



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 2006)

I - Oferta Académica

Materia	Carrera	Plan	Año	Período
QUIMICA GENERAL E INORGANICA	LIC.C.BIOLOGICA	19/03	1	1c
QUIMICA GENERAL E INORGANICA	PROF. DE BIOLOGIA	10/00	1	1c
QUIMICA GENERAL E INORGANICA	ANAL. BIOLOGICO	15/04	1	1c

II - Equipo Docente

Docente	Función	Cargo	Dedicación
SAITUA, HUGO ALBERTO	Prof. Responsable	P.ASO EXC	40 Hs
YAMIN, LAZARO JULIAN	Prof. Colaborador	P.ADJ EXC	40 Hs
BALDONI, HECTOR ARMANDO	Responsable de Práctico	JTP EXC	40 Hs

III - Características del Curso

Credito Horario Semanal				
Teórico/Práctico	Teóricas	Prácticas de Aula	Práct. de lab/ camp/ Resid/ PIP, etc.	Total
Hs	3 Hs	4 Hs	1 Hs	8 Hs

Tipificación	Periodo
B - Teoria con prácticas de aula y laboratorio	1 Cuatrimestre

Duración			
Desde	Hasta	Cantidad de Semanas	Cantidad de Horas
13/04/2006	16/06/2006	14	120

IV - Fundamentación

El curso de Química General e Inorgánica se fundamenta en la necesidad de que los alumnos adquieran una perspectiva química de nuestro mundo, ayudándolos a familiarizarse con su lenguaje, a comprender conceptos y principios básicos, a conectar las observaciones de la vida cotidiana y el laboratorio con aquellos principios, a relacionar lo cualitativo con lo cuantitativo, a visualizar fenómenos que no pueden observarse directamente y a desarrollar su propia comprensión, preparándolos así para profundizar sus conocimientos en los cursos posteriores.

V - Objetivos

Los objetivos a alcanzar por el alumno durante el curso consisten en adquirir conocimientos e información sobre diferentes temas que se pueden agrupar en dos bloques: a) Propiedades de los distintos estados de la materia, modificación de la materia a través de las reacciones químicas, cuantificación, espontaneidad y velocidad de una reacción química (estequiometría, termoquímica, termodinámica y cinética), aplicación de la química ambiental; b) Estructura del átomo, modelos atómicos, clasificación periódica de los elementos, enlaces químicos, fuerzas intermoleculares, equilibrio químico e iónico. Paralelamente a la incorporación de los conceptos básicos, el alumno deberá adquirir destrezas en la resolución de problemas-pensando en como abordarlos y que información obtener para resolverlos- y en las prácticas de laboratorio; aprender a razonar y a organizar sus reflexiones.

VI - Contenidos

PROGRAMA ANALÍTICO

TEMA 1. ESTADO GASEOSO. Propiedades de los gases. Variables de estado. Medida de la presión atmosférica y de la materia gaseosa. Concepto de gas ideal. Ley de Boyle-Mariotte. Efecto de la temperatura a presión y volumen constantes. Leyes de Charles-Gay-Lussac. Coeficiente de dilatación. Temperatura absoluta. Ecuación general de los gases ideales. Constante R. Mezcla de gases. Ley de las presiones parciales de Dalton. Ley de Difusión de Graham. Gases Reales. Licuación de los gases. Isotermas de Andrews. Temperatura, presión y volumen críticos. Desviaciones del comportamiento ideal. Ecuación de Van der Waals. Fuerzas intermoleculares.

TEMA 2. ESTADO LIQUIDO. Comparación de los tres estados de la materia. Propiedades. Tensión superficial. Fenómeno de mojado. Capilaridad. Medida de la tensión superficial. Viscosidad, unidades. Factores que afectan a la viscosidad. Evaporación. Presión de vapor. Medida de la presión de vapor. Representación de la presión de vapor en función de la temperatura para un líquido puro. Punto de ebullición. Destilación. Soluciones diluidas. Propiedades coligativas. **DISOLUCIONES.** Propiedades características de las disoluciones. Solute y disolvente. Proceso de la disolución. Soluciones sólido en líquido. Soluciones saturadas y sobresaturadas. Determinación de la solubilidad. Expresiones de la concentración. Disoluciones al tanto por ciento en peso y volumen. Normalidad. Molaridad. Formalidad. Molalidad. Fracción molar. Estequiometría. Reacciones de óxido-reducción.

TEMA 3. ESTRUCTURA ATOMICA. Rayos catódicos. Radiactividad. Naturaleza de la emisión radiactiva. Reacciones nucleares. Núcleo atómico. Radiación electromagnética. Propiedades de las ondas electromagnéticas. Características de una onda electromagnética. Relación entre longitud de onda, frecuencia y velocidad de la luz. Número de onda. Unidades. Espectro electromagnético. Modelo de Rutherford para el átomo de hidrógeno. Teoría cuántica de Planck. El efecto fotoeléctrico. Espectros de emisión. Modelo atómico de Bohr. Espectro de emisión del hidrógeno. Series de Lyman, Balmer, Paschen, Brackett y Pfund. Ecuación de Rydberg.

TEMA 4. TEORIA MECANOCUANTICA. Hipótesis de De Broglie. Dualidad onda-partícula. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Interpretación de los resultados de la resolución de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno. **DESCRIPCIÓN DE LOS ORBITALES PARA EL ÁTOMO DE HIDRÓGENO.** Orbitales atómicos y probabilidad. Superficie límite de probabilidad constante. Números cuánticos permitidos. Energías de los orbitales del átomo de hidrógeno. Probabilidad radial. Superficies nodales, planos nodales y máximos, cálculos de los mismos. Orbitales s, p y d, forma y orientación en el espacio. Curvas de probabilidad radial en función de la distancia al núcleo.

TEMA 5. ÁTOMOS POLIELECTRÓNICOS. PRINCIPIO DE CONSTRUCCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA. Conceptos que determinan las configuraciones electrónicas. Número cuántico de spin. Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund. Energía de los orbitales en átomos polielectrónicos. Configuraciones que proveen una estabilidad adicional. Separación de la tabla periódica en bloques. Orden de ocupación de los orbitales y orden real de energía de los orbitales.

TEMA 6. TABLA PERIÓDICA. TENDENCIAS EN LA VARIACIÓN DE LAS PROPIEDADES. Sistema periódico moderno. Grupos y períodos. Las cuatro clases de elementos que constituyen la tabla periódica. Bloques. Metales y No Metales. Propiedades. Cationes y Aniones. Serie Isoelectrónica. Radio atómico. Radio iónico. Potencial de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.

TEMA 7. ESTRUCTURA MOLECULAR. Introducción. Enlace iónico. Enlace covalente. Estructura de Lewis. Teoría del enlace-valencia (TEV). La forma molecular (TRPECV). Teoría de Enlace-Valencia Valencia Dirigida

(Hibridación). Teoría de los orbitales moleculares (TOM). Propiedades magnéticas y eléctricas. Resonancia.

TEMA 8. ENERGIA DE INTERACCION. Ecuación general de la interacción atractiva-repulsiva. Tipos de interacción. Interacciones donde intervienen iones: Interacción ión-ión. Orden de magnitud. Energía reticular. Ejemplos. Interacción ión-dipolo. Orden de magnitud. Energía de solvatación e hidratación. Ejemplos. Interacción ión-dipolo inducido. Orden de magnitud. Ejemplos. Interacciones de Van der Waals: Potencial de Lennard-Jones. Interacción dipolo-dipolo. Efecto de orientación. Orden de magnitud. Ejemplos. Interacción dipolo-dipolo inducido. Efecto de inducción. Orden de magnitud. Ejemplos. Interacción dipolo inducido-dipolo inducido. Efecto de dispersión (fuerzas de dispersión de London). Orden de magnitud. Ejemplos. Interacciones puente hidrógeno. Orden de magnitud. Ejemplos. Influencia de las fuerzas de interacción sobre las propiedades de los compuestos: presión de vapor, punto de ebullición y de fusión, calor molar de vaporización, densidad, viscosidad, tensión superficial.

TEMA 9. TERMODINAMICA. Objetivos y limitaciones de la termodinámica. Definiciones: sistemas, límite, ambiente. Tipos de sistemas. Propiedades de un sistema: no medibles y medibles. 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. Proceso cíclico. Concepto de reversibilidad. Termodinámica de un gas ideal. Energía interna de un gas ideal. 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 10. APLICACIONES DE LA TERMODINAMICA I. TERMOQUIMICA. 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 termodinámica: Ley de Lavoisier-Laplace y Ley de Hess. Calor de reacción estándar. Variación del calor de reacción con la temperatura. Cambios de entalpía que acompañan a los cambios de fase de una sustancia pura.

TEMA 11. APLICACIONES DE LA TERMODINAMICA II. EQUILIBRIO QUIMICO. Tratamiento termodinámico. Energía Libre de Gibb y equilibrio. Isoterma de reacción. Constante de equilibrio. Equilibrio homogéneo. Aplicaciones a reacciones químicas entre gases ideales. Expresiones de la constante de equilibrio: K_p , K_c , K_x . Relaciones entre ellas. Equilibrio heterogéneo. Influencia de la temperatura y la presión sobre el equilibrio. Principio de Le Chatelier-Braun.

TEMA 12. APLICACIONES DE LA TERMODINAMICA III. EQUILIBRIO IONICO. Aplicación del equilibrio químico a soluciones ácidas de especies iónicas. Aplicación a sales poco solubles. Producto de solubilidad. Efecto de ión común. Precipitación selectiva. Autoionización del agua. Producto iónico del agua: K_w . Concepto de pH, pOH y pK. Definiciones y ejemplos. Acido base. Teoría de Arrhenius. Teoría de Lowry-Brönsted. Teoría de Lewis. Acidos y bases conjugados. Acidos y bases fuertes y débiles Constante de equilibrio K_a y K_b . Ejemplos.

TEMA 13. CINETICA QUIMICA. Alcance de la cinética química. Velocidad, orden de reacción. Reacciones de primer orden y de segundo orden. Reacciones de pseudo-orden. Método de integración para determinar el orden de una reacción y la constante específica de velocidad de reacción. Energía de activación y factor de frecuencia. Catálisis homogénea y heterogénea.

TEMA 14. LA QUÍMICA Y EL MEDIO AMBIENTE. La atmósfera terrestre. Relación entre la composición de la atmósfera y los procesos biológicos. Ciclo del nitrógeno. Ciclo del oxígeno. Disminución de la capa de ozono. Ciclo del

PROGRAMA DE EXAMEN

BOLILLA 1: Temas 1 y 8

BOLILLA 2: Temas 2 y 9

BOLILLA 3: Temas 3 y 10

BOLILLA 4: Temas 4 y 11

BOLILLA 5: Temas 5 y 12

BOLILLA 6: Temas 6 y 13

BOLILLA 7: Temas 7 y 14

VII - Plan de Trabajos Prácticos

1. TRABAJOS PRACTICOS DE LABORATORIO: duración 3 hs/semana cada uno

1. Mezclas y combinaciones químicas.
2. Soluciones.
3. Equilibrio Químico.

2. TRABAJOS PRACTICOS DE AULA: duración 5 hs/semana (2,5 hs cada uno)

El alumno desarrollará 20 clases en las cuales trabajará en la resolución de problemas de aplicación sobre los siguientes temas: Reacciones Redox, Estequiometría, Gases, Soluciones, Estructura Molecular, Interacciones, Termodinámica, Termoquímica, Equilibrio Químico e Iónico y Cinética Química.

VIII - Regimen de Aprobación

PARA APROBAR EL CURSO EL ALUMNO DEBERA CUMPLIR CON LOS SIGUIENTES REQUISITOS:

- a) Asistir al 80% de las clases teóricas
- b) Asistir al 80% de las practicas de aula.
- c) Realizar y aprobar el 100% de los trabajos prácticos de laboratorio.
- d) Aprobar el 100% de los exámenes parciales.

1. TRABAJOS PRACTICOS

Los trabajos prácticos consisten en prácticos de aula y 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 PRACTICOS DE LABORATORIO

El alumno que reprobó un trabajo practico tendrá derecho a recuperarlo bajo las siguientes condiciones:

Recuperación: tendrá derecho a ella el alumno que tenga aprobado como mínimo el 70% de los trabajos practicos realizados durante el cuatrimestre.

3. EVALUACIONES PARCIALES

Para aprobar la asignatura el alumno deberá aprobar el 100% de los exámenes parciales.

a. CONDICION REGULAR: Se tomarán tres exámenes parciales; el alumno tendrá derecho a tres recuperaciones en fecha a fijar por la Cátedra. Los Exámenes constarán de veinte preguntas, diez teoricas y diez practicas. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente como mínimo siete preguntas de la parte practica y sumar un total de catorce respuestas correctas.

b. **CONDICION PROMOCION SIN EXAMEN FINAL:** Se tomarán tres Examinaciones Parciales y un coloquio integrador, el alumno tendrá derecho a una recuperación en fecha a fijar por la Cátedra. Los exámenes constarán de veinte preguntas, diez teóricas y diez practicas. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente ocho preguntas de la parte practica y ocho de la parte teórica.

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

Dadas las características del curso con una intensiva parte práctica y considerando que se trata de una de las primeras materias de la carrera en la que se realizan prácticas de laboratorio donde la parte experimental resulta esencial en la formación básica de los alumnos, en esta materia no puede rendirse el examen final como alumno libre.

IX - Bibliografía Básica

[1] CHANG R. Química

[2] ATKINS-JONES. Química. Moléculas. Materia. Cambio.

[3] UMLAND-BELLAMA. Química General.

[4] BRADY-HUMISTON. General Chemistry.

[5] BECKER-WENTWORTH. Química General, Tomo I y II.

[6] JAUREGUI E.A. La Forma Molecular.

[7] JAUREGUI-IBAÑEZ-CIUFFO-SANTILLAN-MENTASTY. Experimentos Elementales de Química-Física.

X - Bibliografía Complementaria

[1] SLABAUCH Y PARSONS. Química General.

[2] BRESCIA-ARENTS-MEISLCH-TURK. Fundamentos de Química.

[3] MAHAN B.H. Curso Universitario de Química.

[4] LONGO F.R. Química General.

[5] MASTERTON-SLOWINSKI. Química General Superior.

[6] GRAY-HAIGHT. Principios Básicos en Química.

[7] MORTIMER. Chemistry.

[8] FERNANDEZ-WHITAKER. An Introduction to Chemical Principles.

[9] YODER-SUYDAM-SNAVELY. Chemistry.

[10] GLASSTONE. Elementos de Fisicoquímica.

XI - Resumen de Objetivos

Los objetivos a alcanzar por el alumno durante el curso consisten en incorporar conocimientos e información sobre diferentes temas básicos y adquirir destrezas en la resolución de problemas-pensando en como abordarlos y que información obtener para resolverlos- y en las prácticas de laboratorio; aprendiendo a razonar y a organizar sus reflexiones.

XII - Resumen del Programa

PROGRAMA SINTÉTICO

Tema 1: Estado gaseoso. Gas Ideal. Gases reales.

Tema 2: Estado Líquido. Disoluciones. Expresión de la concentración. Propiedades coligativas.

Tema 3: Estructura Atómica.

Tema 4: Teoría mecanocuántica. Descripción de los orbitales del átomo de hidrógeno

Tema 5: Átomos polielectrónicos. Principio de construcción de la tabla periódica.

Tema 6: Tabla periódica. Tendencia en la variación de las propiedades.

Tema 7: Estructura Molecular

Tema 8: Energías de interacción.

Tema 9: Termodinámica

Tema 10: Aplicaciones de la Termodinámica I. Termoquímica.

Tema 11: Aplicaciones de la Termodinámica II. Equilibrio químico.

Tema 12: Aplicaciones de la Termodinámica III. Equilibrio iónico.

Tema 13: Cinética Química.

Tema 14: La Química y el Medio Ambiente.

XIII - Imprevistos

Paros y asuetos no contemplados.