PLANO DE ENSINO

1 – IDENTIFICAÇÃO

1.1 – EIXO TECNOLÓGICO: **Informação e Comunicação**

1.2 CURSO: **Técnico em Informática Integrado**

1.2 UNIDADE DIDÁTICA: QUÍMICA II

CH: 67

DOCENTE RESPONSÁVEL: Marcio Luiz Modolo

SEMESTRE LETIVO: ( ) Primeiro ( ) Segundo (X) Anual

NOME DO COORDENADOR: Mauricio Marcelino de Lima

2 - EMENTA (Sinopse do Conteúdo)

Soluções; Propriedades Coligativas; Termoquímica; Cinética Química; Equilíbrio Químico; Eletroquímica;

3 - OBJETIVOS DA DISCIPLINA

Interpretar dados a respeito da concentração de soluções a e diferentes unidades. Calcular novas concentrações a partir da diluição e da evaporação do solvente. Conceituar pressão de vapor via gráficos, analisar diagrama de fases, analisar fatores que alteram a pressão de vapor. Reconhecer a dependência entre concentração e efeitos coligativos. Calcular novas concentrações a partir da diluição e da evaporação do solvente. Conceituar pressão de vapor via gráficos, analisar diagrama de fases, analisar fatores que alteram a pressão de vapor. Classificar as reações quanto à troca de calor, descrever reações endo e exotérmica, analisar gráfico de energia versus caminho da reação. Reconhecer os fatores que influenciam na entalpia, reconhecer os tipos de entalpia. Calcular a variação de entalpia das reações a partir de gráficos, tabelas e equações termoquímicas. Analisar graficamente a relação reagente/produtos em função do tempo, reconhecer os fatores que alteram a

velocidade das reações, analisar a influência das concentrações iniciais na velocidade da reação. Identificar o equilíbrio químico via gráficos, reconhecer a importância do equilíbrio químico na síntese de novos compostos. Identificar os fatores que deslocam o equilíbrio químico, prever o sentido do deslocamento do equilíbrio. Escrever as reações de ionização de ácidos e de dissociação de bases, compreender os valore de Ka e Kb, verificar a influencia do íon comum. Calcular p.H e p.OH, classificar sistemas em ácidos, básicos e neutros. Efetuar uma análise do que vem a ser hidrólise salina, analisar os principais casos envolvendo hidrólise salina. Identificar o agente oxidante e agente redutor, balancear reações químicas. Entender o processo de formação de uma pilha, prever a espontaneidade de uma pilha, analisar um experimento sobre pilhas. Identificar os principais produtos obtidos por eletrólise, calcular a quantidade de produto formado em uma eletrólise.

4 - CONTEÚDO PROGRAMÁTICO

1 – Soluções

Cálculos químicos.
Soluções.
Propriedades das soluções.
Diluição de soluções.
Misturas de Soluções.
Cálculos estequiométricos envolvendo soluções ácido – base.
Pressão de vapor e temperatura de ebulição de um líquido.
Efeitos coligativos para solutos não voláteis.

2 - Termoquímica
Energia envolvida nas reações químicas e fenômenos químicos.
Fatores que influenciam na entalpia.
Maneiras de se calcular a variação de energia de uma reação.
Entropia

3 - Cinética Química
Velocidade das reações químicas.
Teoria das colisões.
Lei de velocidade.
Fatores que alteram a velocidade das reações químicas.

4 - Equilíbrios químico.
Conceito, constante e grau de equilíbrio.
Deslocamento de equilíbrio.
Equilíbrio químico em meio aquoso.
Equilíbrio iônico da água.
Medidas de pH.
Hidrólise salina e solução tampão.

5 - Eletroquímica

Reações de Oxirredução.

Número de oxidação

Pilha de Daniell

A Força eletromotriz

Corrosão.

Eletrólise.

5 - TÉCNICAS DE ENSINO/ METODOLOGIA

Serão utilizadas aulas expositivas dialógicas, incentivando a participação, valorizando os conhecimentos prévios, juntamente com a realização de trabalhos, resolução de exercícios, atividades experimentais e provas individuais.

RECURSOS DIDÁTICOS

Serão utilizadas aulas expositivas dialógicas, incentivando a participação, valorizando os conhecimentos prévios, juntamente com a realização de trabalhos, resolução de exercícios, atividades experimentais e provas individuais.

6 - CRITÉRIOS DE AVALIAÇÃO

A avaliação será feita através de duas provas bimestrais, juntamente com a resolução de exercícios, correção das tarefas, entrega de relatórios de aulas práticas, comportamento, ética, pontualidade e participação durante as aulas. Eventualmente ocorrerá a apresentação de seminários e trabalhos individuais e em grupo. Ao fim do bimestre será realizado uma prova de recuperação bimestral, abrangendo todo o conteúdo estudado no bimestre.

7 – BIBLIOGRAFIA (Conforme normas do IFPR/ ABNT)

REFERÊNCIAS BÁSICAS:

USBERCO, J. Conecte Química. Vol 2. 1o Ed. São Paulo, Editora Saraiva, 2011.
PERUZZO, Francisco Miragaia; CANTO, Eduardo Leite do. Química na abordagem do cotidiano. 4 o . ed. São Paulo: Editora Moderna, 2010.
USBERCO, J; SALVADOR, Edgard. Química Geral. 8 o . ed. São Paulo, Saraiva, 2010. FELTRE, R. Fundamentos de Química: vol. 2 . 4ª.ed. São Paulo, Moderna, 2005.
MORTIMER, E.F, MACHADO, A.H; Química. Vol 2. 1º Ed. São Paulo, 2012.

REFERÊNCIAS COMPLEMENTARES:

MASTERTON, W. L.; SLOWINSKI, E. J. e STANITSKI, C.L., Princípios de Química. 6º Ed. Rio de Janeiro: Editora LTC, 2012.

KOTZ, John C.; TREICHEL JUNIOR, PAUL M. Química Geral e Reações Químicas. vol. 1, 5ª. ed., São Paulo, Pioneira Thomson, 2005.

HUMISTON, G, E; BRADY, J. Química Geral, vol. 1 ,2 e 3, 2ª ed., Rio de Janeiro: LTC, 1986.

ATKINS, P.W.; JONES, Loretta. Princípios de química: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 3.ed. Porto Alegre: Bookman, 2006.

SHRIVER, D. F.; ATKINS, P. W.; LANGFORD, C. H., Química Inorgânica. 3oed. Porto Alegre. Bookman, 2005.

Cascavel, 06 de fevereiro de 2017

_____

Marcio Luiz Modolo