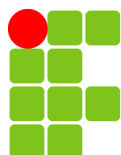


<b>CURSO:</b> LICENCIATURA EM FÍSICA	
<b>UNIDADE CURRICULAR:</b> QUÍMICA GERAL	
<b>PROFESSOR:</b> Roberta Checheto	
<b>PERÍODO LETIVO:</b> 7	<b>CARGA HORÁRIA:</b> 75h Teórica /15h Prática
<b>OBJETIVOS</b>  <b>GERAL:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>Identificar os princípios básicos da química geral e a sua aplicação no contexto da engenharia de produção.</li> </ul> <b>ESPECÍFICOS:</b> <ul style="list-style-type: none"> <li><b>Relacionar os elementos químicos e suas propriedades físicas;</b></li> <li><b>Realizar experimentos com produtos químicos;</b></li> <li><b>Interpretar resultados de reações químicas.</b></li> <li><b>Expressar as várias formas de notação de soluções e saber como preparar soluções;</b></li> </ul> Realizar experimentos de interesse da engenharia de produção.	
<b>EMENTA:</b>  Estrutura Eletrônica dos Átomos e suas Propriedades; Tabela Periódica; Tipos de Ligações Químicas e Estrutura de Diferentes Íons e Moléculas; Teoria dos orbitais Moleculares; Teoria de bandas no sólido; Gases; Cálculo Estequiométrico; Soluções; Termoquímica; Equilíbrio químico; Eletroquímica (Pilhas, corrosão e eletrólise).	
<b>CONTEUDOS:</b>	<b>CARGA HORÁRIA</b>
<b>UNIDADE I: Estrutura eletrônica e propriedades dos átomos</b> 1.1 Teoria atômica de Dalton 1.2 Massas atômicas 1.3 A estrutura da matéria: átomos e partículas subatômicas 1.4 Radiação eletromagnética. 1.5 Espectros atômicos e o modelo atômico de Bohr. 1.6 Propriedades ondulatórias da matéria e mecânica ondulatória. 1.7 O spin do elétron e o Princípio da exclusão de Pauli. 1.8 Configurações eletrônicas. 1.9 Configurações eletrônicas inesperadas. 1.10 Formatos dos orbitais atômicos	8
<b>UNIDADE II: Tabela periódica</b> 2.1 Tabela periódica. 2.2 Metais, Não-metais e metalóide. 2.3 Variação das Propriedades atômicas com a estrutura eletrônica	4
<b>UNIDADE III: Tipos de ligações químicas e estrutura molecular</b>	4

<p>3.1</p> <p>1.1. Transferência eletrônica e a formação de compostos iônicos</p> <p>3.2 Número elétrons: símbolos de Lewis.</p> <p>3.3 Compartilhamento de Elétrons: A formação de ligações covalentes.</p> <p>3.4 Eletronegatividade e a polaridade das ligações.</p> <p>3.5 Ressonância: Quando temos que utilizar duas estruturas de Lewis.</p> <p>3.6 Ligações covalentes coordenadas</p>	
<p><b>UNIDADE IV: Teoria dos orbitais moleculares</b></p> <p>4.1</p> <p>Teoria VSEPR</p> <p>4.2 Geometria Molecular e polaridade das moléculas</p> <p>4.3 Mecânica ondulatória e a teoria das ligações de valência</p> <p>4.4 Orbitais Híbridos</p> <p>4.5 Ligações duplas e triplas.</p> <p>4.6 Teoria dos orbitais Moleculares.</p> <p>4.7 Orbitais moleculares não-localizados.</p>	6
<p><b>UNIDADE V: Teoria das bandas no sólido</b></p> <p>5.1</p> <p>Ligações nos sólidos</p> <p>5.2 Sólidos cristalinos</p> <p>5.3 Difração e Raio X</p> <p>5.4 Propriedades físicas e tipos de cristais</p> <p>5.5 Sólidos não-cristalino.</p>	4
<p><b>UNIDADE VI: O estado gasoso</b></p> <p>6.1</p> <p>Lei dos gases ideais</p> <p>6.2 Estequiometria das reações gasosas</p> <p>6.3 Lei das pressões parciais</p> <p>6.4 Teoria cinética e as leis dos gases</p> <p>6.5 Gases reais</p>	4
<p><b>UNIDADE VII: Estequiometria</b></p> <p>7.1</p> <p>O conceito de mol</p> <p>7.2 Fórmula centesimal</p> <p>7.3 Fórmula molecular e empírica.</p> <p>7.4 Cálculo com equações químicas</p> <p>7.5 Reagentes limitantes</p> <p>7.6 Rendimento teórico e porcentual</p>	9
<p><b>UNIDADE VIII: Soluções</b></p> <p>8.1</p> <p>Reações em solução</p> <p>8.2 Concentração molar</p> <p>8.3 Reações em soluções e a estequiometria</p> <p>8.4 Reações iônicas e estequiometria</p>	6



INSTITUTO FEDERAL  
ESPÍRITO SANTO



**Ministério  
da Educação**

8.5 Unidade de concentração	
<b>UNIDADE IX: Termoquímica</b> 9.1 Primeira lei da termodinâmica: Calor e trabalho 9.2 Medida de variações de energia 9.3 Variação de entalpia 9.4 Lei de Hess 9.5 Lei de Hess e os calores padrões 9.6 Entropia 9.7 Energia livre de Gibbs	8
<b>UNIDADE X: Equilíbrio químico</b> 10.1 A lei de equilíbrio para uma reação 10.2 Leis de equilíbrio para as reações gasosas 10.3 O significado de K 10.4 Relação entre K <sub>p</sub> e K <sub>c</sub> 10.5 Princípio de L <sup>e</sup> Châtelier 10.6 Cálculos de equilíbrio 10.7 Ionização da água e o PH 10.8 Constantes de ionização para ácidos e bases fracos 10.9 Cálculo no equilíbrio 10.10 Soluções salinas 10.11 Soluções-tampão 10.12 Titulações ácido-base	9
<b>UNIDADE XI: Eletroquímica</b> 11.1 Eletrólise 11.2 Relações estequiométricas na eletrólise 11.3 Aplicações industriais da eletrólise 11.4 Células galvânicas 11.5 Potenciais celulares e potências de redução 11.6 Usando os potenciais normais de redução 11.7 Potenciais celulares e termodinâmica 11.8 Efeito da concentração sobre os potenciais celulares 11.9 Aplicações práticas das células galvânicas	13
<b>UNIDADE XII: Laboratório</b> 12.1 Apresentação do laboratório, normas de segurança, equipamentos, reagentes; 12.2 Teste de chama; 12.3 Semelhanças e diferenças nas propriedades Químicas de elementos da Tabela periódica; 12.4 Funções inorgânicas; 12.5 Preparo de Soluções; 12.6 Volumetria;	15

12.7 Reações endotérmica e exotérmica; 12.8 Pilhas; 12.9 Eletrólise ; 12.10 Aplicações da eletrólise (cobreadura);	
<b>ESTRATEGIA DE APRENDIZAGEM</b>	
Aula expositiva e participativa. Aulas de fixação do aprendizado com realização de exercícios e estudos dirigidos.	
<b>RECURSOS METODOLÓGICOS</b>	
Quadro/giz/Cartazes/Transparência/Retroprojektor/lista de exercícios /estudos dirigidos/ data-show com apresentação de animação das estruturas moleculares.	
<b>AValiação DA APRENDIZAGEM</b>	
<p>Avaliações somáticas:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Avaliações escritas individuais (3) = 75 % (25% + 25% + 25%)</li> <li>2. Trabalho em grupo (1) = 10 %</li> <li>3. Listas de exercícios (3) = 15 % (5% + 5% + 5%)</li> </ol> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Nota final = Aval. 1 + Aval. 2 + Aval. 3 + Trabalho + Exerc. 1 + Exerc. 2 + Exerc. 3 = 100 %</li> </ul>	
<b>BIBLIOGRAFIA BÁSICA</b>	
BRADY, J.E. ; RUSSEL, J.W. e HOLUM, J.R. <b>Química a Matéria e suas Transformações</b> . 3 ed. Volumes I e II. Rio de Janeiro: LTC., 2003.	
BROWN, T.L. ; LeMAY Jr., H.E. e BURSTEN, B.E. <b>Química Ciência Central</b> . Rio de Janeiro: LTC, 1999	
EBBING, D.D.; Química Geral, Vols. 1 e 2, Ed. LTC – Livros Técnicos e Científicos, Rio de Janeiro, 1998.	
<b>BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR</b>	
ATKINS, P. ; JONES, L. <b>Princípios de Química</b> . Porto Alegre: Artmed, 1999.	
ATKINS, P. W. <b>Físico-Química</b> . Vol. 1, 2 e 3. Rio de Janeiro: LTC, 1999.	
KOTZ, J.C. e TREICHEL Jr., P. <b>Química e Reações Químicas</b> . Vol. 1 e 2. Rio de Janeiro: LTC, 1998	
BALL, DAVID W. ; <b>Físico-Química</b> . Vol. 1 e 2. Tradução: Ana MaronVichi., São Paulo: Thomson Learning, 2005.	