

GUÍA DOCENTE**DENOMINACIÓN DE LA ASIGNATURA**Denominación: **QUÍMICA**

Código: 101830

Plan de estudios: **GRADO DE BIOQUÍMICA**

Curso: 1

Denominación del módulo al que pertenece: **QUÍMICA PARA LAS BIOCENCIAS MOLECULARES**Materia: **QUÍMICA**Carácter: **BÁSICA**Duración: **PRIMER CUATRIMESTRE**

Créditos ECTS: 6

Horas de trabajo presencial: 60

Porcentaje de presencialidad: 40%

Horas de trabajo no presencial: 90

Plataforma virtual: Moodle

DATOS DEL PROFESORADONombre: **ALCANTARA ROMAN, RICARDO** (Coordinador)

Centro: Facultad de Ciencias

Departamento: **QUÍMICA INORGÁNICA E INGENIERÍA QUÍMICA**área: **QUÍMICA INORGÁNICA**

Ubicación del despacho: Campus de Rabanales, edificio C3 (Marie Curie), primera planta

E-Mail: iq2alror@uco.es

Teléfono: 957218637

Nombre: **LUNAR REYES, MARIA LORETO** (Coordinador)Departamento: **QUÍMICA ANALÍTICA**área: **QUÍMICA ANALÍTICA**

Ubicación del despacho: Campus de Rabanales, anexo al edificio C3 (Marie Curie), primera planta

E-Mail: qa1lurem@uco.es

Teléfono: 957218643

Nombre: **LUCENA RODRÍGUEZ, RAFAEL**Departamento: **QUÍMICA ANALÍTICA**área: **QUÍMICA ANALÍTICA**

Ubicación del despacho: Campus de Rabanales, anexo al edificio C3 (Marie Curie), segunda planta

E-Mail: q62luror@uco.es

Teléfono: 957218616

REQUISITOS Y RECOMENDACIONES**Requisitos previos establecidos en el plan de estudios**

Ninguno.

Recomendaciones

Se recomienda que el estudiante tenga un perfil de ingreso con unas bases sólidas en química y competencias lingüísticas orales y escritas en la lengua propia de la asignatura.

COMPETENCIAS

- | | |
|-----|---|
| CB1 | Capacidad de razonamiento crítico y autocrítico. |
| CB2 | Saber trabajar en equipo de forma colaborativa y con responsabilidad compartida. |
| CB4 | Tener capacidad de aprendizaje y trabajo autónomo. |
| CB5 | Saber aplicar los principios del método científico. |
| CB7 | Saber utilizar las herramientas informáticas básicas para la comunicación, la búsqueda de información, y el tratamiento de datos en su actividad profesional. |

GUÍA DOCENTE

CE1	Entender las bases físicas y químicas de los procesos.
CE3	Comprender los principios básicos que determinan la estructura molecular y la reactividad química de las biomoléculas sencillas.
CE5	Comprender los principios químicos y termodinámicos del reconocimiento molecular y de la biocatálisis, así como el papel de las enzimas y otras proteínas en determinar el funcionamiento de las células y organismos.
CE21	Poseer las habilidades "cuantitativas" para el trabajo en el laboratorio bioquímico, incluyendo la capacidad de preparar reactivos para experimentos de manera exacta y reproducible.

OBJETIVOS

Los objetivos de esta asignatura son:

- 1) Que el alumno adquiera conocimientos básicos sobre:
 - La estructura atómica de los elementos, su configuración electrónica y sus propiedades periódicas.
 - La estructura de moléculas sencillas.
 - Estructuras y propiedades de compuestos de coordinación, y la relación de las mismas con la bioquímica.
 - Disoluciones líquidas, elementos básicos para su preparación (sustancias químicas y material de laboratorio) y procedimientos de preparación.
 - Equilibrios ácido-base y redox en general y aplicados al ámbito bioquímico.
- 2) Que el alumno adquiera la capacidad de aplicar los conocimientos adquiridos a la resolución de cuestiones prácticas y problemas numéricos.
- 3) Que el alumno adquiera la capacidad de nombrar y formular correctamente los compuestos químicos.
- 4) Que el alumno adquiera la capacidad de realizar operaciones básicas de laboratorio (pesada, medida de volumen, preparación de disoluciones, etc.) de forma correcta y segura.

CONTENIDOS

1. Contenidos teóricos

BLOQUE I. Átomos, moléculas y complejos.

- **TEMA 1. Átomos y la teoría atómica.** Estructura atómica. Isótopos y radioisótopos. Electrón. Orbitales atómicos. Números cuánticos de electrones. Átomos polieletrónicos. Configuraciones electrónicas. Capas y subcapas. Principio aufbau. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Microestados electrónicos. Propiedades magnéticas de átomos.

- **TEMA 2. La tabla periódica y los elementos químicos.** Clasificación y propiedades electrónicas de los elementos. Relación entre las configuraciones electrónicas y la tabla periódica. Bloques de elementos. Periodicidad de las propiedades atómicas. Radio atómico, covalente e iónico. Relaciones diagonales. Energía de ionización. Efecto del par inerte. Afinidad electrónica. Apantallamiento y penetración. Carga nuclear efectiva. Carácter metálico. Polarizabilidad. Los elementos químicos en los seres vivos.

- **TEMA 3. Moléculas poliatómicas.** Las formas y los enlaces de las moléculas. Orbitales híbridos. Estructuras de Lewis. Regla del octeto. Enlace covalente coordinado. Enlaces sencillos y múltiples. Teoría de repulsión entre pares de electrones de la capa de valencia. Estructuras de resonancia. Hipervalencia. Estado de oxidación. Electronegatividad de Pauling. Carga formal. Enlaces y moléculas polares. Fuerzas intermoleculares. Enlace de hidrógeno. Orbitales moleculares en moléculas diatómicas homonucleares. Orbitales frontera. Orden de enlace.

- **TEMA 4. Compuestos de Coordinación.** Teoría de ácidos y bases duros y blandos. Número de coordinación. Geometrías de complejos. Ligandos monodentados y polidentados. Efecto quelato. Isomería de compuestos de coordinación. Nomenclatura en química de coordinación. Reacciones de complejos. Complejos y ligandos en bioquímica.

BLOQUE II. Equilibrios iónicos en disolución.

- **TEMA 1. Introducción a los equilibrios iónicos en disolución.** Definición y tipos. Constantes que regulan los equilibrios iónicos en disolución.

- **TEMA 2. Equilibrios ácido-base (I). Conceptos generales.** Teoría protónica de Bronsted y Lowry. Autoprotolisis y escala de pH. Medida del pH. Fuerza de ácidos y bases. Reacciones de neutralización: curvas de valoración.

- **TEMA 3. Equilibrios ácido-base (II). Estudio sistemático de los equilibrios ácido-base.** Balances de masas, de cargas y protónico. Cálculo del pH de disoluciones de ácidos, bases, anfóteros y sales. Determinación del punto isoeléctrico de biomoléculas anfóteras. Cálculo de la concentración de especies en función del pH.

- **TEMA 4. Equilibrios ácido-base (III). Disoluciones reguladoras.** Definición. Tipos. Cálculo del pH de una disolución reguladora. Preparación de disoluciones reguladoras. Capacidad reguladora. Sistemas reguladores del pH en fluidos biológicos: Sistema bicarbonato/CO₂.

- **TEMA 5. Equilibrios redox.** Reacciones de oxidación-reducción: Pares redox. Celdas electroquímicas. Potencial redox: Ecuación de Nernst. Medida del potencial redox: electrodos de referencia. Potencial estándar. Constante de equilibrio de reacciones redox. Reacciones redox en sistemas biológicos: Potencial estándar biológico. Pares redox con importancia biológica.

2. Contenidos prácticos

GUÍA DOCENTE

BLOQUE I. Átomos, moléculas y complejos.

Seminarios de formulación de compuestos inorgánicos y de ejercicios de Temas 1-4.

BLOQUE II. Equilibrios iónicos en disolución

Seminarios:

- 1) Disoluciones. Solutos y disolventes. Material de laboratorio utilizado en la preparación de disoluciones: balanzas, material volumétrico y otro material de laboratorio. Modos de operación y cálculos para la preparación de disoluciones a partir de reactivos sólidos y líquidos.
- 2) Equilibrios ácido-base. Problemas numéricos: Cálculo del pH de disoluciones de ácidos, bases, sales y anfóteros. Determinación de la concentración de especies en función del pH.
- 3) Equilibrios redox. Ajuste de reacciones redox. Problemas numéricos: Cálculo de la concentración de especies implicadas en reacciones redox.

Clases prácticas en Laboratorios:

- 1) Determinación de las constantes de acidez y punto isoeléctrico de la glicina a partir de su curva de valoración. Preparación de disoluciones de glicina e hidróxido sódico. Calibración de pHmetros. Medida del pH de la disolución de glicina en función del volumen de la disolución de hidróxido sódico añadido. Representación gráfica de la curva pH frente a volumen de hidróxido sódico. Determinación experimental a partir de la gráfica de las constantes de acidez y punto isoeléctrico de la glicina.
- 2) Determinación de la capacidad reguladora del tampón fosfato en función del pH. Preparación de disoluciones del tampón fosfato con diferente pH. Cálculo del incremento del pH en función del incremento de la concentración de base. Representación gráfica de la capacidad reguladora en función del pH. Determinación experimental del pH al que se obtiene máxima capacidad reguladora.

METODOLOGÍA

Adaptaciones metodológicas para alumnado a tiempo parcial y estudiantes con discapacidad y necesidades educativas especiales

Las adaptaciones de la metodología didáctica para los estudiantes a tiempo parcial se realizarán de acuerdo con la normativa del centro y atendiendo a las características de cada caso.

Actividades presenciales

Actividad	Grupo completo	Grupo mediano	Total
<i>Actividades de evaluación</i>	3	-	3
<i>Laboratorio</i>	-	6	6
<i>Lección magistral</i>	30	-	30
<i>Seminario</i>	-	21	21
Total horas:	33	27	60

Actividades no presenciales

Actividad	Total
<i>Estudio</i>	50
<i>Problemas</i>	32
<i>Trabajo de grupo</i>	8
Total horas:	90

MATERIAL DE TRABAJO PARA EL ALUMNO

Cuaderno de Prácticas
Ejercicios y problemas
Presentaciones PowerPoint

Aclaraciones:

Todo el material de trabajo está disponible en la plataforma moodle de la UCO

GUÍA DOCENTE

EVALUACIÓN

Competencias	Instrumentos		
	Examen final	Informes/memorias de prácticas	Seminarios
CB1	x	x	x
CB2		x	
CB4	x	x	x
CB5	x	x	x
CB7		x	
CE1	x	x	x
CE21		x	
CE3	x	x	
CE5	x		
Total (100%)	70%	10%	20%
Nota mínima.(*)	5	5	4.5

(*) Nota mínima para aprobar la asignatura.

Valora la asistencia en la calificación final: *No*

Aclaraciones generales sobre los instrumentos de evaluación:

La asistencia a prácticas (laboratorio y seminarios) es obligatoria y requisito necesario para aprobar las asignatura.

Para superar la asignatura el alumno debe cumplir cada uno de los dos requisitos siguientes:

(1) Obtener al menos 5 puntos en el examen final. El examen final constará de cuestiones relativas a los contenidos de la asignatura, diferenciadas por bloques temáticos. Este examen se considerará superado, y contará para la ponderación final de la calificación, cuando el alumno obtenga al menos 4,5 puntos sobre 10 en cada uno de los dos bloques temáticos.

(2) La media ponderada de todas las calificaciones ha de ser igual o superior a 5 puntos.

Los alumnos de segunda matrícula o superior tendrán la opción de superar la asignatura en las condiciones anteriormente detalladas o, alternativamente, solicitar una evaluación única mediante examen final, siempre que previamente hayan superado los seminarios y las prácticas.

Aclaraciones sobre la evaluación para el alumnado a tiempo parcial y necesidades educativas especiales:

Las adaptaciones de la evaluación para los estudiantes a tiempo parcial se realizarán de acuerdo con la normativa del centro y atendiendo a las características de cada caso.

Las estrategias metodológicas y el sistema de evaluación contempladas de esta Guía Docente serán adaptadas de acuerdo a las necesidades presentadas por estudiantes con discapacidad y necesidades educativas especiales en los casos que se requiera.

Criterios de calificación para la obtención de Matrícula de Honor: *Atendiendo a la normativa vigente, la calificación de MH se concederá a aquellos alumnos con calificación total superior a 9 puntos. En caso de empate, al alumno de mayor calificación en el examen final.*

BIBLIOGRAFÍA

1. Bibliografía básica:

- Shriver & Atkins Química Inorgánica. Atkins, Overton, Rourke, Weller, Armstrong. Ed. Mc Graw Hill.
- Química General. Vol I. Enlace Químico y Estructura de la materia. Petrucci, Harwood, Herring. Química General. Ed. Pearson.
- Equilibrios Iónicos y sus Aplicaciones Analíticas. M. Silva y J. Barbosa. Ed. Síntesis, Madrid. 2002.

2. Bibliografía complementaria:



www.uco.es
facebook.com/universidadcordoba
@univcordoba

INFORMACIÓN SOBRE TITULACIONES
DE LA UNIVERSIDAD DE CÓRDOBA

uco.es/grados

GUÍA DOCENTE

- Química Inorgánica. C.E. Housecroft, A. Sharpe. Ed. Pearson Prentice Hall
- Química. Raymond Chang. Ed. Mc Graw Hill.
- Problemas Resueltos de Química Analítica. P. Yáñez-Sedeño Orive, J.M. Pingarrón Carrazón. F.J.M. de Villen Rueda. Ed. Síntesis, Madrid 2003.

CRITERIOS DE COORDINACIÓN

- Criterios de evaluación comunes

Aclaraciones:

Los profesores que imparten ambos bloques temáticos adoptarán criterios comunes de evaluación.

CRONOGRAMA

Periodo	Actividad			
	Actividades de evaluación	Laboratorio	Lección magistral	Seminario
2ª Semana	0	0	2.5	2.5
3ª Semana	0	0	2.5	2.5
4ª Semana	0	0	2.5	3
5ª Semana	0	0	1.5	0
6ª Semana	0	0	2.5	3
7ª Semana	0	0	2.5	0
8ª Semana	0	0	2.5	2.5
9ª Semana	0	0	2.5	3
10ª Semana	0	0	1.5	0
11ª Semana	0	3	2.5	0
12ª Semana	0	3	2	0
13ª Semana	0	0	1	0
14ª Semana	0	0	2	3
15ª Semana	3	0	2	1.5
Total horas:	3	6	30	21

Las estrategias metodológicas y el sistema de evaluación contempladas en esta Guía Docente serán adaptadas de acuerdo a las necesidades presentadas por estudiantes con discapacidad y necesidades educativas especiales en los casos que se requieran.