

MÓDULO	MATERIA	CURSO	SEMESTRE	CRÉDITOS	TIPO
Básico	Química	1º	1º	6	Formación Básica, Carácter Obligatorio
PROFESOR(ES)			DIRECCIÓN COMPLETA DE CONTACTO PARA TUTORÍAS (Dirección postal, teléfono, correo electrónico, etc.)		
<ul style="list-style-type: none"> Juan Llor Esteban 			Dpto. Química Física, Facultad de Ciencias: Edificio II de Química. 3ª Planta. Correo electrónico: jllor@ugr.es Teléfono: 958243330		
			HORARIO DE TUTORÍAS		
			Lunes y miércoles, de 10 a 12 horas. Miércoles, de 17 a 19 horas.		
GRADO EN EL QUE SE IMPARTE			OTROS GRADOS A LOS QUE SE PODRÍA OFERTAR		
Grado en Química			Grado en Ingeniería Química. Grado en Bioquímica. Grado en Biología. Grado en Ciencias Ambientales.		
PRERREQUISITOS Y/O RECOMENDACIONES (si procede)					
<p>Haber cursado o cursar paralelamente las materias del Módulo Básico.</p> <p>Tener conocimientos adecuados sobre:</p> <ul style="list-style-type: none"> Química Matemáticas Física 					
BREVE DESCRIPCIÓN DE CONTENIDOS (SEGÚN MEMORIA DE VERIFICACIÓN DEL GRADO)					
Formulación Química. Reacciones químicas. Estequiometría. Estados de agregación de la materia. Propiedades de las disoluciones. Termoquímica. Equilibrio químico. Cinética química.					



COMPETENCIAS GENERALES Y ESPECÍFICAS

Competencias Genéricas: El alumno deberá adquirir la capacidad de:

- CG1: Analizar y sintetizar
- CG3. Comunicarse de forma oral y escrita en la lengua oficial del Grado.
- CG6. Resolver problemas.
- CG7. Adaptarse a nuevas situaciones y tomar decisiones de forma correcta.
- CG9. Razonar críticamente.
- CG11. Demostrar sensibilidad hacia temas medioambientales y sociales.
- CG12: Mostrar iniciativa y espíritu emprendedor.

Competencias Específicas: El alumno deberá saber o conocer:

- CE0: Los fundamentos o principios de otras disciplinas necesarios para las distintas áreas de la Química.
- CE 1: Los aspectos principales de terminología química, nomenclatura, convenios y unidades.
- CE 2: Las propiedades características de los elementos químicos y sus compuestos, incluyendo las relaciones en los grupos y las tendencias en la Tabla Periódica.
- CE 3: Las características de los diferentes estados de la materia y las teorías empleadas para describirlos.
- CE 6: Los principios de termodinámica y sus aplicaciones en química.
- CE 7: La cinética del cambio químico, incluyendo catálisis e interpretación mecanicista de las reacciones químicas.

El alumno deberá saber hacer o tener capacidad de:

- CE 25: Evaluar e interpretar datos e información Química.
- CE 27: Aplicar conocimientos químicos adquiridos a la resolución de problemas cualitativos y cuantitativos según modelos previamente desarrollados.
- CE 30: Utilizar razonadamente las herramientas matemáticas e informáticas para trabajar con datos químicos.

OBJETIVOS (EXPRESADOS COMO RESULTADOS ESPERABLES DE LA ENSEÑANZA)

- Entender la terminología química, los convenios y unidades.
- Dominar la nomenclatura y formulación de los elementos y compuestos químicos inorgánicos y orgánicos de acuerdo con las reglas establecidas por la IUPAC y las tradicionales más comunes.
- Introducción general al estudio de las reacciones y ecuaciones químicas.
- Conocer las características de los diferentes estados de la materia y las teorías utilizadas para describirlos.
- Comprender los conceptos básicos de la termodinámica y, en particular, el uso de la entalpía y entropía para caracterizar los cambios físicos y químicos. Esto permite una introducción a los conceptos de espontaneidad y equilibrio en reacciones químicas.
- Conocer las propiedades físicas de las disoluciones y sus aplicaciones.
- Interpretar la velocidad de las reacciones químicas a nivel macroscópico. Introducción a los mecanismos de reacción.
- Analizar la naturaleza del equilibrio químico y comprender los factores que influyen en él.
- Iniciación al uso de ordenadores para la realización de tareas habituales en el trabajo químico: presentación de datos, ajustes de datos experimentales a distintos tipos de ecuaciones, simulación de procesos, etc.



TEMARIO DETALLADO DE LA ASIGNATURA

TEMARIO TEÓRICO:

- **Tema 1. Formulación química.**

Elementos químicos. Tabla periódica de los elementos químicos.
Moléculas y iones. Cationes y aniones. Compuestos moleculares e iónicos.
Capacidad de combinación. Número de oxidación.
Nomenclatura de compuestos inorgánicos.
a) sustancias elementales. b) hidruros. Agua y peróxido de hidrógeno. c) hidrácidos.
d) Óxidos. Hidróxidos. e) ácidos inorgánicos. Sales.
- **Tema 2. Reacciones químicas. Estequiometría.**

Reacciones químicas y ecuaciones químicas.
a) Mol, masa molar y fórmula química. B) Mezclas y disoluciones. C) Ajuste de las ecuaciones químicas.
Estequiometría: cantidades de reactivos y productos.
Reactivo limitante.
Rendimiento de una reacción.
- **Tema 3. Estados de agregación de la materia.**

Sustancias que existen como gases.
Presión de un gas. Unidades de medida de la presión
Leyes elementales de los gases. Ley de Boyle. Ley de Charles y Gay-Lussac. Ley o Principio de Avogadro.
Ecuación del gas ideal. Aplicaciones de la ecuación del gas ideal.
Mezcla de gases. Ley de Dalton de las presiones parciales.
Teoría cinético-molecular de los gases. Distribución de velocidades moleculares de Maxwell.
Desviación del comportamiento ideal: Gases reales. Ecuaciones de estado de los gases reales.
Líquidos y sólidos. Fuerzas intermoleculares en fases condensadas.
Cambios de fase. Equilibrios. Presión de vapor. Temperatura y presión críticas.
Diagrama de fases.
- **Tema 4. Termodinámica Química I. Definiciones.**

Procedimientos matemáticos. Derivadas parciales, diferencial total. Relaciones entre derivadas parciales
Ecuaciones de estado. Coeficientes de dilatación y compresibilidad.
Definiciones: sistemas, paredes y variables termodinámicas
Equilibrio termodinámico. Estados y procesos termodinámicos. Funciones de estado.
Trabajo y calor.
Concepto de Proceso Reversible e Irreversible en Termodinámica. Expansión isotérmica de un gas ideal.
Energía interna. Primera ley de la Termodinámica.
- **Tema 5. Termodinámica Química II. Termoquímica.**

Entalpía. Relación entre ΔU y ΔH .
Capacidad calorífica. Capacidad calorífica a P y V constante.
Aplicación de la primera ley a gases perfectos. Procesos adiabáticos.
Entalpía asociada a un cambio físico.
Entalpía de reacción. Variación con la temperatura. Relación entre ΔU y ΔH de reacción.
Combinación de entalpías de reacción. Ley de Hess. Entalpías de formación estándar.
Segunda ley de la Termodinámica, entropía. Cálculo de ΔS en distintos procesos y en gases ideales.
Tercera ley de la Termodinámica. Entropías absolutas.



- **Tema 6. Propiedades físicas de las disoluciones.**

Tipos de disoluciones.
Enfoque molecular del proceso de disolución.
Unidades de concentración. Comparación entre ellas.
Efecto de la temperatura sobre la solubilidad.
Propiedades coligativas de las disoluciones de no electrolitos.
Propiedades coligativas de las disoluciones de electrolitos.

- **Tema 7. Equilibrio químico.**

Concepto de Equilibrio Químico. Reversibilidad de las reacciones químicas.
Ley de Acción de masas, constante de equilibrio.
Expresión general de las constantes de equilibrio.
Origen termodinámico de la constante de equilibrio.
Reglas para escribir las constantes de equilibrio y sus parámetros termodinámicos asociados.
Extensión y dirección de una reacción química. Información proporcionada por la constante de equilibrio
Factores que afectan al equilibrio químico. Principio de Le Chatelier.

- **Tema 8. Cinética formal de la reacción química (I).**

Introducción general.
Reacciones elementales y reacciones complejas.
Definiciones, ecuaciones de velocidad, constantes de velocidad, unidades.
Diversidad de las ecuaciones cinéticas, mecanismos de reacción.
Reacciones irreversibles de diferentes ordenes, ecuaciones integradas.
Determinación de las ecuaciones cinéticas a partir de medidas experimentales: método integral, diferencial y de la vida media.
Métodos experimentales para la determinación de la velocidad de reacción.

- **Tema 9. Cinética formal de la reacción química (II).**

Reacciones reversibles. Generalidades.
Reacciones consecutivas.
Métodos aproximados en cinética: etapa limitante y estado estacionario.
Efecto de la temperatura sobre las constantes cinéticas: energía de activación.
Relación entre cinética química y equilibrio químico
Catálisis.

SEMINARIOS TEORICO/PRACTICOS:

- Formulación química I.
- Representaciones gráficas. Simulaciones mediante ordenador del comportamiento de gases.
- Termodinámica química: Ciclos termodinámicos. Aplicación de la ley de Hess.
- Termodinámica química: Aplicación de la termodinámica a hechos cotidianos. Problemas de todo tipo que se plantean durante el proceso de estudio y aprendizaje de esta materia.
- Equilibrio químico: Planteamiento general de las ecuaciones de equilibrio. Cálculos de equilibrio.
- Cinética química: Simulación de procesos cinéticos. Breve recorrido sobre algunos procesos cinéticos: desde lo más sencillo a lo complejo.
- Utilización conjunta de la Termodinámica y Cinética química. Análisis comparativo del efecto de la temperatura sobre las constantes cinéticas de reacción y las constantes de equilibrio.



BIBLIOGRAFÍA

BIBLIOGRAFÍA FUNDAMENTAL DE TEORÍA:

- Llor, J. Elementos de Química General. Introducción a la Química Física (teoría y problemas resueltos). Editorial Avicam, Granada 2013.
- Atkins, P., Jones, L. Principios de Química. Los caminos del descubrimiento. 5ª Edición. Editorial Médica Panamericana. 2010.
- Chang, R.. Química. 10ª Edición. Editorial McGraw-Hill Interamericana, 2010.
- Peterson, W.R. Introducción a la nomenclatura de las sustancias químicas. Editorial Reverté, 2010.

BIBLIOGRAFÍA FUNDAMENTAL DE PROBLEMAS:

- Katime, I. Problemas de Química General. Editorial Médica Panamericana. 2012.
- López Cancio, J. A., Vera Castellano, A. Problemas de Química. Editorial Prentice Hall. 2003.
- Fernández, M.R., Fidalgo, J.A. 1000 Problemas de Química General. Editorial Everest. 2000.
- Reboiras, M. D. Problemas Resueltos de Química: la Ciencia Básica. Editorial Thomson. 2008.
- Rosenberg, J., Epstein, L., y Krieger, P. Química. Ed. McGraw Hill, 2014.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA:

- Petrucci, R.H., Harwood, W.S., Herring, F.G. Química General. 8ª Edición. Editorial Prentice Hall. 2003.
- Química. Un Proyecto de la ACS (American Chemical Society). Editorial Reverté, 2005.
- Levine, Ira N. Principios de Fisicoquímica. Editorial McGraw Hill, 2014
- Engel, T., y Reid, P. Química Física. Editorial Pearson, 2006.
- Levine, Ira N. Problemas de Fisicoquímica. Editorial McGraw Hill, 2005.
- Internet: www.ingebook.com → ugr. Permite acceder a una gran cantidad de libros de todas las materias, incluidos textos teóricos y de problemas de Química General. Asimismo se incluyen textos de Física, Matemáticas y Geología, entre otros.
- Plataforma docente Moodle: <http://adela.ugr.es/moodle>, donde se contiene toda la información de la asignatura y el alumno debe enviar sus trabajos para su evaluación.

METODOLOGÍA DOCENTE

- Clases magistrales.
- Seminarios de ejercicios y problemas. Coloquio y discusión dirigida a reforzar los aspectos teóricos mediante la resolución de cuestiones y problemas previamente formulados.
- Seminarios teórico/prácticos, con los que se inicia al alumno en el uso de ordenadores y de programas informáticos habituales y/o específicos en el trabajo químico, tales como representación gráfica, uso de los parámetros estadísticos en Química, simulación de procesos cinéticos, etc. Ambos tipos de seminarios se llevan a cabo durante todo el curso una vez terminada la teoría correspondiente.
- En cada uno de los seminarios (siete en total) se propone la realización de un pequeño trabajo sobre el mismo, que será enviado al profesor a través de la plataforma docente Moodle (ver folleto de instrucciones aparte). A lo largo del curso, y en pequeños grupos, los alumnos deben explicar someramente el contenido de sus trabajos.
- Tutorías individuales y en grupo.
- Actividades no presenciales individuales o en grupo. El alumno puede realizar en forma individual o en grupo (2-3 alumnos) el trabajo correspondiente a cada seminario. La presentación y aprobación de los trabajos es obligatoria



para aprobar la asignatura.

PROGRAMA DE ACTIVIDADES

Primer semestre	Tema del temario	Actividades presenciales					Actividades no presenciales				
		Sesiones teóricas (horas)	Semin. resoluc problem (horas)	semin. teórico-prácticos (horas)	Exámenes (horas)	Tutorías colectivas (horas)	Tutorías individuales (horas)	Estudio y trabajo individual (horas)	Trabajo en grupo (horas)	Et c.	
Semana 1	1, 2	3	1	0		0	0	4	0		
Semana 2	2 y 3	3	0	1		0	1	4	0		
Semana 3	3	2	1	0	1	1	0	4	0		
Semana 4	4	2	0	1.5		0	0	5	0		
Semana 5	4	3	1	0		0	1	4	2		
Semana 6	5	2	0	1.5		1	0	5	0		
Semana 7	5	3	1	0		0	0	5	0		
Semana 8	6	2	0	1.5		0	1	5	2		
Semana 9	7	2	1	0	2.5	1	0	4	0		
Semana 10	7	2	0	1.5		0	0	5	0		
Semana 11	8	3	1	0		0	1	5	2		
Semana 12	8 y 9	3	0	1		1	0	5	0		
Semana 13	9	3	1	0		0	0	5	0		
Semana 14	9	2	1	1		1	0	5	2		
Semana 15	Todos	3	1	0	2.5	0	1	5	0		
Total horas	150	38	9	9	6	5	5	70	8		



EVALUACIÓN (INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN, CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y PORCENTAJE SOBRE LA CALIFICACIÓN FINAL, ETC.)

Instrumentos de evaluación.

El programa de teoría se divide en tres partes: a) tema 1 (formulación química), b) temas 2 al 5 (primer parcial), y c) temas 6 al 9 (segundo parcial). El examen final consta de un examen de cada una de estas tres partes. Los exámenes aprobados de cualquier parte de la asignatura eliminan materia.

Asimismo se valora la realización de trabajos (propuestos en los correspondientes seminarios) y su discusión posterior con el Profesor (tutorías en grupos pequeños). En los criterios de evaluación se tendrá en cuenta la participación e implicación personal durante el curso.

Para aprobar el curso es necesario obtener nota superior a cinco en todos los apartados anteriores.

La calificación final se obtiene a partir de:

- Exámenes parciales y/o examen final de teoría: 70 %.
- Seminarios y trabajos académicos dirigidos individuales y en grupo: 20%.
- Seminario y examen de formulación química: 10% .

INFORMACIÓN ADICIONAL

Cualquier parte aprobada se mantiene hasta la convocatoria de septiembre del mismo curso académico.

Los alumnos que por cualquier razón no superen los trabajos durante el curso habitual, deben entregar al profesor un lapiz de memoria con los trabajos durante la primera semana de septiembre (viernes, 12 horas) para su evaluación.

