

Curso Académico: (2018 / 2019)

Fecha de revisión: 06-06-2018

Departamento asignado a la asignatura: Departamento de Ciencia e Ingeniería de Materiales e Ingeniería Química

Coordinador/a: SAN MIGUEL ARNANZ, VERONICA

Tipo: Formación Básica Créditos ECTS : 6.0

Curso : 1 Cuatrimestre : 1

Rama de Conocimiento: Ingeniería y Arquitectura

REQUISITOS (ASIGNATURAS O MATERIAS CUYO CONOCIMIENTO SE PRESUPONE)

Química de bachillerato

OBJETIVOS

Comprender los principios fundamentales de la química: estructura de la materia, termodinámica, cinética y equilibrio químico.

Conocer la reactividad de los principales grupos funcionales orgánicos.

Conocer la estructura y propiedades de los principales macromoléculas de interés biológico

Ser capaz de manejar equipos analíticos sencillos así como analizar e interpretar los resultados.

En cuanto a las capacidades generales o destrezas, durante el curso se trabajarán:

- La capacidad de resolver problemas complejos.
- La capacidad para buscar, entender y discriminar cual es la información relevante para una decisión determinada.
- La capacidad para aplicar conocimientos multidisciplinarios a la resolución de un determinado problema.
- La capacidad para trabajar en equipo y repartir la carga de trabajo para afrontar problemas complejos.

En cuanto a las actitudes el alumno tras cursar el curso debería tener:

- Una actitud de colaboración que le permita obtener de otros agentes la información, destrezas y conocimientos necesarios para la consecución objetivos específicos.

DESCRIPCIÓN DE CONTENIDOS: PROGRAMA

0. Preliminary concepts. What is chemistry? Definitions. Units. Standard conditions. Atoms. Molecules. Mole. Molecular mass. Chemical equations. Reactions in aqueous media: acids and bases, redox reactions
1. Atoms. Ancient ideas about atoms. Bohr's model. Experiments and concepts that led to Bohr's model. Foundations of quantum theory. Hydrogen atom: quantum numbers, electronic configuration, atomic orbitals, energy of hydrogen atom. Multielectronic atoms. Periodic table and periodic properties
2. Molecules. Preliminaries on covalent bonding theory: Lewis structures, molecular geometry, bond parameters, ionic character of bonds. Introduction to the theory of molecular orbitals. Visualization of molecular orbitals from valence bond theory. Simple energy diagrams. Hybridization. Coordination compounds. Intermolecular forces: coulombic and polarization forces. Hydrogen bonding. The structure of water.
3. States of matter. Aggregation states: long and short range order. Solids: ionic, metals, covalent, molecular. Gases: kinetic theory of gases, equation of state. Real gases: liquefaction. Liquids: viscosity, surface tension. Liquid crystals: membranes. Liquid vapor equilibrium: Clausius equation, equilibrium phase diagrams. Solutions: solubility, colligative properties of electrolytes and non-electrolytes.
4. Thermochemistry. Definitions: system, state variable, state function, heat and work, reversible process. First law of thermodynamics: enthalpy, heat capacity, reaction enthalpy, temperature dependence of reaction enthalpy. Second law of thermodynamics: entropy, reaction entropy, temperature dependence of reaction entropy. Third law of thermodynamics. Gibbs free energy: spontaneity, standard free energy of formation, relation between free energy and chemical equilibrium for ideal gas mixtures.
5. Equilibrium reactions. Gases: equilibrium constant, heterogeneous equilibria, factors affecting chemical equilibrium (pressure, temperature, concentration, inert gases, temperature). Arrhenius, Brønsted-Lowry and Lewis theories of acids and bases. Water self-ionization. Strength of acids and bases. Conjugate acids and bases. Hydrolysis. Buffers. Titration. Solubility. Electrochemical reactions: reducing and oxidizing agents. Balance of redox reactions. Electrochemical cells: conventions, galvanic potential, standard electrode potential, free energy and electrode potential. Electrolytic cells: Faraday's

laws.

6. Chemical kinetics. Reaction rate law. Differential and integrated reaction rates. Reaction mechanism: elemental process, molecularity, limiting reactant, reaction intermediate. Rate constants and equilibrium constants. Collision theory. Transition state theory. Catalysis: homogeneous and heterogeneous. Enzymatic catalysis: Michaelis-Menten kinetics.

7. Introduction to organic chemistry. Naming organic compounds. Empirical, molecular and structural formula. Conformational isomerism. Stereoisomerism: optical activity. Fisher projections. Molecular structure and intermolecular forces. Electronic shifts on σ and π bonds. Aromaticity. Substitution effects in π systems. Intermediates: radicals, carbocations, carbanions. Intermediate stability: induction, resonance, hyperconjugation. Organic reactions: classification and definitions. Substitution. Addition. Elimination. Transposition. Condensation.

8. Alkanes: reactivity. Cycloalkanes: synthesis. Alkenes: isomerism, terpenes, addition reactions (Markovnikov), oxidation and autoxidation reactions. Alkynes: electrophilic addition reactions. Aromatic hydrocarbons: addition reactions and stability, electrophilic substitution. Benzene derivatives. Alcohols and phenols: acidity, electrophilic substitution, oxidation, stability of phenoxy radicals. Ethers: reactivity and synthesis. Thiols: reactivity and synthesis. Carbonyl compounds: resonance, oxidation and reduction, nucleophilic addition, synthesis. Carboxylic acids: stability of carboxylate anion, acidity, nucleophilic substitution, synthesis. Derivatives of carboxylic compounds, acyl chlorides, esters, anhydrides, amides: nucleophilic substitution. Amines: basicity, synthesis, reactivity.

ACTIVIDADES FORMATIVAS, METODOLOGÍA A UTILIZAR Y RÉGIMEN DE TUTORÍAS

Clases magistrales, tutorías colectivas, tutorías individualizadas y trabajo personal del alumno orientados a la adquisición de conocimientos teóricos (3 créditos ECTS).

Prácticas de laboratorio y clases de problemas en grupos reducidos, tutorías individuales y trabajo personal del alumno; orientados a la adquisición de habilidades prácticas relacionadas con el programa de la asignatura (3 créditos ECTS).

SISTEMA DE EVALUACIÓN

Evaluación continua:

80% realización de tests

20% prácticas de laboratorio

Examen parcial liberatorio: nota mínima de 5

Examen final: 60%. Es necesario obtener 4 como mínimo en el examen final para hacer media con la evaluación continua

Peso porcentual del Examen Final:	60
--	----

Peso porcentual del resto de la evaluación:	40
--	----

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

- B.M MAHAN, R.J. MYERS Química. Curso Universitario, Addison-Wesley Iberoamericana.
- Bettelheim, Brown, Campbell, Farrell Introduction to General, Organic and Biochemistry, Brooks/Cole, 2010
- J. FISHER, J.R.P. ARNOLD Chemistry for Biologists, Taylor & Francis, 2004
- P. ATKINS, L. JONES Principios de química, Editorial Médica Panamericana.