



GUÍA DOCENTE 2024-2025
QUÍMICA GENERAL II

1. Denominación de la asignatura:

QUÍMICA GENERAL II

Titulación

Grado en Química

Código

5269

2. Materia o módulo a la que pertenece la asignatura:

QUÍMICA GENERAL

3. Departamento(s) responsable(s) de la asignatura:

QUÍMICA

4.a Profesor/a que imparte la docencia (Si fuese impartida por más de uno/a incluir todos/as) :

M^a Ángeles García García, Marta Navarro Cuñado, Susana Palmero Díaz, Indalecio Peñacoba Maestre, Celia Reguera Alonso, Alberto Gutiérrez Vega, Saturnino Ibeas Cortés

4.b Coordinador/a de la asignatura

Marta Navarro Cuñado

5. Curso y semestre en el que se imparte la asignatura:

PRIMER CURSO, 2º SEMESTRE

6. Tipo de la asignatura: (Básica, obligatoria u optativa)

Básica



7. Número de créditos ECTS de la asignatura:

9

8. Competencias que debe adquirir el/la estudiante al cursar la asignatura

*Competencia/contenido de sostenibilización curricular

La vinculación entre los objetivos ODS y las competencias del Grado en Química se encuentra disponible en:

<https://www.ubu.es/grado-en-quimica/informacion-basica/objetivos-y-competencias>
CB1, CB2, *CB3, *CB4, CB5

T1, *T2, T3, *T4, *T5, *T6, T8, T9, *T10, T11, *T12, *T17, *T18, *T19, T20, T21
G1, *G2, *G3, G4, *G5, G6, *G7, G8, *G9, G12, G13, G14, G15, G16, G1, G18
E1, E4, E5, E7, E8

9. Programa de la asignatura

9.1- Objetivos docentes

Al finalizar el programa, el alumno deberá ser capaz de:

- O1. Evaluar la energía almacenada en los enlaces químicos y los cambios de energía asociados a los sistemas en reacción. Identificar la entropía como la función de estado que predice el cambio espontáneo.
- O2. Comprender que la ley del gas ideal es válida sólo para gases a baja presión y alta temperatura. Para gases reales, a alta presiones y baja temperatura, las moléculas interaccionan y es necesario introducir ecuaciones de estado.
- O3. Utilizar los criterios para distinguir una disolución ideal de una real. Interpretar los diagramas de fase para deducir si dos sustancias son miscibles mutuamente, si pueden coexistir en equilibrio dos o tres fases de una sustancia pura. Formular las constantes de equilibrio de una reacción química y establecer los efectos cuantitativos de los cambios de presión y temperatura.
- O4. Calcular la velocidad de una reacción química, determinar su relación con el mecanismo de la reacción en términos de etapas elementales. Establecer la definición cinética de equilibrio.
- O5. Identificar los diferentes tipos de equilibrios de disociación electrolítica en medio acuoso y explicar los factores que influyen en el grado de disociación de un electrolito.
- O6. Plantear balances de masa y de carga en cualquier tipo de equilibrio de disociación.
- O7. Aplicar de modo sistemático un procedimiento de cálculo de concentraciones de equilibrio.
- O8. Describir los diferentes tipos de electrolitos, sus propiedades y su utilidad en el mundo de la Química.



9.2- Unidades docentes (Bloques de contenidos)

Parte 1: TERMODINÁMICA QUÍMICA.

Tema 0: Prácticas

Prácticas a realizar en el Área de Química Física

Tema 1. Fundamentos de Termodinámica Química: Entalpía.

Entalpía: Transferencia de calor a presión constante. Capacidades caloríficas a volumen y presión constantes. Variación de la entalpía en cambios de estado. Entalpía de reacción: Tipos. La relación entre entalpía y energía interna. Entalpías de reacción estándar. Ley de Hess. Variación de la entalpía de reacción con la temperatura.

Tema 2. Fundamentos de Termodinámica Química: Entropía.

Los procesos espontáneos y la entropía. Variación de la entropía en los sistemas. Entropías de reacción estándar. Equilibrio. Energía libre de Gibbs. Energía libre de reacción. El efecto de la temperatura.

Tema 3. Termodinámica del estado gaseoso.

La naturaleza de los gases. Presión. Unidades de presión alternativas. Las leyes de los gases: La ley de Boyle. La ley de Charles. Ley de Avogadro. La ley de los gases ideales. Aplicaciones de la ley de los gases ideales. Densidad de los gases. La estequiometría de los gases reactantes. Mezclas de gases. Gases reales: Desviaciones de la idealidad. Ecuación de estado de los gases reales.

Tema 4. Termodinámica de medios condensados.

Volatilidad y fuerzas intermoleculares. Variación de la presión de vapor con la temperatura. Ebullición, fusión y solidificación. Diagramas de fases. Solubilidad: Naturaleza molecular de las disoluciones. Temperatura y solubilidad. Presión y solubilidad de los gases: Ley de Henry. Propiedades coligativas: Descenso de la presión de vapor: Ley de Raoult. Aumento del punto de ebullición y descenso del punto de congelación. Osmosis. Mezclas líquidas binarias: La presión de vapor. Destilación. Azeotropos.

Tema 5: Termodinámica del equilibrio químico.

Reacciones en equilibrio: Reversibilidad de las reacciones. Equilibrio y ley de acción de masas. Origen termodinámico de las constantes de equilibrio. Constantes de equilibrio: La constante de equilibrio en términos de concentraciones molares de gases. Formas alternativas de la constante de equilibrio. La respuesta del equilibrio al cambio en las condiciones: Principio de Le Chatelier.



Parte 2: CINÉTICA DE LA REACCIÓN QUÍMICA.

Tema 6. Fundamentos de Cinética Química.

Velocidad de una reacción: Leyes de velocidad y orden de reacción. Concentración y el tiempo: Leyes de velocidad integradas. Tiempo de vida media. Mecanismos de reacción: Reacciones elementales. Las leyes de velocidad de reacciones elementales. Modelos de reacciones: El efecto de la temperatura. Teoría del complejo activado. Catálisis.

Parte 3: EQUILIBRIO QUÍMICO EN DISOLUCIÓN.

Tema 7. Disoluciones de electrolitos.

Generalidades sobre disoluciones: Tipos de disolventes, tipos de solutos. Interacciones disolvente-disolvente, disolvente-soluto y soluto-soluto. El agua como disolvente. Equilibrio de disociación. Grado de disociación y constante disociación. Teoría de Debye-Hückel. Conceptos de fuerza iónica y actividad. Factores que afectan al grado de disociación. Principio de conservación de la masa. Principio de electroneutralidad. Tipos de reacciones en las que participan electrolitos.

Tema 8. Ácidos y bases en disolución.

Conceptos de ácido y base. Teoría de Brønsted y Lowry. Disociación del agua. Concepto de pH y su medida experimental. Equilibrios ácido-base en medio acuoso. Reacciones de hidrólisis. Disoluciones reguladoras. Polielectrolitos de carácter ácido y básico. Tratamiento cuantitativo de los equilibrios ácido-base: balances de masa y carga.

Tema 9. Reacciones de formación/destrucción de complejos.

Conceptos básicos sobre estructura de complejos. Ligandos monodentados y quelatantes. Mecanismos de complejación en disolución y constantes de equilibrio. Coeficientes de reacciones laterales. Algunos usos de los complejos en la Química de las disoluciones.

Tema 10. Procesos redox en disolución.

Conceptos generales. Ecuaciones redox. Equilibrios de oxidación-reducción y constantes termodinámicas de equilibrio. Concepto de potencial. Ecuación de Nernst. Potencial normal, potencial de electrodo y potencial de celda. Constante de equilibrio. Potencial formal. Anfolitos redox, dismutación y disoluciones reguladores. Oxidación y reducción del agua, sobrepotencial. Introducción a la Electroquímica Electrónica: pilas y celdas electrolíticas, fuerza electromotriz, potencial de equilibrio (agotamiento) de una pila, medida experimental del potencial. Tratamiento cuantitativo de equilibrios redox

Tema 11. Solubilización/precipitación de compuestos iónicos.

Conceptos básicos. Interacciones disolvente-electrolito poco soluble. Equilibrio entre un electrolito sólido y sus iones disueltos, solubilidad y producto de solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad. Precipitación fraccionada. Precipitación en medio homogéneo. Estado coloidal. Contaminación de los precipitados. Estudio cuantitativo de equilibrios de precipitación/solubilización.



Tema 12. Eequilibrios simultáneos en disolución acuosa.

Diagramas de equilibrio en disoluciones de electrolitos. Cálculo de concentraciones en equilibrios mixtos.

Prácticas

Prácticas en el laboratorio de Química Analítica relativas a equilibrios ácido-base, equilibrios de oxidación-reducción, equilibrios de precipitación y equilibrios mixtos.

9.3- Acceso a la Bibliografía Recomendada desde Leganto

https://leganto.ubu.es/leganto/public/34BUC_UBU/lists?courseCode=5269&auth=SAML

10. Metodología de enseñanza y aprendizaje y su relación con las competencias que debe adquirir el/la estudiante:

Metodología	Competencia relacionada	Horas presenciales	Horas de trabajo	Total de horas
Clases teóricas	T1-T6, T8-T12, T17-T21 G1-G9, G12-G17 E1,E4,E5,E7,E8 CB1,CB3	18	32	50
Prácticas/seminarios/tutorías de grupo	T1,T2,T6,T8,T12,T17,T19 G1,G4,G6,G14,G16 E1,E4,E5,E7,E8 GB1-CB5	53	80	133
Pruebas	T1,T2,T8,T17 G1-G4,G6,G12,G14,G17 E1,E4,E5,E7,E8 CB1-CB3,CB5	10	32	42
Total		81	144	225



11. Sistemas de evaluación:

PRIMERA CONVOCATORIA:

Es necesario, para hacer media aritmética con los resultados obtenidos en todos los procedimientos, obtener un mínimo del 40% en el total de cada uno de ellos excepto en el procedimiento D (Entregas y evaluación de habilidades en el laboratorio Temas 7-12).

Para aprobar la asignatura, la nota media ponderada de todos los procedimientos debe de ser igual o superior a 5 sobre 10.

SEGUNDA CONVOCATORIA:

Todos los procedimientos serán recuperables excepto procedimiento D (Entregas y evaluación de habilidades en el laboratorio Temas 7-12) que NO será recuperable por su carácter de evaluación continua y se mantendrá la calificación obtenida en primera convocatoria.

Los alumnos que no superen la asignatura en primera convocatoria deberán examinarse, en la segunda, de aquellos procedimientos recuperables con calificación inferior a 5.

Es necesario, para hacer media aritmética con los resultados obtenidos en los todos los procedimientos recuperables en segunda convocatoria, obtener un mínimo del 40% en el total de cada uno de ellos.

Para aprobar la asignatura, la nota media ponderada de todos procedimientos debe de ser igual o superior a 5 sobre 10.

Para MEJORAR LA CALIFICACIÓN DE LA ASIGNATURA, el estudiante deberá realizar pruebas para los siguientes procedimientos:

- * Evaluación de conocimientos teóricos (Temas 1-6) (20 %).
- * Evaluación resolución de problemas (Temas 1-6) (20 %).
- * Evaluación de conocimientos teóricos (Temas 7-12) (20 %).
- * Evaluación resolución de problemas (Temas 7-12) (20 %).
- * Se mantiene la calificación obtenida los procedimientos de evaluación de habilidades en el laboratorio Temas 1-6 y entregas y evaluación de habilidades en el laboratorio (Temas 7-12)

"Los estudiantes que fueran sorprendidos copiando o plagiando en cualquiera de los procedimientos de evaluación de la asignatura tendrán una calificación de cero en la nota global de la asignatura, de acuerdo con el artículo 17.2 del Reglamento de Evaluación de la Universidad de Burgos"

Los profesores podrán utilizar cualquier herramienta antiplagio que la Universidad ponga a su disposición para asegurar que no ha habido copia o plagio en ninguna de las pruebas de evaluación realizadas por los estudiantes. Si el estudiante no autorizara su uso no podrá ser evaluado de ese procedimiento y se le calificará con un cero.



Procedimiento	Peso primera convocatoria	Peso segunda convocatoria
A. Evaluación de habilidades en el laboratorio Temas 1-6	10 %	10 %
B. Evaluación resolución de problemas Tema 1-6	20 %	20 %
C. Evaluación de conocimientos teóricos Tema 1-6	20 %	20 %
D. Entregas y evaluación de habilidades en el laboratorio Temas 7-12	10 %	10 %
E. Evaluación resolución de problemas Tema 7-12	20 %	20 %
F. Evaluación de conocimientos teóricos Tema 7-12	20 %	20 %
Total	100 %	100 %

Evaluación excepcional:

Es requisito obligatorio, para someterse a evaluación excepcional, asistir al menos a una sesión práctica de los temas 1-6 y hacer una prueba escrita de las prácticas de los temas 7-12.

Procedimientos de evaluación:

- * Evaluación de conocimientos teóricos (Temas 1-12) 40%
- * Evaluación resolución de problemas (Temas 1-12) 40 %
- * Evaluación de habilidades en el laboratorio 20%.

12. Recursos de aprendizaje y apoyo tutorial:

Parte de las actividades presenciales (prácticas, seminarios, tutorías no individualizadas) se desarrollarán en grupos pequeños.

En función de los temas a tratar, los estudiantes dispondrán de apuntes, cuestionarios, hojas de problemas y otros recursos en Internet para llevar a cabo sus actividades no presenciales.

13. Calendarios y horarios:

<https://www.ubu.es/grado-en-quimica/informacion-academica/horarios-y-pruebas-de-evaluacion>

14. Idioma en que se imparte:

Castellano