

**Proyecto/Guía docente de la asignatura**

Asignatura	QUÍMICA		
Materia	QUÍMICA		
Módulo	Básico		
Titulación	Ingeniería Agrícola y del Medio Rural		
Plan	446	Código	42089
Periodo de impartición	Anual	Tipo/Carácter	FB (Formación Básica)
Nivel/Ciclo	Grado	Curso	1º
Créditos ECTS	9		
Lengua en que se imparte	Castellano		
Profesor/es responsable/s	Francisco Lafuente Álvarez (coordinador) Además impartirán algunas prácticas de laboratorio otros profesores.		
Datos de contacto (E-mail, teléfono...)	Francisco Lafuente: 979 108 330 lafuente@agro.uva.es		
Departamento	Ciencias Agroforestales (Área de Edafología y Química Agrícola)		

1. Situación / Sentido de la Asignatura**1.1 Contextualización**

La pertinencia del estudio de la Química en la formación agroforestal está bien reconocida. El Libro Blanco de los Títulos de Grado en Ingenierías Agrarias y Forestales en el apartado 13.3.1.1 establece como contenido obligatorio del allí denominado Título 2 (equivalente al Ingeniero Agrícola y del Medio Rural), unos "Fundamentos científicos y tecnológicos" para "dotar al futuro ingeniero en formación agraria de los conocimientos científicos y tecnológicos que le darán la base para poder realizar las aplicaciones oportunas de los mismos en su desempeño profesional", incluyendo esta competencia específica: el dominio de los fundamentos necesarios dentro del área de conocimiento de la Química. En el apartado 13.3.2, propone para los contenidos formativos de "Química y bioquímica. Química ambiental y agrícola" las siguientes "Competencias, habilidades y destrezas":

- Poder nombrar y formular compuestos químicos orgánicos e inorgánicos.
- Saber resolver problemas cuantitativos sencillos relativos a los procesos químicos y bioquímicos.
- Poder explicar de manera comprensible fenómenos y procesos relacionados con aspectos básicos de la Química y la Bioquímica
- Saber aplicar técnicas instrumentales en el laboratorio
- Distinguir los factores influyentes en la fertilidad del suelo y la calidad de las aguas de riego, así como la dinámica de los elementos químicos en el sistema suelo-planta.

Además esta asignatura puede contribuir al desarrollo de competencias genéricas como: capacidad de análisis y síntesis, comunicación oral y escrita, capacidad de organización y planificación, habilidades de gestión de la información, resolución de problemas, trabajo en equipo, razonamiento crítico, aprendizaje autónomo y sensibilidad por temas medioambientales.

1.2 Relación con otras materias

La principal vinculación con otra asignatura del curso es con Edafología y Climatología, dada la naturaleza en buena medida química de muchos procesos de interés en la dinámica de suelos y su fertilidad. La vinculación



viene reforzada al impartirlas la misma área de conocimiento (Edafología y Química Agrícola). Otras vinculaciones horizontales (en el curso) a señalar son las que tiene con Biología y Física.

Respecto a otras asignaturas se puede resaltar que conocimientos de química resultan básicos en mayor o menor medida para materias como: Fitotecnia (por las cuestiones de fertilidad del suelo y fertilizantes) y a través de ella con todas las asignaturas relativas a cultivos y Jardinería, Ciencia y Tecnología del Medio Ambiente (Ecología e Impacto Ambiental), Fitopatología y Entomología (en relación con los fitosanitarios), Genética y Biotecnología Vegetal, optativas como la de Calidad de Suelos (que imparte la misma área de conocimiento). Tecnologías del Medio Ambiente, Tecnología de la Fabricación de Piensos, Diseño y Restauración de Paisajes y aspectos concretos en otras asignaturas como los relativos a aguas de riego, combustibles, etc.

1.3 Prerrequisitos

RECOMENDACIONES SOBRE CONOCIMIENTOS O DESTREZAS CONVENIENTES:

Es necesario el manejo de los conocimientos de Química a nivel de 1º de Bachillerato y altamente recomendable el de los conocimientos a nivel de 2º de Bachillerato, sobre los que se profundiza en este curso.

En concreto, será imprescindible manejar **formulación y nomenclatura, tanto inorgánica como orgánica**, de compuestos sencillos, así como su disociación si procede, y los cálculos de concentración de disoluciones y estequiometría al nivel señalado.

Se proporcionará un listado de objetivos que los estudiantes debieran haber alcanzado (a nivel de 1º de bachillerato) previamente al curso o en los momentos iniciales. Para ello se facilitarán estrategias de refuerzo. Igualmente resultan recomendables conocimientos de Física al mismo nivel.

2. Competencias

2.1 Generales

La asignatura contribuye a la adquisición de todas las competencias genéricas descritas en la memoria *verifica* de la titulación. Más concretamente se trabajarán las competencias:

G5: Comunicarse de forma oral y escrita, tanto en foros especializados como para personas no expertas.

G12: Trabajar en equipo

2.2 Específicas

B4. Conocimientos básicos de la química general, orgánica e inorgánica y sus aplicaciones en la ingeniería.

3. Objetivos

1. Conocer, comprender y utilizar los principios fundamentales de la Química General, Inorgánica y Orgánica así como explicar de manera comprensible fenómenos y procesos relacionados con aspectos básicos de la Química, aplicados al ámbito forestal / agrario / alimentario / enológico.

2. Conocer y saber aplicar técnicas instrumentales básicas en el laboratorio a los análisis de suelos, plantas, aguas, y productos forestales/ agrarios/ alimentarios / enológicos.

3. Comprender los factores químicos influyentes en la fertilidad del suelo y la calidad de las aguas, así como la dinámica de los elementos químicos en el sistema suelo-planta.

4. Contenidos y/o bloques temáticos

Bloque 1:

MATERIA: SUSTANCIAS Y MEZCLAS

Carga de trabajo en créditos ECTS:

a. Contextualización y justificación

Son temas introductorios que revisan conceptos básicos -y en parte ya conocidos por los estudiantes- sobre constitución de la materia y enlaces, estados de agregación y cambios de fase, disoluciones, así como los cálculos estequiométricos asociados. La mayor parte de los objetivos indicados en el apartado 1.3 Prerrequisitos, se corresponden con este bloque. Aunque los Sistemas coloidales y Fenómenos de superficie habitualmente quedan fuera de un curso de química general (o sólo se mencionan sin profundizar), se incluyen aquí por su importancia en el estudio de la dinámica del suelo.



b. Objetivos de aprendizaje

Tras el estudio del tema 1 el/la alumno/a será capaz de:

1. Explicar los aspectos energéticos de la formación de un enlace químico.
2. Justificar la geometría de moléculas sencillas mediante las teorías de enlace.
3. Relacionar propiedades físico-químicas (volatilidad, temperaturas de fusión, solubilidad, conductividad, viscosidad y tensión superficial) con las fuerzas intermoleculares y los enlaces en los líquidos y los distintos tipos de sólidos.
4. Explicar las condiciones para que se formen los enlaces de hidrógeno entre moléculas e indicar las consecuencias prácticas principales de este tipo de enlace, incluyendo las propiedades anómalas del agua.
5. Describir el equilibrio entre fases y los intercambios energéticos que lo acompañan e interpretar el significado de la presión de vapor.

Tras el estudio del tema 2 el/la alumno/a será capaz de:

1. Explicar el proceso de disolución en términos de interacciones intermoleculares.
2. Predecir cualitativamente la solubilidad conociendo el tipo de moléculas de soluto y disolvente y la solubilidad en agua de sustancias inorgánicas comunes a partir de las correspondientes reglas de solubilidad.
3. Definir solubilidad, saturación, sobresaturación y describir una disolución saturada en términos de equilibrio.
4. Predecir la variación de la solubilidad con la temperatura y, para los solutos gaseosos, con la presión.
5. Enunciar la ley de reparto de un soluto entre dos disolventes no miscibles.
6. Describir las propiedades coligativas, enunciando y aplicando las leyes que las relacionan con la concentración.
7. Explicar el proceso de ósmosis.
8. Diferenciar el comportamiento respecto a las propiedades coligativas de los electrólitos y los no electrólitos.
9. Explicar las principales diferencias entre disoluciones ideales y no ideales.
10. Explicar la variación con la composición de la presión de vapor de mezclas de dos componentes volátiles, para el caso ideal y para los no ideales.
11. Explicar el proceso de evaporación de una mezcla de dos componentes volátiles.
12. Calcular la concentración de una disolución de todas las formas habituales, incluidas molalidad y partes por millón, conocidas las cantidades de sus componentes, tanto para un solo soluto, como en el caso de varios.
13. Realizar conversiones de unas formas de expresión de la concentración en otras.
14. Calcular las concentraciones finales tras una mezcla de disoluciones, de igual o de diferente soluto.

Tras el estudio del tema 3 el/la alumno/a será capaz de:

1. Distinguir las dispersiones coloidales de las disoluciones y describir diferentes tipos de dispersiones coloidales y sus propiedades.
2. Describir cualitativamente los procesos de adsorción.
3. Explicar el mecanismo de acción de los tensioactivos
4. Describir la estructura de la doble capa eléctrica.
5. Discutir sobre el sentido de un proceso de intercambio iónico en función de la distinta afinidad de los iones y de las leyes del equilibrio.
6. Enunciar las principales propiedades de los sistemas coloidales.
7. Relacionar velocidad de sedimentación con tamaño de partícula y explicar el fundamento de la centrifugación.
8. Identificar los factores y compuestos que favorecen o alteran la estabilidad de las dispersiones coloidales, explicando en cada caso cómo influyen.
9. Justificar la estabilidad de coloides en relación con la doble capa eléctrica y discutir acerca del efecto sobre la floculación de los electrólitos y el pH.

c. Contenidos

Tema 1: LA MATERIA Y SUS ESTADOS

- 1.1 Introducción: La Química y su objeto.
- 1.2 Constitución de la materia: átomos y moléculas; elementos y compuestos; sustancias y mezclas; mezclas homogéneas y heterogéneas.
- 1.3 Estructura atómica y Sistema Periódico de los Elementos: orbitales y niveles de energía; número atómico; configuración electrónica de valencia; periodicidad de las propiedades; electronegatividad.
- 1.4 El enlace químico: tipos y propiedades. Enlace iónico. Enlace covalente. Enlace metálico.
- 1.5 Introducción a la Estequiometría: el concepto de mol, masa atómica, masa molecular y masa molar.
- 1.6 Fuerzas intermoleculares. Interacciones entre dipolos. Enlace de hidrógeno. Fuerzas de dispersión. Relación de las fuerzas intermoleculares con las propiedades de las sustancias: el H₂O.
- 1.7 Estados de agregación de la materia: gases, sólidos y líquidos.
- 1.8 Cambios de fase: equilibrio entre fases; presión de vapor; energética de los cambios de fase.



Tema 2: DISOLUCIONES

- 2.1 Conceptos generales
- 2.2 Concentración de las disoluciones. Formas de expresarla
- 2.3 El proceso de disolución: mecanismo y espontaneidad; interacción soluto-disolvente; solvatación; balance energético
- 2.4 Solubilidad. Disolución saturada. Reglas de solubilidad en agua de sustancias inorgánicas
- 2.5 Factores que influyen en la solubilidad: Efecto de la temperatura. Curvas de solubilidad. Efecto de la presión. Ley de Henry
- 2.6 Distribución de un soluto entre dos disolventes no miscibles. Extracción
- 2.7 Propiedades coligativas: Presión de vapor de las disoluciones: Ley de Raoult. Ascenso ebulloscópico y descenso crioscópico. Ósmosis. Presión osmótica
- 2.8 Disoluciones ideales y disoluciones no ideales. Propiedades coligativas en disoluciones de electrolitos
- 2.9 Presión de vapor en disoluciones de dos componentes volátiles. Destilación.

Tema 3: SISTEMAS COLOIDALES Y FENÓMENOS DE SUPERFICIE

- 3.1 Dispersiones coloidales: conceptos y tipos
- 3.2 Las interfases y fenómenos de superficie. Consideraciones generales
- 3.3 Adsorción
- 3.4 Tensoactividad
- 3.5 Intercambio iónico
- 3.6 Propiedades de los sistemas coloidales
- 3.7 Estabilidad de dispersiones coloidales. Floculación. Preparación de dispersiones coloidales. Purificación de coloides.

Las unidades de la colección de problemas asociadas con este bloque son la 1. Estequiometría I: sustancias y mezclas y la 2. Estequiometría II: concentración de las disoluciones.

d. Métodos docentes (para todos los bloques)

Se detallan en el apartado 5 (Métodos docentes y principios metodológicos).

e. Plan de trabajo (para todos los bloques)

Esta planificación es tentativa y está sujeta a posibles modificaciones que resulten necesarias, tanto por la dinámica del proceso de enseñanza-aprendizaje, como por la coordinación docente del curso u otras circunstancias. Se facilitará al empezar cada cuatrimestre un cronograma de la asignatura.

Cuatr.	Semanas	Teoría	Prácticas Aula-Seminarios	Laboratorio
1	1	Tema 1 Tema 2 Tema 4 Tema 11 (1ª parte)	Unidad 1 Unidad 2 Unidad 3	Pre-laboratorio
	2			
	3			
	4			
	5			
	6			
	7	Eval: Prueba 1 de teoría (NOVIEMBRE-DICIEMBRE)	Prueba de formulación	Sesiones 1 a 6
	8			
	9			
	10			
	11	Tema 3 Tema 5 Tema 8 Tema 12	Trabajo en equipo	
	12			
	13			
	14			
	15			
2	1	Eval: Prueba 2 de teoría (T2, MARZO)	Unidad 4 Unidad 5 Unidad 6 Unidad 7	Sesiones 7 a 10
	2			
	3			
	4			
	5			
	6			
	7	Tema 6 Tema 7 Tema 9 Tema 10 Tema 11(2ª parte)	Eval: Examen final (P2)	Trabajo en equipo Presentación oral
	8			
	9			
	10			
	11			
	12			



	13	Eval.: Examen final (T3)		
	14			
	15			

Carga de trabajo (en horas) prevista:

Bloque	Horas presenciales				Horas no presenciales	Horas totales
	Teor.	Semin. +PA*	Laborat.	Total		
1	9	9	7,5	25,5	30	55,5
2	8	7	7,5	22,5	30	52,5
3	3	4		7	13	20
4	9	12	5	26	39	65
5	3	1	5	9	23	32
Total	32	33	25	90	135	225

* Comprende las sesiones correspondientes a evaluación (pruebas intermedias).

f. Evaluación

Ver en apartado 7 (Sistema y características de la evaluación).

g. Bibliografía básica (para todos los bloques)

- **Atkins, P. y L. Jones (2012)** *Principios de Química: los caminos del descubrimiento* (5ª ed.). Ed. Médica Panamericana, Buenos Aires. ISBN: 978-950-06-0282-2
- **Chang, Raymond (2010)** *Química* (10ª ed.). McGraw-Hill Interamericana Ed. México ISBN: 978-607-15-0307-7
- **Petrucci, R. H., F. G. Herring, J. D. Madura y C. Bissonette (2017)** *Química General. Principios y aplicaciones modernas* (11ª ed.). Pearson Educación, Madrid. ISBN: 978-84-9035-533-6

De estos libros existen otras ediciones, también útiles para el seguimiento de la asignatura.

h. Bibliografía complementaria (para todos los bloques)

Se reseñan principalmente textos disponibles en la biblioteca del campus.

- **Dickson, T. R.; (1980)** *Química, enfoque ecológico*, Ed. Limusa, Méjico.
- **Gillespie, R. J.; Humphreys, D.A.; Colin, N. Y Robinson, E.A. (1990)**. *Química*. Ed. Reverté, Barcelona.
- **Harris, D.C. (2001)** *Análisis Químico Cuantitativo*. Ed. Reverté, Barcelona.
- **Moore, J. W.; Stanitski, C. L.; Kotz, J. C. y Joesten, M. D. (2000)** *El Mundo de la Química. Conceptos y aplicaciones* (2ª ed.) Addison Wesley Longman, Méjico.
- **Reboiras, M. D. (2006)** *Química. La ciencia básica*. Ed. Thomson. Madrid
- **Rubinson, J.F. y Rubinson, K.A. (2000)** *Química Analítica Contemporánea*. Ed. Prentice-Hall.
- **Sawyer, C. N., McCarthy, P. L. y Parkin, G. F. (2001)** *Química para Ingeniería Ambiental (4º Ed)*, Ed. McGraw-Hill Interamericana, Bogotá.
- **Skoog, D.A. y West, D.M. (2001)** *Química Analítica*. Ed. McGraw-Hill Interam. de España, Madrid. [También otras publicaciones de estos autores, como *Fundamentos de Química Analítica*. Ed. Reverté].
- **Whitten, K. W., Davis, R. E. y Peck, M. L. (1998)** *Química General*, 5ª ed., McGraw-Hill Interamericana de España, Madrid. [También otras ediciones.]

LIBROS DE PROBLEMAS:

- **Butler, I. S. y Grosser, A. E. (1989)** *Problemas de Química*, Ed. Reverté, Barcelona.
- **Ganuja J.L.; Casas M.P.; Queipo, M.P. (1991)** *Química*. McGraw-Hill Interamericana. de España, Madrid.
- **López Cancio, J. A. (2000)** *Problemas de Química. Cuestiones y Ejercicios*. Pearson Educación. Madrid.
- **Rosenberg, J. L. y Epstein, L. M. (1991)** *Química General*, 7ª ed. (3ª ed. en esp.), serie Schaum, Ed. McGraw-Hill Interamericana, Madrid.
- **Sienko, M. J. (1989)** *Problemas de Química*, Ed. Reverté, Barcelona.
- **Willis, C. (1991)** *Resolución de Problemas de Química General*, Ed. Reverté, Barcelona.

LIBROS DE CUESTIONES:



- **Belmonte, M. (1992) Aprendiendo Química Vols. I, II y III**, EDUNSA, Barcelona.
- **Cabildo Miranda, M.P. y Escolástico León, C. (2011) 500 Preguntas de test, cuestiones y problemas: bases químicas del medio ambiente**, Ed. McGraw-Hill Interamericana de España, Madrid.
- **García Gómez, C.; Ramón, V.; Carrascal, I.; Bañón, M. L. y Pérez Díaz, M. (1990) Química general en cuestiones**, Ed. Addison-Wesley Iberoamericana España, Madrid.
- **Peidró, J. (1988) Química general en cuestiones con respuesta múltiple**, Ed. Alhambra, Madrid.

i. Recursos necesarios (para todos los bloques)

Para las clases será necesaria aula provista de ordenador y cañón videoprojector.

Para las prácticas de laboratorio, el equipamiento disponible en los laboratorios de alumnos del Área de Edafología y Química Agrícola.

Los/as estudiantes necesitarán asistir con calculadora científica a los seminarios y sesiones de laboratorio y a éstas últimas habrán de acudir con bata de laboratorio y un cuaderno para las anotaciones.

Para las actividades que se planteen con Moodle los/as estudiantes habrán de tener acceso a ordenador conectado a Internet.

j. Temporalización (para todos los bloques)

BLOQUE TEMÁTICO	CARGA ECTS	PERIODO PREVISTO DE DESARROLLO
1. MATERIA: SUSTANCIAS Y MEZCLAS	2,2	Semanas 1 a 7 y 11 a 15
2. LAS REACCIONES QUÍMICAS	2,1	Semanas 8 a 10 y 16 a 19
3. QUÍMICA ORGÁNICA	0,8	Semanas 5 a 22
4. EQUILIBRIOS IÓNICOS EN DISOLUCIÓN ACUOSA	2,6	Semanas 20 a 28
5. INTRODUCCIÓN AL ANÁLISIS QUÍMICO	1,3	Semanas 1 a 30

Los bloques se desarrollan intercalando sus temas para un mejor ajuste con las sesiones de seminario y de prácticas de laboratorio.

Bloque 2:

LAS REACCIONES QUÍMICAS

Carga de trabajo en créditos ECTS:

a. Contextualización y justificación

Se abordan en este bloque, partiendo de la actualización de conceptos que el estudiante habrá de conocer de cursos precedentes, las transformaciones químicas: su concepto, su clasificación, su aspecto cuantitativo (estequiometría), el equilibrio químico y los intercambios energéticos asociados a las reacciones (termodinámica) y su cinética. Se trata de sentar bases para el entendimiento de procesos químicos que va a tener que interpretar en sus estudios o en su futura profesión.

b. Objetivos de aprendizaje

Tras el estudio del tema 4 el/la alumno/a será capaz de:

1. Explicar los conceptos fundamentales acerca de las reacciones químicas y su estequiometría, aplicándolos en casos prácticos.
2. Clasificar una reacción dada en uno de los tipos estudiados.
3. Identificar ácidos, bases, oxidantes y reductores en las ecuaciones químicas.
4. Explicar los distintos modelos aplicables a las reacciones de ácidos y bases y de oxidación-reducción.
5. Determinar el número de oxidación de un elemento en un compuesto a partir de su fórmula.
6. Explicar el concepto de punto de equivalencia en una valoración.
7. Calcular las cantidades (en masa, moles o volumen, según proceda) de los reactivos consumidos o necesarios y de los productos generados en una reacción química a partir de la cantidad de otro reactivo o producto y la ecuación ajustada de la reacción, para sustancias sólidas, líquidas, gaseosas o en disolución. *
8. Relacionar cantidades de reactivos consumidos y productos generados en una reacción, calculando el rendimiento e identificando el reactivo limitante, incluso en el caso de que ocurran simultáneamente dos o más reacciones con algún reactivo y/o producto en común.
9. Ajustar, tanto en forma molecular como iónica, reacciones de oxidación-reducción.



10. Averiguar la cantidad desconocida (volumen, masa o concentración de alguno de los reactivos) en una valoración, directa o por retroceso.
11. Emplear equivalentes y normalidad si resulta procedente, en reacciones ácido-base, de oxidación-reducción o de neutralización iónica o metátesis, para realizar los cálculos estequiométricos indicados en los objetivos anteriores.

Tras el estudio del tema 5 el/la alumno/a será capaz de:

1. Diferenciar procesos exotérmicos y endotérmicos y asignar el apropiado signo a la variación de entalpía
2. Enunciar la Ley de Hess y explicar sus aplicaciones.
3. Relacionar la espontaneidad de una reacción química con su variación de entalpía, de entropía y de energía libre.
4. Describir el equilibrio químico a escala macroscópica y a escala molecular, reconociendo su naturaleza dinámica.
5. Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier reacción.
6. Enunciar los aspectos diferenciales entre los equilibrios heterogéneos y homogéneos.
7. Calcular el valor de la constante de equilibrio K_c a partir de las concentraciones en el equilibrio.
8. Predecir el sentido en que se producirá una reacción comparando el cociente de reacción con la constante de equilibrio, dada una mezcla cualquiera de reactivos y productos.
9. Calcular concentraciones de reactivos y productos en un sistema en equilibrio químico a partir de la constante de equilibrio de la reacción y las concentraciones iniciales.
10. Predecir y/o interpretar en términos del Principio de Le Chatelier el sentido de los desplazamientos del equilibrio debidos a variaciones en la temperatura, la presión o la composición de la mezcla de reacción.
11. Evaluar los cambios en las concentraciones de equilibrio provocados por variaciones en la composición de la mezcla de reacción.
12. Distinguir estabilidad termodinámica y estabilidad cinética o inercia.
13. Definir los conceptos fundamentales de la cinética química: (velocidad de reacción media e instantánea, mecanismo de reacción, proceso elemental y etapa controlante).
14. Establecer la forma general de la dependencia de la velocidad de reacción con las concentraciones de los reactivos (ecuación de velocidad), identificando "constante cinética", "órdenes parciales" y "orden total" de la reacción.
15. Distinguir ecuaciones integrales de velocidad sencillas (primer y segundo orden) y las expresiones para el tiempo de semirreacción correspondientes.
16. Describir la variación de la velocidad de reacción con la temperatura según la ecuación de Arrhenius.
17. Enunciar de forma sencilla los modelos cinéticos de colisiones moleculares y del estado de transición o complejo activado, explicando el significado de la energía de activación en cada modelo.
18. Distinguir entre molecularidad y orden de una reacción.
19. Relacionar las constantes de velocidad de las reacciones directa e inversa con la constante de equilibrio de la reacción.
20. Explicar el modo de actuación de los catalizadores en términos de mecanismo de reacción alternativo y disminución de la energía de activación, distinguiendo catálisis homogénea y heterogénea.

c. Contenidos

Tema 4: LAS REACCIONES QUÍMICAS Y LA ESTEQUIOMETRÍA

- 4.1. Concepto de reacción química
- 4.2. Estequiometría. Relaciones cuantitativas en las reacciones químicas. Reactivo limitante y rendimiento. Concepto de equivalente. Normalidad
- 4.3. Tipos de reacciones químicas
- 4.4. Reacciones ácido-base. Concepto y propiedades de los ácidos y las bases. Modelos ácido-base de Arrhenius, Brønsted - Lowry y Lewis. Reacciones de neutralización.
- 4.5. Reacciones de transferencia de electrones. Conceptos de oxidación y reducción. Número de oxidación. Ajuste de reacciones redox.
- 4.6. Introducción a las valoraciones.

Tema 5: CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

- 5.1. La energía en las reacciones químicas: Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Energía interna, entalpía, calor de reacción. Leyes de la termoquímica: Ley de Hess.
- 5.2. Espontaneidad de las reacciones químicas: entropía, energía libre
- 5.3. Concepto de equilibrio químico
- 5.4. La constante de equilibrio: Expresión en función de concentraciones y presiones parciales; relación entre la variación de energía libre y la constante de equilibrio; cociente de reacción y espontaneidad; cálculos con la constante de equilibrio.
- 5.5. Equilibrios heterogéneos
- 5.6. Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier: efectos de cambios en las concentraciones, la temperatura, la presión y el volumen.



- 5.7 Concepto de velocidad de reacción: velocidad media y velocidad instantánea. Ecuación de velocidad: constante cinética; órdenes de reacción.
- 5.8 Efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción: Energía de activación. Modelos cinéticos: teoría de las colisiones moleculares, teoría del estado de transición.
- 5.9 Mecanismos de reacción: procesos elementales y molecularidad; especies intermedias; etapa controlante.
- 5.10 Velocidades de reacción y equilibrio químico.
- 5.11 Catálisis. Tipos de catalizadores.

Las unidades de la colección de problemas asociadas con este bloque son la 3. Estequiometría III: Reacciones químicas y la 4. Equilibrio químico.

Bloque 3:**QUÍMICA ORGÁNICA**Carga de trabajo en créditos ECTS:

0,8

a. Contextualización y justificación

Este bloque tiene un enfoque acorde con la orientación de estos estudios hacia el mundo biológico y el medio ambiente. No obstante, dada la limitación temporal, el énfasis se pone en los principios básicos de la química orgánica, y el conocimiento de algunas propiedades de los principales grupos funcionales.

b. Objetivos de aprendizaje

Tras el estudio del tema 6 el/la alumno/a será capaz de:

1. Identificar isómeros de un compuesto orgánico, especificando el tipo de isomería que presentan.
2. Relacionar la solubilidad y la volatilidad de compuestos orgánicos con el tamaño de la molécula, los grupos funcionales que contenga y las fuerzas intermoleculares que presenten.
3. Describir los principales mecanismos de las reacciones orgánicas.
4. Distinguir los diferentes tipos de hidrocarburos por sus enlaces y estructura, así como por sus propiedades físicas y su reactividad.

Tras el estudio del tema 7 el/la alumno/a será capaz de:

1. Reconocer los grupos funcionales presentes en una molécula.
2. Describir las principales propiedades físicas y reactividad de una sustancia orgánica a partir de los grupos funcionales presentes en ella.
3. Reconocer el tipo de reacción y predecir los productos a la vista de los reactivos para las principales reacciones de interés de los compuestos con los grupos funcionales estudiados.
4. Describir propiedades y usos de algunas sustancias orgánicas comunes.
5. Explicar y dar ejemplos de la formación de polímeros por adición y por condensación.
6. Enumerar las características químicas de los principales tipos de biomoléculas.

c. Contenidos**Tema 6: CONCEPTOS GENERALES DE QUÍMICA ORGÁNICA. HIDROCARBUROS**

- 6.1 Introducción a la Química Orgánica: Propiedades generales de los compuestos orgánicos.
- 6.2 Estructura de los compuestos orgánicos: enlaces, resonancia, hibridación, efectos electrónicos. Grupos funcionales.
- 6.3 Isomería: Tipos.
- 6.4 Las reacciones orgánicas: mecanismos principales: sustitución nucleófila y electrófila; eliminación; adición nucleófila y electrófila.
- 6.5 Hidrocarburos: Estructura general y tipos. Isomería. Propiedades físicas y reacciones. Hidrocarburos saturados o alcanos. Hidrocarburos alifáticos no saturados: alquenos; alquinos. Hidrocarburos aromáticos.

Tema 7: COMPUESTOS ORGÁNICOS CON GRUPOS FUNCIONALES

- 7.1 Halocarburos: Estructura, propiedades y reacciones.
- 7.2 Alcoholes: Estructura, propiedades y reacciones; tipos de alcoholes; alcoholes comunes. Fenoles. Éteres.



- 7.3 Compuestos carbonílicos: Estructura, propiedades y reacciones del grupo carbonilo. Aldehídos. Cetonas.
- 7.4 Ácidos carboxílicos: estructura y acidez del grupo carboxilo; tipos, propiedades y reacciones de los ácidos carboxílicos. Sales de ácidos carboxílicos. Ésteres y otros derivados de los ácidos carboxílicos.
- 7.5 Grupos funcionales nitrogenados: Aminas: tipos; estructura y propiedades; basicidad. Amidas. Otros grupos funcionales nitrogenados.
- 7.6 Polímeros: naturales y sintéticos.
- 7.7 Biomoléculas.

Bloque 4:**EQUILIBRIOS IÓNICOS EN DISOLUCIÓN ACUOSA**Carga de trabajo en créditos ECTS:

2,6

a. Contextualización y justificación

Se trata, fundamentalmente, de aplicar las ideas del equilibrio químico -ya estudiadas en el bloque 2- a los tipos de reacciones de mayor interés: ácido-base, redox, de formación de precipitados y de complejos de coordinación, lo que permite profundizar en estos procesos químicos de interés general y, concretamente, para el medio: aguas, suelos...

b. Objetivos de aprendizaje

Tras el estudio del tema 8 el/la alumno/a será capaz de:

1. Identificar algunas de las principales especies ácidas y básicas presentes habitualmente en el medio (aguas, suelos, atmósfera) y describir sus características.
2. Describir la autoionización del agua, deduciendo la expresión del Producto Iónico del agua y empleándola para relacionar las concentraciones de hidrogeniones e hidroxilos.
3. Utilizar la escala de pH para expresar y evaluar la acidez o basicidad de una disolución.
4. Diferenciar ácidos y bases fuertes y débiles, según sus propiedades y los valores de sus constantes de ionización.
5. Enumerar los principales ácidos y bases fuertes.
6. Identificar para cada ácido o base su conjugado según el modelo de Brønsted-Lowry.
7. Explicar en términos del modelo de Brønsted-Lowry los equilibrios ácido-base que tienen lugar en estos tipos de sistemas en disolución acuosa: ácidos y bases débiles, mono y polipróticos, sales con iones hidrolizables y mezclas de dos ácidos o bases.
8. Predecir las características ácido-base de las sales y sus disoluciones acuosas.
9. Calcular el pH de la disolución en los sistemas ácido-base mencionados a partir de las constantes de ionización y las concentraciones iniciales de las sustancias participantes.
10. Justificar cómo afecta el pH del medio al grado de ionización de ácidos y bases débiles.
11. Explicar la composición y las propiedades de las disoluciones amortiguadoras o tampón.
12. Calcular el pH de una disolución amortiguadora a partir de su composición.
13. Determinar las cantidades de sus componentes para la preparación de una disolución tampón de pH dado.
14. Predecir las concentraciones finales de las distintas especies involucradas en una reacción de neutralización.

Tras el estudio del tema 9 el/la alumno/a será capaz de:

1. Explicar el equilibrio de disolución en agua de cualquier sustancia iónica de baja solubilidad, escribiendo la ecuación de su producto de solubilidad.
2. Calcular la solubilidad de solutos iónicos poco solubles en agua, conocida la constante del producto de solubilidad y a la inversa.
3. Calcular la solubilidad de solutos iónicos poco solubles en presencia de iones comunes, explicando las variaciones de solubilidad respecto al agua pura.
4. Prever, mediante cálculo, si se espera la formación de precipitado a partir de las concentraciones dadas en disolución de los iones componentes de una sustancia iónica de baja solubilidad.
5. Discutir cualitativamente los equilibrios en los casos en que puedan disolverse o precipitar dos sustancias iónicas poco solubles con algún ion común entre sí.
6. Explicar la influencia del pH del medio sobre la solubilidad de los hidróxidos y de las sales de ácidos débiles.
7. Describir la composición de las aguas naturales relacionándola con la solubilidad de minerales.
8. Interpretar la formación y estructura de un complejo en términos del modelo ácido-base de Lewis.
9. Explicar los equilibrios de formación y de disociación de complejos solubles, discutiendo su estabilidad a partir de su constante de equilibrio de formación o de disociación.
10. Utilizar las constantes de disociación o de formación global de un complejo para calcular las concentraciones de las distintas especies en disolución.



11. Explicar cómo los iones complejos pueden afectar a la solubilidad de sales poco solubles.
12. Distinguir los quelatos de otros complejos en cuanto a su estructura y estabilidad.

Tras el estudio del tema 10 el/la alumno/a será capaz de:

1. Identificar en cualquier celda electroquímica el cátodo, el ánodo y las semirreacciones que tienen lugar en cada uno de ellos.
2. Escribir el diagrama de pila a partir de una reacción química y las ecuaciones de las semirreacciones y la reacción a partir del diagrama de pila.
3. Calcular el potencial estándar de una pila a partir de los potenciales de reducción estándar de los electrodos.
4. Utilizar potenciales estándar de reducción de pares redox para comparar la fuerza de oxidantes y reductores.
5. Predecir el sentido en que la reacción es espontánea a partir de los potenciales de reducción de los pares redox.
6. Obtener a partir de la ecuación de Nernst el potencial de la pila en condiciones diferentes a las estándar.
7. Relacionar el potencial estándar de la pila con la variación de energía libre estándar y la constante de equilibrio de la reacción.
8. Describir el funcionamiento de pilas y baterías.
9. Explicar el proceso de corrosión y algunos métodos para prevenirlo.
10. Describir las diferencias entre una celda de electrolisis y una pila voltaica.

c. Contenidos

Tema 8: EQUILIBRIOS ÁCIDO – BASE

- 8.1 Autoionización del agua: producto iónico. Concepto de pH.
- 8.2 Ionización de ácidos y bases. Fuerza de ácidos y bases. Constantes de ionización.
- 8.3 Propiedades ácido-base de las sales. Hidrólisis.
- 8.4 Efecto del ion común. Disoluciones reguladoras.
- 8.5 Equilibrios simultáneos. Disoluciones de dos ácidos o dos bases. Ácidos y bases polipróticos. Indicadores ácido-base.
- 8.6 Neutralización. Curvas de neutralización.

Tema 9: EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD Y CON COMPUESTOS DE COORDINACIÓN

- 9.1 Equilibrio de solubilidad de sólidos iónicos poco solubles: Producto de solubilidad.
- 9.2 Aplicaciones del producto de solubilidad: Cálculo de la solubilidad. Formación de precipitado por mezcla de disoluciones.
- 9.3 Factores que afectan a la posición de equilibrio. Efecto del ion común. pH y solubilidad de hidróxidos y sales.
- 9.4 Las aguas naturales. Dureza del agua.
- 9.5 Compuestos de coordinación: generalidades, definiciones y tipos.
- 9.6 Equilibrios de formación y disociación de iones complejos.
- 9.7 Quelatos: estabilidad y aplicaciones.
- 9.8 Equilibrios simultáneos que involucran compuestos poco solubles, complejos y/o ácidos y bases.

Tema 10: EQUILIBRIOS DE OXIDACIÓN - REDUCCIÓN. ELECTROQUÍMICA

- 10.1 Pilas galvánicas o voltaicas. Potencial de la pila.
- 10.2 Potencial normal de semipila: electrodos normales o estándar; electrodo normal de hidrógeno; fuerza de oxidantes y reductores.
- 10.3 Variación del potencial con la concentración. Ecuación de Nernst.
- 10.4 Relación entre potencial de pila, variación de energía libre y constante de equilibrio. Espontaneidad de las reacciones redox.
- 10.5 Cuestiones aplicadas: pilas y acumuladores; corrosión.
- 10.6 Electrolisis.

Las unidades de la colección de problemas asociadas con este bloque son: 5. Equilibrios ácido-base, 6. Equilibrios de solubilidad y formación de complejos y 7. Electroquímica.

Bloque 5:

INTRODUCCIÓN AL ANÁLISIS QUÍMICO

Carga de trabajo en créditos ECTS: 1,3



a. Contextualización y justificación

La importancia creciente del análisis químico en muchos ámbitos está fuera de toda duda. También en el ámbito de las ingenierías agrarias la tiene y en anteriores planes de estudio eso se plasmaba en la existencia de una asignatura específica. Al no existir ahora esa materia, y recordando el segundo de los tres objetivos propuestos para la Química en el plan de estudios, resulta indispensable sentar unas bases en esta asignatura.

b. Objetivos de aprendizaje

Tras el estudio del tema 11 el/la alumno/a será capaz de:

1. Enunciar los criterios de clasificación de los distintos tipos de métodos de análisis cuantitativo.
2. Reconocer las características diferenciadoras de las distintas técnicas de análisis: Rapidez, selectividad, coste del análisis, rango útil de concentraciones y tipo de aplicaciones.
3. Definir precisión, exactitud y límite de detección de las medidas analíticas.
4. Explicar las ventajas y desventajas de las técnicas de análisis "tradicionales" (volumetrías y gravimetrías) frente a las instrumentales, en cuanto a precisión, selectividad, límite de detección y necesidad de calibrado.
5. Enumerar los pasos a seguir en la realización de un análisis químico y justificar su importancia.
6. Justificar la necesidad de seguir normas establecidas de muestreo que permitan una interpretación útil de los resultados.
7. Explicar el fundamento del análisis por cromatografía.
8. Clasificar las técnicas cromatográficas según los distintos tipos de fases estacionarias y móviles.
9. Describir los componentes de los aparatos empleados, las condiciones que modifican la separación y las características de las sustancias a analizar en cada tipo de cromatografía (de gases, líquidos y en papel y capa fina).
10. Enunciar algunas de las aplicaciones prácticas más importantes de la cromatografía.
11. Explicar el fundamento y aplicaciones de las separaciones analíticas por electroforesis.

Tras el estudio del tema 12 el/la alumno/a será capaz de:

1. Explicar las bases teóricas de la espectrometría y la clasificación de sus técnicas de análisis cuantitativo.
2. Formular la ley de Beer-Lambert y enunciar sus limitaciones.
3. Describir las características de las curvas de absorción, curva de calibrado y componentes de los aparatos empleados en el análisis por absorción molecular en el visible y ultravioleta.
4. Explicar el fundamento y aplicaciones de las principales técnicas espectrométricas de absorción y emisión atómicas (absorción y emisión en llama, emisión en plasma de inducción magnética y absorción en cámara de grafito).
5. Describir el fundamento y características de las técnicas de test ELISA y reflectancia de infrarrojos.
6. Clasificar los métodos electrométricos de análisis según la variable eléctrica medida.
7. Explicar el funcionamiento del peachímetro como aplicación de las medidas de potencial utilizando un electrodo selectivo y mencionar otros electrodos de interés.
8. Enumerar las aplicaciones prácticas más importantes de las medidas con el conductímetro.

c. Contenidos

Tema 11: FUNDAMENTOS DE ANÁLISIS QUÍMICO Y CROMATOGRFÍA

- 11.1 Métodos analíticos cuantitativos. Clasificación y características.
- 11.2 Medidas analíticas (exactitud y precisión, límite de detección).
- 11.3 Etapas de un análisis químico.
- 11.4 Cromatografía: Bases y clasificación.
- 11.5 Cromatografía en columna. Cromatografía de gases. Cromatografía de líquidos. HPLC.
- 11.6 Cromatografía en papel y en capa fina.

Tema 12: MÉTODOS ESPECTROMÉTRICOS Y ELECTROMÉTRICOS

- 12.1. Bases y clasificación de las distintas técnicas espectrométricas.
- 12.2. Espectrometría de absorción molecular ultravioleta-visible. Ley de Beer-Lambert. Descripción de los aparatos empleados. Aplicaciones.
- 12.3. Espectroscopías de absorción y emisión atómica.
- 12.4. Otros métodos con medida espectrométrica (test ELISA, reflectancia de infrarrojos)
- 12.5. Métodos electrométricos: Clasificación y tipos.
- 12.6. Métodos potenciométricos.
- 12.7. Conductimetría.



5. Métodos docentes y principios metodológicos

Semanalmente los alumnos/as tendrán 1 h de clase teórica y 1 h de prácticas de aula o seminario, más las que se programen para completar la carga horaria de la asignatura.

- **Clases teóricas:** Sesiones con el grupo completo que incluirán explicaciones del profesor, así como otras actividades más participativas como resolución de cuestiones, discusiones dirigidas, planteamiento y debate sobre dudas, etc., tanto individualmente como en grupos.
- **Seminarios (y prácticas de aula):** Sesiones en grupo pequeño en las que los alumnos/as realizarán problemas y cuestiones, presentarán otros realizados individualmente o en grupo fuera de clase y se recibirán aclaraciones y explicaciones al respecto por parte del profesor.
- **Prácticas de laboratorio:** Se realizarán 10 sesiones (25 h en total, según calendario y horarios que se anunciarán). Antes del comienzo de cada práctica los estudiantes deberán a) haber leído el guión, b) haber efectuado los cálculos iniciales de la misma, y c) dar ante el profesor las explicaciones que se pidan sobre lo que se va a llevar a cabo.
 - **Prueba inicial:** Se realizará en días previos al comienzo de las prácticas sobre los conocimientos necesarios de seguridad y eliminación de residuos en el laboratorio, en la que será imprescindible obtener una calificación mínima, que se indicará, para poder comenzar las prácticas. En la misma prueba se calificarán los conocimientos previos sobre manejo del material de laboratorio. Dichos aspectos se recogen en el guión y serán explicados en clase.
 - **Cuaderno de laboratorio:** Cada estudiante llevará un cuaderno de laboratorio para las anotaciones que individualmente ha de efectuar (trabajo realizado, medidas efectuadas, observaciones que se consideren oportunas, cálculos previos e intermedios y resultados obtenidos...). El profesor de laboratorio pedirá en algún/os momento/s la presentación del cuaderno para su revisión y consideración en la calificación.
 - **Informes:** De cada práctica, según indique el profesor/a, se presentará un informe que contendrá:
 - Cálculos iniciales necesarios
 - Esquema y/o breve descripción de lo realizado en la práctica (sin copiar el guión)
 - Medidas realizadas
 - Cálculos finales y resultados
 - Comentario y evaluación de los resultados
 - Respuesta a cuestiones que plantee el guión y/o los profesores de prácticas

Se hará uso de la plataforma Moodle o **Campus Virtual Uva** para apoyo a la docencia: como repositorio de documentos; para proponer tareas; para entregarlas; para la realización de otras actividades de aprendizaje, individual o cooperativo; y/o como canal de comunicación entre profesor y alumnos/as y de estos entre sí.

Se realizará un **trabajo en equipo** que culminará con la entrega de una memoria de las características que se especificarán y una presentación oral en equipo ante la clase. Las actividades formativas de prácticas de laboratorio y de trabajo en equipo se plantearán en parte de forma coordinada con la asignatura de Edafología y Climatología, en el marco de un proyecto de innovación docente.

Se irán proponiendo a lo largo del curso distintas actividades que faciliten el aprendizaje y contribuyan a la evaluación continua: entregas de problemas y cuestiones, tareas en Moodle, etc.

6. Tabla de dedicación del estudiante a la asignatura

ACTIVIDADES PRESENCIALES	HORAS	ACTIVIDADES NO PRESENCIALES	HORAS
Clases teórico-prácticas (T/M)	32	Estudio y trabajo autónomo individual	110
Clases prácticas de aula (A)	19	Estudio y trabajo autónomo grupal	25
Laboratorios (L)	25		
Seminarios (S)	14		
Total presencial	90	Total no presencial	135



7. Sistema y características de la evaluación

INSTRUMENTO/PROCEDIMIENTO	PESO EN LA NOTA FINAL	OBSERVACIONES
Exámenes (teoría y problemas)	60 %	Pruebas de Teoría: 36 % Pruebas de Problemas: 24 % Ver a continuación.
Entregas de problemas	10 %	Ver más abajo.
Prácticas de laboratorio	20 %	Ver más abajo.
Trabajo en equipo y presentación oral	10 %	Se facilitará un documento con las bases y criterios de evaluación.

Exámenes:

Habrán exámenes de **Teoría** (36 % de la calificación global) y de **Problemas** (24 % de la nota), pudiendo incluir en ambos alguna pregunta o ejercicio sobre las prácticas de laboratorio.

• **Pruebas de Teoría:** Son **tres** -dos **parciales**, en noviembre (**T1**) y marzo (**T2**), y otra (**T3**) en el **examen final**-; cada una corresponde aproximadamente a un tercio de la materia y pondera un **12 %**. Si en las parciales se obtiene una nota de 6 o más sobre 10, liberan la parte de materia correspondiente (es decir, no será necesario volver a examinarse de esa parte en el final). En el **examen parcial** de enero se podrá repetir la prueba de teoría T1.

• **Pruebas de Problemas:** Son **dos** -en el **examen parcial** de enero (**P1**) y en el **examen final** (**P2**)-, ponderando cada una un **12 %** de la nota global. Si la nota del parcial de problemas es superior a 4,5 sobre 10 "libera" materia, es decir, no será necesario volver a examinarse de esa parte en el final.

Examen final: Todos/as los alumnos/as se examinarán de los problemas del 2º cuatrimestre (**P2**) y de la tercera parte de la teoría (**T3**). Además, cada uno deberá examinarse de las partes no liberadas. Todas las notas de pruebas de teoría y problemas iguales o superiores a 4 sobre 10 se podrán tener en cuenta para calcular la nota global si mejoran la que se obtenga en el examen final.

Para aprobar la asignatura se ha de alcanzar un **mínimo de 3 sobre 10** en cada una de las tres partes de teoría y de las dos de problemas **y superar una media entre todas de 4 sobre 10**.

❖ Los criterios que se enuncian a continuación son los aplicados en los exámenes de Química en las Pruebas EBAU de Castilla y León:

1. La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que, además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos, unidades, etc.
2. La **formulación incorrecta** de los compuestos químicos se **penalizará con un 50% en el apartado** correspondiente.
3. La resolución de problemas numéricos sin razonamiento supondrá una disminución de hasta el 25% en la calificación obtenida en el apartado correspondiente.
4. La resolución correcta y razonada de un problema con una solución numérica incorrecta, pero no absurda, no se penalizará con más de un 25% en el apartado correspondiente.
5. En el caso de que dos apartados de un mismo problema estén relacionados entre sí, un error en alguno de ellos no supondrá la anulación del otro, siempre que los resultados obtenidos no sean absurdos.
6. La falta de argumentación en las cuestiones de tipo teórico invalidará el correspondiente apartado.

La puntuación de cada problema o cuestión y de sus apartados estará indicada en la hoja de enunciados.

En las pruebas de preguntas de elección entre respuestas múltiples ("tipo test"), estas se formularán con **una única respuesta válida por pregunta**. En cada prueba se indicará si en su valoración las respuestas erróneas descuentan o no puntuación.

Prácticas de Laboratorio:

La calificación de las prácticas tendrá en cuenta el trabajo en el laboratorio, las explicaciones o esquemas previos que se soliciten, el cuaderno de laboratorio y los informes o memoria de prácticas. **Su realización será obligatoria** para aprobar la asignatura. Las faltas de asistencia **no justificadas** documentalmente penalizarán en la nota final de las prácticas de esta forma:

- **Una** falta: se multiplica la nota de las prácticas por un factor **0,75**.
- **Dos** faltas: se multiplica la nota de las prácticas por un factor **0,5**.



- **Tres** faltas supondrán no tener cubierto el requisito de realizar las prácticas.
- Tendrán igual consideración las faltas no justificadas y las que sí tengan justificación, pero no hayan sido comunicadas con antelación, pudiendo haberlo hecho.
- La justificación se efectuará en cuanto sea posible y mediante algún documento al profesor/a responsable del grupo de prácticas, personalmente o por correo electrónico.
- Para llevar el oportuno registro de asistencias, cada alumno/a firmará en una hoja de control en cada sesión de prácticas.

En principio, **no se recuperarán** las sesiones de prácticas perdidas. Se podrá ofrecer esa posibilidad, sólo en caso de faltas convenientemente justificadas y anunciadas con antelación suficiente, y siempre que se considere oportuno a la vista del grado de aprovechamiento del alumno/a y de la disponibilidad de calendario del laboratorio.

Entregas de problemas:

Se propondrán periódicamente entregas de problemas y/o cuestiones. Se publicará un documento de bases de esta actividad que regulará los requisitos de seguimiento de la actividad, plazos de entrega y la forma de valorar. Los estudiantes podrán optar por realizar estas entregas y asistir a los correspondientes seminarios, en cuyo caso la calificación contará el **10 % de la nota final**, o por no hacerlo, acumulando ese porcentaje de nota a los exámenes de problemas (5 % a P1 y 5 % a P2). En todo caso, para que contabilice en nota deberá haberse realizado las entregas en plazo y haber asistido al correspondiente seminario en, al menos, un 70 % de las ocasiones.

Evaluación de Competencias Transversales:

G5: *Ser capaz de comunicarse de forma oral y escrita, tanto en foros especializados como para personas no expertas.* Se evaluará mediante la entrega de una memoria del trabajo realizado en equipo y mediante la presentación oral ante la clase de un resumen de la misma.

G12: *Trabajar en equipo.* Se evaluará mediante el seguimiento (en seminarios y/o tutorías grupales) del funcionamiento de los equipos y la entrega de alguna tarea al respecto.

-
- **SEGUNDA CONVOCATORIA:** Este examen ponderará un **70 %** de la nota (como el conjunto de las pruebas parciales y final y las entregas de problemas). A quien no supere la asignatura en la primera convocatoria se le conservará las notas de cada parte de teoría o problemas aprobada (al menos 5 sobre 10) y **se examinará de las partes con nota inferior a 5**. Podrá elegir no examinarse de las partes de teoría o problemas en que haya alcanzado una nota de **al menos 4**, siempre que con el resto de calificaciones pueda aprobar.
 - **CURSOS SIGUIENTES:** Las notas obtenidas (por exámenes, prácticas de laboratorio, trabajo en equipo y entregas) tendrán validez solamente durante el curso académico en que se obtienen. En los cursos siguientes en que tenga que matricularse el/la alumno/a cursará de nuevo la asignatura completa, con estas excepciones:

Prácticas de Laboratorio: Los estudiantes que hayan realizado las prácticas:

- a) con calificación de 7,5 o superior;
- b) en **dos cursos**, alcanzando ambas veces nota igual o mayor que 5; o
- c) una vez con nota igual o mayor que 5 y estén reconocidos como estudiantes a tiempo parcial (ver ROA)

en vez de realizar de nuevo las prácticas podrán optar por:

- a) Realizar solo **dos sesiones de prácticas**. Para ello, podrá solicitarse cualquier grupo de su titulación (ambas prácticas se harán en el mismo grupo), con al menos 15 días de antelación a las fechas en que se quieran realizar. Los profesores admitirán la solicitud o harán otra propuesta, según la disponibilidad de fechas, la capacidad del grupo, etc.
- b) Hacer un **examen de laboratorio** (normalmente en fecha posterior al examen final de la asignatura y si en este resultan aprobados).

En ambos casos la nota máxima será de 5.

Trabajo en equipo: Los que en cursos anteriores lo hayan realizado con calificación igual o superior a 5 podrán optar por no volver a realizarlo. En ese caso, no se tendrá en cuenta en la nota, por lo que para obtener la calificación final se multiplicará la nota resultante del resto de apartados por un factor 100/90.

8. Consideraciones finales

Breve curriculum del profesor responsable, en relación con la asignatura:



- Licenciado en Ciencias Químicas, especialidad química agrícola, por la Universidad Autónoma de Madrid en 1987; Doctor por la Universidad de Valladolid en 2002, programa: Bioquímica del suelo, producción de alimentos y sanidad del medio ambiente.
- Profesor, con diferentes figuras, en asignaturas de Química y Análisis químico desde 1990. Participación en varios proyectos de innovación docente con financiación regional, desde 2003.
- De septiembre de 2013 a septiembre de 2016, responsable local de materia de la Universidad de Valladolid en la asignatura de Ciencias de la Tierra y Medioambientales.
- Miembro del Grupo de Investigación Reconocido de la Uva: Suelos: Calidad y Sostenibilidad.
- Participación en varios proyectos de investigación, con financiación regional, nacional y europea, que han dado lugar a diversas publicaciones y a la dirección de varios trabajos fin de carrera.
- Líneas de investigación:
 - Calidad de la materia orgánica del suelo
 - Secuestro de carbono en el suelo y efectos de la aplicación de enmiendas orgánicas.
 - Niveles y dinámica de nutrientes en el suelo (P y N principalmente)

ResearchGate: https://www.researchgate.net/profile/Francisco_Lafuente2

