

## 820010 - Q - Química

Unidad responsable: 295 - EEBE - Escuela de Ingeniería de Barcelona Este

Unidad que imparte: 713 - EQ - Departamento de Ingeniería Química

Curso: 2018

Titulación: GRADO EN INGENIERÍA ELÉCTRICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA MECÁNICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA BIOMÉDICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA DE LA ENERGÍA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA ELECTRÓNICA INDUSTRIAL Y AUTOMÁTICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA DE MATERIALES (Plan 2010). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA BIOMÉDICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA ELÉCTRICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA DE LA ENERGÍA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA ELECTRÓNICA INDUSTRIAL Y AUTOMÁTICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA MECÁNICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)  
GRADO EN INGENIERÍA QUÍMICA (Plan 2009). (Unidad docente Obligatoria)

Créditos ECTS: 6 Idiomas docencia: Catalán, Castellano, Inglés

### Profesorado

Responsable: Gimenez Izquierdo, Francisco Javier

Otros: Gámez López, Antonio  
Gimenez Izquierdo, Francisco Javier  
Pablo Ribas, Joan De  
Rivas Cañas, Manuel  
Sánchez Jiménez, Margarita  
Vecino Bello, Xanel  
Gibert Agullo, Oriol  
Florido Perez, Antonio

### Horario de atención

Horario: Se acordará con cada uno de los profesores

### Competencias de la titulación a las cuales contribuye la asignatura

Específicas:

5. Capacidad para comprender y aplicar los principios de conocimientos básicos de la química general, la química orgánica e inorgánica, y sus aplicaciones en la ingeniería.

Transversales:

2. COMUNICACIÓN EFICAZ ORAL Y ESCRITA - Nivel 1: Planificar la comunicación oral, responder de manera adecuada a las cuestiones formuladas y redactar textos de nivel básico con corrección ortográfica y gramatical.

## 820010 - Q - Química

### Metodologías docentes

L'assignatura consta de classes en les que el professorat presenta els objectius d'aprenentatge relacionats amb els diferents continguts i posteriorment s'apliquen en la resolució d' exemples pràctics. S'afavoreix la participació activa de l'estudiantat durant la resolució dels casos pràctics, proposant un bon nombre de problemes numèrics i es motiva mitjançant propostes de casos reals relacionats amb l'àmbit de la química.

Durant el curs se'ls proporciona material i eines d'aprenentatge per tal d'orientar i guiar a l'alumnat en el seu procés d'aprenentatge i que pugui consolidar els coneixements sobre química que va assolint al llarg del curs.

### Objetivos de aprendizaje de la asignatura

Que cada alumno adquiriera los conocimientos científicos básicos sobre la materia de Química.

Presentar a los alumnos las metodologías y las herramientas indispensables para alcanzar la resolución de los problemas planteados en los diferentes temas de la asignatura.

Que cada alumno sepa resolver los ejercicios y problemas planteados en todos los temas de la asignatura.

Educar a los alumnos en la realización de un trabajo seguro en el laboratorio.

Que cada alumno sea capaz de trabajar eficientemente en el laboratorio.

Educar a los alumnos en la importancia del trabajo autónomo para asimilar los conceptos, resolver los ejercicios propuestos y analizar críticamente el resultado obtenido.

-Que cada alumno sepa buscar información, sintetizarla, y asimilar los conceptos

### Horas totales de dedicación del estudiantado

Dedicación total: 150h	Horas grupo grande:	52h 30m	35.00%
	Horas grupo mediano:	0h	0.00%
	Horas grupo pequeño:	7h 30m	5.00%
	Horas actividades dirigidas:	0h	0.00%
	Horas aprendizaje autónomo:	90h	60.00%

## 820010 - Q - Química

### Contenidos

<p><b>TEMA 1- EQUILIBRIO QUÍMICO</b></p>	<p>Dedicación: 15h Grupo grande/Teoría: 6h Aprendizaje autónomo: 9h</p>
<p>Descripción:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Concentración y estequiometría</li> <li>2. Equilibrio químico</li> <li>3. Entalpía, entropía y energía libre.</li> <li>4. Constante de equilibrio</li> <li>5. Principio de Le Chatelier</li> </ol> <p>Objetivos específicos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Describir el concepto de equilibrio químico</li> <li>2. Describir la constante de equilibrio</li> <li>3. Determinar la variación de la constante de equilibrio con cambios de presión, volumen o concentración</li> </ol>	
<p><b>TEMA 2- EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE</b></p>	<p>Dedicación: 25h Grupo grande/Teoría: 10h Aprendizaje autónomo: 15h</p>
<p>Descripción:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Definición de ácido y base. Teoría de Brønsted y Lowry.</li> <li>2. Ácidos y bases fuertes y débiles. Concepto de pH.</li> <li>3. Determinación del pH de ácidos monopróticos y dipróticos. Balances de materia y de carga. Diagramas logarítmicos.</li> <li>4. Mezclas de ácidos y bases. Disoluciones reguladoras.</li> </ol> <p>Objetivos específicos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Identificar cuándo una especie es ácida o básica.</li> <li>2. Identificar cuándo un ácido o una base es fuerte.</li> <li>3. Determinar el pH de ácidos o bases utilizando balances de materia y carga y diagramas logarítmicos.</li> <li>4. Determinar el pH de mezclas de ácidos y bases.</li> <li>5. Identificar cuándo una disolución es reguladora del pH</li> </ol>	

## 820010 - Q - Química

<p><b>TEMA 3- EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD</b></p>	<p>Dedicación: 20h Grupo grande/Teoría: 8h Aprendizaje autónomo: 12h</p>
<p>Descripción:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Solubilidad y producto de solubilidad</li> <li>2. Precipitación y precipitación fraccionada</li> <li>3. Solubilidad en presencia de ión común</li> <li>4. Solubilidad en presencia de reacciones paralelas ácido-base</li> </ol> <p>Objetivos específicos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Identificar si un sólido es soluble o insoluble</li> <li>2. Determinar la solubilidad de sólidos insolubles</li> <li>3. Determinar la solubilidad de sólidos insolubles en presencia de ión común</li> <li>4. Determinar la solubilidad de sólidos insolubles en sistemas con reacciones paralelas ácido-base</li> </ol>	
<p><b>TEMA 4- REACCIONES REDOX</b></p>	<p>Dedicación: 30h Grupo grande/Teoría: 12h Aprendizaje autónomo: 18h</p>
<p>Descripción:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Semirreacciones y reacciones redox</li> <li>2. Potencial de reducción estándar, <math>p_e</math> y constante de equilibrio</li> <li>3. Ecuación de Nernst</li> <li>4. Corrosión de metales</li> <li>5. Diagramas de Latimer, Frost y Pourbaix</li> <li>6. Pilas voltaicas y galvánicas. Electrólisis.</li> </ol> <p>Objetivos específicos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Identificar reacciones de oxidación y de reducción, oxidantes y reductores.</li> <li>2. Determinar valores de <math>p_e</math> estándar y constantes de equilibrio de reacciones redox</li> <li>3. Calcular el valor de <math>p_e</math> a partir de la ecuación de Nernst</li> <li>4. Dibujar e interpretar los diagramas de Latimer, Frost y Pourbaix</li> </ol>	

## 820010 - Q - Química

<p><b>TEMA 5- ESTRUCTURA ATÓMICA Y TABLA PERIÓDICA</b></p>	<p>Dedicación: 22h 30m Grupo grande/Teoría: 9h Aprendizaje autónomo: 13h 30m</p>
<p>Descripción:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Origen de los elementos químicos</li> <li>2. Número atómico, masa atómica, isótopos</li> <li>3. Ecuación de Schrödinger. Números cuánticos. Configuración electrónica. Principio de Exclusión de Pauli, Principio de Aufbau, Regla de Hund</li> <li>4. Tabla periódica de los elementos</li> <li>5. Estado de oxidación de los elementos</li> <li>6. Propiedades atómicas periódicas</li> </ol> <p>Objetivos específicos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Escribir la configuración electrónica de los elementos y de los iones</li> <li>2. Deducir el estado de oxidación de los elementos a partir de la configuración electrónica</li> <li>3. Comparar razonadamente propiedades periódicas de distintos elementos</li> </ol>	
<p><b>TEMA 6- EL ENLACE QUÍMICO</b></p>	<p>Dedicación: 18h 45m Grupo grande/Teoría: 7h 30m Aprendizaje autónomo: 11h 15m</p>
<p>Descripción:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Teoría de Lewis: la regla del octeto. Estructuras de Lewis. Ácidos y bases de Lewis</li> <li>2. Carga formal asociada a un átomo. Resonancia</li> <li>3. Teoría de la repulsión de pares de electrones de la capa de valencia. Geometría de la molécula</li> <li>4. Polaridad de enlace y polaridad de la molécula</li> <li>5. Fuerzas intermoleculares</li> </ol> <p>Objetivos específicos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Escribir la estructura de Lewis de las moléculas, incluyendo la carga formal de los átomos que las componen.</li> <li>2. Deducir la geometría de una molécula a partir de la estructura de lewis</li> <li>3. Deducir la polaridad de una molécula en función de los enlaces químicos</li> </ol>	
<p><b>PRÁCTICAS</b></p>	<p>Dedicación: 18h 45m Grupo pequeño/Laboratorio: 7h 30m Aprendizaje autónomo: 11h 15m</p>
<p>Descripción:</p> <p>Se harán tres prácticas de laboratorio en las que se usarán los conceptos adquiridos durante el curso.</p>	

## 820010 - Q - Química

### Sistema de calificación

La nota final constará de tres inputs:

- 1) nota del examen parcial (en fecha puesta por la Escuela): EP
- 2) nota de las prácticas de laboratorio, media de los informes que se entregarán al finalizar cada práctica: Elab
- 3) nota del examen final: EF

La nota final del curso (NF) se calculará mediante:

$$NF = 0.15 * Elab + 0.25 * EP + 0.60 * EF$$

La ausencia a cualquier práctica de laboratorio implicará la calificación final de No Presentado (NP).

La nota del examen de reevaluación (REAVA) sustituirá las notas Ep y EF, la nota final se calculará como  $0.15 * Elab + 0.85 * REAVA$

Podrán acceder a la prueba de reevaluación aquellos estudiantes que cumplan los requisitos fijados por la EEBE en su Normativa de Evaluación y Permanencia (<https://eebe.upc.edu/ca/estudis/normatives-academiques/documents/eebe-normativa-avaluacio-i-permanencia-18-19-aprovat-je-2018-06-13.pdf>)

### Normas de realización de las actividades

En todas las pruebas escritas hay que llevar calculadora. En ningún caso se puede disponer de ningún tipo de dispositivo electrónico con transferencia de datos, ni apuntes ni formularios .

### Bibliografía

Básica:

Ralph H. Petrucci ... [et al.]. Química general : principios y aplicaciones modernas. 10a ed. Madrid [etc.]: Pearson Prentice Hall, cop. 2011. ISBN 9788483226803.

Aguilar Sanjuán, Manuel. Introducción a los equilibrios iónicos. 2ª ed. Barcelona [etc.]: Reverté, 1999. ISBN 8429175504.

Complementaria:

Brown, Theodore L. Química : la ciencia central. 11ª ed. México [etc.]: Prentice Hall, cop. 2009. ISBN 9786074420210.

Casabó i Gispert, Jaume. Estructura atómica y enlace químico. Barcelona [etc.]: Reverté, cop. 1996. ISBN 8429171894.

Otros recursos:

Durante el curso, se colgarán en la plataforma ATENEA apuntes y listados de problemas.