

**FICHA IDENTIFICATIVA****Datos de la Asignatura**

<b>Código</b>	34184
<b>Nombre</b>	Química General II
<b>Ciclo</b>	Grado
<b>Créditos ECTS</b>	6.0
<b>Curso académico</b>	2016 - 2017

**Titulación(es)**

Titulación	Centro	Curso	Periodo
1108 - Grado de Química	Facultad de Química	1	Segundo cuatrimestre

**Materias**

Titulación	Materia	Carácter
1108 - Grado de Química	1 - Química	Formación Básica

**Coordinación**

Nombre	Departamento
POU AMERIGO, ROSENDO	315 - Química Física

**RESUMEN**

En la asignatura *Química General II* se pretende que el/la estudiante profundice en aquellos conocimientos de Química que ha ido adquiriendo durante el Bachillerato. De este modo, se establecerán los cimientos para que pueda abordar posteriormente con éxito el estudio de las distintas ramas que conforman la disciplina. Mientras que la asignatura de *Química General I* se centra en la descripción de la materia, el hilo conductor de *Química General II* es el estudio de las reacciones químicas. Así, se abordarán cuestiones tales como energética de las reacciones, cinética o el equilibrio material y sus distintos tipos.

Los objetivos fundamentales son:



- Homogeneizar los conocimientos de Química adquiridos por los/as alumnos/as en cursos anteriores.
- Sentar bases sólidas para que puedan continuar con éxito el aprendizaje en asignaturas posteriores.
- Que adquieran la terminología básica de la Química y que sepan utilizarla, expresando las ideas con la precisión requerida en el ámbito científico, conociendo las convenciones y manejando correctamente las unidades.
- Que desarrollen su capacidad para plantear y resolver problemas numéricos en Química e interpretar los resultados.
- Que sean capaces de buscar y seleccionar información en el ámbito de la Química y de presentarla adecuadamente.
- Potenciar sus habilidades para el trabajo en equipo.
- Suscitar valores y actitudes que deben ser inherentes a la actividad científica.

## CONOCIMIENTOS PREVIOS

### Relación con otras asignaturas de la misma titulación

No se han especificado restricciones de matrícula con otras asignaturas del plan de estudios.

### Otros tipos de requisitos

Ajuste de reacciones químicas.  
Cálculos estequiométricos elementales.  
Identificación del carácter ácido-básico de compuestos habituales.  
Obtención de estados de oxidación de los elementos que constituyen las especies químicas.  
Cálculo de derivadas e integrales sencillas.  
Manejo de logaritmos y exponenciales.

## COMPETENCIAS

### 1108 - Grado de Química

- Desarrollar capacidad de análisis, síntesis y razonamiento crítico.
- Demostrar capacidad de gestión y dirección, espíritu emprendedor, iniciativa, creatividad, organización, planificación, control, liderazgo, toma de decisiones y negociación.
- Demostrar capacidad de trabajo en equipo incluyendo equipos de carácter interdisciplinar y en un contexto internacional.
- Demostrar habilidad para transmitir información, ideas, problemas y soluciones tanto a un público especializado como no especializado y utilizando si procede las tecnologías de la información.
- Comprometerse con la ética, los valores de igualdad y la responsabilidad social como ciudadano y como profesional.
- Adquirir una sensibilidad permanente por la calidad y el medio ambiente, el desarrollo sostenible y la prevención de riesgos laborales.
- Demostrar que conoce los aspectos principales de terminología química, nomenclatura, convenios y unidades.
- Interpretar la variación de las propiedades características de los elementos químicos según la Tabla Periódica.
- Demostrar que conoce los tipos principales de reacción química y sus principales características asociadas.



- Demostrar que conoce los principios de termodinámica y cinética y sus aplicaciones en Química.
- Relacionar las propiedades macroscópicas y propiedades de átomos y moléculas individuales, incluyendo macromoléculas (naturales y sintéticas), polímeros, coloides y otros materiales.
- Demostrar el conocimiento y comprensión de los hechos esenciales, conceptos, principios y teorías relacionadas con las áreas de la Química.
- Resolver problemas cualitativos y cuantitativos según modelos previamente desarrollados.
- Evaluar, interpretar y sintetizar los datos e información Química.
- Reconocer y valorar los procesos químicos en la vida diaria.
- Comprender los aspectos cualitativos y cuantitativos de los problemas químicos.
- Que los estudiantes sepan aplicar sus conocimientos a su trabajo o vocación de una forma profesional y posean las competencias que suelen demostrarse por medio de la elaboración y defensa de argumentos y la resolución de problemas dentro de su área de estudio.
- Que los estudiantes tengan la capacidad de reunir e interpretar datos relevantes (normalmente dentro de su área de estudio) para emitir juicios que incluyan una reflexión sobre temas relevantes de índole social, científica o ética.
- Que los estudiantes puedan transmitir información, ideas, problemas y soluciones a un público tanto especializado como no especializado.
- Expresarse correctamente, tanto en forma oral como escrita, en cualquiera de las lenguas oficiales de la Comunidad Valenciana.
- Poseer habilidades básicas en tecnologías de la información y comunicación y gestionar adecuadamente la información obtenida.

## RESULTADOS DE APRENDIZAJE

Al finalizar la asignatura, el/la estudiante ha de ser capaz de:



- Diferenciar entre sistemas abiertos, cerrados y aislados, entre variables intensivas y extensivas, y entre procesos isobaros, isotermos, isócoros, adiabáticos, cíclicos, reversibles e irreversibles.
- Definir función de estado e indicar qué magnitudes termodinámicas lo son y cuáles no.
- Emplear correctamente el criterio de signos para la transferencia de energía en forma de calor y trabajo.
- Calcular el trabajo de expansión/compresión de los gases, tanto frente a una presión externa constante, como en el vacío, como durante un proceso reversible isotermo.
- Enunciar el primer principio de la termodinámica y emplearlo para calcular transferencias de energía.
- Enunciar la ley de Hess y emplearla para calcular entalpías de reacción y/o variaciones de energía interna de reacción.
- Definir estado estándar, entalpía de reacción estándar, entalpía estándar de formación y entalpía estándar de combustión de una sustancia, indicando, para las dos últimas, las reacciones a las que corresponden y en qué condiciones se llevan a cabo.
- Obtener la entalpía de reacción y la variación de energía interna a partir de datos de entalpías estándar de formación.
- Definir calor específico y capacidad calorífica molar y hacer uso de estos conceptos para calcular la variación de entalpías de reacción con la temperatura.
- Enunciar el segundo principio de la termodinámica y emplearlo para interpretar la dirección de los cambios en la naturaleza.
- Calcular variaciones de entropía en expansiones/compresiones de gases ideales y en cambios de fase.
- Dar una interpretación cualitativa de la entropía desde un punto de vista microscópico.
- Enunciar el tercer principio de la termodinámica.
- Calcular entropías de reacción a distintas temperaturas a partir de datos de entropías molares estándar y de capacidad caloríficas.
- Predecir las condiciones en que será espontánea una reacción estimando el signo de la variación de la energía libre de Gibbs.
- Enunciar la condición general de equilibrio químico.
- Obtener el cociente de reacción y utilizarlo para determinar el sentido de avance de una reacción.
- Escribir las expresiones de la constante de equilibrio en sistemas gaseosos ideales y en sistemas heterogéneos, tanto en términos de presiones como de concentraciones, señalar las relaciones entre ellas y obtenerlas a partir de magnitudes termodinámicas ( $H^0$  y  $S^0$ ).
- Calcular las cantidades de las distintas sustancias presentes en un sistema cuando éste alcanza el estado de equilibrio, tanto mediante el empleo de presiones parciales como de concentraciones.
- Determinar la variación de la constante de equilibrio con la temperatura, tanto de forma cualitativa como cuantitativa, haciendo uso de la ecuación de Van't Hoff.
- Predecir y justificar el desplazamiento de un equilibrio químico cuando se somete a una perturbación.
- Distinguir entre sistema homogéneo y heterogéneo y definir el concepto de fase.
- Nombrar las transiciones de fase entre sólidos, líquidos y gases.
- Justificar la variación de los puntos de ebullición de sustancias puras con la presión.
- Dibujar el diagrama de fases de una sustancia pura y extraer información a partir de él (fases más





estables, zonas de equilibrio, transiciones de fases en procesos y puntos singulares).

- Caracterizar una disolución ideal y una disolución diluida ideal, tanto desde un punto de vista microscópico como fenomenológico, identificando las leyes a las que obedecen y empleándolas correctamente en cálculos sencillos.
- Construir e interpretar diagramas P-x y T-x de disoluciones binarias.
- Determinar propiedades coligativas de disoluciones no electrolíticas.
- Justificar el carácter ácido, básico o anfótero de compuestos mediante la aplicación de los modelos de Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis.
- Ordenar diversos ácidos (fuertes y débiles), bases (fuertes y débiles) y sales en función del pH que darán sus disoluciones acuosas.
- Definir los conceptos de disolución amortiguadora, capacidad amortiguadora, reserva ácida, reserva básica y explicar cómo preparar disoluciones amortiguadoras.
- Resolver problemas numéricos ácido-base sencillos mediante el empleo de las expresiones de las constantes y los balances de materia y carga.
- Definir los conceptos de compuestos de coordinación, complejo, ligando, número de coordinación y quelato, y clasificar los ligandos en distintos tipos.
- Nombrar y formular compuestos de coordinación sencillos y representar de forma clara y adecuada las estructuras tridimensionales de los complejos.
- Escribir las expresiones de las constantes de formación de especies complejas, indicando el significado de las constantes sucesivas y la inversión de constantes.
- Describir el efecto de reacciones parásitas sobre la reacción principal del equilibrio de formación de complejos.
- Calcular las concentraciones de equilibrio en problemas sencillos de formación de complejos, haciendo uso de las constantes de todos los equilibrios implicados así como de los balances de metal y ligando.
- Relacionar la solubilidad de sales iónicas con el producto de solubilidad.
- Predecir si la mezcla de dos disoluciones provocará la aparición de un precipitado.
- Predecir y justificar el efecto que sobre la solubilidad de una sal tendrá una variación de temperatura, el efecto del ion común, la variación de pH o la formación de iones complejos, y definir el concepto de solubilidad condicional y producto de solubilidad condicional.
- Calcular las concentraciones de equilibrio en problemas sencillos de solubilidad.
- Distinguir entre pilas galvánicas y células electrolíticas.
- Ajustar reacciones de oxidación-reducción, tanto en medio ácido como básico.
- Utilizar una tabla de potenciales redox para predecir si se producirá o no una reacción entre dos especies, identificando el agente oxidante y el reductor.
- Elaborar, dados dos electrodos, el esquema de una pila galvánica que proporcione corriente eléctrica, indicando ánodo y cátodo, polaridad de los electrodos, notación abreviada de la pila, sentido de circulación de electrones e iones, semirreacciones y reacción global ajustada.
- Describir el significado de la ecuación de Nernst y calcular la variación de la fuerza electromotriz de una pila en función del cambio en las concentraciones.
- Relacionar la fuerza electromotriz de la pila con la variación de la energía libre de Gibbs de la reacción



y con la constante de equilibrio.

- Describir las características de los principales tipos de pilas y baterías (pila seca, de botón, batería de plomo, de níquel-cadmio y células de combustible).
- Describir qué es el fenómeno de la corrosión, los procesos químicos implicados, cómo le afecta el pH y métodos para prevenirla (recubrimientos, galvanizado y protección catódica).
- Identificar las magnitudes que aparecen en una ecuación de velocidad.
- Escribir, para cinéticas sencillas de orden 0,1 y 2, las ecuaciones integradas, la expresión del tiempo de vida medio y las unidades de la constante de velocidad, y utilizarlas en problemas simples.
- Obtener el orden y la constante de velocidad de reacciones químicas a partir de datos experimentales, tanto con el método de las velocidades iniciales como con el de las ecuaciones integradas.
- Definir mecanismo de reacción, proceso elemental y molecularidad, e identificar intermedios de reacción en un mecanismo.
- Emplear la aproximación de la etapa limitante para establecer si un mecanismo propuesto para una reacción química es compatible con los datos cinéticos disponibles.
- Describir qué es un catalizador, cómo actúa y qué tipos de catálisis existen.
- Llevar a cabo adecuadamente un trabajo en equipo de dimensión reducida (cuya preparación no suponga más de 12-14 horas por estudiante), contribuyendo activamente a la fijación de un sistema de comunicación eficiente, a la distribución precisa de tareas y a la definición de un mecanismo de toma de decisiones, de una planificación de las actuaciones y de un sistema de autoevaluación, realizando puntualmente y con rigor las tareas asignadas, aportando ideas al colectivo y asumiendo la responsabilidad compartida en los resultados.
- Liderar en algún periodo el trabajo en equipo de forma eficaz, impulsando iniciativas, estimulando el trabajo, convocando y dirigiendo a los miembros, gestionando de forma apropiada los conflictos que puedan surgir y construyendo en todo momento espíritu de equipo.
- Llevar a cabo una presentación oral breve (no superior a 5 minutos por estudiante) de manera adecuada, tanto en lo que respecta a sus aspectos formales y de presentación, como de contenido.
- Justificar con argumentos racionales hechos científicos u opiniones de manera adecuada y rigurosa.
- Obtener, analizar, seleccionar, gestionar, sintetizar y presentar información de carácter científico de manera adecuada, utilizando correctamente las fuentes bibliográficas y las tecnologías de la información y comunicación.
- Resolver situaciones problemáticas nuevas que se le planteen relacionadas con los aspectos vistos durante el curso.
- Relacionar y explicar los contenidos químicos abordados en el curso con fenómenos de la vida cotidiana y/o de interés medioambiental, siendo capaz de explicarlos.
- Interpretar frases sencillas redactadas en inglés sobre los temas estudiados.
- Identificar las magnitudes que aparecen en la ecuación de Arrhenius, explicar su significado y calcular, con dicha ecuación, la variación de constantes de velocidad con la temperatura.



## DESCRIPCIÓN DE CONTENIDOS

### 1. LA ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Conceptos básicos. Sistemas, variables y procesos.- Energía, calor y trabajo. Primer principio de la Termodinámica.- Entalpía.- Calor de reacción. Ley de Hess.- Entalpía estándar de formación.- Capacidad calorífica.- Variación de la entalpía de reacción con la temperatura. Ecuación de Kirchhoff.

### 2. LA DIRECCIÓN DEL CAMBIO QUÍMICO.

Espontaneidad. Necesidad de una segunda ley.- Reversibilidad y espontaneidad.- Segundo principio de la Termodinámica. Entropía.- Cálculos de entropía.- Interpretación molecular de la entropía.- Entropías absolutas. Tercer principio de la Termodinámica.- Variación de la entropía de reacción con la temperatura.- Energía libre.- Variación de la energía libre con la temperatura.

### 3. EL EQUILIBRIO EN LAS REACCIONES QUÍMICAS.

Aspectos básicos del equilibrio químico.- Condición general del equilibrio químico.- Equilibrio químico en sistemas gaseosos ideales.- Equilibrios heterogéneos.- Variación de la constante de equilibrio con la temperatura.- Respuesta del equilibrio a un cambio de condiciones. Principio de Le Châtelier.

### 4. CAMBIOS DE ESTADOS DE SUSTANCIAS PURAS.

Conceptos básicos. Fases y transiciones de fases.- Equilibrios de fases en sistemas de un componente. Estudio termodinámico.- Diagramas presión/temperatura.

### 5. DISOLUCIONES.

Concepto de disolución ideal. Ley de Raoult.- Estudio termodinámico de las disoluciones ideales.- Disoluciones binarias ideales. Diagramas P-x y T-x.- Disoluciones diluidas ideales. Ley de Henry.- Propiedades coligativas.

### 6. EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE.

Definiciones de ácidos y bases.- La autoionización del agua. Escala de pH.- Fuerza de los ácidos y de las bases. Constantes de equilibrio.- Cálculo del pH y de las concentraciones en el equilibrio de todas las especies.- Hidrólisis.- Disoluciones amortiguadoras.

### 7. EQUILIBRIOS DE FORMACIÓN DE COMPLEJOS.

Definiciones y nomenclatura.- Constantes de equilibrio.- Relación entre los equilibrios de formación de complejos y ácido-base. Constantes condicionales.- Cálculo de concentraciones en el equilibrio.

### 8. EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD.

Conceptos básicos.- Producto de solubilidad.- Factores que afectan a la solubilidad. Solubilidad condicional.- Cálculos en el equilibrio.

**9. EQUILIBRIOS DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN.**

Reacciones de oxidación-reducción.- Termodinámica de sistemas electroquímicos. Pilas voltaicas.- Fuerza electromotriz de las pilas (fem). Potenciales de electrodo.- Dependencia de la fem con las concentraciones. Ecuación de Nernst.- Tipos de electrodos.- Pilas comerciales.- Corrosión.

**10. LA VELOCIDAD DEL CAMBIO QUÍMICO.**

Velocidad de reacción.- Dependencia de la velocidad con la concentración. Ecuación de velocidad.- Ecuaciones integradas de cinéticas sencillas.- Mecanismos de reacción.- Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Ecuación de Arrhenius.- Catálisis.

**VOLUMEN DE TRABAJO**

ACTIVIDAD	Horas	% Presencial
Clases de teoría	51.00	100
Tutorías regladas	9.00	100
Elaboración de trabajos en grupo	12.00	0
Estudio y trabajo autónomo	54.00	0
Preparación de actividades de evaluación	24.00	0
<b>TOTAL</b>	<b>150.00</b>	

**METODOLOGÍA DOCENTE**

La asignatura se desarrollará mediante las siguientes metodologías docentes:

- Clases expositivas
- Clases participativas
- Resolución de ejercicios
- Búsqueda de información
- Exposiciones orales

Mediante las dos primeras metodologías se ofrecerá una visión global del tema tratado y se indicarán aquellos recursos más recomendables para la preparación posterior del tema en profundidad.

En las clases de problemas se explicarán algunos problemas-tipo pero, sobre todo, serán los propios estudiantes los que tendrán que enfrentarse a los ejercicios, los cuales serán posteriormente corregidos y analizados.





Por lo que respecta a las tutorías, en ellas el profesor orientará al alumnado sobre su proceso de aprendizaje. Para estas sesiones, se proporcionará una lista de cuestiones y problemas que servirá para reforzar sus conocimientos.

Por último, la presentación de un trabajo será obligatoria. El trabajo implicará una búsqueda de información, se elaborará en equipo y se expondrá al conjunto de la clase.

## EVALUACIÓN

Se utilizarán los siguientes sistemas de evaluación, los cuales contribuirán a la nota final en el porcentaje que se indica:

- Pruebas consistentes en exámenes escritos, orales y/o prácticos: 70%
- Evaluación de las sesiones de tutorías grupales, seminarios, elaboración de trabajos y/o exposiciones orales: 25%
- Evaluación continua de cada alumno basada en las actividades presenciales, participación y grado de implicación en el proceso de enseñanza-aprendizaje: 5%

Al final del cuatrimestre, el estudiante tendrá que hacer un examen final que contará el 70% de la nota y que tendrá dos partes: una de cuestiones teóricas y otra de problemas numéricos. La nota del examen se calculará como la media de las obtenidas en cada parte, siempre y cuando en cada una de ellas la nota sea superior o igual a 4,5. En caso contrario, el examen estará suspendido y también lo estará la asignatura, independientemente del resto de notas. Los exámenes oficiales serán únicos para todos los grupos.

Por lo que respecta al segundo apartado, que contará un 25%, la nota se obtendrá de dos componentes: por un lado, la nota del trabajo en equipo, que contará un 10%, y por otro la nota de los ejercicios planteados con motivo de las tutorías grupales y la resolución de cuestionarios, la cual contará un 15%. Por último, la evaluación continua de cada estudiante contará un 5% adicional.

Los sistemas y porcentajes indicados serán idénticos en la primera y en la segunda convocatoria. No se contempla, por tanto, ninguna posibilidad de una evaluación mediante sólo un único examen final. El alumno que haya suspendido la primera convocatoria tendrá que presentarse al examen de la segunda y se le mantendrán las notas de los apartados 2 y 3 obtenidas en la primera convocatoria. No obstante, si el alumno no hubiera aprobado alguno de estos apartados, el profesor podrá, si es factible y lo estima oportuno, proponerle actividades adicionales para recuperarlos.



## REFERENCIAS

### Básicas

- PETRUCCI, R.H.; HERRING, F.G.; MADURA, J.D. y BISSONNETTE, C. Química General. 10ª Edición. Madrid: Pearson Educación, 2011. ISBN: 9788483226803
- BROWN, T.L.; LEMAY, H.E.; BURSTEN, B.E.; MURPHY, C.J., WOODWARD, P.M. Química. La Ciencia Central. 12ª Edición. México: Pearson Educación, 2013. ISBN: 786073222372
- OLBA A., Química general. Equilibri i canvi. València, Universitat de València, Servei de Publicacions, 2007. ISBN 9788437068435

### Complementarias

- CHANG, R. y GOLDSBY, K.A. Química .11ª edición. México: Mc Graw Hill, 2013. ISBN: 9786071509284
- ATKINS, P. y JONES, L. Principios de Química. Los Caminos del Descubrimiento. 5ª Edición. Buenos Aires: Médica Panamericana, 2012. ISBN: 9789500602822
- MASTERTON, W.L. y HURLEY, CN. Química. Principios y reacciones (4ªed.). Ediciones Paraninfo, Madrid, 2003. EDICIONES PARANINFO, 2003 ISBN 9788497321006
- AMERICAN CHEMICAL SOCIETY, Química. Un proyecto de la ACS. Barcelona: Ed. Reverté, 2005. ISBN: 9788429170016
- MAHAN, B.H. y MYERS, R.J. Química: Curso Universitario. Argentina: Addison-Wesley Iberoamericana, 1990. ISBN: 9780201644197