



## PROGRAMA DE UNIDADE DIDÁTICA – PUD

Válido somente com assinatura e carimbo do IFCE

<b>DISCIPLINA</b>
<b>QUÍMICA GERAL</b>
<b>CURSO: BACHARELADO EM ENGENHARIA DE TELECOMUNICAÇÕES – 01503</b>
<b>CÓDIGO DA DISCIPLINA: 01.503.1</b>
<b>CARGA HORÁRIA: 80 HORAS                      TEÓRICA: 60 HORAS                      PRÁTICA: 20 HORAS</b>
<b>CRÉDITOS: 04</b>
<b>PRÉ-REQUISITO: SEM PRÉ-REQUISITO</b>
<b>SEMESTRE: 01</b>
<b>NÍVEL: GRADUAÇÃO</b>
<b>EMENTA</b>
Parte teórica: Conceitos básicos de química e modelo atômico atual. Tabela periódica e ligações químicas. Cálculos estequiométricos. Ácidos e bases inorgânicos. Introdução aos materiais: metálicos, semicondutores, cerâmicas e polímeros. Eletroquímica e aplicações.
Parte prática: Normas de segurança de laboratórios. Unidades de medida e erros experimentais. Princípios de funcionamento e uso de instrumentos e vidrarias - medições de massa, medições de volume, preparação de soluções e medição de pH. Padronização de soluções e titulações ácido-base..
<b>OBJETIVO</b>
Compreender e aplicar os fundamentos básicos da Química Geral relacionados à Engenharia de Telecomunicações.
<b>PROGRAMA</b>
PROGRAMA TEÓRICO: <b>Unidade 1: Conceitos básicos de Química.</b> matéria e energia; estados da matéria; transformações físicas e químicas; modelo atômico atual - números atômicos, números de massa, isótopos, orbitais eletrônicos. (06h) <b>Unidade 2: Ligações químicas.</b> distribuição eletrônica; tabela periódica dos elementos; ligações iônicas - formação de íons e energia de rede; ligações covalentes - formação, energia, comprimento de ligação, eletronegatividade e polaridade de ligações; ligações metálicas; teoria das bandas; compostos moleculares, iônicos e metálicos; isolantes, semicondutores e condutores; semicondutores dopados; Forças e ligações intermoleculares. (14h) <b>Unidade 3: Estequiometria.</b> balanceamento de equações e estequiometria; mol e massa molar; concentração de soluções; reagente limitante e rendimento. (16h) <b>Unidade 4: Ácidos e bases.</b> Ácidos e bases em solução aquosa; Ácidos e bases fortes e fracos; Reação de neutralização e formação de sais; escala de pH. (06h) <b>Unidade 5: Estados da matéria e materiais modernos.</b> Gases - pressão, leis dos gases e misturas gasosas; Líquidos - tensão superficial e viscosidade; Sólidos - classificação e estrutura dos sólidos, células unitárias e difração de raios X, sólidos metálicos, iônicos e moleculares - semicondutores, polímeros, cerâmicas e nanomateriais. (08h) <b>Unidade 6: Fundamentos de Eletroquímica.</b> oxidação e redução; números de oxidação; agentes oxidantes e redutores; meias reações e célula eletroquímica; potenciais padrão de eletrodo e de célula; pilhas e baterias; eletrodeposição; corrosão. (10h)
PROGRAMA PRÁTICO: Aula prática 1: normas de segurança de laboratório. (02h) Aula prática 2: medições, unidades de medida e erros experimentais. (02h) Aula prática 3: elaboração de relatórios, tabelas e gráficos. (04h)

<p>Aula prática 4: medições de massa em balança analítica. (02h)  Aula prática 5: medições de volume em diferentes vidrarias. (02h)  Aula prática 6: Preparação de soluções e medição de pH. (04h)  Aula prática 7: padronização de soluções e titulação ácido-base. (04h).</p>	
<b>METODOLOGIA DE ENSINO</b>	
<p>A disciplina é desenvolvida no formato presencial envolvendo exposição teórica e práticas de laboratório. O conteúdo das práticas serão detalhados conforme o cronograma do semestre. Avaliação das atividades desenvolvidas em laboratório.</p>	
<b>AValiação</b>	
<p>A avaliação é realizada de forma processual e cumulativa. A saber: avaliações escritas, trabalhos extra-sala de aula e dinâmicas em sala. A frequência é obrigatória, respeitando os limites de ausência previstos em lei.</p>	
<b>BIBLIOGRAFIA BÁSICA</b>	
<p>1) BRADY, J. E. Química Geral. v. 1. e v 2. 2ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 1986.  2) BROWN, L. S.; HOLME, T. A. Química geral aplicada à engenharia. São Paulo, SP: Cengage Learning, 2016.  3) BROWN, T. L.; LEMAY JR., H. E.; BURSTEN, B. E.; BURDGE, J. R. Química: a ciência central. 9ª ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007.  4) LENZI, E.; FAVERO, L. O. B.; TANAKA, A. S.; VIANNA FILHO, E. A.; SILVA, M. B. Química geral experimental. Rio de Janeiro: Freitas Bastos, 2012. [BVU].  5) ROZENBERG, I. M. Química geral. São Paulo, SP: Edgard Blücher, 2002.  6) RUSSELL, J. B. Química Geral. v. 1 e v. 2. 2ª ed. São Paulo: Makron Books, 2004.</p>	
<b>BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR</b>	
<p>1) BRADY, J. E.; SENESE, F. Química: a matéria e suas transformações. v. 1. 5ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2011.  2) BRADY, J. E.; SENESE, F. Química: a matéria e suas transformações. v. 2. 5ª ed. Rio de Janeiro: LTC, 2009.  4) CHANG, R. Química geral: conceitos essenciais. 4ª ed. Porto Alegre: AMGH, 2010.  5) CHRISTOFF, P. Química Geral. 1ª ed. Curitiba: Intersaberes, 2015. [BVU]  6) CONSTANTINO, M. G.; SILVA, G. V. J.; DONATE, P. M. Fundamentos de química experimental. São Paulo: Edusp, 2004.  7) HILSDORF, J. W.; BARROS, N. D.; TASSINARI, C. A.; COSTA, I. Química tecnológica. São Paulo: Cengage Learning, 2010.  8) KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; WEAVER, G. C. Química geral e reações químicas. v.1 e v.2. São Paulo: Cengage Learning, 2013/2014.  9) MAIA, D. J.; BIANCHI, J. C. A. Química geral: fundamentos. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2007. [BVU].  10) PÍCOLO, K. C. S. A. Química geral. Pearson Education do Brasil, 2014. [BVU].</p>	
<p>_____</p> <p><b>Coordenador do Curso</b></p>	<p>_____</p> <p><b>Setor Pedagógico</b></p>