26-27

GRADO EN QUÍMICA
PRIMER CURSO

GUÍA DE ESTUDIO PÚBLICA

PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA Y ESTRUCTURA

CÓDIGO 61031026

UNED

26-27

PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA Y ESTRUCTURA

CÓDIGO 61031026

ÍNDICE

PRESENTACIÓN Y CONTEXTUALIZACIÓN
REQUISITOS Y/O RECOMENDACIONES PARA CURSAR LA ASIGNATURA
EQUIPO DOCENTE
HORARIO DE ATENCIÓN AL ESTUDIANTE
TUTORIZACIÓN EN CENTROS ASOCIADOS
COMPETENCIAS QUE ADQUIERE EL ESTUDIANTE
RESULTADOS DE APRENDIZAJE
CONTENIDOS
METODOLOGÍA
SISTEMA DE EVALUACIÓN
BIBLIOGRAFÍA BÁSICA
BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA
RECURSOS DE APOYO Y WEBGRAFÍA
IGUALDAD DE GÉNERO

NOMBRE DE LA ASIGNATURA	PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA Y ESTRUCTURA
CÓDIGO	61031026
CURSO ACADÉMICO	2026/2027
DEPARTAMENTO	CIENCIAS Y TÉCNICAS FISICOQUÍMICAS
TÍTULO EN QUE SE IMPARTE	GRADO EN QUÍMICA
CURSO - PERIODO - TIPO	- PRIMER - SEMESTRE 1 - FORMACIÓN BÁSICA
TÍTULO EN QUE SE IMPARTE	MÁSTER UNIVERSITARIO EN PREVENCIÓN DE RIESGOS LABORALES: SEGURIDAD EN EL TRABAJO, HIGIENE INDUSTRIAL Y ERGONOMÍA Y PSICOSOCIOLOGÍA APLICADA (COMPLEMENTO)
Nº ETCS	6
HORAS	150.0
IDIOMAS EN QUE SE IMPARTE	CASTELLANO

PRESENTACIÓN Y CONTEXTUALIZACIÓN

Esta asignatura se inserta dentro de la materia "Química".

Un curso introductorio universitario de Química General debe consistir en un esbozo de todos los contenidos que se irán desarrollando en los sucesivos cursos. Esos contenidos introductorios se pueden dividir en tres grandes apartados:

•la estructura de los átomos y moléculas;

•una descripción de los principales compuestos químicos;

•su reactividad.

Esta asignatura se dedica al primero de ellos. Su objetivo principal es dar una visión general de la estructura de la materia (las partículas elementales, la estructura atómica y la estructura molecular) como fundamento para entender el enlace químico y las fuerzas intermoleculares, así como las propiedades de la materia macroscópica, que son consecuencia de la naturaleza del enlace y de dichas fuerzas.

El aprendizaje en esta asignatura permite empezar a delinear lo que será el perfil profesional del/a futuro/a graduado/a en Química, principalmente en los siguientes aspectos:

•Conocimiento de la Química Física en general.

•Capacidad para desarrollar metodologías de trabajo para realizar "modelados moleculares".

•Preparación para llevar a cabo investigaciones.

•Actitud de búsqueda de respuestas originales frente a diferentes situaciones o problemas.

La asignatura tiene un carácter absolutamente fundamental porque, al tratar del átomo, la molécula y el enlace, sienta necesariamente las bases del edificio de la Química. En este primer curso del Grado, esta asignatura es la herramienta precisa para poder entender los conceptos de las asignaturas Reacción Química y Principales Compuestos Químicos, del

segundo cuatrimestre, y poder desarrollar correctamente el trabajo práctico de la asignatura Operaciones Básicas en el Laboratorio de Química.

REQUISITOS Y/O RECOMENDACIONES PARA CURSAR LA ASIGNATURA

Es deseable que los estudiantes tengan un nivel de preparación y comprensión suficiente sobre la estructura atómica y molecular, el enlace químico, la estructura y propiedades de gases, líquidos y sólidos, al nivel que se alcanza en enseñanzas medias (Bachillerato, Curso de Acceso, etc.).

EQUIPO DOCENTE

Nombre y Apellidos	ALEJANDRO SANZ PARRAS (Coordinador/a de asignatura)
Correo Electrónico	asanzparras@ccia.uned.es
Teléfono	91398-7383
Facultad	FACULTAD DE CIENCIAS
Departamento	CIENCIAS Y TÉCNICAS FÍSICO-QUÍMICAS

Nombre y Apellidos	MERCEDES DE LA FUENTE RUBIO
Correo Electrónico	mfuente@ccia.uned.es
Teléfono	91398-7382
Facultad	FACULTAD DE CIENCIAS
Departamento	CIENCIAS Y TÉCNICAS FÍSICO-QUÍMICAS

Nombre y Apellidos	MERCEDES IRIARTE CELA
Correo Electrónico	mercedes.iriarte@ccia.uned.es
Teléfono	91,398,7391
Facultad	FACULTAD DE CIENCIAS
Departamento	CIENCIAS Y TÉCNICAS FÍSICO-QUÍMICAS

HORARIO DE ATENCIÓN AL ESTUDIANTE

Cada estudiante tendrá asignado un grupo de Tutoría y un Profesor/a Tutor/a, con el que podrán contactar a través del Curso Virtual de la asignatura, a través del Foro correspondiente ("Grupo de Tutoría X"). Cada Profesor Tutor indicará otras posibles formas de seguimiento/contacto a sus estudiantes.
Los estudiantes pueden contactar también con el Equipo Docente de la Sede Central a través del Curso Virtual. Esta comunicación puede ser personal y privada, haciendo uso del correo electrónico, o pública a través de los distintos foros de los que dispone la asignatura. Además, podrán ponerse en contacto telefónico o concertar una cita con el equipo docente:

Alejandro Sanz Parras (Coordinador)
Tel.: 91 398 73 83
Correo electrónico: asanzparras@ccia.uned.es

Horario de guardia*: miércoles 10 a 14 y 15 a 18 h

Mercedes de la Fuente
Tel.: 91 398 73 82
Correo electrónico: mfuente@ccia.uned.es
Horario de guardia*: martes, de 10 a 14 horas

Edificio de la UNED, Facultad de Ciencias, Departamento Departamento de Ciencias y Técnicas Fisicoquímicas. Despacho 0.11 (Mercedes de la Fuente) y despacho 2.07 (Alejandro Sanz Parras).
Urbanización Monterrozas, Av. de Esparta s/n, Carretera de Las Rozas al Escorial km 5
28232, Las Rozas (Madrid)

(*horario de guardia, excepto días festivos en la universidad, vacaciones y semanas de celebración de Pruebas Presenciales)

TUTORIZACIÓN EN CENTROS ASOCIADOS

En el enlace que aparece a continuación se muestran los centros asociados y extensiones en las que se imparten tutorías de la asignatura. Estas pueden ser:

•**Tutorías de centro o presenciales**: se puede asistir físicamente en un aula o despacho del centro asociado.

•**Tutorías campus/intercampus**: se puede acceder vía internet.

Consultar horarios de tutorización de la asignatura 61031026

COMPETENCIAS QUE ADQUIERE EL ESTUDIANTE

El estudio de esta asignatura contribuye al desarrollo de estas **competencias generales:**

•CG1 - Iniciativa y motivación
•CG2 - Planificación y organización
•CG3 - Manejo adecuado del tiempo
•CG4 - Análisis y síntesis
•CG6 - Razonamiento crítico
•CG8 - Seguimiento, monitorización y evaluación del trabajo propio o de otros
•CG9 - Motivación por la calidad
•CG10 - Comunicación y expresión escrita
•CG11 - Comunicación y expresión oral
•CG13 - Comunicación y expresión matemática, científica y tecnológica

•CG14 - Competencia en el uso de las TIC
•CG15 - Competencia en la búsqueda de información relevante
•CG16 - Competencia en la gestión y organización de la información
•CG19 - Compromiso ético (por ejemplo en la realización de trabajos sin plagios, etc.)
•CG20 - Ética profesional

y también de estas **competencias específicas**:

•CE1-C - Conocimiento y comprensión de los hechos esenciales, conceptos, principios y teorías relacionadas con las áreas de la Química
•CE2-C - Conocimiento de la terminología química: nomenclatura, términos, convenios y unidades
•CE3-C - Conocimiento de los principios fisicoquímicos fundamentales que rigen la Química y sus relaciones entre áreas de la Química
•CE8-C - Una base de conocimientos que posibilite continuar los estudios en áreas especializadas de Química o áreas multidisciplinares, y en múltiples dominios de aplicación, tanto tradicionales como nuevos
•CE11-H - Capacidad para aplicar sus conocimientos químicos, teóricos y prácticos, a la resolución de problemas cualitativos y cuantitativos en los ámbitos de la Química
•CE20-H - Capacidad para relacionar la Química con otras disciplinas
•CE21-H - Manejo de los modelos abstractos aplicables al estudio de la Química
•CE22-H - Capacidad de aplicar los conocimientos de Matemáticas y Física a la resolución de problemas en el ámbito de la Química

RESULTADOS DE APRENDIZAJE

Los resultados principales del aprendizaje deberían ser:

•Conocer y saber usar el lenguaje químico relativo a la designación y formulación de los elementos y compuestos químicos inorgánicos y orgánicos, de acuerdo con las reglas estándares de la IUPAC y las tradicionales más comunes.
•Tener claros los conceptos relacionados con las leyes ponderales, el mol y el número de Avogadro, el uso de masas atómicas y moleculares, las unidades de concentración y la estequiometría en las trasformaciones químicas.
•Adquisición de nuevos conceptos básicos y reforzamiento de los previamente adquiridos relativos a la composición de la materia, la estructura de los átomos, sus propiedades periódicas, el enlace y la estructura de las moléculas, así como de la manera en que éstas interaccionan para dar lugar a los diferentes estados de agregación en que se presenta la materia.

CONTENIDOS

Tema 1. Introducción: la química y la teoría atómica

1.1. Objetivos de la Química:
- Qué estudia la Química y cómo lo estudia.
- Ramas de la Química.
1.2. La Química como ciencia: el método científico:
- Por qué es una ciencia.
- Fenómenos, leyes, hipótesis, modelos, teorías y esquema del desarrollo del método científico.
1.3. La materia: sus clases y transformaciones:
- Sistema: fase.
- Sustancias puras: elementos y compuestos.
- Mezclas: homogéneas y heterogéneas.
- Transformaciones, propiedades físicas y propiedades químicas.
- Aspectos energéticos de las transformaciones físicas y químicas.
1.4. Teoría atómica de Dalton:
- Sus orígenes.
- Su base experimental: leyes fundamentales de las reacciones químicas (ley de la conservación de la masa, de las proporciones definidas, de las proporciones múltiples y de los volúmenes de combinación).
- Exposición de la teoría atómica de Dalton: sus éxitos y sus insuficiencias.
1.5. Hipótesis de Avogadro:
- Su importancia desde el punto de vista teórico: completó la teoría atómica de Dalton.
- Su importancia desde el punto de vista práctico: permitió el cálculo de pesos atómicos correctos.
1.6. Conclusiones.

Tema 2. Lenguaje de la Química

2.1. Pesos atómicos y moleculares:
- Su carácter relativo.
- Distintas escalas. Unidades de medida.
- Peso atómico y masa atómica.
2.2. Número de Avogadro y concepto de mol:
- Definición de átomo-gramo y molécula-gramo.
- Concepto de mol: su importancia y su carácter general.
- Significado del número de Avogadro.

2.3. Peso equivalente y equivalente-gramo:
- Su cálculo según el tipo de reacción correspondiente.
2.4. Volumen molar:
- Carácter general del concepto.
- Volumen molar normal de gases.
- Cálculo de pesos moleculares de gases por medidas de densidades relativas.
2.5. Fórmulas químicas: su significado y sus tipos:
- Capacidad de combinación: valencia y número de oxidación.
- Fórmulas empíricas y moleculares.
- La fórmula molecular y el peso molecular.

Tema 3. Los gases y la estructura de la materia

3.1. Introducción.
3.2. Estados de agregación: sólidos, líquidos y gases:
- Características macroscópicas más importantes y rasgos generales de su estructura.
- Cambios de estado: temperatura de fusión y de ebullición, presión de vapor, entalpías de fusión, de vaporización y de sublimación.
3.3. Estado gaseoso:
- Necesidad de encontrar una ecuación de estado. Tratamiento fenomenológico y estudio teórico de tipo estructural.
3.4. Tratamiento fenomenológico de los gases: leyes experimentales:
- Ley de Boyle-Mariotte.
- Ley de Charles-Gay Lussac. Escala absoluta de temperaturas.
- Deducción de la ecuación de estado. Su importancia para la resolución de problemas más generales. Constante universal de los gases.
- Ley de Dalton. Presión parcial y fracción molar.
- Ley de Graham: efusión y difusión. Aplicación al cálculo de masas moleculares.
3.5. Teoría cinético-molecular de los gases:
- Modelo y postulados. Deducción de la ecuación de estado. Constante de Botzmann.
- Interpretación de las leyes experimentales de los gases.
- Interpretación cinética de la temperatura. Energía cinética media.
- Velocidad media y velocidad cuadrática media de las moléculas.
3.6. Gases reales:
- Su desviación de la ley de Boyle: sus causas.
- Ecuación de estado de Van der Waals.
3.7. Conclusiones.

Tema 4. Estructura atómica: primeros modelos atómicos

4.1. Estructura de la materia: evolución en su conocimiento:
- Teoría atomista de los epicúreos; teoría atómica de Dalton; descubrimiento de la naturaleza eléctrica de la materia.

4.2. Partículas fundamentales:
- Experiencias en tubos de descarga.
- Descubrimiento del electrón. Experiencias de Thompson. Rayos catódicos.
- Descubrimiento del protón. Rayos canales.
- Descubrimiento del neutrón.

4.3. Disposición en el átomo de sus constituyentes: primeros modelos atómicos:
- Modelo de Thompson.
- Experiencias de Rutherford. Modelo atómico de Rutherford. Núcleo atómico. Número atómico y número másico. Isótopos.

4.4. Modelo atómico de Bohr:
- Teoría cuántica de Planck.
- Efecto fotoeléctrico .
- Espectros atómicos. Ley empírica de Balmer.
- Teoría de Bohr. Postulados de Bohr. Cuantización de la energía. Estado fundamental y estados excitados del átomo.

4.5. Perfeccionamiento del modelo de Bohr. Números cuánticos.

Tema 5. Estructura atómica: el átomo según la Mecánica Cuántica

5.1. Insuficiencia del modelo atómico de Bohr:
- Necesidad de crear un nuevo modelo atómico.

5.2. Orígenes de la teoría mecano-cuántica:
- Naturaleza dual de la luz.
- Hipótesis de De Broglie: naturaleza dual de las partículas.
- Principio de indeterminación de Heisenberg. Idea de probabilidad.
- Relación entre densidad electrónica y probabilidad.

5.3. Modelo mecano-cuántico del átomo: ecuación de Schrödinger:
- Significado de la función de ondas. Orbital.
- Relación entre orbital y probabilidad. Nube de carga y superficie límite de probabilidad.
- Números cuánticos: valores y significado.

5.4. Significado «físico» de los orbitales:
- Orbitales *s.* Distribución radial de la probabilidad. Simetría esférica.
- Orbitales *p.* Forma bilobulada. Orientación. Concepto de plano nodal.

- Orbitales *d.* Forma y orientación.

5.5. Modelo orbital y modelo de distribución de la probabilidad:

- Sus diferencias.

5.6. Niveles de energía:

- Su dependencia del número n para el átomo de hidrógeno.
- Interpretación de los espectros atómicos.

5.7. Átomos polielectrónicos:

- Dificultades en la resolución de la ecuación de Schrodinger.
- Métodos aproximados.
- Electrones internos y externos. Apantallamiento. Orbitales degenerados.

5.8. Conclusiones.

Tema 6. Clasificación periódica, configuración electrónica y propiedades de los elementos

6.1. Clasificaciones de los elementos: sistemas periódicos.

- Según el peso atómico: tablas periódicas de Meyer y Mendeleiev.
- Según el número atómico: experimento de Moseley. Sistema Periódico actual.

6.2. Distribución de los electrones en los átomos:

- Proceso de construcción.
- Principio de energía mínima. Energía de los orbitales.
- Principio de exclusión de Pauli.
- Principio de máxima multiplicidad o regla de Hund.

6.3. Configuración electrónica y situación en el Sistema Periódico:

- Justificación del Sistema Periódico.
- Distintos grupos de elementos del Sistema Periódico.
- Configuración electrónica externa de cada grupo.
- Relación entre la configuración electrónica externa y las propiedades químicas.

6.4. Propiedades periódicas. Su variación en los períodos y en los grupos:

- Radio atómico.
- Energía de ionización. Sucesivas energías de ionización.
- Afinidad electrónica. Sucesivas afinidades electrónicas.
- Electronegatividad. Escalas.
- Metales y no metales. Su situación en la Tabla Periódica.
- Carácter oxidante y reductor.

Tema 7. Enlace iónico

7.1. Introducción:
- Lo que debe explicar una teoría del enlace químico.

7.2. Consideraciones energéticas del enlace químico:
- Cambios energéticos al formarse un enlace químico.
- Regla del octete. Su aproximación.

7.3. Tipos de enlaces:
- Enlaces iónico, covalente, metálico, de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

7.4. Enlace iónico:
- Características generales. Transferencia de electrones. Energía reticular.
- Tipos de redes cristalinas. Número de coordinación.
- Tamaño de los iones. Radios iónicos.
- Cálculo de la energía reticular. Ciclo de Born-Haber.
- Valencia iónica: formación de cationes y de aniones.

Tema 8. Enlace covalente: teoría de Lewis

8.1. Enlace covalente: teoría de Lewis:
- Compartición de electrones.
- Enlaces covalentes simples, dobles y triples. Representación de Lewis.
- Electrones enlazantes y no enlazantes.

8.2. Características del enlace covalente: parámetros moleculares:
- Longitud y ángulo de enlace.
- Energía de disociación y energía de enlace.
- Polaridad de los enlaces. Momento dipolar. Porcentaje de carácter iónico y su cálculo (según el momento dipolar y según la diferencia de electronegatividades). Momentos dipolares en moléculas poliatómicas.
- Escala de electronegatividades de Pauling. Exceso de energía iónica.

8.3. Valencia covalente:
- Desapareamiento de electrones por excitación de los átomos.
- Diferente covalencia de los elementos de los períodos 1 y 2 respecto a los restantes.

8.4. Nuevas teorías del enlace covalente: métodos mecano-cuánticos:
- Nuevas funciones de onda de los electrones en la molécula.
- Introducción a la teoría de Enlace de Valencia. Solapamiento de orbitales. Orbital de enlace.

Tema 9. Enlace covalente: teoría de orbitales moleculares

9.1. Teoría de orbitales moleculares:
- La molécula como átomo polinuclear.
- Método de CLOA. Orbital molecular enlazante y antienlazante.
- Condiciones de combinación de dos orbitales atómicos.

9.2. Tipos de orbitales moleculares:
- Combinación de orbitales *s.*
- Combinación de orbitales *p.*
- Orbitales moleculares sigma y pi. Características y diferencias.

9.3. Configuración electrónica de moléculas diatómicas:
- Energía de los orbitales moleculares.
- Moléculas homonucleares. Efecto relajante. Paramagnetismo.
- Moléculas heteronucleares. Orbitales moleculares asimétricos: polaridad del enlace.

9.4. Orden de enlace:
- Su relación con la energía de enlace.
- Relación entre la energía y la longitud de enlace.

9.5. Conclusiones:
- Comparación de las teorías de EV y de OM.

Tema 10. Geometría molecular

10.1. Justificación de la geometría molecular:
- Concepto de orbital molecular localizado o de enlace.
- Factores geométricos experimentales: longitud, ángulo y energía de enlace.
- Criterio de máxima superposición de orbitales. Carácter direccional de solapamiento. Solapamiento frontal y lateral.
- Geometría de algunas moléculas sencillas según el criterio de valencia dirigida.

10.2. Hibridación de orbitales:
- Concepto de orbital híbrido.
- Orbitales híbridos sp, sp^2 y sp^3. Ejemplos estructurales.
- Otros tipos menos frecuentes de hibridación.

10.3. Teoría de la repulsión de los pares electrónicos externos:
- Ejemplos de geometría de moléculas sencillas.

10.4. Enlaces múltiples en moléculas poliatómicas:
- Estudio comparativo de la estructura de las moléculas de etano, eteno y etino.
- Formación del enlace doble y triple.

10.5. Resonancia:
- Estructura del ion nitrato y del benceno.

- Concepto de híbrido de resonancia y de forma canónica. Carga formal.
- Deslocalización electrónica. Concepto de orbital molecular deslocalizado.
- Estabilidad de las moléculas resonantes: energía de resonancia.

Tema 11. Otros tipos de enlace

11 1. Enlace covalente coordinado:
- Su formación. Concepto de dador y de aceptor.

11.2. Compuestos de coordinación:
- Conceptos de ligando, ion central, quelación. Nomenclatura.
- Características y propiedades: geometría, color, paramagnetismo, diferente estabilidad.
- Teorías de enlace: de enlace de valencia y del campo cristalino.

11.3. Enlace metálico:
- Empaquetamiento compacto y conductividad eléctrica de los metales.
- Teoría de las bandas. Carácter de conductor, de aislante y de semiconductor.

11.4. Fuerzas intermoleculares:
- De dispersión: entre moléculas no polares.
- Dipolo-dipolo: entre moléculas polares.
- Influencia en las propiedades físicas.

11.5. Enlace de hidrógeno:
- Características y condiciones para su formación.
- Teorías.
- Consecuencias prácticas.

Tema 12. Propiedades fisicoquímicas y tipo de enlace

12.1. Introducción:
- Importancia de las partículas constituyentes de las sustancias y de sus interacciones.

12.2. Tipos de sólidos cristalinos:
- Descripción de los cuatro tipos de sólidos: iónicos, covalentes, metálicos y moleculares.
- Partículas constituyentes y fuerzas de cohesión entre ellas.

12.3. Propiedades físicoquímicas de los cuatro tipos de sólidos:
- Puntos de fusión y de ebullición. Estado de agregación en condiciones ordinarias.
- Conductividad eléctrica.
- Propiedades mecánicas.

12.4. Tipo de sólido cristalino, configuración electrónica y Sistema Periódico:
- Sustancias elementales: variación a lo largo de un período.
- Sustancias-compuestos: elementos de electronegatividad parecida y elementos de electronegatividad muy diferente.

12.5. Gradación del enlace iónico al covalente:
- Compuestos esencialmente iónicos y esencialmente covalentes.
- Combinaciones binarias con hidrógeno.
- Combinaciones binarias con oxígeno.
- Otras combinaciones binarias.

12.6. Variación de algunas propiedades físicoquímicas con el tipo de enlace iónico o covalente:
- En compuestos predominantemente iónicos. Variación de los puntos de fusión: reglas de Fajans.
- En compuestos predominantemente covalentes: energía de enlace y estabilidad. Influencia de la polaridad y de la distancia de enlace. Variación en períodos y en grupos.

12.7. Carácter ácido y básico:
- Compuestos con hidrógeno y oxígeno: variación de la acidez o de la basicidad.
- Compuestos binarios con hidrógeno: variación de la acidez.

METODOLOGÍA

La metodología que se plantea en esta asignatura para conseguir los resultados de aprendizaje, se basa en la enseñanza a distancia propia de esta Universidad. Para la adquisición de los conocimientos necesarios para superar la asignatura, el alumnado dispondrá de los siguientes medios:

•Libro de texto básico que se adapta al programa de la asignatura y al nivel de la misma.
•Orientaciones del equipo docente recogidas en la guía de la asignatura.
•Pruebas de evaluación continua (PEC) de carácter voluntario pero calificables.
•Tutorías.
•Aula virtual, correo electrónico y reuniones telemáticas o presenciales.

El trabajo personal del alumnado debe comenzar con la lectura de la guía de la asignatura. Posteriormente deberá iniciar la lectura de los temas. Una vez leído y comprendido cada tema de los desarrollados en el aula virtual o en los libros recomendados, es aconsejable que se elaboren resúmenes y esquemas que ayudarán a asimilar los contenidos. En el aula virtual se encontrarán orientaciones que facilitarán esta labor.

Una fase posterior es la realización de los ejercicios de cada capítulo, así como de otros recogidos en libros de problemas recomendados. Se debe intentar sin mirar los resultados.

La asignatura tiene dos pruebas de evaluación continua, con una serie de cuestiones y problemas relacionados con la materia. Se recomienda su realización pues permitirán evaluar conocimientos y además servirán de orientación y entrenamiento para la prueba presencial.

La resolución de dudas y comentarios sobre la materia de estudio correrá a cargo de todo el equipo docente, tutores y tutoras incluidos, utilizando para ello, principalmente, los foros del

aula virtual y el correo electrónico.

Más específicamente, para el estudio de esta asignatura, de 6 créditos ECTS (150 horas), el alumnado deberían realizar las tareas que se indican a continuación:

- Leer las orientaciones generales sobre el curso.
- Estudiar los contenidos teóricos y prácticos de cada tema (dado que el temario de Principios Básicos de Química y Estructura consta de 12 temas y el cuatrimestre de unas 16 semanas, de las que habría que descontar tres o cuatro no lectivas, lo razonable es dedicar aproximadamente una semana a cada tema).
- Solucionar los ejercicios numéricos de autoevaluación de cada tema (tres colecciones de ejercicios).
- Resolver las pruebas de evaluación continua calificables (dos) y no calificables (seis).
- Participar en el aula virtual.
- Preparar la prueba presencial (afianzamiento de conceptos, repaso general, ensayos con exámenes de años anteriores, etc.).
- Realización de la prueba presencial.
- Comprobacion de los resultados leyendo las soluciones razonadas del examen, que se publicarán.

SISTEMA DE EVALUACIÓN

TIPO DE PRUEBA PRESENCIAL

Tipo de examen	Examen tipo test
Preguntas test	30
Duración del examen	120 (minutos)

Material permitido en el examen

Calculadora no programable.

Criterios de evaluación

Se trata de una prueba objetiva que consta de 30 preguntas, cada una con cuatro respuestas posibles de las que solo una es correcta. Cada pregunta bien respondida vale 1/3 punto; cada pregunta mal respondida resta 1/9 punto; las no contestadas no cuentan.

% del examen sobre la nota final	100
Nota del examen para aprobar sin PEC	5
Nota máxima que aporta el examen a la calificación final sin PEC	10
Nota mínima en el examen para sumar la PEC	4

Comentarios y observaciones

Las preguntas dan por hecho que el alumnado conoce los nombres de **todos** los elementos de la tabla periódica y sus símbolos y que sabe ordenarlos en dicha tabla, de manera que podría conocer el número atómico de cada elemento si la pegunta lo requiriera.

PRUEBAS DE EVALUACIÓN CONTINUA (PEC)

¿Hay PEC? Si

Descripción

Se trata de 2 pruebas objetivas de 30 preguntas cada una. Para cada pregunta se ofrecen cuatro respuestas posibles de las que solo una será correcta.

Estas pruebas son voluntarias.

Las respuestas a las preguntas habrán de consignarse en una aplicación que se podrá encontrar en el aula virtual.

No se plantearán nuevas PEC para la convocatoria de septiembre, pues el sentido de estas pruebas es que sirvan de evaluación continua durante el periodo ordinario del curso. No obstante, las calificaciones obtenidas en las PEC en el periodo ordinario valdrán para la convocatoria extraordinaria de septiembre (en su caso).

Criterios de evaluación

Cada pregunta bien respondida valdrá 1/3 punto; cada pregunta mal respondida restará 1/9 punto; las no contestadas no contarán.

Ponderación de la PEC en la nota final: Con las 2 PECs calificables se puede obtener como máximo 1 punto adicional (0,50 puntos por PEC) a sumar a la nota del examen si esta es al menos de 4. La calificación de las PEC se guarda para septiembre.

Fecha aproximada de entrega: PEC-1: finales de noviembre / primeros de diciembre; PEC-2: mediados de enero

Comentarios y observaciones

No es necesario haber realizado las PECs calificables para presentarse al examen y aprobarlo (e incluso obtener en él un 10 y una matrícula de honor en la asignatura). Las PEC se realizan durante el periodo ordinario del curso. No obstante, la calificación obtenida vale también para la convocatoria extraordinaria (septiembre), en su caso.

OTRAS ACTIVIDADES EVALUABLES

¿Hay otra/s actividad/es evaluable/s? No

Descripción

Criterios de evaluación

Ponderación en la nota final

Fecha aproximada de entrega

Comentarios y observaciones

¿CÓMO SE OBTIENE LA NOTA FINAL?

Si la nota del examen presencial es menor de 4, esa será la nota final.
Si la nota del examen presencial es igual o superior a 4, a esa nota se le sumarán las puntuaciones de las dos PECs voluntarias calificables que se hayan realizado (máximo por cada PEC: 0,50 puntos; máximo total: 1 punto).
Los estudiantes que superen el 10 aspirarán a matrícula de honor. (La calificación de 10 e incluso la MH se pueden alcanzar solo con la calificación del examen, sin realizar las PEC).

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

ISBN(13):9788436218572
Título:QUÍMICA GENERAL (2 VOLS.)5ª
Autor/es:Esteban Santos, Soledad ; Navarro Delgado, Raquel ;
Editorial:U.N.E.D.

Los contenidos de los 12 primeros temas del volumen 1 coinciden exactamente con el programa de la asignatura mencionado en el apartado "Contenidos" de esta guía. Su lectura crítica y reflexiva y su estudio y retención permitirán adquirir los conocimientos que se detallan en el apartado "Resultados de aprendizaje" de esta guía.
Cada uno de los temas contiene un esquema-resumen que tiene como finalidad proporcionar una idea general de los contenidos a asimilar; a continuación figura una lista de objetivos generales y específicos para que al ir estudiando el tema se vaya fijando la atención en aquellos apartados que presentan el material que servirá para la consecución de dichos objetivos; al final de la exposición de los contenidos de cada tema se enumeran los términos y conceptos más significativos introducidos en él para que se reflexione sobre si se han entendido con claridad o no; y al final de cada tema se presentan unos ejercicios de autocomprobación con sus soluciones, así como algunas actividades complementarias, principalmente lecturas.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

ISBN(13):9789500602822
Título:PRINCIPIOS DE QUÍMICA LOS CAMINOS DEL DESCUBRIMIENTO5ª
Autor/es:Jones, Loretta ; Atkins, Peter W. ;
Editorial:Editorial Medica Panamericana

>Para estudiar cualquier disciplina de Química es *fundamental* realizar el máximo número de ejercicios, y tratar de hacerlo por uno/a mismo/a antes de consultar la solución. La parte práctica (ejercicios y problemas) de esta asignatura puede trabajarse mediante los contenidos del final de cada tema del libro básico y, sobre todo, mediante cualquier libro de

problemas de Química General de nivel universitario (en las bibliotecas de la UNED pueden encontrarse varios títulos). En el de Rosenberg y Epstein, cada uno de sus temas contiene una introducción donde se resume la teoría y fórmulas necesarias, una colección de problemas completamente resueltos y finalmente una serie de problemas de los que se da solo la solución.
>Para aclarar o reforzar algunos contenidos teóricos es recomendable el libro de Atkins-Jones referenciado.
>Para la formulación es recomendable: FUNDAMENTOS DE NOMENCLATURA QUIMICA, W. R. PETERSON , Ed. Reverté, 2012. ISBN 9788429175745.

RECURSOS DE APOYO Y WEBGRAFÍA

Los alumnos podrán asistir en su **Centro Asociado** a las tutorías semanales de esta asignatura para consultar dudas o recibir clases de su **Profesor/a-Tutor/a** (los horarios de dichas tutorías los podrán consultar en el Centro).
También podrán recibir ayuda de sus tutores mediante la **plataforma virtual de la asignatura** o por correo electrónico. Cada alumno, según el Centro al que pertenezca, tendrá asignado un tutor que administrará un **foro específico** dentro de la plataforma virtual para atender a los estudiantes que tiene asignados. Es decir, en la plataforma virtual cada alumno dispondrá de dos tipos de foros: uno general, administrado por los miembros del equipo docente (ver siguiente párrafo) y otro administrado por *su* tutor/a.
Los alumnos podrán solicitar ayuda igualmente al **equipo docente** por los medios que se indican en el apartado "Horario de atención al estudiante".

A lo largo del curso se irá proporcionando en el espacio virtual información y documentación adicional.

IGUALDAD DE GÉNERO

En coherencia con el valor asumido de la igualdad de género, todas las denominaciones que en esta Guía hacen referencia a órganos de gobierno unipersonales, de representación, o miembros de la comunidad universitaria y se efectúan en género masculino, cuando no se hayan sustituido por términos genéricos, se entenderán hechas indistintamente en género femenino o masculino, según el sexo del titular que los desempeñe.