
Ano Letivo 2017-18

Unidade Curricular QUÍMICA GERAL

Cursos CIÊNCIAS BIOMÉDICAS (1.º ciclo)

Unidade Orgânica Reitoria - Centro de Novos Projectos

Código da Unidade Curricular 14241041

Área Científica QUÍMICA

Sigla

Línguas de Aprendizagem Português.

Modalidade de ensino O ensino desta disciplina é presencial.

Docente Responsável André Duarte Lopes

DOCENTE	TIPO DE AULA	TURMAS	TOTAL HORAS DE CONTACTO (*)
André Duarte Lopes	PL; T; TP	T1; TP1; PL1; PL2; PL3	30T; 21TP; 63PL

* Para turmas lecionadas conjuntamente, apenas é contabilizada a carga horária de uma delas.

ANO	PERÍODO DE FUNCIONAMENTO*	HORAS DE CONTACTO	HORAS TOTAIS DE TRABALHO	ECTS
1º	S1	30T; 21TP; 21PL	168	6

* A-Anual; S-Semestral; Q-Quadrimestral; T-Trimestral

Precedências

Sem precedências

Conhecimentos Prévios recomendados

Os conhecimentos mínimos prévios recomendados será ao nível do 11º ano, no entanto, será desejável para um bom desempenho na disciplina que estes se situem ao nível do 12º.

Objetivos de aprendizagem (conhecimentos, aptidões e competências)

Os estudantes deverão adquirir conhecimentos teóricos e práticos básicos de química geral necessários à prossecução do curso. No final desta unidade curricular (UC) os estudantes deverão conhecer e aplicar várias teorias de ligação química, enunciar as três leis da termodinâmica e compreender as suas implicações, ter conhecimentos de equilíbrio químico e relacionar com conceitos de termodinâmica, calcular o pH de soluções ácidas ou básicas, de sais hidrolisáveis e de soluções tampão e ainda, interpretar a variação de pH ao longo de uma titulação. Deverão ainda adquirir conhecimentos de reações redox e a aplicação dos mesmos em células eletroquímicas assim como conceitos de cinética química. Nas aulas práticas serão executados trabalhos relacionados com os temas desenvolvidos nas aulas teóricas. Os estudantes registarão os resultados obtidos, interpretando-os de modo a demonstrar as suas capacidades de análise e crítica, por comparação com os resultados descritos na literatura.

Conteúdos programáticos

1. Estrutura atómica

Características da radiação electromagnética

Efeito fotoelétrico

Teoria de Bohr

Equação de Schrödinger

Conceito de orbital e números quânticos

2. Ligação química

A ligação iónica

A Ligação covalente

Geometria de iões e moléculas

Teoria da Ligação de valência

Teoria das orbitais moleculares.

3. Termodinâmica e Equilíbrio Químico

Energia, calor e entalpia

Entalpia das transformações químicas Calor de reação

Processos espontâneos e entropia; Energia Livre de Gibbs

4. Forças Intermoleculares, Líquidos e Sólidos

5. Equilíbrio Químico

Equilíbrio e composição

Resposta do equilíbrio à mudança

6. Equilíbrio ácido-base

O que são ácidos e bases

Ácidos e bases fracos

Soluções Reguladoras de pH

7. Eletroquímica

Estados de oxidação

Semi-reações

Células Eletroquímicas

8. Cinética química

Concentração e velocidade

Mecanismos de Reação

9. Propriedades dos gases

A natureza dos gases

As leis dos gases

Gases reais

Metodologias de ensino (avaliação incluída)

Serão lecionadas aulas expositivas com recurso a meios audiovisuais e aulas práticas laboratoriais. Os alunos irão receber conjuntos de exercícios para resolver de modo a aplicarem os conhecimentos teóricos adquiridos a exemplos concretos.

Quanto à avaliação, a componente teórica tem um peso de 75% da nota final e será realizada por duas frequências ou por exame, podendo os estudantes optar pelo sistema de avaliação que entenderem. A nota média das frequências tem que ser igual ou superior a 9,5, e, ambas deverão ter classificação igual ou superior a 7,5 valores.

A componente prática tem um peso na nota final de 25% e a avaliação será efectuada pela realização e avaliação de um questionário no início de cada aula laboratorial e a realização de um relatório simplificado para cada trabalho a realizar ao longo do semestre.

A classificação prática tem que ser igual ou superior a 9,5 valores.

Bibliografia principal

1. P. Atkins, L. Jones, Chemical Principles: The Quest for Insight 5th Ed., WH Freeman, 2010.
2. J. Crowe, T. Brad Shaw, Chemistry for the Biosciences, 2nd Ed. Oxford, 2010.
3. L. Jones, P. Atkins; Chemistry Molecules, Matter and Change, 4th Ed., WH Freeman, 2000.
4. R. Chang, Chemistry, 8th Ed, McGraw-Hill, 2005.

Academic Year 2017-18

Course unit GENERAL CHEMISTRY

Courses BIOMEDICAL SCIENCES (1st Cycle)

Faculty / School Reitoria - Centro de Novos Projectos

Main Scientific Area QUÍMICA

Acronym

Language of instruction Portuguese.

Teaching/Learning modality Presential.

Coordinating teacher André Duarte Lopes

Teaching staff	Type	Classes	Hours (*)
André Duarte Lopes	PL; T; TP	T1; TP1; PL1; PL2; PL3	30T; 21TP; 63PL

* For classes taught jointly, it is only accounted the workload of one.

Contact hours

T	TP	PL	TC	S	E	OT	O	Total
30	21	21	0	0	0	0	0	168

T - Theoretical; TP - Theoretical and practical ; PL - Practical and laboratorial; TC - Field Work; S - Seminar; E - Training; OT - Tutorial; O - Other

Pre-requisites

no pre-requisites

Prior knowledge and skills

Knowledge of basic chemistry concepts at the level of 11th grade or better, 12th grade.

The students intended learning outcomes (knowledge, skills and competences)

In this CU, students will have to acquire basic theoretical and practical knowledge of general chemistry required in other disciplines of the course. At the end of this CU Students should know how to apply several theories of chemical bonding, to enunciate the three laws of thermodynamics and their implications. They also should know concepts of chemical equilibrium and related concepts of thermodynamics, calculate the pH of acidic or basic solutions, hydrolyzable salts and buffer solutions and to interpret the pH changes during a titration. Students should also acquire knowledge on redox reactions and their applications in electrochemical cells as well as concepts of chemical kinetics. In the laboratory classes, activities related with theoretical lectures will be done. Students will have to take notes, record the results and interpret them in order to demonstrate their capacity and critical analysis comparing their results with those reported in the literature.

Syllabus

Atomic structure

Characteristics of the electromagnetic radiation

Photoelectric effect

Bohr theory

Schrödinger's equation

Orbital concept and quantum numbers

Chemical Bond

Ionic bond

Covalent bond

Octet rule and the VSEPR Model

Valence Bond Theory, Hybridization concept

Molecular orbital Theory

Thermodynamics and Chemical Equilibrium

Energy, heat and work

Enthalpy and Entropy

Free energy and equilibrium constant

Intermolecular forces, liquids and solids

Chemical equilibrium

Equilibrium and composition

Responses of equilibria to changes in conditions

Acid-base equilibrium

Acid-base properties of salts and buffer solutions

Acid-base titrations

Electrochemistry

Redox reactions

Electrochemical cells

Chemical kinetics

Reaction rate, reaction order and rate law

Rate constant and activation energy

The properties of gases

The nature of gases

The gas laws

Real gases

Teaching methodologies (including evaluation)

In the theoretical lectures, a presentation of the subjects will be made using audiovisual media. Students will receive sets of exercises to solve in order to apply the theoretical knowledge to concrete examples.

The theoretical component has a weight of 75% of the final grade and the evaluation will be carried out by two frequencies, or a final exam. Students may opt for one of these evaluation methods. The average grade of the frequencies must be equal or greater than 9.5 and both frequencies must have a grade equal or greater than 7.5.

The practical component corresponds to 25% of the final grade and evaluation will be carried out by completing two questionnaires, one at the beginning and other at the end of each laboratory class. The laboratorial classification has to be equal or greater than 9.5.

Main Bibliography

1. P. Atkins, L. Jones, Chemical Principles: The Quest for Insight 5th Ed., WH Freeman, 2010.
2. J. Crowe, T. Brad Shaw, Chemistry for the Biosciences, 2nd Ed. Oxford, 2010.
3. L. Jones, P. Atkins; Chemistry Molecules, Matter and Change, 4th Ed., WH Freeman, 2000.
4. R. Chang, Chemistry, 8th Ed, McGraw-Hill, 2005.