

UNIVERSIDAD DE GRANADA

DATOS DE LA ASIGNATURA					
Titulación:	Licenciatura en Ciencias Ambientales			Plan:	2001
Asignatura:	BASES QUÍMICAS DEL MEDIO AMBIENTE			Código:	1061113
Tipo:	Troncal	Curso:	1º		
Créditos Totales LRU:	6	Teóricos:	4	Prácticos:	2
Descriptor (BOE):	Enlace Químico y Estructura de la Materia. Disoluciones y Reacciones. Química Analítica, Orgánica e Inorgánica.				
Departamento:	Química Física y Química Analítica	Área de Conocimiento:		Química Física y Química Analítica	

PROFESORADO		Ubicación	Horario de Tutorías
Responsables:	Bloque 1º: Mercedes Guzmán Casado	Departamento de Química Física	Lunes y Jueves: 9h30m-11h Martes: 17h-20h
	Bloque 2º: Juan Manuel Bosque Sendra y Antonio González Casado	Departamento de Química Analítica	Lunes y Martes: 12-14 h Jueves: 12-14 h

DOCENCIA EN EL CURSO 2006-2007	
Objetivo General de la Asignatura:	<ul style="list-style-type: none"> - Alcanzar un conocimiento básico de la estructura de la materia y de los distintos tipos de enlace químico existentes. Dicho conocimiento abarca la descripción de la materia en función de los átomos y moléculas que la componen y, a su vez, incluiría el conocimiento de las partículas subatómicas. Además, se analizan los diferentes tipos de enlace químico intra- e intermoleculares y los distintos tipos de sólidos a que dan lugar. - Conocer los conceptos básicos de nomenclatura, estequiometría y los convenios propios de la química. - Conocer las propiedades de las disoluciones y de las reacciones químicas. - Conocer las normas a seguir en un laboratorio y llevar a cabo experimentos básicos que implican reacciones químicas en disolución. - Identificar procesos químicos que se desarrollan en el ambiente.

UNIVERSIDAD DE GRANADA

Competencias y destrezas teórico-prácticas a adquirir por el alumno:

Bloque 1º

- Conocer los postulados de la teoría atómica de Dalton y su capacidad para explicar las leyes de combinación química.
- Conocer los aspectos básicos de los experimentos de J.J. Thomson y de R. Millikan.
- Describir las características principales de los modelos atómicos de J.J. Thomson y de E. Rutherford.
- Describir el experimento de dispersión de partículas α por láminas metálicas y discutir sus implicaciones sobre los modelos atómicos anteriores.
- Usar correctamente los términos átomo, molécula, isótopo, ion, número atómico y número másico. Relacionar un símbolo nuclear con el número de protones y neutrones del núcleo.
- Determinación de masas isotópicas por espectrometría de masas.
- Comprensión del significado de masa atómica, masa atómica media ponderada y masa atómica media relativa.
- Conocimiento de una onda en general y de una onda electromagnética en particular. Familiarizarse con las magnitudes que definen una onda: longitud de onda, frecuencia, período y velocidad.
- Conocer el espectro electromagnético.
- Describir los aspectos básicos de la radiación del cuerpo negro y del efecto fotoeléctrico. Describir la incapacidad de la física clásica para explicar ambos tipos de fenómenos experimentales.
- Explicar la hipótesis cuántica de Planck y su aplicación con éxito a la emisión del cuerpo negro y al efecto fotoeléctrico, llevado a cabo por Planck y Einstein, respectivamente.
- Relacionar la longitud de onda, la frecuencia y la energía.
- Describir los aspectos básicos de la espectroscopia atómica: obtención de espectros de emisión y de absorción, características y utilidad de los mismos. Descripción del espectro del hidrógeno.
- Explicar la incapacidad de la física clásica para explicar los espectros atómicos.
- Conocer los postulados de Bohr y los éxitos y fallos de su modelo atómico. Usar la ecuación de Bohr para derivar las líneas del espectro del átomo de hidrógeno. Saber interpretar el diagrama de niveles de energía del electrón en el átomo de hidrógeno.
- Comprensión del significado de la dualidad onda-partícula y conocimiento básico de los experimentos que demostraron dicha teoría. Aplicación de la fórmula de de Broglie para la obtención de la longitud de onda de una onda de materia.
- Saber calcular la incertidumbre en la posición o en la velocidad de una partícula.
- Conocimiento de las características de una onda estacionaria.
- Conocimiento de la expresión general de la ecuación de Schrödinger independiente del tiempo y descripción del uso de esta ecuación para estudiar el comportamiento de las partículas. Descripción de la función de onda como solución de dicha ecuación.
- Relacionar la probabilidad de detectar una partícula en una región del espacio con el valor del cuadrado de la función de onda en dicha región.
- Conocimiento de las ondas estacionarias de una partícula en una caja monodimensional y discusión de las probabilidades de localización de la partícula en dicha caja de potencial.
- Obtención de los niveles de energía para la partícula confinada en la caja monodimensional y descripción de la expresión de la cuantización de la energía para una partícula en una caja tridimensional cúbica. Comprensión del concepto de degeneración.
- Comprender y saber usar el sistema de coordenadas polares esféricas. Poder transformar coordenadas cartesianas en coordenadas polares esféricas y viceversa.
- Describir cualitativamente la ecuación de Schrödinger independiente del tiempo aplicada al estudio del átomo de hidrógeno.
- Definición de las funciones de onda del electrón en el átomo de hidrógeno como producto de tres funciones dependientes, cada una de ellas, de una coordenada polar esférica. Conocimiento de los números cuánticos que definen a dichas funciones de onda y de sus respectivos valores permitidos.
- Saber usar la notación espectroscópica para especificar los diferentes estados cuánticos del electrón en el átomo de hidrógeno.
- Conocer los valores posibles de la energía del electrón en el átomo de hidrógeno. Indicar los estados degenerados.

UNIVERSIDAD DE GRANADA

- Conocer e interpretar la representación gráfica de los orbitales del átomo de hidrógeno.
- Calcular la magnitud y la componente z del momento angular orbital del electrón en el átomo de hidrógeno en función de los valores del número cuántico del momento angular orbital, l, y del número cuántico magnético orbital, ml.
- Hacer una comparación crítica entre las predicciones del modelo del átomo de hidrógeno basado en la ecuación de Schrödinger y las correspondientes predicciones del modelo de Bohr.
- Especificar el momento angular de espín de un electrón a partir del número cuántico del momento angular de espín, s, y del número cuántico magnético de espín, ms.
- Comprender el concepto de carga nuclear efectiva.
- Comprensión del fenómeno de penetración a partir de las funciones de distribución de probabilidad radial.
- Comprender la relación entre penetración y apantallamiento y las consecuencias sobre la degeneración de los orbitales de los átomos multielectrónicos.
- Escribir, usando la notación spdf (estándar) y la notación de diagrama de orbitales (representación por cajas), la configuración electrónica de un elemento cualquiera usando el principio de exclusión de Pauli, la regla de Hund y el diagrama del orden de llenado de los diferentes orbitales.
- Comprensión de la tabla periódica a partir de la observación de las configuraciones electrónicas de los elementos de los distintos grupos de la tabla periódica.
- Identificar las tendencias periódicas del radio atómico, energía de ionización y afinidad electrónica.
- Descripción gráfica de la interacción entre dos átomos mediante una curva de energía potencial.
- Comprender que el objetivo principal de una teoría de enlace es explicar las energías de enlace y la geometría molecular, longitudes de enlace y ángulos de enlace, de un compuesto.
- Descripción energética de la formación de un par iónico.
- Descripción de una estructura molecular mediante el método de enlace de valencia.
- Comprensión del concepto de orbitales híbridos y de la necesidad de su desarrollo para justificar la geometría y la valencia de compuestos no explicables mediante la teoría del enlace de valencia.
- Establecer la hibridación de un átomo en una molécula con varios enlaces.
- Establecer el número de enlaces sigma y pi de una molécula.
- Realizar estimaciones de la diferencia de electronegatividad y de la polaridad de los enlaces.
- Predecir la polaridad de una molécula, conocida su geometría.
- Identificar las fuerzas intermoleculares en distintas sustancias y evaluar sus efectos sobre las propiedades físicas.
- Clasificar las sustancias en molecular, de red covalente, iónica o metálica basándose en sus propiedades. Comparar las propiedades físicas de las sustancias polares y no polares.

Bloque 2º

- Conocer y analizar los sistemas químicos de una sola fase y diferenciarlos de aquellos en los que existen más fases.
- Conocer las bases termodinámicas y cinéticas del equilibrio químico.
- Comprender los fundamentos y aplicaciones del equilibrio químico.
- Conocer el papel que los equilibrios juegan en la Química y las leyes que los rigen
- Predecir la evolución de las reacciones cuando se alteran las condiciones experimentales
- Conocer las principales reacciones químicas en disolución acuosa: ácido- base, precipitación, oxidación-reducción y formación de complejos y sus aplicaciones analíticas.
- Resolver razonadamente problemas numéricos relativos a los contenidos citados.
- Capacidad de evaluar, interpretar y sintetizar la información y los datos químicos relacionándolos con las teorías apropiadas.
- Capacidad para desarrollar procesos básicos de laboratorio y elaborar resultados obtenidos por la observación y medida de propiedades químicas y sus cambios experimentales.

UNIVERSIDAD DE GRANADA

<p>Contribución al desarrollo de habilidades y destrezas Genéricas:</p>	<p>Capacidad de aprender.</p> <p>Conocimientos generales básicos.</p> <p>Resolución de problemas.</p> <p>Capacidad de análisis y síntesis.</p> <p>Capacidad para aplicar la teoría a la práctica.</p> <p>Capacidad de organizar y planificar.</p> <p>Capacidad de generar nuevas ideas.</p> <p>Trabajo en equipo.</p>
<p>Temario Teórico y Planificación Temporal:</p>	<p>Bloque 1º</p> <p>1ª Semana: Teoría atómica de Dalton. Descubrimiento del electrón: tubos de rayos catódicos; experimentos de J.J. Thomson y de R. Millikan. Protones y neutrones: modelo atómico de J.J. Thomson y modelo del átomo nuclear de E. Rutherford. Los elementos químicos: isótopos e iones. Tamaño de los átomos y masas atómicas. Espectrómetros de masas.</p> <p>2ª Semana: Radiación electromagnética. Teoría cuántica: radiación del cuerpo negro y efecto fotoeléctrico. Espectroscopia atómica.</p> <p>3ª Semana: Átomo de Bohr: modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Dualidad onda-partícula. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Mecánica ondulatoria: ondas estacionarias.</p> <p>4ª semana: Ecuación de Schrödinger independiente del tiempo: funciones de onda; postulado de Born. Partícula en una caja monodimensional y tridimensional. Coordenadas polares esféricas. Ecuación de Schrödinger independiente del tiempo para el átomo de hidrógeno. Funciones de onda del átomo de hidrógeno. Números cuánticos y orbitales del átomo de hidrógeno. Energía del electrón en el átomo de hidrógeno.</p> <p>5ª Semana: Interpretación y representación de los orbitales del átomo de hidrógeno. Momento angular orbital. Espín del electrón: introducción del cuarto número cuántico. Átomos multielectrónicos. Apantallamiento y penetración. Configuraciones electrónicas y la tabla periódica. Tendencias periódicas de las propiedades atómicas: radio atómico, energía de ionización y afinidad electrónica.</p> <p>6ª Semana: Clasificación de interacciones interatómicas. Curva de energía potencial. Enlace iónico. Enlace covalente. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de los orbitales atómicos. Enlaces covalentes múltiples. Polaridad de las moléculas. Electronegatividad.</p> <p>7ª Semana: Fuerzas intermoleculares: fuerzas de dispersión; fuerzas dipolares y enlace de hidrógeno. Estado sólido: sólidos iónicos; sólidos moleculares; sólidos de red covalente y sólidos metálicos.</p> <p>Bloque 2º</p> <p>8ª Semana: Tipos de reacciones químicas. Fundamentos teóricos y cinéticos de las reacciones químicas. Concepto de equilibrio químico.</p> <p>9ª Semana: Evolución del concepto ácido-base. Constante de ionización del agua. Concepto de pH.</p> <p>10ª Semana: Hidrólisis. Disoluciones reguladoras. Valoraciones ácido-base.</p> <p>11ª Semana: Concepto de oxidación-reducción. Número de oxidación. Ajuste de reacciones de oxidación-reducción.</p> <p>12ª Semana: Pilas. Electrodo normal de hidrógeno. Tabla de potenciales. Relación entre potencial redox y concentración: ecuación de Nerst.</p> <p>13ª Semana: Solubilidad de los compuestos iónicos. Producto de solubilidad. Relación entre solubilidad y producto de solubilidad. Disolución de precipitados.</p> <p>14ª Semana: Consideraciones generales sobre las reacciones de formación de complejos. Nomenclatura. Equilibrios y constantes de formación.</p>

UNIVERSIDAD DE GRANADA

Temario Práctico y Planificación Temporal:	<p>Bloque 1º</p> <p>Semana 3: Seminario de problemas numéricos y ejercicios relacionados con los contenidos teóricos impartidos en las semanas 1-2.</p> <p>Semana 5: Seminario de problemas numéricos y ejercicios relacionados con los contenidos teóricos impartidos en las semanas 3-4.</p> <p>Semana 7: Seminario de problemas numéricos y ejercicios relacionados con los contenidos teóricos impartidos en las semanas 5-7.</p> <p>Bloque 2º</p> <p>Los créditos prácticos de la asignatura se dedican a la realización de prácticas de laboratorio. A lo largo de las dos últimas semanas del mes de octubre, en sesiones diarias de 2 horas, se realizarán las siguientes prácticas:</p> <p>Práctica N° 1. Volumetría de neutralización</p> <p>Práctica N° 2. Volumetría de oxidación-reducción</p> <p>Práctica N° 3. Hidrólisis de sales. Acción reguladora</p> <p>Práctica N° 4. Carácter reductor de los metales</p> <p>Práctica N° 5. Determinación de la dureza del agua potable de Granada</p>
Metodología Docente Empleada:	<p>Bloque 1º</p> <p>Clases magistrales en que se expondrán los contenidos teóricos de la asignatura, fomentándose la participación del alumno mediante preguntas dirigidas desde el profesor al alumno y viceversa, y seminarios en que se resuelven problemas numéricos y cuestiones cuyos enunciados se habrán entregado previamente al alumno para que pueda trabajar con ellos.</p> <p>Bloque 2º</p> <p>Horas presenciales</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Exposición y discusión de aspectos concretos de los temas anteriormente indicados 2. Resolución de problemas numéricos y cuestiones teóricas 3. Planteamiento y discusión de los trabajos realizados en horas no presenciales 4. Prácticas de laboratorio <p>Horas no presenciales</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Preparación y estudio de algunas partes de los temas tratados en clases presenciales 2. Resolución y discusión de ejercicios relacionados con los aspectos estudiados 3. Preparación teórica y práctica de las sesiones de laboratorio. El alumno antes de entrar al laboratorio deberá contestar por escrito 2-3 cuestiones referentes a las prácticas que serán realizadas en el laboratorio.

UNIVERSIDAD DE GRANADA

Criterios de Evaluación:	<p>La superación de la asignatura por el alumno requerirá aprobar independientemente cada uno de los dos bloques en que se divide esta asignatura. La nota final será la media aritmética de las notas obtenidas en las dos partes.</p> <p>La evaluación de cada bloque consistirá en:</p> <ul style="list-style-type: none"> a) exámenes escritos con cuestiones y problemas relacionados con los temas tratados a lo largo del cuatrimestre. b) Evaluación continua de los ejercicios desarrollados en horas no presenciales. <p>Además, para la superación del 2º Bloque de la asignatura requerirá haber aprobado las Prácticas de Laboratorio, lo que implicará haber asistido a todas las sesiones de laboratorio realizadas, haber cumplimentado correctamente el Cuaderno de Prácticas personal y haber contestado correctamente las cuestiones que se les propondrán previamente a las sesiones prácticas. Aquel alumno que por algún motivo tenga alguna falta de asistencia a dichas prácticas, deberá realizar un examen escrito incluido en la convocatoria del examen final de la parte teórica de la asignatura.</p>
Bibliografía Fundamental:	<p>Química General. Enlace Químico y Estructura de la Materia. Petrucci, R.H., Harwood, W.S. y Herring, F.G. Prentice Hall, 8ª Edición, 2003.</p> <p>Problemas de química. Cuestiones y ejercicios. J. A. López Cancio. Prentice Hall, Madrid, 2000</p>
Bibliografía Complementaria:	<p>Enlace Químico y Estructura Molecular. Mó Romero, O. y Yáñez Montero, M. J.M. Bosch, editor.</p> <p>Chemical Structure and Bonding. DeKock, R.L. y Gray, H.B. University Science Books, 1989</p> <p>Química. Mahan, B.M. y Myers, R.J. Addison-Wesley Iberoamericana, 4ª Edición, 1990</p> <p>Química medioambiental T. G. Spiro y W. M. Stigliani, Prentice Hall, 2ª edición, Madrid, 2003</p> <p>Química ambiental C. Baird, Reverté, Barcelona, 2001</p>