

UNIVERSIDAD NACIONAL DE RÍO CUARTO
FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FISICOQUÍMICAS Y NATURALES
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA

CARRERA: LICENCIATURA EN QUÍMICA

PLAN DE ESTUDIOS 2010

ASIGNATURA: Química II **CÓDIGO:** 3803

DOCENTE ENCARGADO: Dra. Susana Criado

CUERPO DOCENTE: Dra. Mariana Spesia
 Dra. Cecilia Challier

AÑO ACADÉMICO: 2017

RÉGIMEN: Cuatrimestral

RÉGIMEN DE CORRELATIVIDADES:

<i>Aprobada</i>	<i>Regular</i>
----	Química I (3800)
	Matemática I (3801)

CARGA HORARIA TOTAL: 168 horas

TEÓRICO - PRÁCTICAS: 6 horas semanales **LABORATORIO:** 6 horas semanales

CARÁCTER DE LA ASIGNATURA: Cuatrimestral

A) CONTEXTUALIZACIÓN DE LA ASIGNATURA

Esta asignatura se dicta en el segundo cuatrimestre de la carrera de Licenciatura en Química. El alumno debe tener regularizadas Química I y Matemática I.

El alumno ingresa a Química II con conceptos básicos-generales de química. En esta asignatura dichos conceptos son justificados desde un punto de vista fisicoquímico y abordados desde una visión fenomenológica. Dichos conocimientos son retomados y profundizados en Química Inorgánica, Fisicoquímica I y Fisicoquímica II.

B) OBJETIVOS PROPUESTOS

Esencialmente se pretende que el alumno aprenda a pensar y actuar de manera independiente, al tiempo que se familiariza con el punto de vista bajo el cual se estudian los sistemas en Físico-Química. Se puede resumir este último concepto diciendo que, en general, el comportamiento fisicoquímico de un sistema se describe, en una determinada aproximación, por una ecuación matemática que se obtiene a partir de profuso trabajo experimental, teniendo cada una de sus partes un significado conceptual que debe tenerse bien claro para lograr la cabal interpretación del fenómeno bajo estudio.

C) CONTENIDOS BÁSICOS DEL PROGRAMA A DESARROLLAR

Principios básicos de termodinámica: 1ra, 2da y 3ra ley. Equilibrio físico. Azeótropos. Termodinámica de superficies. Nociones de adsorción. Sistemas dispersos: coloides. Magnitudes molares parciales. Equilibrio químico. Potencial Químico. Actividad y coeficiente de Actividad. Isoterma de reacción. Equilibrio en sistemas biológicos y bioenergética. Fundamentos de electroquímica. Cinética química. Velocidad de reacción. Orden y molecularidad. Leyes empíricas. Teorías. Catálisis. Mecanismos de reacción.

D) FUNDAMENTACIÓN DE LOS CONTENIDOS

A través de los conceptos básicos de Termodinámica se pretende que el alumno adquiera herramientas para predecir si un dado fenómeno, físico o químico, es *factible de ocurrir* bajo determinadas condiciones experimentales.

Los conocimientos de Cinética Química son impartidos para que el alumno pueda predecir *en qué tiempo* pueden ocurrir los fenómenos antes mencionados.

E) ACTIVIDADES A DESARROLLAR

CLASES TEÓRICO - PRÁCTICAS

CLASES DE TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

F) NÓMINA DE TRABAJOS PRÁCTICOS

- I) Estimación de errores en el laboratorio. Termometría. Calor específico de metales.
- II) Termoquímica. Calor de neutralización ácido-base.
- III) Volumen molar parcial. Sistema etanol / agua.
- IV) Determinación del calor de vaporización de un líquido a través de medidas de presión de vapor.
- V) Destilación con formación de un azeótropo. Sistema etanol / agua
- VI). Equilibrio químico en solución. Sistema I_2 / I_3^- .
- VII) Variación de la constante de equilibrio con la temperatura. Kps de $PbCl_2$.
- VIII) Electroquímica. Determinación del valor de la constante de Faraday. Aplicación de la Ecuación de Nernst a celdas electroquímicas.
- IX) Cinética química. Oxidación de yoduro por persulfato.

G) HORARIOS DE CLASES

CLASES TEORICO–PRACTICAS:	Lunes de 16 hs a 19 hs. Jueves de 8 hs a 11 hs.
PRÁCTICOS DE LABORATORIO:	Martes de 9 hs a 12 hs y de 14 hs a 17 hs.

HORARIO DE CLASES DE CONSULTAS

Miércoles de 16 hs a 18 hs.

H) MODALIDAD DE EVALUACIÓN:

En todos los casos las evaluaciones poseen carácter individual.

CONDICIONES DE REGULARIDAD:

Tanto los prácticos de laboratorio como los 3 (tres) exámenes parciales deben ser aprobados en su totalidad, ya sea en primera instancia o en recuperaciones. El alumno puede recuperar hasta el 20 % de los laboratorios y hasta 3 (tres) parciales.

CONDICIONES DE PROMOCIÓN:

No se considera dar promoción

EVALUACIÓN FINAL:

En el examen final, de carácter oral, el alumno debe mostrar su capacidad para analizar sintéticamente e integrar los temas tratados durante el curso, utilizando como ejemplo diversos sistemas fisicoquímicos.

PROGRAMA ANALÍTICO

A) CONTENIDOS:

TEMA I: Termodinámica. Conceptos fundamentales. Sistemas termodinámicos. Sistemas abiertos, cerrados y aislados. Temperatura. Su medición. Calor. Expresión de la cantidad de calor absorbida o cedida por un cuerpo. El concepto de capacidad calorífica y calor específico. Trabajo debido a cambios de volumen. Primera Ley de la Termodinámica. Calor y trabajo como manifestaciones de la energía. Energía total y energía interna de un sistema.

El concepto de función de estado. Ciclos. Q y W como funciones camino. Aplicación de la Primera Ley a sistemas formados por gases ideales. Cálculos de W y Q para diferentes procesos. Termoquímica: Aplicación de la Primera Ley a reacciones químicas. Reacciones endotérmicas y exotérmicas. La entalpía. Entalpía molar de formación. Cálculo de ΔH . Variación del calor de reacción con la temperatura. Relación entre ΔH y ΔU .

TEMA II: Segunda Ley de la Termodinámica. Concepto de reversibilidad e irreversibilidad. Definición operativa de entropía. Aplicación a sistemas aislados. Criterio de espontaneidad. Variación de la entropía con las variables P,V y T. Tercera Ley de la Termodinámica. El concepto de entropía absoluta. El concepto de orden y desorden. La función energía libre. Criterios generales de espontaneidad y equilibrio.

TEMA III: Equilibrio Físico. Condiciones generales de equilibrio entre fases: la Regla de las Fases. Sistemas de un componente. Diagrama de Fases. Equilibrios de fusión, sublimación y vaporización: ecuación de Clapeyron. Equilibrios líquido-vapor y sólido-vapor: ecuación de Clausius-Clapeyron. Sistemas de dos componentes. Equilibrio líquido-vapor para sistemas de dos componentes totalmente miscibles. Ley de Raoult. Diagramas (P-X) y (T-X). Desviaciones de la Ley de Raoult. Destilación fraccionada. Azeótropos. Sistemas binarios totalmente miscibles en fase líquida. Magnitudes molares parciales. Sistemas binarios con un soluto no volátil: soluciones. Expresiones de la concentración. Aplicación de la ley de Raoult. Equilibrio sólido-líquido en sistemas de dos componentes. El punto eutéctico. Sistemas dispersos: Coloides. Propiedades Generales.

TEMA IV: Equilibrio Químico. Expresiones de la energía libre y el potencial químico para gases y sustancias en solución. Aplicación de Energía Libre (G), para el caso de una reacción química y su interpretación. Isotherma de reacción. Expresión de la constante de equilibrio. Caso de reacciones homogéneas en fase gaseosa. Reacciones homogéneas en solución. Sistemas heterogéneos. Variación de la constante de equilibrio con la temperatura. Predicción de la ocurrencia de reacciones químicas en condiciones determinadas. Desplazamiento del equilibrio. Equilibrio en Sistemas biológicos.

TEMA V: Electroquímica: Hemirreacciones. Distintos tipos de electrodos. Potenciales de electrodo. La hemirreacción: ($H^+ + e^- = \frac{1}{2} H_2$) como referencia en la escala de potenciales de reducción. Convenciones referentes al cálculo de Potenciales Standard. Pilas: la f.e.m. y su relación con la variación de energía libre de reacción: la ecuación de Nernst. Cálculo de la constante de equilibrio. Electrólisis. Conceptos fundamentales. Leyes de Faraday.

TEMA VI: Cinética Química: Concepto de velocidad de reacción. Efecto de la concentración de reactivos. Ecuaciones empíricas. La constante de velocidad específica. Concepto de orden de reacción. Determinación experimental. Efecto de la temperatura: ecuación de Arrhenius. Reacciones reversibles. Constante de velocidad y constante de equilibrio. Representaciones de E vs. coordenada de reacción. La energía de activación. Teoría de las colisiones. Teoría del complejo activado. El factor pre-exponencial. Efectos estéricos. Catálisis y catalizadores. Influencia de éstos sobre la barrera de energía. Mecanismo de reacción. Reacciones elementales. Molecularidad. Etapa determinante de la velocidad.

B) CRONOGRAMA

Primer Parcial: Temas I y II. Trabajos Prácticos I y II

Segundo Parcial: Temas III y IV. Trabajos Prácticos III, IV, V, VI y VII

Tercer Parcial: Temas V y VI. Trabajos Prácticos VIII y IX.

C) BIBLIOGRAFÍA

- Mahan, B. *Química universitaria* - 2 ed. Editorial: Fondo Educativo Interamericano – Barcelona. (1968). 5 Ejemplares
- Mahan, Bruce H. - Myers, Rollie J. *Química universitaria* - 4a ed. Editorial: Addison-Wesley – Reading. (1990) 3 Ejemplares
- Mahan, Bruce H. *Termodinámica química elemental*, Editorial: Reverte – Barcelona (1969) 7 ejemplares.
- Glasstone, S., Lewis D. *Elementos de química-física*. Editorial Medico Quirúrgica - Buenos Aires, 3ra edición (1969) 1 ejemplar
- Glasstone, S., Lewis D. *Elementos de química-física*. Editorial Medico Quirúrgica - Buenos Aires, 2da edición (1962) 5 ejemplares
- Longo, F. *Química general* McGraw-Hill - Mexico (1991) 6 ejemplares
- Brescia, Frank - Arents, John - Meislich, Herbert - Turk, Amos. *Fundamentos de química* Editorial: CECSA - Mexico (1980). 1 Ejemplar
- Brescia, Frank - Meislich, Herbert - Turk, Amos - Arent, John *Fundamentos de química* Compañía Editorial Continental - Mexico (1969). 12 Ejemplares
- Brescia, Frank *Fundamentos de química* Compañía Editorial Continental - Mexico (1969). 1 Ejemplar
- Brescia, Frank - Arents, John - Meislich, Herbert *Fundamentos de química* - 3a ed. Compañía Editorial Continental - Mexico (1989) 10 Ejemplares
- Chang, Raymond. *Química* - 1a ed. McGraw-Hill – Mexico(1993). 19 Ejemplares
- Chang, Raymond. *Química* - 4a ed. McGraw-Hill – Mexico(1992). 42 Ejemplares
- Chang, Raymond. *Química* - 6a ed. McGraw-Hill – Mexico(1999). 4 Ejemplares
- Chang, Raymond. *Química* - 9a ed. McGraw-Hill – Mexico(2007). 14 Ejemplares
- Chang, Raymond - College, Williams. *Química* - 7a ed. McGraw-Hill. Mexico(2002) 2 Ejemplares
- Gray, Harry Barkus - Haight, Gilbert Pierce. *Principios básicos de química*. Reverte – Barcelona. (1969). 8 Ejemplares
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general: versión ampliada*. Editorial Eudeba - Buenos Aires (1993) 3 ejemplares.
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general* - vol.1. Editorial: Eudeba - Buenos Aires (1989) 1 ejemplar.
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general* - vol.2 Editorial: Eudeba - Buenos Aires (1989) 1 ejemplar.
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general* - vol.3 Editorial: Eudeba - Buenos Aires (1989) 1 ejemplar.
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general* – 1era ed. Editorial: Eudeba - Buenos Aires (1987) 1 ejemplar.
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general* - version ampliada - 2a ed. Editorial: Eudeba - Buenos Aires (1998) 15 ejemplares.
- Angelini, María del Carmen - Baumgartner, E. - Benitez, C. - Bulwik, M. *Temas de química general* – 4a ed. Editorial: Eudeba - Buenos Aires (1991) 5 ejemplares.

- Barrow, G. M. Physical chemistry. Editorial McGraw-Hill – Mexico. Idioma Inglés (1961) 1 ejemplar.
- Barrow, G. M. Physical chemistry 2nd ed. Editorial McGraw-Hill – Mexico. Idioma Inglés (1966) 1 ejemplar.
- Barrow, G. M. Química física v1 2ed. Editorial Reverte Barcelona. 2 ed. Vol 1 (1972) 2 ejemplares.
- Barrow, G. M. Química física v2 2ed. Editorial Reverte Barcelona. 2 ed. Vol 2 (1972) 2 ejemplares.
- Barrow, G. M. Química física v2 2ed. Editorial Reverte Barcelona. 2 ed. Vol 2 (1968) 1 ejemplar.