



UNIVERSIDADE FEDERAL DA BAHIA
PRÓ-REITORIA DE ENSINO DE GRADUAÇÃO
SUPERINTENDÊNCIA ACADÊMICA

PROGRAMA DE
COMPONENTE
CURRICULAR

Unidade: Instituto de Química		Departamento: Química Geral e Inorgânica	
COMPONENTE CURRICULAR			
CÓDIGO	NOME		
QUI 030	COMPLEMENTO DE QUÍMICA III		

CARGA HORÁRIA				MÓDULO			CURSO(S)	ANO VIGENTE
34	34		68					

EMENTA

Matéria e as formas em que ela se apresenta. Fenômenos físicos e químicos e trocas de energia envolvidas nesses processos. Aspectos qualitativos e quantitativos envolvidos nos processos químicos.

OBJETIVOS

Criar oportunidade para os alunos do curso de ciências Biológicas, conhecer e vivenciar fatos que relacione transformações químicas e processos biológicos.

CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

I - AULAS TEÓRICAS

I MATÉRIA E ENERGIA

1. Matéria

1.1 – Conceito, diferença entre massa e peso

1.2 - Propriedades da matéria – gerais, funcionais, específicas, intensivas e extensivas

1.3 - Classificação da matéria (mistura e substância pura: diferença de comportamento físico e químico)

1.3.1 – Misturas – Conceito

Homogêneas e heterogêneas (conceitos de fase e componente)

Técnicas de separação (conceito de análise imediata)

1.3.2 – Substância simples e composta - Conceito

Critérios de pureza

Propriedades físicas e químicas

2.0. Energia

2.1 Conceito, modalidades e princípio da conservação

2.2 – Relação entre massa e energia Lavoisier x Einstein ($E = mc^2$)

Reações que liberam ou absorvem energia

Termoquímica – processos biológicos movidos por energia química.

Aplicação em Biologia: fotossíntese, transformação da matéria com liberação ou absorção de energia, por exemplo, energia potencial contida nos alimentos se transforma em energia necessária para processos vitais.

ESTADOS FÍSICOS DA MATÉRIA

1.0. Estado Sólido

1.1 - Conceito

1.2 - Propriedades Gerais dos Sólidos

1.3 - Sólido cristalino x sólido amorfo (conceito de cristal ideal ou perfeito, face, rede cristalina, clivagem, cela elementar)

1.4 - Noções sobre determinação de estrutura cristalina

1.5 - Tipos de sólidos cristalinos: moleculares, covalentes, iônicos e metálicos

1.5.1- Partículas, ligações e propriedades dos sólidos

1.6 – Defeitos cristalinos

Aplicação em Biologia: cristais naturais, gelo, cristal molecular.

2.0. Estado Líquido

2.1 – Teoria Cinética dos líquidos (propriedades gerais dos líquidos)

2.2 – Equilíbrio de fases

2.2.1 – Líquido - gás (evaporação, condensação, pressão de vapor de equilíbrio, calor vaporização)

2.2.2 – Sólido – líquido (congelamento, fusão, calor de fusão)

2.3 – Efeito da temperatura na pressão de vapor dos líquidos

2.4 – Efeito da pressão no ponto de ebulição dos líquidos (ponto de ebulição normal, destilação)

2.5 – Propriedades físicas dos líquidos (tensão superficial, viscosidade e densidade)

2.6 – Forças intermoleculares

Aplicação em Biologia: água, importância para a vida na terra; pernilongos que flutuam na água
Devido à tensão superficial, líquidos corrosivos, inflamáveis, combustíveis tóxicos.

Estado Gasoso.

3.1 - Propriedades gerais dos gases

- 3.2 - Teoria cinética dos Gases (distribuição de energias cinéticas moleculares)
- 3.3 - Variáveis de estado (P, T, V) - CNTP– Volume molar
- 3.4 – Propriedades físicas dos gases (Leis dos gases ideais)
 - 3.4.1 – Compressibilidade (Lei de Boyle)
 - 3.4.2 - Expansão térmica a escala de temperatura (Lei de Charles)
 - 3.4.3 – Miscibilidade (Lei de Dalton)
 - 3.4.4 - Difusibilidade (Lei de Graham)
- 3.3.5 – Equação de estado (Clayperon) / Equação geral dos gases ideais.
- 4.0 – Combinação volumétrica (Lei de Gay-Lussac / Avogrado)
- 5.0 – Estequiometria gasosa.
- 6.0 – Diferença entre gás ideal, gás real, vapor.
- 7.0 – Diagrama de fase (o ponto crítico)

Aplicação em Biologia : pressão atmosférica e sua ação sobre a superfície da terra, gases atmosféricos, ciclo do dióxido de carbono e do nitrogênio, gases tóxicos, corrosivos, anestésicos, inflamáveis.

III – III. CLASSIFICAÇÃO PERIÓDICA DOS ELEMENTOS.

- 1.0 . Configuração eletrônica x posição do elemento na tabela periódica
- 2.0 Classificação dos elementos
 - a) períodos e grupos
 - b) elementos representativos
 - c) elemento de transição
 - d) caráter metálico
- 3.0 . Conceito de blindagem e carga nuclear efetiva
- 4.0 .Propriedades periódicas
 - 4.1 Raio Atômico (comparação entre átomos e íons)
 - 4.2 Energia de Ionização
 - 4.3 Afinidade Eletrônica
- 5.0 . Propriedades oxidantes e redutoras
- 6.0 .Composto de Coordenação (conceito, tipos de ligação, ligantes, noções sobre estereoquímicas.

- 7.0- Propriedades químicas dos óxidos (caráter ácido-base)

Aplicação em Biologia_: caráter ácido dos óxidos de enxofre e de nitrogênio, (chuva ácida) elementos químicos constituintes do universo, papel de hemoglobina nas trocas gasosas, complexos importantes nos sistemas biológicos – vitamina B12 e clorofila

REAÇÕES QUÍMICAS (ASPECTOS QUALITATIVOS).

- 1.0 Evidências da ocorrência de reação.
- 2.0 Classificação
 - 2.1 - Reações ácido-base
 - 2.1.1 – Conceitos de Arrhenius, Bronsted-Lowry e Lewis
 - 2.2 – Reações de oxi-redução

2.2.1 – Oxidação, redução, redutor e oxidante, semi-reação

Aplicação em Biologia : todas as transformações que ocorrem na natureza são via reações.

REAÇÕES QUÍMICAS (ASPECTOS QUANTITATIVOS).

1.0 - 1.0 - Revisão de conceitos fundamentais

1.1 - Unidade de massa atômica

1.2 - Massa atômica e massa molar

2.0 - Leis Ponderais (Lavoisier, Proust, Dalton)

3.0 - Cálculos estequiométricos envolvendo: massa, quantidade de matéria, volume, nº de moléculas, grau de pureza, reagente em excesso, rendimento.

Aplicação em Biologia – Aplicação de cálculos estequiométricos envolvendo sistemas biológicos.

SOLUÇÕES.

1.0 – Classificações das soluções

2.0 – Solubilidade (mecanismo de dissolução)

2.1 – Coeficiente de solubilidade (soluções saturadas, não saturadas e supersaturadas)

2.2 – Calor de solução

2.3 – Fatores que interferem na solubilidade

3.0 – Propriedades Coligativas

3.1– Pressão Osmótica

3.2 - Abaixamento da pressão de vapor

3.3 - Elevação do ponto de ebulição

3.4 - Abaixamento do ponto de congelação.

1.0 – Unidade de concentração: mol/L; %(m/m) % (V/V), ppm (mg/Kg ou mg/ L))

5.0 - Volumetria de neutralização

Aplicação em Biologia: Titulações ácido-base, padronização de soluções, dosagens, estequiometria com soluções

II- CINÉTICA QUÍMICA.

1.0 -Conceito e Aplicação

1.1 – Determinação experimental das leis de velocidade

2.0 – Fatores que interferem na velocidade das reações

2.1 – Concentração

2.2 - Catalisador (enzimas)

2.3 - Temperatura

2.4 - Área específica

3.0 Teoria das colisões

4.0 Mecanismo de reações

Aplicação em Biologia: Ação enzimática, controle de velocidade das reações

V III – EQUILÍBRIO QUÍMICO

- 1.0 – 1.0 - A natureza do equilíbrio químico
- 2.0 - 2.0 - Expressões quantitativa do equilíbrio químico
- 3.0 3.0 -Princípio de Le Chatelier
- 4.0 - Efeito externo sobre o equilíbrio químico
- 4.1 - concentração
- 4.2 – pressão
- 4.3 - temperatura

Aplicação em Biologia: reações gasosas reversíveis

IX – EQUILÍBRIO IÔNICO.

- 1.0 – 1.0 - Auto-ionização da água
- 2.0 - 2.0 - Produto iônico da água
- 3.0 - 3.0 - Conceito de pH (potencial hidrogeniônico)
- 4.0 - 4.0 - Dissociação de eletrólitos fortes e fracos (ácidos e bases)
- 5.0 - 5.0 -Sais – Hidrólise
- 6.0 - 6.0 - Solução-tampão
- 7.0 - 7.0 -Sais solúveis e pouco solúveis.
- 8.0 - 8.0 -Indicadores.

Aplicação em Biologia: Tamponação do sangue, determinação do pH de fluidos biológicos, equilíbrio carbonato , indicadores ácido –base

CONTEÚDO DO CURSO PRÁTICO

- 1) Noções sobre segurança de laboratório ou outra atividade programada
- 2) Identificação de equipamentos básicos de laboratório.
- 3) Estados sólido
- 4) Estado líquido
- 5) Estado gasoso
- 6) Propriedades oxidantes e redutoras
- 7) Ácidos e bases
- 8) Cinética química
- 9) Equilíbrio químico
- 10) Cromatografia ou outra atividade programada

METODOLOGIA / AVALIAÇÃO

A disciplina Complemento de Química III (QUI 030) possui uma carga horária de 68H, sendo 34H de teoria e 34H de prática. O conteúdo teórico é apresentado em três unidades, sendo que no final de cada unidade é feita uma

avaliação através de uma prova escrita, correspondendo a 80% da nota global. O conteúdo prático é desenvolvido procurando-se simultaneidade com a teoria e consta de experimentos de bancada, que os alunos realizam em equipes, utilizando-se uma metodologia interativa. A avaliação do curso prático é feita quantitativamente, através de relatórios e qualitativamente valorizando-se itens como pontualidade e assiduidade, correspondendo a 20% da nota global.

BIBLIOGRAFIA

BIBLIOGRAFIA BÁSICA

1. RUSSEL, J.B. **Química Geral**. São Paulo: Mc. Graw-Hill, v. 1 e 2, 1994
2. SIENKO, M.J. e PLANE, R. **Química**. São Paulo: Companhia Ed. Nacional, 1977.
3. CHANG, R. **Química Geral: conceitos essenciais**. 4.ed. Tradução Maria José F. Rebelo et al. McGraw-Hill, 2006.

BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR

3. QUAGLIANO, J.V. e VALLARINO, L.M. **Química**. Rio de Janeiro: Ed. Guanabara Dois Ltda, 1979.
4. BRADY, J.E. e HUMISTON, G.E. **Química Geral**. Rio de Janeiro: Livros Técnicos e Científico, 1975.
5. MASTERTON, W. L.; SLOWINSKI, E. J. & STANITSKI, C. L. **Princípios de Química**. Rio Ed. Guanabara, 1990, 6ª edição

Programa de componente curricular proposto na reunião do
Departamento, em ___/___/___

Chefe do Departamento
(assinatura e carimbo)

Programa de componente curricular aprovado na reunião do
Colegiado de Curso, em ___/___/___

Coordenador do Colegiado
(assinatura e carimbo)