



GUÍA DOCENTE 2014-2015
QUÍMICA GENERAL II

Tipología: 25-75

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 que imparte la docencia (Si fuese impartida por mas de uno/a incluir todos/as) :

M^a Asunción Alonso Lomillo, Julia Arcos Martínez, M^a Angeles García García, Fco. Javier Hoyuelos, José M^a Leal Villalba, Marta Navarro Cuñado.



4.b Coordinador 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 alumno/a al cursar la asignatura

T1 - T6, T8 - T12, T17 - T22
G1 - G9, G12 - 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 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: núcleo, ligando, enlace de coordinación, índice de coordinación, geometría estructural. Complejos monodentados y quelatos. Mecanismos de complejación en disolución. Constantes de equilibrio. Coeficientes de reacciones laterales. Algunos usos de los complejos en la Química de las disoluciones.

Tema 10. Procesos redox en disolución.

Grado de oxidación de un elemento. Conceptos de oxidante y reductor. Transferencia de electrones entre especies disueltas. Equilibrios de oxidación-reducción. Ecuaciones redox. Constantes termodinámicas de equilibrio en procesos redox. Concepto de potencial. Ecuación de Nernst. Potencial normal. Tratamiento cuantitativo de equilibrios redox. Anfolitos redox, dismutación. Oxidación y reducción del disolvente agua. Introducción a la Electroquímica Electrónica: pilas y celdas electrolíticas. Fuerza electromotriz y potencial de equilibrio (agotamiento) de una pila. Medida experimental



del potencial de electrodo y sus implicaciones analíticas.

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. Estudio cuantitativo de equilibrios de precipitación/solubilización. Precipitación fraccionada. Precipitación en medio homogéneo. Estado coloidal.

Tema 12. Aspectos complementarios en la química de electrolitos.

Electrolitos de carácter polivalente. Cálculo de concentraciones en equilibrios mixtos. Diagramas de equilibrio en disoluciones de electrolitos.

9.3- Bibliografía

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

D.A. Skoog; D.M. West; J. Holler, (2000) Fundamentos de química analítica, 4ª edición, Reverté, Barcelona, 84-291-7554-7,

D.C. Harris, (2007) "Análisis Químico Cuantitativo", 3ª edición (6ª edición original), Reverté, Barcelona, 84-291-7224-6,

R.H. Petrucci, W.S. Harwood y F.G. Herring,, (2002) "Química General. Principios y Aplicaciones Modernas", 8ª, Pearson Prentice Hall,

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

Metodología	Competencia relacionada	Horas presenciales	Horas de trabajo	Total de horas
Clases teóricas	T1-T6, T8-T12, T17-T22 G1-G9, G12-G17 E1,E4,E5,E7,E8	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	53	80	133
Pruebas	T1,T2,T8,T17 G1-G4,G6,G12,G14,G17 E1,E4,E5,E7,E8	10	32	42
Total		81	144	225



11. Sistemas de evaluación:

PRIMERA CONVOCATORIA:

Es necesario para hacer media aritmética con los resultados obtenidos en los distintos procedimientos obtener un mínimo del 40% en cada uno de ellos.

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

SEGUNDA CONVOCATORIA:

Es necesario para hacer media aritmética de todos los procedimientos obtener un mínimo del 40% en los procedimientos recuperables de la segunda convocatoria.

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

PROCEDIMIENTOS DE EVALUACIÓN NO RECUPERABLES EN LA SEGUNDA CONVOCATORIA:

* Participación activa y resolución de cuestionarios 10 % (imposible de recuperar por su propia naturaleza).

Para MEJORAR LA CALIFICACIÓN DE LA ASIGNATURA deberán realizar los siguientes procedimientos:

* Prueba de conocimientos teóricos 35 %

* Prueba de resolución de ejercicios 35 %

* Manteniéndose la calificación obtenida en los procedimientos de participación activa y evaluación de habilidades en el laboratorio.

"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"

Procedimiento	Peso primera convocatoria	Peso segunda convocatoria
Participación activa y resolución de cuestionarios	10 %	10 %
Pruebas parciales	30 %	30 %
Pruebas globales	40 %	40 %
Evaluación de habilidades en el laboratorio	20 %	20 %
Total	100 %	100 %



Evaluación excepcional:

Requisito obligatorio para someterse a evaluación excepcional asistir a un mínimo de sesiones prácticas de: 1 sesión para los temas 1-6, y 1 sesión para los temas 7-12 .

Procedimientos de evaluación:

- * Prueba de conocimientos teóricos 40%
- * Prueba de resolución de ejercicios 40 %
- * Evaluación de habilidades en el laboratorio 20%.

"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"

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 alumnos dispondrán de apuntes, cuestionarios, hojas de problemas y otros recursos en Internet para llevar a cabo sus actividades no presenciales.

13. Calendarios y horarios:

Consultar en <http://www.ubu.es/ubu/cm/titulaciones/temas/quimica>

14. Idioma en que se imparte:

Español