

Unidade Curricular	Química Geral e Inorgânica	Área Científica	Química
Licenciatura em	Farmácia	Escola	Escola Superior de Saúde de Bragança
Ano Letivo	2019/2020	Ano Curricular	1
Nível	1-1	Créditos ECTS	5.0
Tipo	Semestral	Semestre	1
Código	9549-393-1106-00-19		
Horas totais de trabalho	135	Horas de Contacto	T - - TP 30 PL 30 TC - S - E - OT 6 O -

T - Ensino Teórico; TP - Teórico Prático; PL - Prático e Laboratorial; TC - Trabalho de Campo; S - Seminário; E - Estágio; OT - Orientação Tutoria; O - Outra

Nome(s) do(s) docente(s) Luís Avelino Guimarães Dias, Maria Alice Silva Pinto

Resultados da aprendizagem e competências

No fim da unidade curricular o aluno deve ser capaz de:

1. Descrever as propriedades da matéria em termos da sua estrutura interna, do seu arranjo e da inter-relação entre as partes.
2. Aplicar os conceitos gerais da Química no domínio das Ciências da Saúde.
3. Efetuar cálculos necessários para as preparações experimentais.
4. Conhecer as regras de segurança no laboratório.
5. Adquirir técnicas de manuseamento do material de laboratório.
6. Fazer montagens simples de experiências no laboratório.

Pré-requisitos

Antes da unidade curricular o aluno deve ser capaz de:
Não existem requisitos obrigatórios.

Conteúdo da unidade curricular

Conceitos básicos em Química. Estequiometria. Termoquímica e Termodinâmica. Misturas. Cinética Química. Equilíbrio químico. Equilíbrio Heterogéneo. Equilíbrio ácido-base. Equilíbrio de complexação. Reações de oxidação-redução. Eletroquímica.

Conteúdo da unidade curricular (versão detalhada)

1. Conceitos básicos em Química:
 - Estrutura eletrónica dos átomos.
 - Periodicidade na tabela periódica.
 - Estrutura de moléculas.
2. Estequiometria:
 - Cálculos estequiométricos.
 - Reagentes limitantes e em excesso.
 - Rendimento de uma reação química.
 - Fórmulas empíricas e fórmulas moleculares.
3. Termoquímica e Termodinâmica:
 - Noção de sistema, vizinhança e universo.
 - Trabalho, calor e energia: 1ª Lei da Termodinâmica.
 - Regras da termoquímica.
 - A entalpia: definição e utilidade. Lei de Hess.
 - Calor associado à variação de temperatura, à mudança de fase e às reações químicas.
 - Processos reversíveis e irreversíveis: a entropia e as 2ª e 3ª Leis da Termodinâmica.
 - A energia livre de Gibbs: definição, significado e importância em Química e Bioquímica.
 - Critérios responsáveis pela espontaneidade.
4. Misturas:
 - Estados da matéria e forças intermoleculares.
 - Misturas heterogéneas.
 - Misturas homogéneas: Soluções, dispersões coloidais e suspensões.
 - Soluções aquosas e propriedades coligativas.
 - Propriedades dos gases.
5. Cinética Química:
 - Velocidade média, velocidade instantânea e velocidade inicial de uma reação.
 - Lei cinética e constante de velocidade.
 - Ordens de reação.
 - Determinação da lei de velocidades.
 - Factores que influenciam a velocidade de uma reação.
 - Teoria das colisões.
 - Mecanismos reacionais.
 - Catalise.
6. Equilíbrio químico:
 - Reações reversíveis.
 - Equação de equilíbrio.
 - Constantes de equilíbrio.
 - Princípio de Le Chatelier e equilíbrio químico.
 - Cálculos de equilíbrio.
7. Equilíbrio Heterogéneo:
 - Solubilidade e Equilíbrio Químico.
 - Curvas de solubilidade.
 - Produto de solubilidade.
 - Efeito do ião comum.
 - Reações de precipitação.
 - Coeficiente de reação.
8. Equilíbrio de ácido-base:
 - Conceito de Bronsted de ácido-base.
 - Produto iónico da água.
 - Conceito de pH.
 - Constantes de ionização de ácidos e bases.
 - Soluções Tampão.
 - Ácidos polipróticos.
 - Titulação ácido-base.
 - Conceito de Lewis de ácido-base.
9. Equilíbrio de complexação:
 - Complexos e Ligandos.

Conteúdo da unidade curricular (versão detalhada)

- Equilíbrio de complexação.
- Efeito da complexação na solubilidade.
- 10. Reações de oxidação-redução:
 - Semi-reações de oxidação e redução.
 - Números de oxidação.
 - Acerto de equações redox: meio ácido e meio básico.
 - Titulações redox.
- 11. Electroquímica:
 - Reações espontâneas.
 - Pilhas Galvânicas.
 - Representação esquemática-Diagrama.
 - Potencial de redução.
 - Força electromotriz.
 - Efeito da concentração e a equação de Nernst.
 - Reações não-espontâneas.
 - Eletrólise.

Bibliografia recomendada

1. Chang, R. (2007) Química, Editorial McGraw Hill
2. Murray, J. e Fay, R. (2003) Chemistry, Prentice Hall
3. Goldberg, D. (2006) Fundamentals of Chemistry, McGraw-Hill
4. Ebbing, D. , Gammon, S. D. (2009) General Chemistry, Brooks Cole
5. Chang, R. , Overby, J. S (2011) General Chemistry: The Essential Concepts, McGraw-Hill

Métodos de ensino e de aprendizagem

Aulas teóricas para aquisição de conceitos da química geral. Aulas práticas/teórico-práticas de: resolução de problemas químicos e de aplicação dos conceitos teóricos; execução de trabalhos práticos laboratoriais e treino com material de medição rigoroso de vidro. Elaboração de relatórios dos trabalhos práticos.

Alternativas de avaliação

1. Avaliação geral. - (Ordinário, Trabalhador) (Final, Recurso, Especial)
 - Exame Final Escrito - 75% (A componente teórica será realizada por exame.)
 - Trabalhos Práticos - 25% (A componente prática será medida tendo em consideração a avaliação de relatórios escritos.)
2. Avaliação da componente teórica e teórico-prática. - (Trabalhador) (Final, Recurso, Especial)
 - Exame Final Escrito - 100% (Situação definida para o trabalhador estudante ou outra situação prevista no Regulamento do IPB.)

Língua em que é ministrada

Português

Validação Eletrónica

Lúis Avelino Guimarães Dias	Isabel Cristina Jornal Freire Pinto	Teresa Isaltina Gomes Correia	Adília Maria Pires da Silva Fernandes
02-12-2019	02-12-2019	03-12-2019	03-12-2019