

DISCIPLINA DE QUÍMICA

OBJETIVOS:

1ª Série

- Traduzir linguagens químicas em linguagens discursivas e linguagem discursiva em outras linguagens usadas em Química tais como gráficos, tabelas e relações matemáticas, identificando fontes de informação e formas de obter informações relevantes para o conhecimento da Química.
- Compreender e utilizar conceitos químicos dentro de uma visão macroscópica (lógica – empírica).
- Discutir e utilizar a periodicidade química dos elementos para compreender suas estruturas e reatividades, discutir e interpretar as interações entre átomos, moléculas e suas estruturas, relacionando-as com as propriedades da matéria.

2ª Série

- Discutir questões relacionadas à natureza e espontaneidade das interações químicas na sua relação com a reatividade das substâncias. Discutir os conceitos de movimento espaço e energia.
- Desenvolver e aplicar conceitos teóricos sobre a matéria que permitam os entendimentos de suas transformações nos aspectos quantitativo e qualitativo.
- Identificar a caracterização dos componentes inorgânicos de amostras naturais e artificiais e a determinação qualitativa dos componentes inorgânicos por meio do estudo do equilíbrio químicos (ácido-base e oxido-redução).

3ª Série

- Identificar, compreender e utilizar os conhecimentos adquiridos, relacionando-os às suas aplicações e implicações no ambiente, na economia, na política e principalmente na vida dos indivíduos.
- Discutir as diversas relações entre a estrutura de compostos orgânicos, suas propriedades químicas e físicas, bem como sua reatividade. Introduzir os fundamentos da química orgânica estrutural.

CONTEÚDOS

1ª Série

- Introdução ao estudo da Química – Histórico.
- Modelos atômicos de Dalton e Thomson.
- Experiência de Rutherford e o Modelo atômico de Rutherford.
- Modelo atômico de Böhr.
- Conceitos fundamentais.
- Modelo atômico atual.
- Configurações eletrônicas para átomos neutros (I).
- Configurações eletrônicas para átomos neutros (II).
- Configuração eletrônica para íons.
- Classificação periódica dos elementos – Histórico.
- Classificação periódica moderna – Introdução.
- Características eletrônicas dos elementos Representativos – bloco s.

- Características eletrônicas dos elementos Representativos – bloco p.
- Características eletrônicas dos elementos de Transição ou Transição externa – bloco d.
- Características eletrônicas dos elementos de Transição interna – bloco f
- Propriedades aperiódicas e periódicas químicas dos elementos: (Raio atômico e Potencial de ionização).
- Propriedades periódicas dos elementos (Afinidade eletrônica e Eletronegatividade).
- Propriedades periódicas dos elementos: Eletropositividade e Reatividade química.
- Propriedades periódicas físicas (I): Volume atômico e densidade.
- Propriedades periódicas físicas (II): Pontos de fusão (PF) e de Ebulição (PE).
- Ligações químicas: Teoria do Octeto.
- Ligação iônica, eletrovalente ou heteropolar.
- Anomalias do octeto na ligação iônica.
- Ligação covalente normal (I).
- Ligação covalente normal (II).
- Ligação covalente dativa ou coordenada.
- Anomalias do octeto na ligação covalente.
- Compostos iônicos e substâncias moleculares (I).
- Compostos iônicos e substâncias moleculares (II).
- Ligação metálica.
- Geometria molecular (I).
- Geometria molecular (II).
- Eletronegatividade e polaridade das ligações.
- Polaridade das moléculas.
- Forças intermoleculares.
- Pontos de Fusão e de Ebulição das substâncias (I).
- Pontos de Fusão e de Ebulição das substâncias (II).
- Solubilidade das substâncias.
- Funções Químicas ou Inorgânicas – Teoria de Arrhenius.
- Ácidos: definição.
- Ácidos: classificação.
- Ácidos: Nomenclatura.
- Ácidos: Nomenclatura.
- Ácidos: Nomenclatura.
- Ácidos: Cotidiano.
- Bases – Arrhenius: Definição e Classificação.
- Bases: Nomenclatura.
- Bases: Cotidiano.
- Sais: Definição e usos no cotidiano.
- Sais: Reações de salificação com neutralização total.
- Sais: Nomenclatura.
- Sais: Solubilidade dos sais neutros.
- Sais: Reações de salificação com neutralização parcial do ácido e da base.
- Sais: Duplos ou mistos e sais hidratados.
- Óxidos: Definição e fórmula geral.
- Óxidos: Nomenclatura.
- Classificação e reações dos óxidos (I).

- Classificação e reações dos óxidos (II).
- Classificação e reações dos óxidos (III).
- Óxidos: Cotidiano.

2ª Série

- Dispersões: classificação.
- Soluções: classificação.
- Solubilidade.
- Curvas de solubilidade.
- Concentração comum (C) e densidade (d).
- Título em massa (Tm) e título em volume (Tv).
- Concentração em quantidade de matéria (\mathcal{M}).
- Fração molar (X), molaridade de íons e partes por milhão (ppm).
- Relações entre C, T, d e \mathcal{M} .
- Diluição de soluções.
- Mistura de soluções.
- Titulação.
- Entalpia: DH em reações exotérmicas, DH em reações endotérmicas e DH nas mudanças de estado físico.
- Fatores que influenciam o valor do ΔH .
- Entalpia ou calor de formação.
- Entalpia ou calor de combustão.
- Energia de ligação.
- Lei de Hess.
- Velocidade média ou rapidez de uma reação.
- Condições para ocorrências de reações: teoria das colisões.
- Fatores que influenciam a velocidade de uma reação: temperatura e superfície de contato.
- Fatores que influenciam a velocidade de uma reação: catalisadores.
- Concentração dos reagentes.
- Lei da velocidade.
- Introdução ao equilíbrio químico.
- Constante de equilíbrio em termos de concentração (Kc).
- Constante de equilíbrio em termos de pressão (Kp).
- Cálculo das quantidades no equilíbrio.
- Quociente de equilíbrio (Qc).
- Princípio de Le Chatelier: concentração, pressão e temperatura.
- Constante de ionização: Ka e Kb.
- Lei da diluição de Ostwald.
- Produto iônico da água: Kw.
- Escala de pH e pOH: indicadores e Ph.
- Soluções de ácidos e bases fortes.
- Influência da temperatura na solubilidade de um sólido em um líquido.
- Hidrólise salina.
- Hidrólise salina de ácido forte e base fraca e ácido fraco e base forte.

- Hidrólise salina de ácido fraco e base fraca e ácido forte e base forte.
- Produto de solubilidade (PS, Kps ou Ks).
- Efeito do íon comum e solubilidade.
- Deslocamento ou simples troca no equilíbrio químico.
- Pilhas e baterias.
- Cálculo da voltagem (ΔE°) das pilhas.
- Potencial das pilhas I.
- Potencial das pilhas II.
- Espontaneidade de uma reação.
- Corrosão e proteção de metais.
- Eletrólise ígnea.
- Eletrólise em solução aquosa I.
- Eletrólise em solução aquosa II.
- Estequiometria da eletrólise I.
- Estequiometria da eletrólise II.
- Pressão máxima de vapor e temperatura de ebulição.
- Fator de correção de Van't Hoff e tonoscopia.
- Crioscopia e ebulioscopia.
- Osmose e pressão osmótica.
- Radioatividade.
- Tempo de meia-vida.
- Cinética das desintegrações radioativas.

3ª Série

- Modelos atômicos de Dalton e Thomson.
- Modelos atômicos de Rutherford e Rutherford-Böhr.
- Propriedades da matéria.
- Substâncias puras e misturas.
- Introdução à química orgânica.
- Modelo atômico atual.
- Propriedades atômicas.
- Gráficos de aquecimento e resfriamento.
- Sistemas homogêneos, heterogêneos e transformações.
- Classificação das cadeias carbônicas.
- Distribuição eletrônica.
- Propriedades interatômicas.
- Separação de misturas heterogêneas.
- Separação de misturas homogêneas.
- Hidrocarbonetos de cadeia normal.
- Classificação periódica dos elementos.
- Distribuição eletrônica na tabela periódica (I).
- Massa atômica e massa molecular.
- Mol e massa molar (I).
- Hidrocarbonetos de cadeia ramificada.
- Distribuição eletrônica na tabela periódica (II).

- Propriedades periódicas (I).
- Massa molar (II).
- Massa molar (III).
- Hidrocarbonetos de cadeias fechadas e aromáticas.
- Propriedades periódicas (II).
- Ligações iônicas.
- Transformação isotérmica ($P \times V$).
- Transformações isobárica ($V \times T$) e isocóricas ($P \times T$).
- Compostos oxigenados (I).
- Ligações covalentes.
- Ligações covalentes coordenadas.
- Equação geral dos gases.
- Lei de Avogadro e volume molar.
- Compostos oxigenados (II).
- Geometria molecular.
- Polaridade das ligações químicas e moleculares.
- Equação de Clapeyron (I).
- Equação de Clapeyron (II).
- Compostos oxigenados (III).
- Interações intermoleculares.
- Propriedades físicas dos compostos – TF e TE.
- Misturas gasosas.
- Densidade dos gases.
- Compostos nitrogenados e haletos.
- Propriedades físicas dos compostos – solubilidade.
- Eletrólitos.
- Pressão parcial.
- Leis ponderais.
- Isomeria plana (I).
- Ácidos – definição e nomenclatura.
- Ácidos – classificação.
- Fórmulas percentual, mínima e molecular.
- Balanceamento das equações químicas.
- Isomeria plana (II).
- Ácidos – grau de ionização.
- Ácidos – ionização de poliácidos.
- Estequiometria (I).
- Estequiometria (II).
- Isomeria espacial: geométrica.
- Bases ou hidróxidos – definição e nomenclatura.
- Bases ou hidróxidos – classificação.
- Reagente em excesso e reagente limitante.
- Reagente impuro e rendimento da reação.
- Isomeria espacial: óptica (I).
- Reações de neutralização total.
- Reações de neutralização parcial.

- Reações sucessivas.
- Soluções.
- Isomeria espacial: óptica (II).
- Sais – definição, formulação e classificação.
- Óxidos – definição e nomenclatura.
- Soluções – solubilidade.
- Curvas de solubilidade.
- Substituição em alcanos.
- Óxidos ácidos e básicos.
- Óxidos anfóteros, neutros ou indiferentes e peróxidos.
- Concentração das soluções (I).
- Concentração das soluções (II).
- Substituição em aromáticos.
- Cotidiano de ácidos, bases, sais e óxidos.
- Reações químicas – classificação.
- Concentração das soluções (III).
- Diluição de soluções.
- Adição em alcenos.
- Reações de deslocamento ou de substituição ou de simples troca.
- Reações de dupla troca ou de dupla substituição (I).
- Mistura de soluções.
- Mistura de soluções com reações.
- Adição em alcinos.
- Reações de dupla troca ou de dupla substituição (II).
- Cinética química.
- Titulação.
- Termoquímica (I) – conceito e fatores que alteram ΔH .
- Adição e substituição em ciclanos.
- Cinética química – condições de ocorrência das reações.
- Fatores que influenciam a velocidade das reações (I).
- Termoquímica (II) – cálculos de ΔH a partir das entalpias de formação.
- Termoquímica (III) – cálculos de ΔH a partir das entalpias de combustão e conteúdo calorífico.
- Reações de eliminação e esterificação.
- Fatores que influenciam a velocidade das reações (II).
- Equação da velocidade e ordem da reação.
- Termoquímica (IV) – energia das ligações.
- Termoquímica (V) – lei de Hess.
- Reações de oxidação em alcenos.
- Equilíbrio químico.
- Cálculo da constante de K_c .
- Número de oxidação (Nox).
- Reações de oxirredução.
- Reações de oxidação de álcoois.
- Cálculo da constante de K_p .
- Cálculo da constante de equilíbrio envolvendo estequiometria.

- Balanceamento das equações de oxirredução.
- Pilhas (I).
- Lipídeos.
- Deslocamento de equilíbrios (I).
- Deslocamento de equilíbrios (II).
- Pilhas (II).
- Previsão da espontaneidade das reações de oxirredução.
- Proteínas e carboidratos.
- Equilíbrio químico iônico.
- Equilíbrio químico iônico na água.
- Eletrólise ígnea.
- Eletrólise em solução aquosa (I).
- Polímero.
- pH e pOH (I).
- pH e pOH (II).
- Eletrólise em solução aquosa (II).
- Estequiometria das pilhas e da eletrólise.
- Petróleo.
- Hidrólise de sais (I).
- Hidrólise de sais (II).
- Pressão máxima de vapor (PMV).
- Tonoscopia.
- Radioatividade (I).
- Produto de solubilidade – K_{ps} .
- Química descritiva.
- Ebulioscopia e crisoscopia.
- Osmoscopia.
- Radioatividade (II).