

INTRODUCCION A LA QUIMICA (Ciencias Naturales) **Programa teórico (2003)**

1. Fundamentos de la QUIMICA.

Materia y Energía. Estados de la materia. Propiedades químicas y físicas. Elementos y compuestos. Fórmulas químicas y composición estequiométrica: pesos atómicos y moleculares. Concepto de mol. Ecuaciones químicas y estequiometría de las reacciones. Nomenclatura inorgánica. Reacciones químicas: clasificación.

2. La estructura de los átomos

Naturaleza ondulatoria de la luz. Energía cuantizada. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos y modelo de Bohr del átomo de hidrógeno. Comportamiento ondulatorio de la materia. Números cuánticos. Orbitales atómicos. Configuraciones electrónicas. **Periodicidad química: la tabla periódica.** Propiedades periódicas: radios atómicos y radios iónicos, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Metales, no metales y metaloides. Tendencias generales de los grupos.

Temas especiales: Nociones de espectroscopía. Distribución geoquímica de los elementos en la corteza terrestre y en los seres vivos (bioquímica).

3. Enlace químico

Enlace iónico. Características generales. Configuración electrónica de iones de elementos representativos y de metales de transición. Iones poliatómicos.

El enlace covalente. Estructuras de Lewis. Teoría de la RPEENV. Teoría del enlace de valencia: orbitales híbridos y geometría molecular. Momento dipolar. Moléculas diatómicas. Estabilidad y propiedades de moléculas diatómicas. Unión por puente de hidrógeno. **Temas especiales: Moléculas covalentes de interés: estructura y propiedades del H₂O , Reactividad de los componentes del aire: N₂ y O₂ .**

4.Estados de agregación de la materia

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

El estado líquido: Fuerzas intermoleculares. Propiedades generales de los líquidos. Presión de vapor. Ebullición. Tensión superficial. Viscosidad.

El estado sólido: Sistemas cristalinos. Redes de Bravais. Ecuación de Bragg. Empaquetamientos de átomos. Tipos de huecos. Energía de red. Estructuras cristalinas típicas. Regla de la relación de radios iónicos y coordinación catiónica y aniónica. Efecto de polarización. Polimorfismo e isomorfismo. Defectos estructurales. Semiconductores de tipo p y n . Enlace metálico: generalidades.

Cambios de fase. Diagrama de fases para el agua y dióxido de carbono. Punto triple.

Temas especiales: Aplicación del diagrama de fases del H₂O .

Caracterización de sólidos cristalinos

5.- Soluciones

Tipos de soluciones. Soluciones sólidas intersticiales y sustitucionales.

Soluciones líquidas: Disolución de sólidos en líquidos. Curvas de Solubilidad. Disolución de gases en líquidos: ley de Henry. Efecto de la T y la P.

Propiedades coligativas. Disociación de electrolitos y propiedades coligativas. Aplicaciones: Coloides: nociones fundamentales. Fenómeno de adsorción

Tema especial: Aplicación de los conceptos a sistemas bio y geoquímicos.

6. Equilibrio químico

Concepto de equilibrio. Constante de equilibrio. Equilibrios homo y heterogéneos.

Factores que afectan el equilibrio químico: P, T, concentración, presencia de catalizador. Principio de Le Chatelier.

Tema especial: Algunos equilibrios de importancia en sistemas naturales: Ej.- CO₂ - carbonatos.

7.- Termoquímica

Energía. Entalpías de formación y de reacción. Reacciones exo y endotérmicas. Ley de Hess de la termoquímica. Energía de enlace. Aplicaciones.

Tema especial: Nociones de análisis térmico . Alimentos y combustibles.

8. Termodinámica química

Nociones del primer y segundo principios de termodinámica. Energía interna y entalpía. Entropía y energía libre. Procesos espontáneos. Energía libre y equilibrio químico.

9.- Equilibrio ácido base

Oxidos ácidos y óxidos básicos.

Teorías ácido-base: Arrhenius, Bronsted Lowry, Lewis y Lux Flood. Ácidos fuertes. Consideraciones generales sobre ácidos binarios y oxácidos. Fuerza de los ácidos: Reglas de Pauling para oxácidos. Ácidos y bases débiles. Concepto de pH. Indicadores de pH.

Aspectos adicionales de los equilibrios: Soluciones reguladoras. Indicadores de pH. Hidrólisis. Equilibrios de solubilidad. Factores que afectan la solubilidad

10. Cinética química

Nociones generales. Factores que afectan las velocidades de reacción. **Nociones de fotoquímica.**

Tema especial : Enzimas como catalizadores específicos.

11.- Química ambiental

La atmósfera. Las regiones exteriores de la atmósfera. El ozono. Química de la tropósfera. . Agua de mar: desalinización. Agua dulce.

Tema especial: Lluvia ácida

12. Electroquímica

Reacciones de oxidación reducción. Celdas y pilas. Potenciales normales de electrodo.

Factores que gobiernan el potencial de electrodo. Electrólisis: leyes de Faraday.

Electrólisis de sales fundidas y en medios acuosos. Espontaneidad de las reacciones redox. Efecto de la concentración y la temperatura sobre la FEM. Ecuación de Nernst.

Variación de la FEM con el pH. Corrosión

Metales y metalurgia. Tabla de potenciales y tabla periódica. Presencia en la naturaleza y distribución de los metales. Generalidades del enlace metálico.

Tema especial: Aplicación geoquímica de la tabla de potenciales

13. QUIMICA INORGANICA

13.1 Elementos representativos

Hidrógeno Obtención, reacciones y propiedades

Oxígeno: Obtención, reacciones y propiedades. Oxidos, peróxidos y superóxidos.
Temas especiales: Ciclo del oxígeno en la naturaleza. Transportadores de O₂ en seres vivos.

Metales alcalinos y alcalino-terreos. Generalidades. Obtención y reacciones más importantes. Estabilidad térmica de los carbonatos alcalino-terreos.

Elementos del grupo III: Generalidades. Obtención. Características estructurales de boratos.

Elementos del grupo IV: Carbono: formas elementales y compuestos inorgánicos. Características de los otros elementos del grupo. Obtención y reacciones. Características estructurales de los silicatos. **Tema especial: efecto invernadero.**

Elementos del grupo V. Generalidades. Nitrógeno: Obtención y reacciones importantes. **Tema especial: Ciclo del N₂ en la naturaleza. Activación y fijación del N₂.** Los otros elementos del grupo. Presencia en la naturaleza y propiedades del fósforo.

Elementos del grupo VI. Generalidades. Presencia en la naturaleza. Obtención de S.

Oxidos de azufre. Obtención de ácido sulfúrico. Reacciones. Características generales de los otros elementos del grupo.

Elementos de los grupos VII y VIII: halógenos y gases nobles. Generalidades. Propiedades importantes. Obtención de halógenos. Reactividad.

13.2 Metales de transición:

Metales del bloque “d” y “f”. Características generales. Química de los compuestos de coordinación. Nomenclatura. Quelatos. Color y magnetismo. Nociones de la teoría electrostática del campo cristalino. Complejos de alto y bajo espín.

Tema especial: compuestos de coordinación en la naturaleza.

13.3 Nociones de bioinorgánica

Metales en sistemas biológicos. Los metales y la biosfera: principios de toxicología ambiental.

INTRODUCCION A LA QUIMICA

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.)
- 24.- Seminario integrador

INTRODUCCION A LA QUIMICA

Reglamento del curso de Trabajos Prácticos para Ciencias Naturales

El curso de Trabajos Prácticos comprende la realización de trabajos de laboratorio y seminarios. El alumno que se haya inscripto en la Facultad de Ciencias Naturales y Museo en la carrera elegida deberá anotarse en la materia a principio del año lectivo (estos trámites se realizan en el Departamento de Alumnos de la Facultad de Ciencias Naturales y Museo); posteriormente deberá confirmar personalmente su inscripción anotándose en alguna de las comisiones (éste último requisito deberá cumplimentarse en la Cátedra o lugar que se designe al respecto).

Durante el año deberán concurrir en los días fijados por su horario (3 hs. semanales) a realizar las tareas consignadas en el Programa de Trabajos Prácticos. **La asistencia es obligatoria.**

1) Requisitos para la realización de los Trabajos Prácticos (T.P.)

El alumno deberá asistir a todos los T.P. programados, siendo condición necesaria la preparación previa del tema a tratar en clase. En el caso de los trabajos de laboratorio, ésta condición es estrictamente necesaria. En tal caso se evaluarán los conocimientos sobre el tema durante la realización del T.P.; dicha evaluación consistirá en una pregunta básica acerca del T.P.; que deberá responder adecuadamente. En caso contrario, el T.P. se recuperará en fecha a fijar por la Cátedra.

Los alumnos podrán ser periódicamente interrogados por los docentes de la Cátedra, sobre los conceptos básicos del tema a desarrollar en las clases de seminario, con el fin de evaluar el grado de conocimiento. La evaluación podrá ser individual o colectiva. Dicha evaluación constituye una **NOTA DE CONCEPTO**, que no deberá ser inferior a los 40 puntos (sobre 100), equivalente a Suficiente, que será utilizada en el momento de la corrección de los exámenes parciales de T.P. (crédito que podrá ayudar en la definición de exámenes parciales que tengan una calificación que no alcance la mínima establecida para la aprobación del examen). Ver el punto 3)

2) Inasistencias

No se podrá acumular durante el año un número de inasistencias mayor del 20% del total de T.P. a realizar (5 ausentes). Se recuperarán sólo los T.P. de laboratorio en fecha a fijar por la Cátedra. Se justificarán solamente las inasistencias originadas por la

realización de exámenes finales, así como por la realización de Viajes de Campaña siempre que sean debidamente certificados con la Libreta de Estudiante y/o certificado de la Cátedra correspondiente. Estos ausentes no se computarán dentro del máximo permitido.

La Cátedra solo admitirá certificados médicos en caso de internación, debidamente visados por Sanidad Universitaria, los que deberán presentarse en la fecha inmediata posterior a las ausencias.

3) Evaluación del curso de T.P.

Durante el curso de T.P. se tomarán tres pruebas parciales, (tentativamente mayo, agosto, noviembre). La Cátedra fijará dos fechas de recuperación para cada uno de esos parciales, para el caso en que el alumno no se pueda presentar en una de ellas. La no aprobación o ausencia a las tres fechas (original y recuperaciones) significa la desaprobación de la cursada, imposibilitando la continuidad del curso.

Las pruebas parciales serán escritas y versarán sobre los temas tratados en clases de seminarios y laboratorios. Se calificarán como Aprobados y Desaprobados, considerándose aprobados aquellos que respondan adecuadamente el 60% del examen (60/100 puntos), con la salvedad de que ninguna de las preguntas o problemas queden sin responder. Aquellos parciales que contengan un 55-59% de respuestas favorables, serán decididos con la **NOTA DE CONCEPTO** mencionada anteriormente.

Los alumnos deberán realizar y presentar al final del curso un **Trabajo Especial**, de interés práctico, integrador de conceptos desarrollados durante todo el curso. El mismo se presentará y discutirá en cada comisión con la participación conjunta de alumnos y docentes. La evaluación del mismo se usará como nota de concepto adicional, para el último parcial.

Sistema para recursantes (optativo)

Aquellos alumnos que recursan la materia y que hayan aprobado el año anterior uno o dos parciales, pueden (si así lo desean) optar por un sistema para recursantes, para el que deben rendir obligatoriamente todas las pruebas parciales, quedando eximidos de cursar los T.P. comprendidos en el/los examen/es aprobados el año anterior.

Los exámenes deberán rendirlos en forma conjunta con los alumnos del curso en las fechas establecidas para tal fin. Deberán incorporarse al curso en el primer T.P. inmediatamente posterior al último tema del examen aprobado por el alumno el año anterior, a partir de ese momento deberán cursar regularmente el resto de los T.P.

Los alumnos que decidan acceder a ésta modalidad deberán comunicar a los Jefes de T.P. su decisión personalmente y por nota durante la primera semana de actividades del presente curso lectivo; caso contrario deberán cursar todos los T.P.

En esa oportunidad se ampliará la información al respecto.

Clases de consulta

Además de las clases de seminario y laboratorio estipuladas en el programa de T.P. la Cátedra ofrece clases de consulta adicionales (15 hs. semanales), no obligatorias, cuyos horarios serán informados en la cartelera de la Cátedra.

Una vez que el alumno haya satisfecho las exigencias anteriormente mencionadas se dará por aprobado el curso de T.P. habilitándolo para rendir examen final de la asignatura. En el caso de los alumnos que además hayan realizado y aprobado el curso intensivo teórico tendrán aprobada la materia sin rendir el examen final mencionado precedentemente. Tener en cuenta que para rendir el examen final tienen que tener vigente la Cursada (validez: tres años y medio, luego podrán solicitar por nota a la Facultad de C.N. y M. una prórroga de un año y medio más, **total como máximo 5 años**)

INTRODUCCION A LA QUIMICA

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. Volumen molar (en Condiciones Normales de Temperatura y Presión). 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. Soluteo y solvente. Distintos tipos de soluciones

(según el estado de agregación). Concentración, distintos tipos de uni-
dades, físicas y químicas. Densidad. Problemas de aplicación.

4.- Soluciones II: Trabajo de laboratorio. Normas de trabajo en el laboratorio. Descripción

de los materiales a usar en el laboratorio. Recomendaciones generales para su correcta utilización. Medidas experimentales. Errores. Reglas de redondeo. Preparación de soluciones de distinta concentración a partir de drogas sólidas 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 todos los elementos que forman parte de los distintos 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 físicamente el re-

sultado 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 vistas hasta el presente. 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. Deter-
minación 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. 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. Caracterización del Fe (II).

12.- Cristalografía: 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 (K_e). Velocidad de reacción.

Principio de Le Chatelier. Cálculo de concentraciones en el equilibrio. Relaciones entre K_p y K_c . 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 HO^-

Método colorimétrico. Determinación del pH de soluciones de acidez o basicidad desconocidas, preparadas en el laboratorio y de otras tomadas de la naturaleza. 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.

Soluciones reguladoras. Hidrólisis. Constante de hidrólisis. Factores que afectan la hidrólisis. Solubilidad. Producto de solubilidad. Relaciones entre Q_p y K_p . Problemas de aplicación.

19.- Metales: Trabajo de laboratorio. Propiedades fundamentales de los elementos de transición. Comportamiento de éstos 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, diferencia de potencial, (unidades); Problemas de aplicación.

21.- Pilas: Trabajo de laboratorio. Construcción de una pila de Daniell. Puente salino.

Ánodo, 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 mediante indicadores de una barra metálica sometida a esfuerzos, 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 VII y VI. 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 V y IV. Óxidos de éstos grupos que contribuyen a la formación de la lluvia ácida, observación sobre muestras naturales (suelos, agricultura, rocas de aplicación en la construcción, etc.). Efecto invernadero.

24.- Seminario integrador: Tema tipo: a) El agua desde el punto de vista físico.
b) El agua desde el punto de vista químico.

c) El agua y la geología.

d) El agua y la biología.

e) El agua y el medio ambiente.

Desarrollo del tema tipo del Seminario integrador:

a) El agua desde el punto de vista físico: Composición y estructura. Naturaleza polar

polar del agua. Estados físicos.

Diagramas de fases. Punto triple (ebullición en altas montañas, patinaje sobre hielo, fusión en la base de los glaciares, etc.). Masa y densidad del agua. Propiedades térmicas ($H_{fus.}$, $H_{vap.}$). Viscosidad. Tensión superficial (¡insectos que caminan sobre el agua!). Propiedades eléctricas. Efectos de la Constante dieléctrica del agua. Conductividad. Propiedades ópticas (en grandes volúmenes). Propiedades sensoriales, caracteres organolépticos: aspecto, color, olor, sabor, sedimento, turbidez, temperatura.

b) El agua desde el punto de vista químico: Como disolvente universal, solubilidad de

gases, líquidos y sólidos en agua.

Concentración de las soluciones. Propiedades coligativas (ej.: ósmosis en células, etc.). Ionización, electrolitos. Ley de acción de masas. Acidez y basicidad en medios naturales. Hidrólisis. Soluciones reguladoras (ej.: en el agua de mar, en medios biológicos, etc.). Oxido-reducción (ej.: respiración, ciclo de Krebs, etc.).

c) El agua y la geología:
Estado

Origen del agua en el Cosmos.

natural (ej.:diferencias de salinidad).

Variaciones isotópicas en el ciclo del agua y durante las Eras geológicas. Nivel freático

(zonas de oxidación y zonas de reducción). Estados metaestables (ej.: nubes). Aguas termales, su composición, orígenes, efectos. Minerales sometidos a la meteorización, hidrólisis. Biolixiviación. Agua de composición ($H_2O +$) y agua de hidratación ($H_2O -$) en los minerales.

d) El agua y la biología: Metabolismo celular, anabolismo (foto-síntesis) y catabolismo (fermentaciones).

El agua como medio de vida microbiano y de otros organismos (lagos y ríos como sistemas ecológicos), sales y gases disueltos. Sustancias nutritivas. Adaptaciones bioquímicas de los seres vivos. Función de las membranas biológicas. Homeostasis, regulación del medio interno. Difusión de gases en el agua (mecanismo respiratorio en los peces). Proceso bioquímico de digestión, absorción y asimilación.

e) El agua y el medio ambiente: **Compuestos disueltos en agua. Distribución del agua en la naturaleza, porcentajes relativos, compartimentos, tiempos de residencia. Contaminación bacteriana. Eutrofización de espejos de agua. Causas, regularización por el oxígeno y el papel del fósforo. Lagos de fondos silíceos y de fondos carbonáticos. Efectos de la lluvia ácida. Antropología (ej.: contaminación antrópica, medios oxidantes o reductores como indicadores del grado tecnológico alcanzado por distintos grupos humanos durante el pasado, etc.). Tratamiento de aguas. Ecosistemas forzados. Planteo y discusión de problemas de contaminación.**

Laboratorios relacionados: - Dureza en aguas

- Potabilización de aguas
- Clasificación de aguas: Normas para ser aptas. Resultado de un análisis de agua

BIBLIOGRAFIA GENERAL:

- “PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA”
Martínez J.M., Donati E.R. Edición de los autores
- “NOCIONES ELEMENTALES DE QUÍMICA UNIVERSITARIA”
Martínez J.M., Igea A.E., Scian A.N. Edición de los autores
- “QUÍMICA”
Sienko M.J., Plane R. Editorial Aguilar
- “QUÍMICA”
Choppin G., Jaffe B. Edit. Publicaciones Culturales
- “QUÍMICA GENERAL”
Whitten K.W., Gailey K.D. Ed. Mc Graw-Hill
- “FUNDAMENTOS DE QUÍMICA

- Brescia F., Arents D.J. Ed. Continental
- “PRINCIPIOS BÁSICOS DE QUÍMICA”
Gray H.B., Haight G.P. Ed. Reverté
 - “QUÍMICA, CURSO UNIVERSITARIO”
Mahan B.H. Ed.
Interamericana
 - “QUÍMICA”
Russel J.B., Larena A. Ed. Mc Graw-
Hill
 - “QUÍMICA”
Mortimer Ch.E. Grupo Editorial
Iberoamericana
 - “QUÍMICA GENERAL SUPERIOR”
Masterton W.L., Slowinski, Stanitski Ed. Mc Graw-
Hill
 - “CHEMISTRY”
Lippincott W.T., Garrett A.B., Verhoek F. Ed. Wiley & Son
 - “QUÍMICA GENERAL”
Pauling L. Ed. Aguilar
 - “QUÍMICA”
Brescia F., Melhman S., Pellegrini F.C., Stambler S. Ed.
Interamericana
 - “QUÍMICA GENERAL UNIVERSITARIA”
Keenan Ch.W., Kleinfelter D.C., Wood J.H. Ed. Continental
 - “UN ESQUEMA MODERNO DE LA QUÍMICA INORGÁNICA”
Bell C.F., Lott K.A. Ed. Alhambra
 - “QUÍMICA INORGÁNICA”
Baggio S., Blesa M.A., Fernandez H. Ed. Ateneo
 - “QUÍMICA”
Chang R. Ed. Mc Graw-
Hill

Bibliografía complementaria avanzada:

Cristaloquímica

- “CRISTALES IÓNICOS, DEFECTOS ESTRUCTURALES Y NO ESTEQUIOMETRÍA” Greenwood N.N. Ed. Alhambra
- “QUÍMICA DEL ESTADO SÓLIDO”
Smart L., Moore E. Ed. Addison-Wesley
Iberoamericana

Parte general

- “ELEMENTOS DE FISICOQUÍMICA”
Glasstone S. Ed. Aguilar
- “FISICOQUÍMICA”
Castellan G.W. Fondo Educativo Interamericano
S.A.

Química Inorgánica

- “QUÍMICA INORGÁNICA MODERNA”
Cotton A., Wilkinson G. Ed. Limusa

Química Bioinorgánica

- “QUÍMICA BIOINORGÁNICA”
Baran E.J. Federación Bioquímica de la Pcia.de
Bs.As.
- “QUÍMICA BIOINORGÁNICA”
Baran E.J. Ed. Mc Graw-
Hill
- “QUÍMICA BIOINORGÁNICA”
Toma H.E. Monografía N°29
O.E.A.

Seminario integrador

- “QUÍMICA BIOINORGÁNICA”
Baran E.J. Ed. Mc Graw-
Hill
- “QUÍMICA INORGÁNICA AVANZADA”
Cotton A., Wilkinson G. Ed. Limusa
- “MANUAL TECNICO DEL AGUA”
Degremont
- “GEOQUÍMICA”
Rankama-Sahama Ed. Aguilar
- “THE DATA OF GEOCHEMISTRY”
Clarke F.W. U.S.Geological
Survey
- “INTRODUCTION TO GEOCHEMISTRY”

- | | |
|--|------------------|
| Krauskopf K.B. | Ed. Mc Graw-Hill |
| • “HIDROLOGÍA SUBTERRÁNEA”
Custodio (Cap.IV y X) | Ed. Reverté |
| • “BIOQUÍMICA”
Stryer L. | Ed. Reverté |
| • “BIOQUÍMICA”
Lehninger A.L. | Ed. Omega |
| • “BIOLOGIA CELULAR”
De Robertis, De Robertis | Ed. El Ateneo |
| • “CHEMISTRY AND BIOLOGY OF WATER, AIR AND SOIL. ENVIROMENTAL ASPECTS” Tölgyessy Editor (1993) | Ed. Elsevier |
| • “ECOLOGÍA”
Ramón Margalef | Ed. Omega |
| • “LIMNOLOGÍA”
Ramón Margalef | Ed. Omega |
| • “FUNDAMENTOS DE FISIOLOGÍA ANIMAL”
Wilson J.A. Noriega Editores | Ed. Limusa |