



Ministerio de Cultura y Educación
Universidad Nacional de San Luis
Facultad de Química Bioquímica y Farmacia
Departamento: Química
Area: Qca General e Inorganica

(Programa del año 2009)

I - Oferta Académica

Materia	Carrera	Plan	Año	Período
QUIMICA GENERAL II	FARMACIA		2009	2° cuatrimestre

II - Equipo Docente

Docente	Función	Cargo	Dedicación
ENRIZ, RICARDO DANIEL	Prof. Responsable	P.Tit. Exc	40 Hs
SUVIRE, FERNANDO DANIEL	Prof. Colaborador	P.Adj Exc	40 Hs
ANDUJAR, SEBASTIAN ANTONIO	Responsable de Práctico	JTP Semi	20 Hs
BALDONI, HECTOR ARMANDO	Responsable de Práctico	JTP Exc	40 Hs
VILLAGRA, SUSANA EVA	Responsable de Práctico	JTP Exc	40 Hs
BARRERA GUIASOLA, EXEQUIEL ER	Auxiliar de Laboratorio	A.2da Simp	10 Hs
RODRIGUEZ, SANDRA EDITH	Auxiliar de Laboratorio	A.2da Simp	10 Hs

III - Características del Curso

Credito Horario Semanal				
Teórico/Práctico	Teóricas	Prácticas de Aula	Práct. de lab/ camp/ Resid/ PIP, etc.	Total
Hs	42 Hs	39 Hs	9 Hs	7 Hs

Tipificación	Periodo
B - Teoria con prácticas de aula y laboratorio	2° Cuatrimestre

Duración			
Desde	Hasta	Cantidad de Semanas	Cantidad de Horas
01/09/2009	04/12/2009	14	90

IV - Fundamentación

El curso Química General II, como una continuidad del curso Química General I, constituye el conjunto de conocimientos conceptuales físico-químicos básicos e imprescindibles que le permitirán al alumno profundizar los mismos, en los futuros cursos de grado de química durante el desarrollo de su carrera. Este curso tiene articulación directa, en mayor o en menor medida con todos los cursos de grado de química. Se realizan actividades prácticas de resolución de problemas y de laboratorio en forma sistemática y programada, a fin de que el alumno adquiera destreza y habilidad en estas actividades de gran utilidad para los cursos de química más avanzados.

V - Objetivos / Resultados de Aprendizaje

Los objetivos de la asignatura Química General II pueden resumirse en los siguientes puntos:

- 1.- Estudio de las fuerzas de interacción que existen entre las moléculas, que justifican propiedades macroscópicas de las sustancias puras y de las soluciones.
- 2.- Estudio de procesos físicos y de reacciones químicas, que se realiza primero a través de un enfoque termodinámico de equilibrio y en segundo lugar un estudio cinético de las reacciones:
 - a. Termodinámica del equilibrio aplicado al estudio de reacciones químicas, equilibrio químico, equilibrio entre iones, equilibrio en pilas electroquímicas.

b. Una vez realizado el estudio termodinámico sobre la espontaneidad de las reacciones se procede a realizar el estudio cinético.

VI - Contenidos

PROGRAMA SINTÉTICO

Tema 1: Energías de interacción.

Tema 2: Estado líquido. Propiedades coligativas.

Tema 3: Termodinámica. 1ra. Ley.

Tema 4: Aplicaciones de la termodinámica I. Termoquímica.

Tema 5: Termodinámica. 2da. y 3ra. Ley.

Tema 6: Aplicaciones de la termodinámica II. Equilibrio Químico.

Tema 7: Aplicaciones de la termodinámica III. Equilibrio Iónico.

Tema 8: Cinética Química.

Tema 9: Electroquímica

PROGRAMA ANALÍTICO Y DE EXAMEN

TEMA 1. ENERGÍAS DE INTERACCIÓN. Ecuación general de la interacción atractiva-repulsiva. Tipos de interacción. Interacciones donde intervienen iones: interacción ión-ión. Energía reticular. Interacción ión-dipolo. Energía de solvatación e hidratación. Interacción ión-dipolo inducido. Interacciones de Van der Waals: potencial de Lennard-Jones. Interacción dipolo-dipolo. Efecto de orientación. Interacción dipolo-dipolo inducido. Efecto de inducción. Interacción dipolo inducido-dipolo inducido. Efecto de dispersión (fuerzas de dispersión de London). Interacciones puente hidrógeno. Ejemplos de los distintos tipos de interacción. Influencia de las fuerzas de interacción sobre las propiedades de los compuestos.

TEMA 2. ESTADO LÍQUIDO. Comparación de los tres estados de la materia. Propiedades. Tensión superficial. Fenómeno de mojado. Capilaridad. Viscosidad, unidades. Factores que afectan a la viscosidad. Cambios de fase. Equilibrio Líquido-Vapor. Evaporación. Condensación. Presión de vapor. Representación de la presión de vapor en función de la temperatura para un líquido puro. Punto de ebullición. Equilibrio Líquido-Sólido. Punto de fusión. Punto de congelación. Propiedades coligativas. Ley de Raoult.

TEMA 3. TERMODINÁMICA. PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA. Objetivos y limitaciones de la termodinámica. Definiciones: sistemas, límite, ambiente. Tipos de sistemas. Propiedades extensivas e intensivas de un sistema. Cambio de estado. Camino, proceso, ciclo. Variables de estado. Primera Ley. Calor, trabajo, energía interna. Concepto de función de estado. Entalpía. Capacidad calorífica molar: CV y CP. Tipos de procesos: isocórico, isotérmico, isobárico, adiabático. Proceso cíclico. Concepto de reversibilidad. Termodinámica de un gas ideal. Experiencia de Joule. Energía interna de un gas ideal. Cálculos termodinámicos para los distintos procesos con gases ideales.

TEMA 4. APLICACIONES DE LA TERMODINÁMICA I. TERMOQUÍMICA. Aplicaciones de la primera ley al estudio de las reacciones químicas y a procesos físicos que involucran una sustancia pura. Termoquímica. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Especificación de la reacción y de la propiedad termodinámica. Reacciones a volumen constante y a presión constante. Leyes de la termoquímica: Ley de Lavoisier-Laplace y Ley de Hess. Entalpías de formación. Entalpía de reacción estándar. Cálculo de entalpías de reacción estándar a partir de entalpías de formación y de entalpías de combustión. Entalpía de enlace. Estimación de entalpías de reacción y de formación a partir de entalpías de enlace. Variación de las entalpías de reacción con la temperatura.

TEMA 5. TERMODINÁMICA. SEGUNDA Y TERCERA LEY. Cambios espontáneos. Segunda ley. Concepto de entropía. La entropía como criterio para predecir la espontaneidad de un proceso. La energía libre. La energía libre como criterio para predecir la espontaneidad de un proceso. Variación de la energía libre del gas ideal con la presión. Estado estándar. Energía libre de un gas ideal en función de la presión parcial en una mezcla de gases ideales. Tercera ley: entropías absolutas.

TEMA 6. APLICACIONES DE LA TERMODINÁMICA II. EQUILIBRIO QUÍMICO. Tratamiento cinético. Constante de equilibrio. Expresiones de la constante de equilibrio: K_P , K_C , K_X . Relaciones entre ellas. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Influencia de la concentración, la presión y la temperatura sobre el equilibrio. Principio de Le Chatelier-Braun. Tratamiento termodinámico. Energía libre, energía libre estándar y equilibrio. Constante de equilibrio. Efecto de la temperatura sobre la constante de equilibrio.

TEMA 7. APLICACIONES DE LA TERMODINÁMICA III. EQUILIBRIO IÓNICO. Aplicaciones del equilibrio químico a soluciones acuosas de especies iónicas. Aplicación a sales poco solubles. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Precipitación selectiva. Equilibrio ácido-base. Autoionización del agua. Producto iónico del agua: K_w . pH y pOH, definiciones y ejemplos. Ácidos y bases. Definiciones de Arrhenius y de Brønsted-Lowry. Ácidos y bases conjugados. Ácidos y bases fuertes y débiles. Constantes de equilibrio K_a y K_b . Tablas. Ejemplos. Cálculo generalizado de pH de soluciones acuosas de ácidos y bases monopróticos. Aplicación de la ecuación general a ácidos fuertes y débiles, concentrados o diluidos. Aplicación del equilibrio químico a la hidrólisis.

TEMA 8. CINÉTICA QUÍMICA. Alcance de la cinética química. Velocidad y orden de reacción. Reacciones de primer orden, segundo orden y de pseudo orden. Método de integración para determinar el orden de una reacción y la constante específica de velocidad. Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Ecuación de Arrhenius. Energía de activación y factor de frecuencia. Nociones sobre la teoría de las colisiones y la teoría del estado de transición. Catálisis.

TEMA 9. ELECTROQUÍMICA. Equilibrio en pilas electroquímicas. Fuerza electromotriz y energía libre. Fuerza electromotriz y constante de equilibrio. Electrodo de hidrógeno. Potenciales de electrodo estándar. Ecuación de Nerst.

VII - Plan de Trabajos Prácticos

1. TRABAJOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO: duración 3 hs./sem.

1. Materiales de Laboratorio
2. Medición de la viscosidad de un líquido.
3. Equilibrio químico. Principio de Le Chatelier-Braun.
4. Cinética química.

2. TRABAJOS PRÁCTICOS DE AULA: duración 3 hs./sem.

El alumno desarrollará 14 clases en las cuales trabajará en la resolución de problemas de aplicación sobre los temas desarrollados en la parte teórica.

VIII - Regimen de Aprobación

PARA REGULARIZAR EL CURSO EL ALUMNO DEBERÁ CUMPLIR CON LOS SIGUIENTES REQUISITOS:

- a. Asistir al 80% de las clases teóricas.
- b. Asistir al 80% de los prácticos de aula.

- c. Realizar y aprobar el 100% de los trabajos prácticos de laboratorio.
- d. Aprobar el 100% de los exámenes parciales.

1. TRABAJOS PRÁCTICOS

Los trabajos prácticos consisten en prácticos de aula y prácticos de laboratorio. La aprobación de los mismos implica que el alumno demuestre un conocimiento claro del tema, alcanzando los objetivos fijados. La evaluación de los prácticos de laboratorio se realizará mediante un cuestionario.

2. RECUPERACIONES DE LOS PRÁCTICOS DE LABORATORIO

El alumno que reprobó un trabajo práctico tendrá derecho a recuperarlo en dos oportunidades.

3. EVALUACIONES PARCIALES

Para aprobar la asignatura el alumno deberá aprobar el 100% de los exámenes parciales. El alumno deberá asistir a rendir los exámenes con Libreta Universitaria o algún otro documento que acredite fehacientemente su identidad.

a. CONDICIÓN REGULAR:

Se tomarán tres exámenes parciales. El alumno tendrá derecho a una recuperación de cada uno de los tres parciales en fechas a fijar por la cátedra. El alumno que en la instancia de recuperación haya desaprobado uno de los tres parciales (cualquiera de ellos) tendrá derecho a sólo una recuperación extra. Esta recuperación se llevará a cabo en fecha a determinar por la cátedra. Los exámenes parciales y las recuperaciones constarán de quince preguntas. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente como mínimo diez preguntas.

b. CONDICIÓN PROMOCIÓN SIN EXÁMEN FINAL: Se tomarán tres exámenes parciales. Los exámenes parciales constarán de quince preguntas. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente doce preguntas. Para promocionar el alumno deberá aprobar los tres parciales en la primera instancia.

Cumplidos todos los requisitos anteriormente expuestos, la nota resultará de promediar todas las notas obtenidas por el alumno en las distintas instancias.

En el caso de no satisfacer alguna de las exigencias de promocionalidad, el alumno automáticamente quedará incorporado al Régimen de Alumnos Regulares.

EXAMEN FINAL

Para aprobar el curso el alumno deberá cumplir:

- a) con los requisitos de regularización establecidos en el presente programa.
- b) con la aprobación del examen final (en cualquiera de los turnos establecidos por el calendario académico de la Facultad), cuya calificación mínima cuantitativa es de 4 (cuatro) puntos. Para rendir el examen final los alumnos deberán presentar al Tribunal Examinador su Libreta Universitaria (Ord. 13/03 - Régimen Académico de la U.N.S.L.).

Dadas las características del curso y considerando que se trata del primer año de la carrera en el que se realizan prácticas de laboratorio (ver fundamentación), y que la realización de la parte experimental resulta esencial para la formación básica de los alumnos es que en esta asignatura no puede rendirse el examen final como alumno libre.

IX - Bibliografía Básica

- [1] [1] - R. CHANG “Química” 7ma. ed. 2002 McGraw-Hill, México.
- [2] [2] - P. ATKINS, L. JONES. “Principios de Química: los caminos del descubrimiento” 3ra. ed. 2006 Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires.
- [3] [3] - P. ATKINS, L. JONES. “Química. Moléculas. Materia. Cambio” 3ra. ed. 1998 Ediciones Omega S. A., Barcelona.
- [4] [4] - J. UMLAND, J. BELLAMA. “QUÍMICA GENERAL” 3ra. ed. 2000 International Thompson Eds. S. A., México
- [5] [5] - R.H. PETRUCCI, W.S. HARWOOD, H.F. GEOFFREY. “Química General. Enlace químico y estructura de la materia”. 8va. ed. 2003 Prentice Hall, España.
- [6] [6] - R.H. PETRUCCI, W.S. HARWOOD, H.F. GEOFFREY. “Química General. Reactividad química compuestos inorgánicos y orgánicos”. 8va. ed. 2003 Prentice Hall, España.

X - Bibliografía Complementaria

- [1] [1] - F. BRESCIA, J. ARENTS, H. MEISLCH, A. TURK. “Fundamentos de Química” 3ra. ed. 1980 CECSA, México.
- [2] [2] - B. M. MAHAN, R. J. Myers. “Química. Curso Universitario” 4ta. ed. 1990 Dison-Wesley Iberoamericana, Argentina.
- [3] [3] - W. MASTERTON, E. SLOWINSKI, C. STANISSKI. “Química General Superior” 6ta. ed. 1987 Interamericana, Madrid.
- [4] [4] - S. GLASSTONE, D. LEWIS. “Elementos de Fisicoquímica” 2da. ed. 1984 El Ateneo, Buenos Aires

XI - Resumen de Objetivos

--

XII - Resumen del Programa

Tema 1: Energías de interacción.

Tema 2: Estado líquido. Propiedades coligativas.

Tema 3: Termodinámica. 1ra. Ley.

Tema 4: Aplicaciones de la termodinámica I. Termoquímica.

Tema 5: Termodinámica. 2da. y 3ra. Ley.

Tema 6: Aplicaciones de la termodinámica II. Equilibrio Químico.

Tema 7: Aplicaciones de la termodinámica III. Equilibrio Iónico.

Tema 8: Cinética Química.

Tema 9: Electroquímica

XIII - Imprevistos

--

XIV - Otros

--