



ESCUELA POLITÉCNICA SUPERIOR

Diligencia para hacer constar que las siguientes páginas de este documento se corresponden con la información que consta en la Secretaría de la Escuela Politécnica Superior de la Universidad de Sevilla relativa al programa oficial de la asignatura “Físico-Química” (1150011) del curso académico “2004-2005”, de los estudios de “Ingeniero Técnico Industrial. Especialidad en Química Industrial (Plan 2001)”.

Regina M^a Nicaise Fito

Gestora de Centro

Código:PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpilL.
Permite la verificación de la integridad de este documento electrónico en la dirección: <https://pfirma.us.es/verifirma>

FIRMADO POR	REGINA NICAISE FITO	FECHA	12/06/2018
ID. FIRMA	PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpilL	PÁGINA	1/5

FISICOQUÍMICA

TITULACIÓN: INGENIERÍA TÉCNICA INDUSTRIAL. ESPECIALIDAD EN QUÍMICA INDUSTRIAL

DEPARTAMENTO: INGENIERÍA QUÍMICA Y AMBIENTAL

CURSO: SEGUNDO

CUATRIMESTRE: PRIMERO

METODOLOGÍA

El objetivo la asignatura Fisicoquímica es, en primer lugar, la motivación hacia la propia asignatura; en segundo término, la adquisición de conocimientos relacionados con los Principios, los Métodos y la Tecnología que a ella corresponden y, en tercero, la adquisición de destrezas en las aplicaciones de dichos Principios, Métodos y Tecnología.

Las actividades para cubrir estos objetivos corresponden a las clases teóricas, clases de resolución de problemas, trabajos prácticos y seminarios. Las clases teóricas se dedicarán a la exposición de los temas, prestando especial atención a los conceptos, con omisión de los desarrollos matemáticos largos y tediosos. Las clases de resolución de problemas se dedicarán a abordar fundamentalmente el planteamiento, no la resolución, de problemas que contribuyan a fijar ideas y ejercitarse en sus aplicaciones. Se intentará evitar que el alumno se dedique a aprender de forma rutinaria cómo resolver los llamados "problemas tipo", prescindiendo de todo razonamiento lógico. Estas clases serán fundamentalmente activas, en las que se fomentará la participación de todos los alumnos.

EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN

Se realizarán mediante un examen que constará de teoría y problemas, siendo ambas de igual peso en la calificación total. Será necesario un mínimo de 3 sobre 10 en cada una de las partes para realizar la media de ambas. En circunstancias especiales los exámenes podrán ser orales.

Se realizará, de forma voluntaria, un trabajo de curso en grupo. La puntuación del trabajo será como máximo de un 1 punto. La nota del trabajo se sumará a la nota final, siempre que el alumno tenga al menos un cuatro en la nota del examen. El trabajo puede presentarse en un seminario para subir su nota.

FIRMADO POR	REGINA NICAISE FITO	FECHA	12/06/2018
ID. FIRMA	PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpilL	PÁGINA	2/5

PROGRAMA DE LA ASIGNATURA

TEMA 1. SISTEMAS TERMODINÁMICOS. PROPIEDADES DE LOS GASES.

Definición de un sistema. Límites de un sistema. Alrededores. Clasificación de sistemas. Estados de un sistema. Equilibrio termodinámico. Propiedades termodinámicas de un sistema: a) propiedades intensivas; b) propiedades extensivas. Función de Estado. Ecuación de Estado. El gas Ideal. Gases Reales. Coeficientes de dilatación isobárica y de compresibilidad isotérmica. Condensación. Isoterma crítica. Magnitudes críticas. Ecuación de estado de un gas real. Ecuación de Van der Waals. Magnitudes reducidas. Ley de los estados correspondientes. Factor de compresibilidad en función de la presión reducida y la temperatura reducida.

TEMA 2. TERMOQUÍMICA. Introducción. Reacciones endotérmicas y exotérmicas. Ecuaciones termoquímicas. Entalpía de reacción. Estado normal. Entalpía normal de reacción. Entalpías convencionales de referencia. Ley de Hess y las entalpías de reacción. Entalpía normal de formación. Relación entre la energía interna normal de reacción y la entalpía normal de reacción. Determinación de la energía interna de reacción y la entalpía de reacción. Ley de Kirchhoff.

TEMA 3. FUNCIONES TERMODINÁMICAS. Transformaciones de Legendre. La función de Helmholtz y la función de Gibbs. Las ecuaciones básicas para un sistema cerrado de composición definida. Propiedades de la función de Helmholtz y la función de Gibbs. Ecuaciones de Gibbs-Helmholtz. Relaciones entre las funciones termodinámicas. La relación de reciprocidad de Euler. Relaciones de Maxwell. Condiciones de equilibrio para un sistema cerrado basadas en propiedades extensivas: a) sistema aislado; b) sistema a temperatura y volumen constantes; c) sistema a temperatura y presión constantes. Cálculo de variaciones de las funciones de estado U, H, S, A y G.

TEMA 4. PROPIEDADES MOLARES PARCIALES. POTENCIAL QUÍMICO. Concepto de propiedad molar parcial. Magnitudes molares parciales. Características de las propiedades molares parciales. Propiedades molares de una sustancia pura. Ecuaciones fundamentales para un sistema de composición y/o cantidad de sustancia variable. Ecuaciones de Gibbs. Potencial químico. Distintas formulaciones del potencial químico. Propiedades del potencial químico. Variación del potencial químico con la temperatura. Variación de potencial químico con la presión. Relaciones entre las magnitudes molares parciales. Regla de aditividad. Ecuación de Gibbs-Duhem.

TEMA 5. TERMODINÁMICA DE LOS GASES. Potencial químico de un gas ideal puro. Estado normal. Potencial químico de un componente de una mezcla de gases ideales. Propiedades termodinámicas de una mezcla de gases ideales. Magnitudes de mezcla. Potencial químico de gases reales. Fugacidad. Estado normal y estado de referencia. Desviación del gas

Código:PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpiLL. Permite la verificación de la integridad de este documento electrónico en la dirección: https://pfirma.us.es/verifirma			
FIRMADO POR	REGINA NICAISE FITO	FECHA	12/06/2018
ID. FIRMA	PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpiLL	PÁGINA	3/5

real con respecto al gas ideal. Coeficiente de fugacidad. Propiedades de la fugacidad. Variación de la fugacidad con la temperatura.

TEMA 6. DISOLUCIONES IDEALES, DILUIDAS IDEALES Y NO IDEALES.

Introducción. Potenciales químicos del disolvente y el soluto en una disolución ideal. Presión de vapor. Propiedades termodinámicas de las disoluciones ideales. Magnitudes de mezcla. Diagrama Px. Solubilidad ideal de un sólido en un líquido. Influencia de la temperatura y la presión. Diagrama Pxy. Proceso de vaporización a presión constante. Desviaciones de las disoluciones con respecto al comportamiento ideal. Disolución diluida ideal. Ley de Raoult. Ley de Henry. Potenciales químicos del disolvente y el soluto de una disolución diluida ideal. Propiedades coligativas de las disoluciones diluida ideal. Solubilidad de un gas ideal en una disolución diluida ideal. Actividades y coeficientes de actividad. Potencial químico de un componente de una disolución real. Convenio I: disolución con miscibilidad total. Convenio II: disolución con miscibilidad parcial.

TEMA 7. EQUILIBRIO DE FASES. Fase. Componentes. Grados de libertad o varianza. Regla de las fases: a) en sistemas no reaccionantes; b) en sistemas reaccionantes. Equilibrio de fases en sistemas de un componente. Diagrama de fases de una sustancia pura. Diagrama PT. Estabilidad de las fases de una sustancia pura. Influencia de la presión en las curvas potencial químico-temperatura. Ecuación de Clapeyron. Equilibrio entre dos formas cristalinas. Equilibrio sólido-líquido. Variación de la temperatura de fusión con la presión. Equilibrio líquido-vapor. Ecuación de Clausius-Clapeyron. Equilibrio sólido-vapor. Sistema de dos componentes. Equilibrio líquido-líquido en sistemas de dos componentes. Diagramas de fases líquido-líquido. Miscibilidad parcial. Temperatura crítica de disolución. Equilibrio sólido-líquido en sistemas de dos componentes. Métodos experimentales. Análisis térmico. Miscibilidad.

TEMA 8. EQUILIBRIO QUÍMICO. Estequiometría de una reacción química. Grado de avance de una reacción química. Variación de la función de Gibbs de un sistema reaccionante con el grado de avance de la reacción. Condición de equilibrio de una reacción química en un sistema cerrado. Equilibrio químico en mezclas líquidas. Constante de equilibrio en los sistemas heterogéneos. Afinidad química. Variación de la constante de equilibrio con la temperatura en un sistema gaseoso ideal. Ecuación de Van't Hoff. Integración de la ecuación de Van't Hoff. Influencia de la temperatura y la presión en la constante de equilibrio.

TEMA 9. CINÉTICA QUÍMICA. Definición. Objetivo. Aplicación. Velocidad de reacción. Medida de la velocidad de reacción. Reacciones simples y complejas. Evolución de la concentración en reacciones simples. Reacciones de orden cero. Reacciones de primer orden. Reacciones de segundo orden: a) Con un solo reactivo; b) Con dos reactivos. Reacciones de orden n. Determinación del orden y la constante de reacción. Métodos diferenciales. Métodos integrales. Reacciones reversibles.

Código:PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpiLL. Permite la verificación de la integridad de este documento electrónico en la dirección: https://pfirma.us.es/verifirma			
FIRMADO POR	REGINA NICAISE FITO	FECHA	12/06/2018
ID. FIRMA	PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpiLL	PÁGINA	4/5

TEMA 10. ELECTROQUÍMICA. Sistemas electroquímicos. Celda electroquímica (pila). Celda electrolítica. Potenciales normales de reducción de electrodo. Convenios IUPAC. Electrodo normal de hidrógeno. Procesos electroquímicos. Fuerza electromotriz. Fuentes de fem. Diagramas de pilas. Ecuación de Nerst. Electrodo de referencia. Tipos de electrodos. Aplicaciones de las medidas de fuerzas electromotrices de pilas.

TEMA 11. QUÍMICA DE SUPERFICIE. La interfase. Adsorción de gases sobre sólidos. Centros de adsorción. Adsorción química y física. Isotermas de adsorción. Isoterma de Langmuir. Catálisis.

BIBLIOGRAFÍA

LIBROS DE TEXTO

Rodríguez Renuncio, J.A., Termodinámica Química. 2ª Ed., Síntesis, Madrid, 2000.

Levine, I.N., Fisicoquímica. VOL. I Y II. 5ª ed., McGraw-Hill, Madrid, 2004.

Castellan, G.W., Fisicoquímica, 2ª ed., Addison-Wesley Iberoamericana, Wilmington. 1991.

Atkins, P. W., Fisicoquímica, 6ª ed., Omega, Barcelona, 1999.

Laidler, K.J., y Meiser, J.H., Fisicoquímica, 1ª ed., CECSA, México, D.F., 1998.

Wentworth, W.E., Physical Chemistry, a chort course, Blackwell Science, Oxon, 2000.

LIBROS DE PROBLEMAS

Adamson, A.W., "Problemas de Química Física". Editorial Reverté, S.A., Barcelona. 1984.

Avery, H.E. y Shaw, D.J.: "Cálculos Básicos en Química Física". Editorial Reverté, S.A., Barcelona. 1987.

Avery, H.E. y Shaw, D.J.: "Cálculos Superiores en Química Física". Editorial Reverté, S.A., Barcelona. 1981.

HORARIO

MARTES 16:30-17:30

MIÉRCOLES 16:30-17:30 Y 17:30-18:30

JUEVES 16:30-17:30

PROFESORADO

EMILIA OTAL SALAVERRI (COORDINADORA DE LA ASIGNATURA)

CARMEN ARNÁIZ FRANCO

EXÁMENES

17 DICIEMBRE 2004

8 FEBRERO 2005

15 SEPTIEMBRE 2005

Código:PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpilL. Permite la verificación de la integridad de este documento electrónico en la dirección: https://pfirma.us.es/verifirma			
FIRMADO POR	REGINA NICAISE FITO	FECHA	12/06/2018
ID. FIRMA	PFIRM7820CM0XHPH5U41mful2hpilL	PÁGINA	5/5