



Informações da disciplina

Código Ofertado	Disciplina/Unidade Curricular	Modo de Avaliação	Modalidade da disciplina	Oferta
QB61B	Química Geral Inorgânica	Nota/Conceito E Frequência	Presencial	Semestral

Carga Horária					
AT	AP	APS	ANP	APCC	Total
3	0	0	0	3	45

- AT: Atividades Teóricas (aulas semanais).
- AP: Atividades Práticas (aulas semanais).
- ANP: Atividades não presenciais (horas no período).
- APS: Atividades Práticas Supervisionadas (aulas no período).
- APCC: Atividades Práticas como Componente Curricular (aulas no período, esta carga horária está incluída em AP e AT).
- Total: carga horária total da disciplina em horas.

Objetivo		
Introduzir os conceitos gerais de Química para formar a base de conhecimento nessa área necessária para as disciplinas específicas de química a serem cursadas subsequentemente.		
Ementa		
Estrutura Atômica e Tabela Periódica. Estrutura Molecular e Ligação Química. Reações Químicas e Estequiometria. Soluções: Leis de Raoult e de Henry. Atividade. Equilíbrio químico. Equilíbrio Ácido-Base e Escala de pH. Equilíbrio de Precipitação e Complexação. Especificação e Diagramas de Solubilidade. Colóides e Dispersões. Eletroquímica de Equilíbrio.		
Conteúdo Programático		
Ordem	Ementa	Conteúdo

Ordem	Ementa	Conteúdo
1	Estrutura Atômica e Tabela Periódica	Conceito de átomo: postulados de Dalton; Modelo atômicos clássicos de Thomson e de Rutherford; Conceitos da Física Quântica e Modelo de Bohr; Princípio de incerteza; Modelo atômico atual: Números quânticos; orbitais atômicos. Átomos multieletrônicos: número atômico efetivo; princípio da exclusão de Pauli e regra de Hund. Tabela periódica. Periodicidade: raio atômico, energia de ionização, afinidade eletrônica, eletronegatividade; metais, não-metais e metaloides.
2	Estrutura Molecular e Ligação Química	Ligações iônicas. Energia de ionização e afinidade eletrônica. Interação entre íons. Ciclo de Born-Haber. Propriedades dos compostos iônicos. Ligações covalentes. Regra do octeto. Estruturas de Lewis. Ressonância e carga formal. Eletronegatividade e polaridade das ligações covalentes. Geometria molecular: modelo de Repulsão dos Elétrons do Nível de Valência. Teoria da Ligação de Valência: emparelhamento eletrônico. Hibridização.
3	Reações Químicas e Estequiometria	Equações químicas; Balanceamento de reações de químicas. Reações Redox. Número de oxidação. Meias-Reações. Balanceamento de reações redox. Relações de massa nas equações químicas; Massas atômicas e massas moleculares. Conceito de mol e número de Avogadro. Informações quantitativas a partir de equações balanceadas.
4	Soluções: Leis de Raoult e de Henry. Atividade	Conceito de concentrações e processo de dissolução; Propriedades coligativas: Leis de Raoult e de Henry. Soluções Ideais e reais. Conceito de Atividade
5	Equilíbrio químico. Equilíbrio de Precipitação e Complexação	Introdução ao equilíbrio químico. Constante de equilíbrio. Equilíbrio em solução aquosa. Reações de precipitação. Produto de Solubilidade. Fatores que afetam a solubilidade. Íons complexos. Reações de complexação.
6	Equilíbrio Ácido-Base e Escala de pH	Conceito de Arrhenius. Conceito de Bronsted-Lowry. Ácidos e bases fortes e fracos. Autoprotólise e escala de pH, cálculo do pH de soluções de ácidos e bases monoproticos.

Ordem	Ementa	Conteúdo
7	Especiação e Diagramas de Solubilidade	Especiação de ácidos polipróticos e Diagramas Log(C) vs pH. Especiação de íons complexos e solubilidade. Efeitos do pH. Diagramas de solubilidade vs pH.
8	Colóides e Dispersões	Colóides: tipos de colóides; Formação da Dupla-Camada Elétrica. Estabilidade dos colóides.
9	Eletroquímica de Equilíbrio.	Reações Eletroquímicas. Células Eletroquímicas galvânicas e eletrolíticas. Potenciais-Padrão e Equação de Nernst. Células de Concentração. Aplicações. Potencial de Membrana e Eletrodos Práticos.

Bibliografia Básica

BROWN, Theodore L. et al. **Química: a ciência central**. 9. ed. São Paulo, SP: Pearson Prentice Hall, c2005. xviii, 972 p. + 1 tabela ISBN 85-87918-42-7.

ATKINS, P. W.; PAULA, Julio de. **Físico-química**. 8. ed. Rio de Janeiro, RJ: LTC, 2008. 2 v. ISBN 9788521616009 (v.1).

MAHAN, Bruce H.; MYERS, Rollie J. **Química: um curso universitário**. São Paulo, SP: E. Blücher, c1995. xxi, 582 p. ISBN 9788521200369.

Bibliografia Complementar

ROZENBERG, Izrael Mordka. **Química geral**. São Paulo: E. Blücher, 2002. xxiii, 676 p. ISBN 85-212-0304-7.

SKOOG, Douglas A. et al. **Fundamentos de química analítica**. São Paulo, SP: Cengage Learning, c2015. xvii, 950 p. ISBN 8522116601.

CHRISTIAN, Gary D. **Analytical chemistry**. 7th ed. New York: J. Wiley, c2014. xxii, 826 p. ISBN 9780470887578.

ATKINS, P. W.; PAULA, Julio de. **Físico-química**. 9. ed. Rio de Janeiro, RJ: LTC, 2012. 2 v. ISBN 9788521621058 (v.2).

RUSSELL, John Blair. **Química geral**. 2. ed. São Paulo, SP: Makron, 1994-2008. 2 v. ISBN 8534601925 (v. 1).

#	Resumo da Alteração	Edição	Data	Aprovação	Data
1	Plano inserido	Sueli Tavares De Melo Souza	22/02/2018	Sueli Tavares De Melo Souza	22/02/2018