



Ministério da Educação
Universidade Tecnológica Federal do Paraná
Campus Pato Branco



Informações da disciplina

Código Ofertado	Disciplina/Unidade Curricular	Modo de Avaliação	Modalidade da disciplina	Oferta
QI31QB	Química Geral	Nota/Conceito E Frequência	Presencial	Semestral

Carga Horária					
AT	AP	APS	ANP	APCC	Total
6	2	8	0	0	120
• 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		
Adquirir e consolidar conceitos fundamentais da química, com base na relação teoria-prática e tendo como referência a construção desta ciência de acordo com sua evolução histórica.		
Ementa		
Segurança em laboratório e toxicologia. Equipamento básico e operações comuns em laboratório. Propriedades dos materiais e substâncias. Gases ideais. Leis fundamentais da estequiometria e Teoria atômico-molecular clássica. Quantidades em química. Tabela periódica. Eletroquímica e teoria iônica de Arrhenius. Estrutura atômica. Espectros e átomo quântico. Noções de mecânica-ondulatória. Ligações químicas. Propriedades e ligações em sólidos e líquidos. Reações e equilíbrio químico.		
Conteúdo Programático		
Ordem	Ementa	Conteúdo
1	1 Propriedades dos materiais e substâncias.	1 Medidas, exatidão e precisão; 2 - Os materiais e suas propriedades: extensivas e intensivas; 3 Misturas e substâncias puras: critérios de pureza; 4 - Idéia de matéria constituída por elementos;

Ordem	Ementa	Conteúdo
2	2 Gases ideais	1 Energia e Temperatura; volume e pressão; 2 - Transformações isotérmicas, isobáricas e equação geral dos gases; 3 - Volume padrão dos gases; 4 Equação de estado dos gases perfeitos; 5 Pressões parciais e coleta de gases sobre água; 6 Noções sobre a teoria cinética dos gases;
3	3 Leis fundamentais da estequiometria e Teoria atômico-molecular clássica.	1 Leis ponderais fundamentais da estequiometria; 2 Teorias atômica clássica, massas equivalentes e atômicas; 3 Leis estequiométricas de combinação dos volumes; 4 Hipóteses de Berzélius e de Avogadro/Canizzaro e suas implicações
4	4 Quantidades em Química.	1 Unidade padrão em química; 2 Determinação de fórmulas das substâncias; 3 Fórmulas desenvolvidas ou estruturais; 4 Equações químicas: método das tentativas e algébrico; 5 Reagentes em solução líquida e unidade de concentração; 6 Energia Térmica envolvida nas reações Químicas;
5	5 Tabela periódica.	1 Organização dos elementos químicos; 2 A descoberta da lei grandiosa e suas consequências; 3 Os espectros dos elementos e o sistema periódico; 4 A tabela periódica sob a forma desdobrada.
6	6 Eletroquímica e teoria iônica de Arrhenius	1 Os primórdios da eletricidade; 2 Pilhas e eletrólises Leis de Faraday; 3 A teoria da dissociação eletrolítica de Arrhenius; 4 Descarga elétrica através de gases; 5 Os raios catódicos, caracterização do elétron e os raios positivos; 6 Modelo atômico de Thomson; 7 O espectrômetro de massa;
7	7 Estrutura atômica.	1 Os raios X, a fluorescência e a radioatividade; 2 O núcleo atômico, o raio e a carga nucleares; 3 Estabilidade dos elétrons no modelo atômico de Rutherford. 4 Isótopos; 5 Massa atômica, número de massa e escala unificada das massas atômicas; 6 Defeito de massa e energia de ligação. 7 Conceito atualizado de quantidade de matéria (mol) e determinação do número de Avogadro.

Ordem	Ementa	Conteúdo
8	8 Espectros e átomo quântico.	1 A natureza dualística corpuscular-ondulatória da radiação eletromagnética; 2 Efeitos quânticos; 3 O espectro do hidrogênio; 5 O modelo atômico de Bohr; 6 Os números atômicos e a lei de Moseley; 7 O modelo atômico de Bohr-Sommerfeld; 8 O modelo atômico vetorial; 9 Configuração eletrônica dos átomos; 10 Configurações eletrônicas e tabela periódica; 11 - Energia de ionização, afinidade eletrônica e eletronegatividades;
9	9 Ligações químicas.	1 As idéias de Kossel e a estabilidade eletrônica regra do octeto; 2 Estabilidade em cátions sem octeto; 3 Ligações, coordenação e propriedades das substâncias iônicas; 4 Lewis e as ligações covalentes; 5 Caso particular da ligação covalente e ressonância ou mesomeria; 6 Geometria molecular; 7 Substâncias covalentes e substâncias moleculares; 8 Polaridade nas ligações, caráter iônico das ligações e moléculas polares e apolares; 9 Ligações secundárias: Keeson, Debye e London; 10 Ligações metálicas: estrutura e propriedades;
10	10 Propriedades e ligações em sólidos e líquidos.	1 Propriedades dos sólidos; 2 - Evidências da estrutura cristalina em sólidos; 3 Propriedades e ligação nos líquidos. Mecanismos de dissolução. 4 Equilíbrio e pressão de vapor; 5 Superaquecimento.
11	11 Reações e equilíbrio químico	1- Tipos de reações químicas; 2 Reversibilidade de uma reação química; 3 Fatores que afetam a posição de equilíbrio; 4 Equilíbrio iônico da água; 5 Potencial hidrogeniônico de uma solução pH; 6 Produto de solubilidade.
12	12 Noções de mecânica-ondulatória.	1 O princípio da incerteza de Heisenberg; 2 De Broglie e a imagem mecânico-ondulatória do elétron; 3 A equação de Schrödinger e suas consequências; 4 Orbitais atômicos; 5 - Teoria da ligação pela valência e hibridização de orbitais;

Ordem	Ementa	Conteúdo
13	13 Atividades experimentais	1- Operações comuns em laboratórios de química: aferição de aparelhagem volumétrica, medidas de volumes de líquidos. Utilização de balanças mecânicas 2- Combate a incêndios 3 e 4- Fenômenos físicos químicos. 5- Densidade dos sólidos e líquidos 6- Leis de combinação química. 7- Caracterização dos gases 8- Estequiometria envolvendo gases. 9 e 10- Preparação de soluções. 11- Pilhas 12- Eletrólise em meio aquoso 13- Ensaio de chama 14- Polaridade e solubilidade 15- Comportamento ácido-base em solução aquosa. 16- Determinação de pH 17- Caracterização da concentração de ácidos e bases em produtos comerciais

Bibliografia Básica
BRADY, James E.; HUMISTON, Gerard E. Química geral . 2. ed. Rio de Janeiro, RJ: LTC, c1986. 2 v. ISBN 85-216-0429-7 (obra completa).
ROZENBERG, Izrael Mordka. Química geral . São Paulo: E. Blücher, 2002. xxiii, 676 p. ISBN 85-212-0304-7.
RUSSELL, John Blair. Química geral . São Paulo: McGraw-Hill, c1982. xvii, 897 p.

Bibliografia Complementar
MAHAN, Bruce H. Química : um curso universitário. São Paulo, SP: E. Blücher, 1970. 654 p.
EBBING, Darrell D.. Química geral . 5.ed. Rio de Janeiro: LTC, c1998. 2 v. ISBN 85-216-1127-7
MAHAN, Bruce H.; MYERS, Rollie J. Química : um curso universitário. São Paulo, SP: E. Blücher, c1995. xxi, 582 p. ISBN 9788521200369.
MAHAN, Bruce H. Química : um curso universitário . 2. ed. rev. São Paulo, SP: E. Blücher, 1972. 654 p.
KOTZ, John C.; TREICHEL, Paul. Química & reações químicas . 3. ed. Rio de Janeiro: LTC, 1998. 2 v. ISBN 85-216-1134-X (v. 1)

#	Resumo da Alteração	Edição	Data	Aprovação	Data
1	REVISADO, OK!	Pedro Paulo Pereira	31/07/2015	Pedro Paulo Pereira	31/07/2015