

DEPARTAMENTO DE ENSINO
COORDENAÇÃO DO CURSO DE LICENCIATURA EM QUÍMICA
PROGRAMA DE UNIDADE DIDÁTICA – PUD

DISCIPLINA: QUÍMICA GERAL I		
Código:		
Carga Horária Total: 80 h	CH Teórica: 80h	CH Prática:
CH -Práticas como componente curricular do ensino:		
Número de Créditos: 4		
Pré-requisitos: Sem pré-requisito		
Semestre: 1º		
Nível: Superior		
EMENTA		
Introdução ao Estudo da Matéria e Energia; Modelo Atômico; Classificação Periódica; Funções Inorgânicas; Estequiometria; Estequiometria em Solução; Ligações Químicas; Forças Intermoleculares		
OBJETIVO		
Descrever os fundamentos teóricos relativos às transformações da matéria; além de compreender como se deu a evolução da teoria atômica, estimando os possíveis produtos formados numa dada transformação Química, assim como, quantificá-los ao final do processo.		
PROGRAMA		
UNIDADE 1: INTRODUÇÃO AO ESTUDO DA MATÉRIA E ENERGIA		
Matéria e suas propriedades físicas e químicas; Relação matéria e energia; Tipos de substâncias; Estados físicos da matéria; Mudanças de estado físico: representação gráfica; Tipos de misturas e métodos de separação de misturas.		
UNIDADE 2: MODELO ATÔMICO		
O modelo atômico de Dalton; O modelo atômico atual; O elétron e as experiências de Thomson, Goldstein; O átomo de Bohr - constante de Planck – espectro contínuo e descontínuo - números quânticos, orbitais - estado excitado; As configurações eletrônicas dos principais elementos químicos. O diagrama de Linus Pauling e a regra da multiplicidade de Hund.		
UNIDADE 3: CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA		
Histórico da tabela periódica e o modelo Atual da Tabela Periódica; O número atômico e a configuração dos elementos químicos com a estrutura da tabela periódica em grupos e períodos. Classificação dos elementos químicos em metais, não metais e semimetais; AS camadas de valência e as semelhanças de propriedades que existem entre os elementos; Elementos representativos, metais de transição simples e metais de transição interna e as configurações eletrônicas de seus átomos. Eletronegatividade, potencial de ionização, raio atômico e as variações ao longo dos períodos e grupos no quadro periódico.		
UNIDADE 4: FUNÇÕES INORGÂNICAS		
Classificação e Nomenclatura; Ácidos e bases de Arrhenius, Brönsted-Lowry e Lewis; Força de ácido e base escala de pH; Óxidos ácidos, básicos e anfóteros; sais (tabela de solubilidade dos sais).		

UNIDADE 5: ESTEQUIOMETRIA

Cálculos Químicos: Estequiometria (Leis Ponderais); Conceitos de mol; Massa e Volume Molar; Número de Avogrado; Estequiometria das Reações Químicas.

UNIDADE 6: ESTEQUIOMETRIA EM SOLUÇÕES

Classificação das soluções; O soluto e o solvente; estado físico e proporção entre os seus componentes. Fatores que influem na solubilidade; Curvas de solubilidade; Expressão da concentração das soluções: título; molaridade [mol/L]; molalidade e fração molar. A lei da diluição e a técnica de misturas das soluções de solutos que não reagem ou que reagem.

UNIDADE 7: LIGAÇÕES QUÍMICAS

Tipos de ligações: Iônicas e Covalentes e metálicas; Teoria do Orbital Molecular [TOM]; Hibridização; Geometria Molecular e Polaridade das Moléculas; Ligação metálica; Estruturas e formas geométricas TLV e TOM.

UNIDADE 8: FORÇAS INTERMOLECULARES

Força íon-dipolo, Força dipolo-dipolo; Ligação de hidrogênio; Forças de dispersão de London.

METODOLOGIA DE ENSINO

- Aulas expositivas com a utilização de multimídia em Power Point.
- Material didático de apoio em módulos publicados no sistema acadêmico.
- Treinamento em grupos de estudo, em classe, para problemas propostos.

AVALIAÇÃO

A avaliação será desenvolvida ao longo do semestre, de forma processual e contínua, valorizando os aspectos qualitativos em relação aos quantitativos, segundo o Regulamento da Organização Didática – ROD, do IFCE. Alguns critérios a serem avaliados:

- Conhecimento individual sobre temas relativos aos assuntos estudados em sala.
- Grau de participação do aluno em atividades que exijam produção individual e em equipe;
- Planejamento, organização, coerência de idéias e clareza na elaboração de trabalhos escritos ou destinados à demonstração do domínio dos conhecimentos técnico-pedagógicos e científicos adquiridos;
- Criatividade e o uso de recursos diversificados;
- Domínio de atuação discente (postura e desempenho).

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. ATKINS, Peter; JONES, Loretta. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2013.
2. BROWN, Theodore L. *et al.* **Química**: a ciência central. 9. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2014.
3. KOTZ, John C. *et al.* **Química geral e reações químicas, volume 1**. 3. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

1. ROZENBERG, Izrael Mordka. **Química geral**. São Paulo: Blucher, 2012.
2. KOTZ, John C. *et al.* **Química geral e reações químicas, volume 2**. 3. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2016.
3. RUSSELL, John B. **Química geral**. 2. ed. São Paulo: Pearson Makron Books, 2014.
4. BRUICE, Paula Yurkanis. **Química orgânica**. 4. ed. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2006.
5. LEE, J. D. **Química inorgânica não tão concisa**. São Paulo: Blucher, 2013.

Coordenador do Curso	Setor Pedagógico
-----------------------------	-------------------------