



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

(Programa del año 2012)

I - Oferta Académica

Materia	Carrera	Plan	Año	Período
QUIMICA GENERAL E INORGANICA	ANAL. BIOLÓGICO	15/04	2012	1° cuatrimestre

II - Equipo Docente

Docente	Función	Cargo	Dedicación
SAITUA, HUGO ALBERTO	Prof. Responsable	P.Asoc Exc	40 Hs
YAMIN, LAZARO JULIAN	Prof. Colaborador	P.Adj Exc	40 Hs
GUTIERREZ, LUCAS JOEL	Responsable de Práctico	JTP Semi	20 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	3 Hs	2 Hs	2 Hs	7 Hs

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

Duración			
Desde	Hasta	Cantidad de Semanas	Cantidad de Horas
14/03/2012	22/06/2012	15	100

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 / Resultados de Aprendizaje

El alumno durante el curso deberá adquirir conocimientos e información sobre diferentes temas que se pueden agrupar en dos bloques:

- Estructura del átomo, modelos atómicos, clasificación periódica de los elementos, enlaces químicos, fuerzas intermoleculares, equilibrio químico e iónico. Los temas a desarrollar son:
Estructura Atómica. Teoría Mecano-cuántica. Átomos Polielectrónicos. Tabla Periódica. Estructura Molecular. Fuerzas de Interacción. Equilibrio Químico. Equilibrio Iónico.
- 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. Los temas a desarrollar son:
Estado Gaseoso. Estado Líquido (estequiometría, soluciones). Termodinámica. Termoquímica. Cinética Química. 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;

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. 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.

TEMA 2. ESTADO LIQUIDO. Fuerzas intermoleculares. Enlace Puente Hidrógeno. Propiedades de los líquidos. Tensión superficial. Viscosidad, unidades. Cambio de fases. Diagrama de fases. Estructura y Propiedades del agua. Disoluciones acuosas. Propiedades coligativas de disoluciones de no electrolitos y electrolitos. Propiedades características de las disoluciones. Soluteo 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. 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. 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 Schrodinger para el átomo de hidrógeno. DESCRIPCION DE LOS ORBITALES PARA EL ATOMO DE HIDROGENO. 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. ATOMOS POLIELECTRONICOS. PRINCIPIO DE CONSTRUCCION DE LA TABLA PERIODICA. 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 PERIODICA. TENDENCIAS EN LA VARIACION 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. TERMODINAMICA. Objetivos y limitaciones de la termodinámica. Definiciones: sistemas, límite, ambiente. Tipos de sistemas. Propiedades 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 9. 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 10. 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 11. 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 12. 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.

PROGRAMA DE EXAMEN

BOLILLA 1: Temas 1 y 7

BOLILLA 2: Temas 2 y 8

BOLILLA 3: Temas 3 y 9

BOLILLA 4: Temas 4 y 10

BOLILLA 5: Temas 5 y 11

BOLILLA 6: Temas 6 y 12

VII - Plan de Trabajos Prácticos

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

- a) Normas de Conducta Personal en el Laboratorio
- b) Normas de Procedimiento general en el Laboratorio
- c) Normas para desechos de residuos
 - c.1) Residuos comunes
 - c.2) Residuos Químicos

1. TRABAJOS PRACTICOS DE LABORATORIO: duración 2 hs/semana cada uno

Trabajo Práctico de Laboratorio N°1. MEZCLAS Y COMBINACIONES QUÍMICAS. Distinguir entre mezclas y combinaciones químicas. Diferenciar los distintos tipos de reacciones químicas, fijando los conceptos fundamentales de cada una de ellas con ejemplos sencillos y clásicos.

Trabajo Práctico de Laboratorio N°2. SOLUCIONES. Comprobación experimental de conceptos de solución saturada, sobresaturada y solubilidad. Determinación de la solubilidad de un sólido. Preparación de soluciones de concentración definida.

Trabajo Práctico de Laboratorio N°3. EQUILIBRIO QUÍMICO. Verificar el Principio de Le Chatelier-Braun en una reacción química en equilibrio. Observar el efecto de la concentración sobre un sistema en equilibrio. Observar el efecto de especies químicas no reaccionantes sobre un sistema en equilibrio. Observar el efecto de reacciones competitivas sobre un sistema en equilibrio.

2. TRABAJOS PRACTICOS DE AULA: duración 2 hs/semana

El alumno desarrollará 20 clases en las cuales trabajará en la resolución de problemas de aplicación sobre los siguientes temas:

- Trabajo Practico de Aula N°1. Reacciones Redox
- Trabajo Practico de Aula N°2. Reacciones Redox
- Trabajo Practico de Aula N°3. Estado Gaseoso
- Trabajo Practico de Aula N°4. Estado Gaseoso
- Trabajo Practico de Aula N°5. Estequiometría
- Trabajo Practico de Aula N°6. Estequiometría
- Trabajo Practico de Aula N°7. Soluciones
- Trabajo Practico de Aula N°8. Soluciones
- Trabajo Practico de Aula N°9. Soluciones
- Trabajo Practico de Aula N°10. Soluciones
- Trabajo Practico de Aula N°11. Estructura Molecular
- Trabajo Practico de Aula N°12. Estructura Molecular
- Trabajo Practico de Aula N°13. Estructura Molecular
- Trabajo Practico de Aula N°14. Termoquímica
- Trabajo Practico de Aula N°15. Termoquímica
- Trabajo Practico de Aula N°16. Equilibrio Químico
- Trabajo Practico de Aula N°17. Equilibrio Químico
- Trabajo Practico de Aula N°18. Equilibrio Iónico
- Trabajo Practico de Aula N°19. Equilibrio Iónico
- Trabajo Practico de Aula N°20. 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. Para aprobar el alumno deberá contestar correctamente como mínimo un total de catorce respuestas correctas.

b. **CONDICION PROMOCION SIN EXAMEN FINAL:** Se tomarán tres Exámenes Parciales y un coloquio integrador que el alumno deberá aprobar en primera instancia. Los exámenes constarán de veinte preguntas. Para promocionar el alumno deberá contestar correctamente dieciseis preguntas.

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. Editorial Mc Graw-Hill, 2007.
- [2] ATKINS-JONES. Química: Moléculas, Materia, Cambio. Ediciones Omega,1998
- [3] UMLAND-BELLAMA. Química General.Ediciones Paraninfo, 2000
- [4] BRADY-HUMISTON. Química Básica. Editorial Limusa, 1994
- [5] BECKER-WENTWORTH. Química General. Volúmenes I y II. Editorial Reverté, 1977.
- [6] BIASIOLI-WEITZ. Química general e Inorgánica. Editorial Kapelusz, 1978
- [7] JAUREGUI E.A. La Forma Molecular.Editorial Universitaria, 1987

X - Bibliografía Complementaria

- [1] SLABAUCH Y PARSONS. Química General.Editorial Limusa-Wiley, 1973
- [2] BRESCIA-ARENTS-MEISLCH-TURK. Fundamentos de Química. Editorial CECSA, 1980
- [3] MAHAN B.H. Curso Universitario de Química.Editorial Fondo Educativo Interamericano, 1977
- [4] MASTERTON-SLOWINSKI. Química General Superior.Editorial McGraw-Hill, 1987
- [5] GRAY-HAIGHT. Principios Básicos en Química.Editorial Reverté S.A. 1981.
- [6] BRADY J. Química Basica: principiosy estructuras. Editorial Limusa-Wiley, 1999.

XI - Resumen de Objetivos

Los objetivos a alcanzar por el alumno durante el curso consisten en a)incorporar conocimientos e información sobre

diferentes temas básicos b) 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. Fuerzas Intermoleculares. Propiedades. Diagrama de fases. Disoluciones. Expresión de la concentración. Propiedades de las disoluciones.

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: Termodinámica

Tema 9: Aplicaciones de la Termodinámica I. Termoquímica.

Tema 10: Aplicaciones de la Termodinámica II. Equilibrio químico.

Tema 11: Aplicaciones de la Termodinámica III. Equilibrio iónico.

Tema 12: Cinética Química.

XIII - Imprevistos

Paros y asuetos administrativos no contemplados

XIV - Otros