

Curso: ENGENHARIA MECÂNICA	
Unidade Curricular: QUÍMICA GERAL E EXPERIMENTAL	
Professor(es): João Francisco Allochio Filho/ Thiago Rafalski Maduro	
Período Letivo: 1º	Carga Horária: 75 horas
OBJETIVOS	
<p>Geral:</p> <p>Desenvolver o aprendizado do conteúdo de química geral no contexto dos cursos de engenharia; praticar em laboratório experiências que colaborem para o aprendizado prático da disciplina; realizar exercícios de aplicação contextualizados em problemas específicos do curso.</p> <p>Específicos:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Compreender o desenvolvimento histórico da química, os modelos atômicos e o desenvolvimento da tabela periódica; • Identificar os tipos de ligações químicas e definir as geometrias moleculares; • Analisar os critérios de solubilidade; • Calcular as quantidades de reagentes e produtos numa reação química utilizando a estequiometria; • Compreender as reações químicas de precipitação, neutralização, com formação de gás e de oxidação e descrevê-las na forma de equações químicas. • Reconhecer processos endotérmicos e exotérmicos e calcular a variação de entalpia; • Compreender o conceito de entropia e de energia livre de gibbs e realizar cálculos envolvendo estes parâmetros; • Identificar reações em equilíbrio químico e realizar cálculos envolvendo a constante de equilíbrio; • Identificar os fatores de interferência no equilíbrio químico como temperatura, concentração, etc.; • Compreender o conceito de pilha e eletrólise e identificar os produtos das reações de oxidação-redução envolvidas. 	
EMENTA	
<p>Teoria: estrutura eletrônica dos átomos e suas propriedades; tabela periódica; tipos de ligações químicas e estrutura de diferentes íons e moléculas; cálculo estequiométrico; soluções; termoquímica; equilíbrio químico; eletroquímica.</p> <p>Prática: teste de chama; reatividade dos metais; reatividade dos ametais; funções inorgânicas; preparo de soluções; volumetria; calor de neutralização; pilhas; eletrólise.</p>	
PRÉ-REQUISITO (SE HOUVER)	
Não há.	
CONTEÚDOS	CARGA HORÁRIA
	A

<p>UNIDADE I: TEORIA ATÔMICA E ESTRUTURA ELETRÔNICA</p> <p>1.1 Histórico; 1.2 Modelo de Dalton; 1.3 Natureza Elétrica da Matéria; 1.4 Modelo de Thomson; 1.5 Modelo de Rutherford; 1.6 Modelo de Rutherford-Bohr; 1.7 Modelo Ondulatório; 1.8 Números Quânticos; 1.9 Diagrama de Pauling.</p>	6
<p>UNIDADE II: TABELA PERIÓDICA</p> <ul style="list-style-type: none"> • Histórico; • Famílias da tabela periódica; • Localização de um elemento na tabela a partir de sua distribuição eletrônica; • Propriedades periódicas. 	4
<p>UNIDADE III: LIGAÇÕES QUÍMICAS</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ligação química e estabilidade; • Ligação iônica. Ligação iônica e energia; • Ligação covalente; • Ligação covalente e energia; • Tipos de ligação covalente; • Fórmulas estruturais planas de moléculas; • Hibridação; • Teoria do orbital molecular; • Teoria da repulsão dos pares eletrônicos da camada de valência; • Geometria molecular; • Geometria e polaridade; • Interações químicas; • Ligação metálica; • Condutores, semi-condutores e isolantes 	12
<p>UNIDADE IV: ESTEQUIOMETRIA</p> <p>4.1 Leis ponderais; 4.2 Massa atômica, massa molecular e mol; 4.3 Balanceamento de equações; 4.4 Determinação de fórmula mínima, centesimal e molecular; 4.5 Cálculos estequiométricos envolvendo: n° de mols, n° de partículas, massa e volume de gases; 4.6 Cálculos estequiométricos envolvendo: reações consecutivas, reagente limitante, pureza e rendimento.</p>	8
<p>UNIDADE V: SOLUÇÕES</p> <p>5.1 Conceito; 5.2 Unidades de concentração: mol/l, g/l, título, porcentagem em massa, ppm, ppb, ppt, normalidade; 5.3 Misturas de soluções; 5.4 Diluição de soluções; 5.5 Volumetria.</p>	8

<p>UNIDADE VI: TERMOQUÍMICA</p> <p>6.1 Variação de energia interna; 6.2 Variação de entalpia; 6.3 Calores de reação; 6.4 Lei de Hess; 6.4 Entropia; 6.5 Variação de energia livre de Gibbs e espontaneidade</p>	8
<p>UNIDADE VII: EQUILÍBRIO QUÍMICO</p> <p>7.1 Cinética química: fatores que afetam a velocidade de uma reação 7.2 Constantes de equilíbrio; 7.3 Princípio de Le Chatelier; 7.4 Cálculos de equilíbrio.</p>	6
<p>UNIDADE VIII: ELETROQUÍMICA</p> <p>8.1 Eletrólise ígnea; 8.2 Eletrólise em solução aquosa; 8.3 Pilhas; 8.4 Potencial padrão de eletrodo; 8.5 Espontaneidade de reações de oxi-redução;</p>	8
CONTEÚDOS PRÁTICOS	Carga Horária
1. APRESENTAÇÃO DO LABORATÓRIO, VIDRARIAS E EQUIPAMENTOS E NORMAS DE SEGURANÇA.	1
2 PRÁTICA 1. ESPECTROSCOPIA DE EMISSÃO (TESTE DE CHAMA)	2
3 PRÁTICA 2. MEDIDAS DE MASSA E VOLUME;	2
4 PRÁTICA 3. DETERMINAÇÃO DE DENSIDADE DE METAIS E SOLUÇÕES.	2
• PRÁTICA 4. CONDUTIVIDADE ELÉTRICA	2
• PRÁTICA 5. FORÇAS INTERMOLECULARES E SOLUBILIDADE (DETERMINAÇÃO DO TEOR DE ETANOL NA GASOLINA).	2
• PRÁTICA 6. PREPARO DE SOLUÇÕES (A PARTIR DE CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS).	2
• PRÁTICA 7. DETERMINAÇÃO DO ÍON CLORETO EM ÁGUA POTÁVEL (TITULAÇÃO COM FORMAÇÃO DE PRECIPITADO).	2
• PRÁTICA 8. REAÇÕES QUÍMICAS (PARTE I) – PRECIPITAÇÃO, NEUTRALIZAÇÃO E REAÇÕES COM PRODUÇÃO DE GÁS.	2
• PRÁTICA 9. REAÇÕES QUÍMICAS (PARTE II) – REAÇÕES DE OXI-REDUÇÃO, REAÇÕES QUÍMICAS INTEGRADAS (DUAS ETAPAS).	2
• PRÁTICA 10. ANÁLISE DE UMA AMOSTRA DE ÁGUA OXIGENADA COMERCIAL (DETERMINAÇÃO DO TEOR DE H ₂ O ₂ NA ÁGUA OXIGENADA).	2
• PRÁTICA 11. DETERMINAÇÃO DA % DE FE ⁺² EM AMOSTRAS DE PÓ DE MINÉRIO.	2
• PRÁTICA 12. DETERMINAÇÃO DO CALOR DE NEUTRALIZAÇÃO.	2
• PRÁTICA 13. EQUILÍBRIO QUÍMICO.	2
• PRÁTICA 14. ELETROLISE.	2

OBS: ALÉM DA APRESENTAÇÃO DO LABORATÓRIO, VIDRARIAS, EQUIPAMENTOS E NORMAS DE SEGURANÇA, SERÃO MINISTRADAS APENAS 7 AULAS, DENTRE AS 14 AULAS PRÁTICAS DISPONÍVEIS.		
Total		75
METODOLOGIA		
Aulas expositivas interativas; estudo em grupo com apoio de referências bibliográficas; aplicação de lista de exercícios; atendimento individualizado; desenvolvimento de experimentos no laboratório com discussão dos resultados.		
RECURSOS		
Quadro branco; projetor de multimídia; retroprojetor; laboratório para o desenvolvimento de experimentos.		
AVALIAÇÃO DA APRENDIZAGEM		
Critérios	Instrumentos	
Observação do desempenho individual, priorizando a produção do discente e verificando se este: adequou, identificou, sugeriu, apresentou análise crítica e compreensão do conteúdo, de acordo com as habilidades previstas.	Avaliações, listas de exercícios, trabalhos e discussão das aulas práticas.	
BIBLIOGRAFIA BÁSICA		
BROWN, Theodore L. et al. Química: a ciência central . 9. ed. São Paulo: Pearson Prentice Hall, 2005.		
ATKINS, P. W.; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente . 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012.		
MAHAN, Bruce M.; MYERS, Rollie J. Química: um curso universitário . São Paulo: Edgard Blücher, 1995.		
BIBLIOGRAFIA COMPLEMENTAR		
MORITA, Tokio; ASSUMPÇÃO, Rosely Maria Viegas. Manual de soluções, reagentes e solventes: padronização, preparação, purificação, indicadores de segurança, descarte de produtos químicos . 2. ed. São Paulo: Edgard Blücher, 2007.		
ATKINS, P. W. Físico-química: fundamentos . 3. ed. Rio de Janeiro: LTC- Livros Técnicos e Científicos, 2003.		
KOTZ, John C; TREICHEL, Paul; WEAVER, Gabriela C. Química geral e reações químicas [volume 1] . 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010.		
KOTZ, John C; TREICHEL, Paul; WEAVER, Gabriela C. Química geral e reações químicas [volume 2] . 6. ed. São Paulo: Cengage Learning, 2010.		
PAWLICKA, Agnieszka; FRESQUI, Maíra; TRSIC, Milan. Curso de química para engenharia, volume II: materiais . Barueri, SP: Manole, 2013.		