

## 27207 - Química física I

### Información del Plan Docente

**Año académico:** 2019/20

**Asignatura:** 27207 - Química física I

**Centro académico:** 100 - Facultad de Ciencias

**Titulación:** 452 - Graduado en Química

**Créditos:** 10.0

**Curso:** 2

**Periodo de impartición:** Anual

**Clase de asignatura:** Obligatoria

**Materia:** ---

## 1. Información Básica

### 1.1. Objetivos de la asignatura

**La asignatura y sus resultados previstos responden a los siguientes planteamientos y objetivos:**

1. Conocer los conceptos y principios esenciales de la Química Física (equilibrio y cambio) y aplicarlos al estudio de sistemas de interés en Química.
2. Aplicar los conocimientos teóricos a la resolución de cuestiones y problemas, utilizando adecuadamente los sistemas de unidades y analizando e interpretando físicamente los resultados obtenidos.
3. Expresar los conceptos con la precisión requerida en el ámbito científico y ser capaz de establecer relaciones entre los distintos conceptos.
4. Obtener bases sólidas para poder continuar con éxito el aprendizaje en asignaturas posteriores y en otros aspectos de la Química Física.
5. Proporcionar una sólida base (conocimientos y habilidades) que le capacite para continuar los estudios en áreas especializadas, o en el ejercicio de su profesión.

### 1.2. Contexto y sentido de la asignatura en la titulación

La asignatura se ubica en el Módulo Fundamental ya que trata de contenidos fundamentales de Química Física del equilibrio (Termodinámica de distintos tipos de sistemas) y del cambio (transporte de la corriente eléctrica, cinética de las reacciones químicas). Estos contenidos serán de gran importancia en el desarrollo de otras asignaturas del Grado y en particular del resto de las asignaturas de Química Física

### 1.3. Recomendaciones para cursar la asignatura

Se recomienda:

- Tener aprobadas al menos las asignaturas de 1er curso de Química: Química General, Introducción al Laboratorio Químico, Física y Matemáticas.
- Estar matriculado en la asignatura: Laboratorio de Química de 2º curso.
- Realizar un trabajo regular y continuado a lo largo del curso, participando activamente en las clases y tutorías, y resolviendo los problemas y casos propuestos.
- Consultar libros específicos relacionados con la asignatura.

## 2. Competencias y resultados de aprendizaje

### 2.1. Competencias

**Al superar la asignatura, el estudiante será más competente para...**

Reconocer la importancia de la Química Física en el contexto de la Química y la Ciencia en general y su impacto social.

Utilizar tablas y gráficos de datos quimicofísicos y las leyes o ecuaciones de la Química con sentido crítico, considerando su aplicabilidad y adecuación a los problemas químicos concretos.

Ejercer crítica y autocritica sobre la forma de obtención (métodos, fuentes, etc.) de resultados, ya sea mediante cálculos o mediante medidas experimentales.

Conocer y comprender los conceptos fundamentales de la Termodinámica y su aplicación dentro del campo de la Química.

Ser capaz de proponer experimentos para determinar los valores de propiedades termodinámicas y sus variaciones en reacciones químicas y procesos de cambio de fase.

Saber elegir los sistemas de referencia adecuados para los sistemas reales y calcular las magnitudes que miden su desviación respecto de la idealidad.

Analizar y construir diagramas de fases y emplear dichos diagramas para la realización de procesos químicos de interés práctico como separaciones o extracciones.

Determinar la posición de equilibrio de reacciones químicas para unas condiciones experimentales dadas y manipular esas condiciones experimentales para alcanzar posiciones de equilibrio prefijadas.

Conocer y manejar con rigor los conceptos fundamentales de disoluciones y de sistemas electroquímicos en equilibrio.

Distinguir los diferentes tipos de electrodos y pilas galvánicas así como sus principales aplicaciones.

Conocer los factores de los que depende la velocidad de una reacción química, su determinación experimental y expresión de la misma en términos de una ecuación cinética.

Entender e interpretar el comportamiento cinético de las reacciones químicas en términos de secuencias de reacciones elementales (mecanismos).

Comprender y analizar experimentos cinéticos utilizando diversas técnicas quimicofísicas y ser capaz de interpretar los resultados.

Ser capaz de manejar aplicaciones informáticas básicas para tratamientos de datos.

## 2.2.Resultados de aprendizaje

**El estudiante, para superar esta asignatura, deberá demostrar los siguientes resultados...**

Efectúa análisis y síntesis y es capaz de razonamiento crítico.

Ha adquirido capacidad para el aprendizaje autónomo, para el trabajo en grupo y para la resolución de problemas.

Distingue entre enfoque macroscópico y microscópico.

Conoce el significado, maneja con soltura y relaciona las magnitudes quimicofísicas incluidas en el programa de la asignatura.

Sabe utilizar estas propiedades quimicofísicas en diferentes tipos de cálculos y razonamientos.

## 2.3.Importancia de los resultados de aprendizaje

Mediante ellos el alumno:

1. Comprenderá y manejará la terminología básica propia de la Química Física.
2. Será capaz de explicar de manera comprensible los aspectos energéticos y cinéticos de procesos básicos de la Química.
3. Será capaz de explicar de manera comprensible los fenómenos y procesos relacionados con aspectos básicos de sistemas electroquímicos en equilibrio.
4. Poseerá una visión suficientemente amplia y profunda de los sistemas termodinámicos y de la cinética química que le permitirá con posterioridad adquirir conocimientos específicos de cada una de esas partes de la Química Física.

## 3.Evaluación

### 3.1.Tipo de pruebas y su valor sobre la nota final y criterios de evaluación para cada prueba

**El estudiante deberá demostrar que ha alcanzado los resultados de aprendizaje previstos mediante las siguientes actividades de evaluación**

#### **Bloques de la asignatura y requisitos para aprobarla**

A efectos de la evaluación, se han establecido tres bloques en la asignatura: **TQ** (Termodinámica de los sistemas químicos), **EQ** (Electrolitos y Termodinámica de sistemas electroquímicos) y **CR** (Cinética de Reacción).

La evaluación constará de tres exámenes, uno por bloque, que consistirán en pruebas escritas teórico-prácticas que pueden incluir cálculos numéricos (calificaciones **ETQ**, **ÉEQ** y **ECR**).

Para superar la asignatura se exigirá aprobar independientemente, con nota igual o superior a 5,0 sobre 10, los exámenes de los tres bloques mencionados. Se admitirá la compensación de un solo bloque, con calificación mínima de 4,0 sobre 10 en el examen, siempre que la nota final [ecuación (1)] sea como mínimo 5,0 sobre 10.

Además, a lo largo del curso se podrán hacer controles y ejercicios de la materia dentro de los bloques **TQ** v **CR**

(calificaciones **CTQ y CCR**), que no eliminan materia; 1 en TQ y 1 en CR.

### Calendario de las actividades de evaluación

- 1) En el periodo de enero-febrero (calendario establecido por la Facultad) se realizará un examen del bloque TQ (**ETQ**). Si se aprueba o puede compensar este examen, su nota se guardará hasta septiembre.
- 2) Examen del bloque EQ (**EEQ**), a realizar en marzo-abril al terminar las clases de teoría y problemas de este bloque. Si se aprueba o puede compensar este examen, su nota se guardará hasta septiembre.
- 3) Convocatoria oficial de junio (calendario oficial exámenes de la Facultad). El alumno podrá presentarse a alguno o a todos los bloques de los que consta la asignatura. En el caso de haber aprobado, o tener compensable, el bloque **TQ** y/o el bloque **EQ**, si lo desea podrá presentarse a subir nota (se mantendrá la mejor de las notas obtenidas). Los exámenes aprobados o compensables se guardan hasta septiembre. Presentarse a todos los exámenes constituye el examen global de la asignatura en esta convocatoria. Aquellos alumnos que habiéndose presentado a alguno de estos exámenes hayan aprobado o compensado alguno de los bloques, pero no todos, figurarán como suspenso en el acta. La calificación numérica será la media de los bloques de la asignatura no superados. Aquellos alumnos que no se hayan presentado a ningún examen de la convocatoria de junio figurarán como no presentados.
- 4) Convocatoria oficial de septiembre (fecha establecida por la Facultad). Los alumnos que no hayan aprobado la asignatura en junio deberán presentarse a examen de todos los bloques que no tengan aprobados o compensables; si lo desean podrán presentarse a examen de bloques ya aprobados, o compensables, para subir nota (se mantendrá la mejor de las notas obtenidas). Presentarse a todos los exámenes constituye el examen global de la asignatura en esta convocatoria. Aquellos alumnos que habiéndose presentado a alguno de estos exámenes hayan aprobado o compensado alguno de los bloques, pero no todos, figurarán como suspenso en el acta. La calificación numérica será la media de los bloques no superados.

Superada la asignatura, según se ha indicado en el apartado Bloques de la asignatura y requisitos para aprobarla, la nota final será:

$$\text{Nota final} = 0,42 \cdot N_{TQ} + 0,26 \cdot N_{EQ} + 0,32 \cdot N_{CR} \quad (1)$$

Donde cada nota,  $N_{TQ}$ ,  $N_{EQ}$  o  $N_{CR}$  (en general  $N$ ) será la mayor de las obtenidas aplicando las expresiones (2) y (3) a los correspondiente bloques.

$$N = E \quad (2)$$

$$N = 0,8 \cdot E + 0,2 \cdot C \quad (3)$$

donde  $E$  es la calificación del examen del bloque correspondiente y  $C$  la de los controles, en su caso.

El número de convocatorias oficiales de examen a las que la matrícula da derecho (2 por matrícula) así como el consumo de dichas convocatorias se ajustará a [la Normativa de Permanencia en Estudios de Grado](#) y Reglamento de Normas de Evaluación del Aprendizaje. A este último reglamento, también se ajustarán los criterios generales de diseño de las pruebas y sistema de calificación, y de acuerdo a la misma se hará público el horario, lugar y fecha en que se celebrará la revisión al publicar las calificaciones. Dicha normativa puede consultarse en:

<http://wzar.unizar.es/servicios/coord/norma/evalu/evalu.html>

## 4. Metodología, actividades de aprendizaje, programa y recursos

### 4.1. Presentación metodológica general

El proceso de aprendizaje que se ha diseñado para esta asignatura se basa en lo siguiente:

En todo caso, el proceso de aprendizaje constará de:

1. Actividad formativa 1: Adquisición de conocimientos teóricos de Química Física (6 ECTS) en clases magistrales participativas en grupo grande.
2. Actividad Formativa 2: Clases de resolución de problemas y seminarios (4 ECTS) donde los alumnos bajo la supervisión del profesor trabajarán en grupos pequeños, participando activamente en estas actividades

### 4.2. Actividades de aprendizaje

El programa que se ofrece al estudiante para ayudarle a lograr los resultados previstos comprende las siguientes actividades:

- **Termodinámica de los sistemas químicos: 42 horas (22 de teoría y 20 de problemas/seminarios).**
- **Electrolitos y Termodinámica de los sistemas electroquímicos: 26 horas (17 de teoría y 9 de problemas/seminarios).**
- **Cinética de las reacciones químicas: 32 horas (21 de teoría y 11 de problemas/seminarios).**

### 4.3. Programa

#### Termodinámica de los sistemas químicos

Introducción y conceptos fundamentales, en este apartado se incluyen algunas nociones matemáticas aplicables a las

funciones de estado. Gases reales. Termometría.

Principios de termodinámica: Primer Principio. Cálculo de magnitudes termodinámicas incluidas en la primera ley para gases ideales, variación de la entalpía de reacción con la temperatura, y reacciones en condiciones adiabáticas. Segundo principio: Cálculos de variación de entropía en sistemas cerrados, que incluyen procesos cíclicos, isotérmicos, isobáricos, isocóricos, adiabáticos, reversibles o irreversibles aplicados a un gas ideal. Procesos de mezcla de gases ideales. Entropía como criterio de espontaneidad y equilibrio. Significado de entropía. Experimentos de Joule y Joule Thompson. Tercer Principio de termodinámica.

Funciones Gibbs y Helmholtz, su validez como criterios de espontaneidad y equilibrio. Relaciones termodinámicas para un sistema cerrado en equilibrio. Relaciones de Maxwell, relaciones de Gibbs-Helmholtz. Dependencia de las funciones termodinámicas de las variables  $p$ ,  $V$  y  $T$ . Cálculo de las variaciones de las funciones  $U$ ,  $H$ ,  $S$ ,  $A$  y  $G$  en cualquier proceso.

Sistemas multicomponentes: Magnitudes Molares Parciales. Potencial químico. Ecuación de Gibbs-Duhem. Condición general de equilibrio material en sistemas cerrados, equilibrio de fase y equilibrio químico. Equilibrio de fases en sustancias puras: Regla de las fases. Diagramas de fases. Ecuación de Clapeyron. Potenciales químicos de las sustancias puras. Comportamiento de gases reales. Mezclas de gases reales

Disoluciones: Disoluciones ideales: definición y potenciales químicos de los componentes, presión de vapor, ley de Raoult. Disoluciones diluidas ideales: definición y potenciales químicos de los componentes. Ley de Henry, solubilidad de gases en líquidos. Propiedades coligativas. Disminución de la presión de vapor. Ascenso ebulloscópico. Descenso crioscópico. Presión osmótica. Propiedades coligativas en disoluciones de electrolitos. Coeficiente de reparto. Disoluciones no ideales: Definición y potenciales químicos de los componentes, actividad, presión de vapor, determinación de los coeficientes de actividad. Coeficientes de actividad en la escala de molaridades y molalidades. Disoluciones de electrolitos. Definición y propiedades que las caracterizan. Termodinámica de estas disoluciones. Elección de los estados normales, convenios, coeficiente de actividad iónico medio. Equilibrios de fases en sistemas multicomponentes. Equilibrio líquido-vapor en disoluciones ideales y no ideales a temperatura constante y a presión constante. Regla de la palanca. Azeótropos. Destilación simple y destilación fraccionada. Sistemas parcialmente miscibles. Sistemas inmiscibles.

Equilibrio químico: La constante de equilibrio. Equilibrio químico en sistemas de gases ideales, en sistemas de gases reales, en disoluciones no electrolíticas y en disoluciones electrolíticas. Dependencia de la constante de equilibrio de la temperatura y la presión. Desplazamiento del equilibrio químico: variación de la temperatura a presión constante en un sistema cerrado, variación de la presión a temperatura constante en un sistema cerrado, variaciones en la cantidad de las sustancias presentes en el sistema.

### **Electrolitos y Termodinámica de los sistemas electroquímicos**

Electrolitos: Presentación descriptiva de la ley límite de Debye Hückel. Variación del coeficiente de actividad de los electrolitos con la concentración. Conducción de la corriente eléctrica, ley de Ohm en metales y en disoluciones iónicas. Medidas de conductividad en disoluciones electrolíticas. Ley de Kohlrausch de la migración independiente de iones. Conductividad molar. Influencia de la concentración en la conductividad molar de los electrolitos. Efecto de asimetría. Efecto electroforético. Números de transporte. Determinación de los números de transporte mediante los métodos de Hittorf y de la interfase móvil.

Termodinámica de los sistemas electroquímicos: Sistema electroquímico. Termodinámica de estos sistemas, potencial electroquímico. Pilas galvánicas. Fuerza electromotriz. Pila Daniell. Medida de la fuerza electromotriz de una pila. Tipos de electrodos reversibles. Termodinámica de pilas galvánicas, ecuación de Nernst. Potencial de unión líquido-líquido. Potenciales normales de electrodo. Aplicaciones de las medidas de la f.e.m. a la determinación de propiedades termodinámicas, constantes de equilibrio, coeficientes de actividad, pH, valoraciones potenciométricas. Pilas de concentración con y sin transporte. Baterías. Pilas de combustible.

### **Cinética de las reacciones químicas**

Cinética de reacción: Introducción y definiciones. Medidas de velocidades de reacción, métodos químicos, físicos, de relajación, para reacciones rápidas, etc. Ecuaciones integradas: irreversibles de distintos órdenes, reversibles, consecutivas, paralelas. Métodos para determinar las ecuaciones cinéticas.

Mecanismos de reacción. Aproximación de la etapa limitante y aproximación del estado estacionario. Proposición de mecanismos de reacción. Relación entre la constante termodinámica y constantes cinéticas en las reacciones complejas.

Influencia de la temperatura en la velocidad de reacción: ecuación de Arrhenius, energía de activación.

Reacciones unimoleculares, mecanismo de Lindemann. Reacciones trimoleculares.

Reacciones en cadena. Cinética de reacción de la formación de HBr y HCl a partir de hidrógeno y el correspondiente halógeno. Descomposiciones orgánicas, mecanismo de Rice-Herzfeld. Reacciones en cadena ramificada.

Catálisis. Catálisis homogénea en fase gas, disminución de la capa de ozono en la estratosfera. Catálisis homogénea en fase líquida, catálisis ácido-base. Catálisis enzimática: mecanismo de Michaelis-Menten. Inhibición de la catálisis enzimática: inhibición reversible e irreversible.

## **4.4. Planificación de las actividades de aprendizaje y calendario de fechas clave**

### **Calendario de sesiones presenciales y presentación de trabajos**

El calendario de la asignatura en cuanto a clases presenciales se podrá consultar en: <https://ciencias.unizar.es/grado-en-quimica-0>.

El calendario de la asignatura en cuanto a los problemas/seminarios se distribuirá a lo largo del curso.

El calendario lectivo se ajustará al aprobado y publicado por la Facultad de Ciencias en cuanto a comienzo y final de las clases (asignatura anual), horario de las mismas y periodos y fechas de exámenes. Puede consultarse en la sección del [Grado en Química](#) de la página web de la Facultad de Ciencias.

Las fechas correspondientes a los controles, seminarios y otros recursos de evaluación se indicarán a lo largo del curso.

#### **Requisitos para cursar esta asignatura**

Es necesario haber superado al menos 27 créditos del Módulo Básico y haber cursado las asignaturas de Química General e Introducción al Laboratorio Químico de primer curso.

#### **4.5. Bibliografía y recursos recomendados**

[http://biblos.unizar.es/br/br\\_citas.php?codigo=27207&year=2019](http://biblos.unizar.es/br/br_citas.php?codigo=27207&year=2019)