

19

EXpte. 1000 - 006430/16

UNIVERSIDAD NACIONAL DE LA PLATA
**FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES
Y MUSEO**



PROGRAMAS



AÑO 2016

Cátedra de QUÍMICA GRAL.

Profesor PARAJÓN COSTA, BEATRIZ



2.- CONTENIDO GLOBAL DEL CURSO Y FUNDAMENTACION DE LA ASIGNATURA.

CONTENIDOS MINIMOS

Química general. Materia y energía. Sustancias puras y mezclas. Fórmulas químicas. Nomenclatura. Ecuaciones químicas y estequiometría. Estructura atómica. Nociones de Espectroscopía. Propiedades periódicas de los elementos. Metales y no metales. Enlaces químicos: concepto de estructura y unión química. Estructura y geometría molecular. Fuerzas intermoleculares de atracción. Estados de la materia: fluidos (gases y líquidos) y sólidos. Soluciones. Ácidos y bases. Termoquímica y termodinámica. Equilibrio químico. Equilibrio ácido-base. Cinética química. Electroquímica. Química nuclear y radioquímica. Química inorgánica. Elementos y compuestos inorgánicos de importancia biológica. Hidrógeno, Oxígeno, Nitrógeno, Azufre, presencia en la naturaleza e importancia biológica. Nociones de química bioinorgánica y toxicología ambiental. Conceptos básicos de química orgánica. Estereoquímica. Estructura e isomería en alquenos. Compuestos aromáticos. Alcoholes y halogenuros de alquilo. Aldehídos y cetonas. Ácidos carboxílicos y sus derivados. Aminas y amidas. Compuestos heterocíclicos. Compuestos orgánicos de interés biológico.

FUNDAMENTACIÓN DEL CURSO

Los objetivos fijados por la asignatura Química están dirigidos a satisfacer las necesidades informativas y metodológicas de la Ciencia Química, para los alumnos de las Carreras que se dictan en la Facultad de Ciencias Naturales. Se procura brindarles un panorama general, desarrollando simultáneamente la capacidad de aplicación de los conceptos en las diferentes disciplinas primarias de esa Facultad. Para tal fin la Cátedra de Química entiende que los conceptos básicos deben impartirse en forma accesible y clara y, en lo posible, en base a la motivación, para facilitar el entendimiento de los contenidos de modo que perduren en el tiempo. La concepción constructivista del aprendizaje nos ha llevado a presentar la Química como una Ciencia que provee las herramientas para la transformación del mundo material, en coincidencia con la investigación educativa, que demuestra categóricamente el carácter insustituible de las analogías en el aprendizaje de las Ciencias para alumnos de Correlación.

3.- OBJETIVOS.

3.1.- OBJETIVOS GENERALES.

Proporcionar las herramientas químicas elementales que le permitan al estudiante comprender los procesos químicos naturales. Promover la adquisición de destrezas en el manejo de técnicas y material de laboratorio y en la resolución de problemas que involucren aspectos químicos.

3.2.- OBJETIVOS ESPECIFICOS.

El curso comprende temas básicos, que se desarrollan a través de clases de teoría, resolución de problemas, realización de actividades de laboratorio y finalmente la integración de los conceptos a través de seminarios especiales cuya temática implica la vinculación de los conceptos de Química con los de las restantes disciplinas propias de las carreras de la FCNyM (Licenciaturas en Biología orientaciones Botánica, Ecología, Paleontología y Zoología, Licenciatura en Geología, y Licenciatura en Geoquímica). Asimismo,



en lo posible se procura la realización de alguna tarea de extensión estudiantil, la que muchas veces, por ser realizada fuera de las horas de curso, queda sujeta a los horarios, disponibilidad de docentes y alumnos e incluso de medios. En cuanto a los temas desarrollados en el curso, además de los usuales de Química General, y de Química Inorgánica, otros como Química Orgánica y Bioinorgánica, Radioquímica y Química ambiental se abordan con un grado de complejidad menor y con carácter introductorio.

4.-CONTENIDOS.

Parte I : Conceptos elementales de química

Unidad 1. Fundamentos de Química - Materia y Energía. Estados de la materia. Sustancias puras y mezclas. Elementos y compuestos. Propiedades químicas y físicas de la materia. Fórmulas químicas y composición estequiométrica. Pesos atómicos y moleculares. Concepto de mol. Ecuaciones químicas y estequiometría de las reacciones. Nomenclatura inorgánica. Tema especial: Introducción a los tipos de reacciones químicas (oxidación-reducción, fotoquímicas, térmicas, nucleares, etc).

Unidad 2.

La estructura de los átomos - La naturaleza de la energía. Naturaleza ondulatoria de la luz. Espectro electromagnético. Cuantización de la energía. Espectros atómicos. Modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Comportamiento ondulatorio de la materia. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuraciones electrónicas de átomos y de iones de elementos representativos y de transición.

Tema especial: Energía luminosa: Interconexión entre fotosíntesis y respiración celular. Interacción entre la radiación electromagnética para introducir el concepto de espectroscopía como herramienta analítica .

Unidad 3.

Propiedades periódicas de los elementos – Tabla periódica. Propiedades periódicas. Variación en grupos y períodos de la tabla periódica: radios atómicos y radios iónicos, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Metales, no metales y metaloides. Tendencias generales de los grupos. Iones isoelectrónicos. Carga nuclear efectiva.

Tema especial: Distribución de los elementos en la corteza terrestre. Composición de la materia viva. Elementos esenciales.

Unidad 4.

Enlace químico – Conceptos básicos de enlace iónico y covalente. Características generales. Regla del octeto. Excepciones a la regla del octeto. Iones poliatómicos. Enlaces múltiples. Relación entre orden de enlace, longitud del mismo y energía de disociación. Estructuras de Lewis. Modelo de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV). Orbitales híbridos. Predicción de la geometría molecular. Concepto de resonancia. Polaridad de los enlaces y electronegatividad. Momento dipolar.

Tema especial: Moléculas covalentes de interés biológico. Reactividad de los componentes del aire: N₂ y O₂.



Unidad 5.

Estados de agregación de la materia El estado gaseoso. Gases ideales. Leyes de Boyle, Charles, Gay-Lussac y Avogadro, Dalton y Graham. Ecuación de los gases ideales. Teoría cinético-molecular de los gases. Gases reales. Ecuación de van der Waals.

Tema especial: La atmósfera. Las regiones exteriores de la atmósfera. El ozono. Química de la tropósfera. Gases y efecto invernadero. Respiración.

El estado líquido. Fuerzas intermoleculares. Clasificación. Enlace por puente de hidrógeno. Propiedades de los líquidos. Punto de ebullición. Presión de vapor. Tensión superficial. Viscosidad. Estado vítreo. Cambios de fase. Diagrama de fases del agua Temperatura y presión críticas. Comparación con el comportamiento del CO₂.

Temas especiales: El agua, propiedades físicas y químicas. Su importancia para los seres vivos. Comportamiento en un medio natural.

El estado sólido. Nociones generales. Clasificación de los sólidos y propiedades generales. Descripción de los diferentes tipos de sólidos. Efectos de polarización en las estructuras de los sólidos. Poli e isomorfismo. Nociones de defectos estructurales.

Parte II: Química General

Unidad 6.

Soluciones - Disolución de sólidos en líquidos. Formas de expresar la concentración de las soluciones. Soluciones sólidas. Solubilidad. Curvas de solubilidad. Efecto de la temperatura y de la presión sobre la solubilidad. Disolución de gases en líquidos. Ley de Henry. Propiedades coligativas. Efecto de la disociación de electrolitos sobre las propiedades coligativas. Factor i de van't Hoff. El estado coloidal. Tipos de coloides.

Temas especiales: Propiedades coligativas en sistemas Bio y geo-químicos. Soluciones hipotónicas, isotónicas e hipertónicas. Intercambio osmótico. Microorganismos de agua dulce- osmosis y vacuolas contráctiles. Presión de turgencia en células vegetales. Coloides en sistemas naturales.

Unidad 7.

Cinética química - Nociones generales. Factores que afectan las velocidades de reacción. Teoría del complejo activado. Catálisis. Catalizadores biológicos. Nociones de fotoquímica. Tema especial: Enzimas como catalizadores específicos.

Unidad 8.

Equilibrio químico - Concepto de equilibrio. Constante de equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Principio de Le Châtelier. Factores que afectan la posición del equilibrio. Efecto de un catalizador.

Temas especiales: Algunos equilibrios de importancia en sistemas naturales.

Unidad 9.

Termoquímica y termodinámica - Procesos exotérmicos y endotérmicos. Entalpías de formación y de reacción. Ley de Hess y sus aplicaciones. Energía de enlace. Primera ley de la termodinámica. Energía interna. Entropía. La segunda ley de la termodinámica. La energía

libre de Gibbs. Procesos espontáneos. Efecto de la temperatura sobre la energía libre.

Relación entre la energía libre y el equilibrio químico.

Tema especial: Espontaneidad y procesos acoplados en sistemas biológicos.

Unidad 10.

Equilibrio ácido base - Teorías ácido-base: Arrhenius, Brønsted-Lowry, Lewis. Ácidos y bases débiles y fuertes. Concepto de pH. Indicadores de pH. Constantes de disociación ácida y básica. Factores que afectan la fuerza de un ácido. Fuerza ácida relativa. Reglas de Pauling para determinar la fuerza ácida relativa en oxoácidos. Aspectos adicionales de los equilibrios. Comportamiento ácido-base de soluciones salinas. Hidrólisis. Efecto del ión común. Soluciones reguladoras. Equilibrios de solubilidad. La constante del producto de solubilidad. Factores que afectan la solubilidad.

Tema especial: Aplicación a la Química ambiental. Lluvia ácida: su efecto sobre los ecosistemas. Sistemas biológicos de regulación de pH.

Unidad 11.

Electroquímica - Reacciones de oxido-reducción. Celdas y pilas. Potenciales normales de reducción. Fuerza electromotriz (FEM) de una celda. Factores que gobiernan el potencial de electrodo. Relación con las propiedades periódicas de los elementos. Espontaneidad de las reacciones de oxido-reducción. Relación entre la FEM y la energía libre de Gibbs. Efecto de la concentración sobre la FEM. Ecuación de Nernst. Variación de la FEM con el pH. (Eh-pH) Algunas celdas y pilas utilizadas frecuentemente. Concepto de electrólisis, ejemplos.

Tema especial: procesos de oxidación y reducción biológica. Aplicación bio-geo-química de la tabla de potenciales.

Unidad 12.

Conceptos generales de química nuclear- Radioquímica. Estructura del núcleo. Radiaciones elementales. Isótopos e Isóbaros. Periodo de semidesintegración. Tabla de núclidos. Estabilidad nuclear: reglas generales. Series radiactivas naturales. Radioactividad artificial: fisión y fusión nuclear. Métodos de detección.

Temas especiales: Aplicación de radioisótopos en biología. Efectos de algunos radioisótopos sobre la materia viva.

Parte III: Química Inorgánica y nociones de química de la vida

Unidad 13.

Aplicación de los conceptos de las partes I y II al estudio del comportamiento general de los elementos.

Elementos representativos. Estado natural. Formas alotrópicas. Procesos de obtención en relación a su ubicación en la tabla periódica. Propiedades y reacciones más importantes. Estados de oxidación comunes. Estabilidad y propiedades de óxidos. Aplicación: Metales representativos en los seres vivos: bomba de Na/K, funciones biológicas del calcio. Efecto invernadero y calentamiento global. Oxígeno, nitrógeno y carbono en los ciclos naturales. Elementos de transición: Metales del bloque "d" y "f". Características generales.

Química de los compuestos de coordinación. Nomenclatura. Características de enlace y estructura. Ligandos: clasificación, efecto quelato. Origen del color y propiedades magnéticas de los compuestos de coordinación. Nociones de la teoría electrostática del campo cristalino.

Nociones de bioinorgánica. compuestos de coordinación en sistemas vivos. Metales en sistemas biológicos. Los metales y la biosfera: principios de toxicología ambiental. Inmunoquímica. Algunos ejemplos de aplicación: hemoglobina y mioglobina. Clorofila y fotosíntesis.

Introducción a la química de la vida: conceptos básicos de química orgánica: Hidrocarburos saturados y no saturados (alcanos, alquenos y alquinos). Hidrocarburos aromáticos. Compuestos heterocíclicos. Características de enlace e Isomería. Grupos funcionales (alcoholes, éteres, ácidos carboxílicos, aminas y amidas). Definición de proteínas (aminoácidos), carbohidratos y ácidos nucleicos. (Seminario especial)

5.- LISTA DE TRABAJOS PRACTICOS.

Programa Resumido de Trabajos Prácticos para Ciencias Naturales

- 1.- Estequiometría I
- 2.- Estequiometría II
- 3.- Soluciones I
- 4.- Soluciones II (Lab.)
- 5.- Soluciones III
- 6.- Redox I
- 7.- Redox II (Lab.)
- 8.- Redox III
- 9.- Gases I
- 10.- Gases II (Lab.)
- 11.- Purificación de sulfato de cobre comercial (Lab.)
- 12.- Cristalografía
- 13.- Propiedades coligativas
- 14.- Termodinámica
- 15.- Equilibrio químico
- 16.- pH I
- 17.- pH II (Lab.)
- 18.- pH III
- 19.- Metales (Lab.)
- 20.- Leyes de Faraday
- 21.- Pilas (Lab.)
- 22.- No Metales I (Lab.)
- 23.- No Metales II (Lab.)

Programa de Trabajos Prácticos para Ciencias Naturales

- 1.- Estequiometría I:
Relaciones cuantitativas de materiales empleados y producidos en las reacciones químicas. Átomos. Moléculas. Unidad de masa atómica. Peso atómico absoluto. Peso atómico relativo.

Peso molecular relativo. Átomo gramo. Número de Avogadro. CNTP: condiciones normales de temperatura y presión. Volumen molar. Composición centesimal. Fórmula mínima o empírica. Peso fórmula gramo. Pureza. Problemas de aplicación.

2.- Estequiometría II: Reactivo limitante (exceso y defecto). Rendimiento de una reacción. Peso equivalente para ácidos, bases y sales. Número de equivalentes. Problemas de aplicación.

3.- Soluciones I: Definición de solución. Solute y solvente. Distintos tipos de soluciones (según el estado de agregación). Concentración, distintos tipos de unidades: físicas y químicas. Densidad. Problemas de aplicación.

4.- Soluciones II: Trabajo de laboratorio. Normas de trabajo y seguridad en el laboratorio. Descripción de los materiales de uso en el laboratorio. Recomendaciones generales para su correcta utilización. Medidas experimentales. Errores. Reglas de redondeo. Preparación de soluciones de distinta concentración a partir de reactivos sólidos o de soluciones. Titulaciones.

5.- Soluciones III: Estequiometría en soluciones. Problemas de aplicación.

6.- Redox I: Reacciones de óxido-reducción. Agentes oxidantes y reductores. Reglas para determinar el número o estado de oxidación de los elementos que forman parte de los compuestos que intervienen en una reacción. Método del Ion-electrón en medio ácido y básico. Problemas de aplicación.

7.- Redox II: Trabajo de laboratorio. Reacciones donde se manifiesta el resultado de la óxido-reducción. Interpretación de los resultados, formulación de los mismos. Introducción al concepto de Potenciales Redox.

8.- Redox III: Peso Equivalente de compuestos en reacciones de óxido-reducción en distintos medios. Revisión de los diferentes tipos de reacciones previamente estudiadas. Problemas de aplicación.

9.- Gases I: Relaciones P-V-T para gases ideales. Leyes de Boyle-Mariotte y de Gay Lussac. Ley de Avogadro. Constante universal de los gases ideales. Determinación del Peso molecular y la densidad a través de la ecuación de estado de los gases ideales. Comprobación experimental de la ley de Boyle-Mariotte. Problemas de aplicación.

10.- Gases II: Trabajo de laboratorio y seminario. Ley de Dalton. Presiones parciales. Ley de Graham, comprobación experimental. Reacciones en las que intervienen gases. Determinación del porcentaje de oxígeno en el aire. Presión de vapor del agua. Problemas aplicando conceptos de estequiometría, redox y soluciones.

11.- Purificación de sulfato de cobre comercial: trabajo de laboratorio. Purificación mediante la técnica de recristalización por enfriamiento. Diagramas de solubilidad.

Saturación. Concepto de solubilidad. Relación entre el tamaño de los cristales y la concentración de las soluciones madres, temperatura y tiempo de cristalización.

Isomorfismo. Polimorfismo. Criterios de isomorfismo. Eliminación de impurezas en sistemas isomorfos. Identificación de las impurezas.

12.-Cristaloquímica: Estructura de los cristales. Sistemas cristalinos. Redes de Bravais. Celda unitaria. Enlaces en sólidos. Sólidos moleculares, covalentes, iónicos y metálicos. Cálculo de distancias reticulares haciendo uso de relaciones geométricas sencillas. Regla de la Razón de los radios (relación carga / radio). Simetría y distribución de los aniones alrededor del catión. Número de coordinación del catión. Difracción de rayos X. Ley de Bragg. Problemas de aplicación.

13.- Propiedades coligativas: Propiedades de las soluciones. Descenso de la Presión de vapor. Ascenso ebulloscópico. Descenso crioscópico. Presión osmótica. Cálculo del peso molecular de un soluto. Diagrama de fases para el agua. Problemas de aplicación.

14.- Termodinámica y Termoquímica: Estudio del cambio de energía (o transferencia) que acompaña a los procesos físicos y químicos. Clasificación de sistemas. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Estado termodinámico. Funciones de Estado. Principios de la Termodinámica. Calores de reacción, de combustión, de formación. Ley de Hess. Problemas de aplicación.

15.- Equilibrio químico: Reversibilidad de las reacciones químicas. Cociente de reacción (Q). Constante de equilibrio (Ke). Velocidad de reacción. Relaciones entre K_p y K_c . Cálculo de concentraciones en el equilibrio. Principio de Le Chatelier. Factores que afectan el equilibrio químico: volumen, presión, temperatura, variación de concentración. Agregado de un catalizador. Equilibrios heterogéneos. Problemas de aplicación.

16.- pH I: Concepto de electrolitos y no electrolitos; electrolitos fuertes y débiles. pH. Ácidos, bases, y sales. Ionización del agua. Producto iónico del agua (K_w). Escala de pH. Indicadores ácido-base. Medida del pH. Problemas de aplicación.

17.- pH II: Trabajo de laboratorio. Obtención de un indicador ácido-base natural (antocianina). Preparación de patrones de distinta concentración de H^+ y OH^- . Método colorimétrico. Determinación del pH de soluciones preparadas en el laboratorio y de muestras naturales. Comparación de resultados mediante el uso de indicadores e instrumental adecuado. Conceptos elementales de colorimetría.

18.- pH III: Constante de disociación de ácidos y bases débiles. Grado de disociación. Hidrólisis. Constante de hidrólisis. Factores que afectan la hidrólisis. Soluciones reguladoras (buffer). Solubilidad. Producto de solubilidad. Relaciones entre Q_{ps} y K_{ps} . Problemas de aplicación.

19.- Metales: Trabajo de laboratorio. Propiedades fundamentales de los elementos de transición. Comportamiento de estos elementos según su estructura electrónica.

Propiedades físicas. Multiplicidad de los estados de oxidación. Formación de iones complejos. Color en complejos.

20.- Leyes de Faraday: Electroquímica. Celdas electrolíticas y galvánicas. Electroodos. Número de Faraday, equivalente electroquímico. Concepto de corriente eléctrica y diferencia de potencial. Unidades. Problemas de aplicación.

21.- Pilas: Trabajo de laboratorio. Construcción de una pila de Daniell. Puente salino, ánodo y cátodo. Verificación de la ecuación de Nernst. Cálculo de la constante de equilibrio. Tabla de potenciales. Determinación de la serie electroquímica con distintos electrodos metálicos y soluciones. Determinación de diferencias de potencial en pilas de concentración. Corrosión. Observación de las zonas de oxidación y reducción de una barra metálica sometida a esfuerzos, mediante el uso de indicadores. Observación de un ánodo de sacrificio, interpretación. Problemas de aplicación.

22.- No Metales I: Trabajo de laboratorio. Comprobación experimental de las propiedades de los elementos de los grupos VI y VII. Lluvia ácida, observación de su efecto sobre muestras naturales, minerales, metales, suelos, materiales de aplicación en la construcción, etc. Problemas de aplicación.

23.- No Metales II: Trabajo de laboratorio. Comprobación experimental de las propiedades de los elementos de los grupos IV y V. Óxidos de estos elementos que contribuyen a la formación de la lluvia ácida y el efecto invernadero. Observación sobre muestras naturales (suelos, vegetales, rocas de aplicación en la construcción, etc.).

6.- OTRAS ACTIVIDADES DESARROLLADAS POR LA CÁTEDRA. (Seminarios, salidas de campo, viajes de campaña, aunque éstas se encuentren sujetas a posibilidades económicas, visitas, monografías, trabajos de investigación, extensión, etc.)

7.- METODOLOGÍA.

En la carga horaria mencionada se incluye la realización de trabajos prácticos de laboratorio y seminarios de problemas, comunes a todos los alumnos, destinados a la ejercitación en los temas generales indicados en el programa adjunto de TP. Comprende la realización de prácticas de laboratorio (reacciones, medidas físicas, etc) que adiestran al alumno en el uso y manejo de material. En la parte final del curso de TP (química inorgánica) se realizan ensayos de obtención y/o reacción de elementos y compuestos metálicos y no-metálicos, algunos de ellos referidos a procesos naturales y/o de alteración del medio ambiente.

Paralelamente se aborda el curso de teoría en el que se desarrollan con profundidad los temas generales que permiten la realización de los seminarios y/o laboratorios antes mencionados. Adicionalmente, se desarrollan otros temas no tratados en los TP lo que posibilita la realización de seminarios especiales. Éstos permiten abordar los temas relacionándolos con aspectos de interés biológico y/o geológico vinculados con la temática tratada simultáneamente en las asignaturas de primer año (articulación horizontal).

Es de destacar que se trata de adaptar el desarrollo de los contenidos temáticos del curso a los intereses manifestados por asignaturas de años superiores, con la finalidad de que la química signifique una base sólida para la adquisición de los conocimientos propios de la disciplina de estudio. Con el objeto de propiciar el estudio y mejorar la calidad del proceso de enseñanza -aprendizaje, la Cátedra ha instituido un curso de promoción optativo de teoría, con evaluaciones periódicas y discusión de los seminarios especiales, incentivando el interés de los alumnos y profundizando el desarrollo de la temática de las diferentes unidades.

8.- RECURSOS MATERIALES DISPONIBLES.

Los TP de laboratorio y seminarios se desarrollan en el laboratorio Poussart y en el aula Vucetich del Departamento de Química, Facultad de Ciencias Exactas (FCE). Se dispone de material de laboratorio, reactivos químicos y los implementos necesarios para el desarrollo de los mismos. Los alumnos cuentan con los elementos necesarios para desarrollar las tareas en forma segura (implementos de seguridad). Asimismo, debe mencionarse que la cátedra se rige mediante un protocolo instituido por la FCE, para la disposición de residuos de las Prácticas de Laboratorio.

9.- FORMAS Y TIPOS DE EVALUACIÓN.

Forma de evaluación.

Las actividades prácticas, obligatorias para todos los alumnos se evalúan mediante tres exámenes parciales, con dos recuperaciones cada uno (los días sábado, fuera del horario del curso). La aprobación de los mismos (con una calificación que signifique el resultado satisfactorio del 60 % de la prueba) implica la aprobación del curso de TP.

Las clases de teoría, obligatorias para quienes realizan el curso de promoción, permiten la evaluación de los aspectos teóricos mediante la realización de 4 exámenes que abordan módulos temáticos que comprenden tres o más unidades. Cada una de las unidades incluidas en un módulo se aprueba con 60/100 puntos. Aquellos alumnos que obtienen una calificación comprendida entre 40 y 59 puntos deben recuperar la correspondiente unidad. La nota final es el promedio de todas las calificaciones obtenidas en el transcurso del año, teniendo también en cuenta el desempeño del alumno en las clases. La últimas dos semanas, en las clases teóricas se realizan seminarios integradores de conceptos.

Aquellos alumnos que sólo han aprobado el curso de TP deben rendir una prueba final en las mesas de examen convencionales.

10.- BIBLIOGRAFIA.

10.1.- BIBLIOGRAFIA GENERAL (si la hubiera).

Bibliografía recomendada

- "QUÍMICA LA CIENCIA CENTRAL" , Brown; Lemay y Bursten . Ed. Pearson.
- "QUIMICA" Raymond Chang Ed. Mc Graw-Hill
- "QUIMICA GENERAL", Whitten K.W. y Galley K.D. Ed. Mc Graw-Hill
- "QUÍMICA GENERAL", R. Petrucci, W. Harwood Ed. Prentice Hall.
- "QUIMICA", Mortimer Ch.E. Grupo Editorial Iberoamericano.
- "QUIMICA. CURSO UNIVERSITARIO" Mahan B.H. Ed. Interamericana.

10.2.- BIBLIOGRAFIA POR UNIDAD TEMATICA.

Parte general:

"ELEMENTOS DE FISICOQUIMICA" Glasstone S. Ed. Aguilar.

"CRISTALES IONICOS, DEFECTOS ESTRUCTURALES Y NO ESTEQUIOMETRIA". Greenwood N.N.
Ed. Alhambra

"QUIMICA INORGANICA BASICA" Cotton F. A. y Wilkinson G. Ed. Limusa.

"INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA INORGÁNICA" C.Valenzuela Calahorro, Ed McGraw-Hill

"QUIMICA BIOINORGANICA" Baran E.J. McGraw-Hill

QUIMICA BIOINORGANICA". H.E.Toma Monografía N- 29 O.E.A.

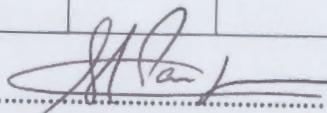
11.- CRONOGRAMA.

ACTIVIDAD			SEMANA	SEMESTRE
TP	TEORICO	OTROS (Detallar)		
Exámenes los días sábado	Exámenes los días sábado	CLASE INAUGURAL	1	1er. Semestre
x	x		2	
x	x		3	
x	x		4	
x	x		5	
x	x		6	
Repaso	x	Examen Parcial TP (1) (sábado)	7	
x	x		8	
x	x	1ra Recuperación Parcial TP(1) (sábado)	9	
x	x	Evaluación teórica Módulo 1 (sábado)	10	
x	x	2da Recuperación Parcial TP (2) (sábado)	11	
x	x		12	
x	x		13	
Repaso	x	Examen Parcial TP (2) (sábado)	14	
x	x		15	
x	x	Evaluación teórica Módulo 2 (sábado)	16	



ACTIVIDAD			SEMANA	SEMESTRE
TP	TEORICO	OTROS (Detallar)		
x	x	1ra Recuperación Parcial TP(2) (sábado)	17	2do. Semestre
x	x		18	
x	x	2da Recuperación Parcial TP (2) (sábado)	19	
x	x	Recuperación Mod 1 y 2 teoría (sábado)	20	
x	x		21	
x	x		22	
x	x	Evaluación teórica Módulo 3 (sábado)	23	
x	x		24	
x	x		25	
x	x		26	
x	x		27	
x	x		28	
Repaso	x	Examen Parcial TP (3) (sábado)	29	
Repaso	x	Evaluación teórica Módulo 4 (sábado)	30	
1ra Recuperación Parcial TP(3)	Seminario Final integrador.		31	
2da Recuperación Parcial TP (3)	Seminario Final integrador.	Recuperación Mod 3 y 4 (sábado)	32	

La Plata, 7 de 10 de 2016


Firma y aclaración
B. Perajin Costa

PARA USO DE LA SECRETARIA ACADEMICA

Fecha de aprobación: 17/03/2017 Nro de Resolución: CD 005-17

Fecha de entrada en vigencia 01/04/2017


Dra. PAULA ELENA POSADAS
Secretaría de Asuntos Académicos
Fac. Cs. Naturales y Museo



La Plata, 07 de OCTUBRE de 2016

Sr. Decano de la Facultad de Ciencias Naturales y Museo

Dr. Ricardo Etcheverry

S/D

Tengo el agrado de dirigirme a Usted a los fines de elevar el programa de la Asignatura "QUIMICA GENERAL" a mi cargo.

Sin otro particular, saluda a usted atentamente

B. Paraghi Cesta.



31 de octubre de 2016
Expte. 1000-006430/16

VISTO, que por Expte. 1000-006430/16 se tramita el programa de la asignatura **QUIMICA GENERAL**, y que la presentación ha sido realizada en el formato solicitado, PASEN las presentes actuaciones al CCD GEOLOGIA Y GEOQUIMICA .

Dra. PAULA ELENA POSADAS
Secretaria de Asuntos Académicos
Fac Cs. Naturales y Museo



DIRECCION DE PROFESORADO Y CONCURSOS, 01 de diciembre de 2016.

Se gira a la Secretaría Académica, a sus efectos.

MONICA A. ESURMENDIA
DIRECTOR PROF. Y CONCURSOS
Fac. Cs. Nat. y Museo

Sec Acad. 12/12/16

Visto, pase a consideración de la Comisión de
Enfermería.

Dra. PAULA ELENA POSADAS
Secretaría de Asuntos Académicos
Fac. Cs. Naturales y Museo



Comisión de Enfermería

La Plata 12/12/16

Visto lo presentado por la docente

Parafón Costa, Beatriz y viendo que dicho
programa cumple en la Reglamentación
vigente. Esta comisión sugiere dar curso favoro
etc.

AGUSTÍN ZAURI

M.C. Damborenea

CAROLINA CUEVAS

ARLEN CARABELLI

AGUILLO

F. RICILLO

CRUZ ESTEBAN

LA PLATA 12/12/2016

D.A.E

Visto lo actuado por la C.E
pasa S.A.A. a sus efectos..

Lic. ANDREA DIPPOLITO
Directora de Asuntos Estudiantiles
Facultad de Cs. Naturales y Museo

SECRETARIA ACADEMICA 1/3/17 PASE AL HONORABLE
CONSEJO DIRECTIVO

Dra. PAULA ELENA POSADAS
Secretaria de Asuntos Académicos
Fac Cs Naturales y Museo



[Faint handwritten notes and signatures at the bottom of the page, including names like 'Luis Posadas', 'M. S. ...', and 'A. ...']



El Consejo Directivo, en sesión ordinaria del 17 de Marzo de 2017, por el voto positivo de dieciséis de sus dieciséis miembros presentes y atento a la presentación de la **Dra. Beatriz Parajón Costa**, aprobó el Programa de contenidos de la asignatura **Química General**.

Pase a sus efectos a la Secretaría Administrativa.

Dra. PAULA ELENA POSADAS
Secretaría de Asuntos Académicos
Fac. Cs. Naturales y Museo



Expte. N° 1000-006430/16

///La Plata, 20 MAR 2017

VISTO;

que por las presentes actuaciones se tramita la presentación de la Dra. Beatriz PARAJON COSTA del Programa de la Asignatura Química General;

CONSIDERANDO;

que el Consejo Consultivo Departamental de Geología y Geoquímica y la Comisión de Enseñanza sugieren aprobar el programa;

que el Consejo Directivo en sesión de fecha 17 de marzo de 2017 por el voto positivo de dieciséis de sus dieciséis miembros presentes aprobó el Programa de contenidos de la asignatura Química General;

ATENTO;

a las atribuciones conferidas por el art. 80° inc. 1) del Estatuto de la UNLP;

Por ello;

EL CONSEJO DIRECTIVO DE LA FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES Y MUSEO

RESUELVE:

ARTICULO 1°.-Aprobar el Programa de contenidos de la Asignatura Química General, presentado por la Dra. Beatriz PARAJON COSTA, dejando constancia que el programa entrara en vigencia por tres años a partir del ciclo lectivo 2017.-

ARTICULO 2°.- Regístrese por el Departamento de Mesa de Entradas. Cumplido notifiqúese a la Dra. Beatriz PARAJON COSTA y pase a la Dirección de Profesorado y Concursos. Hecho, gírese a sus efectos a Biblioteca y resérvese hasta su oportuno archivo.-


L.M.G.

RESOLUCIÓN CD N°: 005-17
En sesión de fecha: 17/03/2017

Dra. PAULA ELENA POSADAS
Secretana de Asuntos Académicos
Fac. Cs. Naturales y Museo

Dr. RICARDO OSCAR ETCHEVERRY
DECANO
Facultad de Cs. Naturales y Museo



La Plata, 20 de abril de 2017.

En el día de la fecha me notifico de la Resolución N° 05/17.

A handwritten signature in blue ink, appearing to read 'B. Parajon Costa', written over a light blue rectangular background.

Dra. Beatriz PARAJON COSTA