PROGRAMA ANALÍTICO

DEPARTAMENTO: DEPARTAMENTO DE QUÍMICA. FACULTAD DE CIENCIAS EXACTAS, FÍSICO-QUÍMICAS Y NATURALES

CARRERA: INGENIERÍA QUÍMICA

ASIGNATURA: QUÍMICA INORGÁNICA

CÓDIGO: 9121

AÑO ACADÉMICO: 2018

PLAN DE ESTUDIO: 1994

UBICACIÓN EN EL PLAN DE ESTUDIO: 2do. CUATRIMESTRE DE 1er. AÑO

MODALIDAD DE CURSADO: PRESENCIAL

DOCENTES A CARGO: **Dr. Walter A. Massad – Profesor Adjunto Semi-Exclusivo**
Dra. Cecilia Pagliero – Profesora Asociada Exclusivo

EQUIPO DOCENTE: **Dr. Walter A. Massad – Profesor Adjunto Semi-Exclusivo**
Dra. Cecilia Pagliero – Profesor Asociado Exclusivo
Dr. Mariano Bruno - Ayudante de Primera Semi-Exclusivo
Dra. Nahir Dib - Ayudante de Primera Simple
Dra. Rebeca Rivero - Ayudante de Primera Simple
Lic. Airam Cobo Sollis – Becaria
Lic. Ivan Riberi – Becario
Lic. Ana Scanone – Becaria
Lic. Julieta Sacchetto – Becaria

RÉGIMEN DE ASIGNATURAS:

Aprobada	*Regular*
	9120

ASIGNACIÓN DE HORAS:
Semanales: 8

Totales → Teóricas: 45
Totales → Prácticas → Resolución de problemas: 54
Prácticas → Laboratorio: 21
Prácticas → Proyecto: -
Prácticas → Trabajo de campo: -

CARÁCTER DE LA ASIGNATURA: Obligatoria

OBJETIVOS DE LA ASIGNATURA:

Se debe lograr que el alumno al fin del curso alcance los siguientes objetivos:

1) Explicar y predecir el comportamiento de los elementos desde el punto de vista termodinámico.

b) Relacionar el comportamiento de los elementos y compuestos afines con respecto a:
1) Ubicación en la Tabla Periódica.
2) Propiedades Periódicas.
3) Tipo de enlace formado.
4) Estructura de las moléculas.
5) Tipo de sólido formado.

c) Conocer los principales métodos de obtención, purificación, como así también principales usos de los elementos y compuestos inorgánicos tanto en el laboratorio como en la industria, etc.

d) Ser capaz de reconocer los productos inorgánicos formados o producidos en el laboratorio mediante pruebas cualitativas, relacionando esto con el comportamiento esperado.

CONTENIDOS:

Tema 1:
1er y 2do Principios de la Termodinámica. Entropía. Energía libre. Equilibrio: Ejemplos de procesos espontáneos. Segundo principio de la termodinámica. Cambio de entropía del universo y criterios de espontaneidad. Interpretación molecular de la entropía. Energía libre de Gibbs. Criterios de equilibrio y de espontaneidad. Relación del cambio de energía libre estándar con la constante de equilibrio. Gráficos de Energía Libre versus grado de avance de reacción.
Equilibrio de Solubilidad: Constante del producto de solubilidad. Criterios para predecir si las soluciones son: saturadas, insaturadas y sobresaturadas. Relaciones entre solubilidad de soluciones saturadas con el Kps de distintos tipos de sales poco solubles. Efecto ion común. Efecto pH.
Electroquímica. Reacciones Redox. Celdas Galvánicas. Potencial estándar y tabla de potenciales estándar. Ecuación de Nernst. Relación entre el cambio de energía libre y la fuerza electromotriz. Dependencia entre la constante de equilibrio y la fuerza electromotriz estándar. Electrólisis.

Tema 2
El **enlace covalente:** Regla del octeto. Estructuras de Lewis. Estructuras resonantes. Geometría molecular. Modelo de repulsión de pares de electrones y geometría molecular. Hibridización de orbitales atómicos y geometría molecular. Método de orbitales moleculares. Solapamiento de orbitales atómicos como criterio de unión. Orbitales moleculares en moléculas diatómicas. Orbitales sigma y pi ligantes y antiligantes. Curvas de energía potencial vs. distancia de unión. Diagrama de energía de orbitales moleculares. Comparación de energía de enlace, distancia y estabilidad para H_2, H_2^+, H_2^-, He_2. Orbitales moleculares en el segundo período. Orden de unión, distancia y energía de enlace. Niveles energéticos, casos de hibridización s-p y de no interacción s-p. Propiedades magnéticas. Moléculas diatómicas heteronucleares. Sistemas reticulares

Tema 3
El enlace metálico: Enlaces metálicos. Modelos de enlace. Estructura de los metales. Celdas unitarias. Aleaciones

Tema 4
El enlace iónico: Características de los compuestos iónicos. Modelo iónico y tamaño de los átomos. Tendencias de los radios iónicos. Tendencias en los puntos de fusión. Polarización y covalencia.

Hidratación de iones. Red iónica. El caso cúbico. El caso octaédrico. El caso tetraédrico. Semiconductores y la estructura de blenda de zinc. Excepciones a las reglas de empaque. Estructuras cristalinas con iones poliatómicos. Triángulo del enlace. Tendencias periódicas en la formación de enlaces. Tendencias de formación de enlaces en los elementos del segundo periodo. Tendencias de formación de enlaces en los elementos del tercer periodo. Tendencias de los fluoruros de los elementos de los periodos segundo y tercero.
Estabilidad de sólidos iónicos. Energía reticular. Constante de Madelung y geometría de la red cristalina. Ciclos de Born-Haber y energía reticular. Termodinámica del proceso de disolución de compuestos iónicos. Energía reticular. Energía de hidratación. Cambio energético del proceso de disolución

Tema 5
Introducción a los Compuestos de Coordinación: Constitución y geometría. Ligantes y nomenclatura. Isomería y quiralidad.

Tema 6
Hidrógeno. Abundancia y propiedades físicas. Isótopos. Ubicación del Hidrógeno en la tabla periódica. Métodos de obtención: de laboratorio e industrial. Hidruros: iónicos, covalentes, covalentes polares, intersticiales. Propiedades y reacciones de los hidruros. Usos del hidrógeno. Agua y puente de hidrógeno.

Tema 7
Ácidos y bases Ácidos binarios. Oxoácidos. Acidos polipróticos. Iones ácidos de metales. Tendencias en el comportamiento ácido-base. Reacciones ácido-base de los óxidos. Teoría de Lewis.

Tema 8
Oxígeno. Propiedades físicas. Composición isotópica. Abundancia en la tierra. Obtención: Descomposición térmica de óxidos y sales. Métodos industriales: destilación de aire líquido y electrólisis de agua. Alotropía. Ozono, producción, estructura molecular, distancia de enlace, importancia y usos. Tipos de óxidos: básicos, ácidos, anfóteros, neutros. Diferencia de electronegatividades en el óxido y comportamiento frente al agua. Clasificación de óxidos de acuerdo a su complejidad. Agua oxigenada. Estructura y obtención. Propiedades redox.

Tema 9
Metales alcalinos:_Tendencias del grupo. Ocurrencia y obtención. Electrólisis de sales fundidas. Proceso Downs para obtención de sodio. Hidruros, óxidos, hidróxidos y haluros. Peróxidos y superóxidos. Colores a la llama. Características diferenciales del litio. Electrólisis de solución de cloruro de sodio. Carbonato de sodio. Proceso Solvay.
Metales alcalino-térreos:_Tendencias grupales. Hidruros, óxidos, hidróxidos y haluros. Analogías diagonales en la clasificación periódica. Características diferenciales del berilio. Anfoterismo. Variación de la solubilidad de las sales del grupo. Carbonatos, su estabilidad térmica.

Tema 10
Halógenos. Tendencias grupales. Comportamiento peculiar del flúor. Flúor. Cloro. Haluros de hidrógeno: energías de enlace, fuerza de los hidrácidos. Puente hidrógeno en el fluoruro de hidrógeno. Obtención de los haluros de hidrógeno. Fluoruro de hidrógeno y ácido fluorhídrico. Ácido clorhídrico. Halogenuros. Halogenuros iónicos. Halogenuros covalentes. Óxidos de los halógenos. Oxoácidos y oxoaniones del cloro. Ácido hipocloroso y ion hipoclorito. El ion clorato. Ácido perclórico y ion perclorato. Compuestos interhalógenos e iones polihalogenuros.

Tema 11
Grupo 13: tendencias grupales. Boro. Minerales y obtención. Usos. Haluros, carácter doble de la unión. Hidruros, obtención y estructura molecular. Orbitales moleculares policéntricos. Compuestos de oxígeno. Trióxido de boro: obtención a partir de Bórax. Ácidos ortobórico y metabórico. Boratos cristalinos. Bórax; su estructura. Compuestos nitrogenados, nitruro de boro y boracina. Aluminio. Abundancia y obtención. Metalurgia, minerales, proceso electrolítico (Hall). Propiedades y usos (Aleaciones). Alúmina. Anfoterismo. Aluminotermia. Haluros. Alumbres. El talio y el efecto del par inerte

Tema 12
Grupo 14: Tendencias grupales. Carbono. Estructura electrónica y valencia. Hibridización.
Alotropía: Diamante, Grafito, Fulerenos. Carbono Amorfo. Isótopos del carbono. Óxidos de carbono. Carburos: iónicos, covalentes y metálicos. Compuestos halogenados. Cianuros. Disulfuro de carbono. Silicio. Silanos. Clorosilanos. Siliconas, estructura y propiedades. Haluros de silicio. Sílice. Estructura. Cuarzo y cristobalita. Cuarzo fundido, usos y propiedades. Sílica Gel. Silicatos minerales. Talco, mica, caolín y feldespato. Vidrios. Cemento. Estaño y Plomo: propiedades generales. Óxidos de estaño y plomo.

Tema 13
Grupo 15: tendencias grupales. Nitrógeno. Propiedades físicas. Ocurrencia y reactividad. Obtención en el laboratorio y la industria. Nitruros. Amoníaco y sales de amonio. Procesos Haber. Amoníaco líquido. Hidrazina e hidroxilamina. Oxidos de Nitrógeno. Ácidos, estructura y fuerza relativa. Ácido nítrico, obtención, propiedades y usos. Compuestos halogenados. Hidrazina. Azida de hidrógeno
Fósforo. Fósforo blanco, rojo y negro, estructura, reactividad y usos. Fosfina, obtención y propiedades: óxidos, estructura molecular. Ácidos, disociación y estructura del ácido y del anión. Ácido fosfórico, obtención y propiedades. Fosfatos, solubilidad y usos. Derivados halogenados de fósforo. Orbitales "d" y expansión del nivel de valencia.

Tema 14
Grupo 16: tendencias grupales. Azufre. Azufre elemental, variedades alotrópicas. Azufre líquido y plástico. Ocurrencia y obtención. Sulfuro de hidrógeno, sulfuros y polisulfuros. Oxidos de azufre. Acido sulfuroso y sulfitos. Ácido sulfúrico: obtención, usos y propiedades. Sulfatos, generalidades. Sulfo-ácidos. Tiosulfatos, estructura y reacciones. Derivados halogenados. Estructura y propiedades.

Tema 15
Elementos de Transición. Configuración electrónica de los metales de transición y de transición interna. Contracción lantánida. Efecto sobre las propiedades químicas. Características de los elementos de transición: estados de oxidación, formación de complejos, compuestos coloreados, propiedades magnéticas y catalíticas.
Teoría del campo cristalino. Orbitales "d" en un campo octaédrico. Complejos de alto y bajo spin. Propiedades ópticas y magnéticas, su relación. Variación de delta con el ligando y con el ion central. Serie espectroquímica. Orbitales "d" en un campo tetraédrico y en un plano cuadrado. Magnitudes relativas de delta en un tetraédrico y plano cuadrado octaédrico.
Principales características químicas de los elementos de transición. Compuestos principales y usos.

Tema 16
Gases Nobles. Tendencias grupales. Características singulares del helio. Usos de los gases nobles. Clatratos. Breve historia de los compuestos de gases nobles. Fluoruros de Xenón. Óxidos de Xenón.

LISTADO DE TRABAJOS PRACTICOS

1. Hidrógeno.
2. Oxígeno, agua y agua oxigenada.

3. Halógenos.
4. Metales alcalinos y alcalinos térreos.
5. Elementos del Grupo III y IV.
6. Elementos del Grupo V y VI.
7. Metales de transición.

METODOLOGÍA DE ENSEÑANZA:

Clases Teóricas: Durante ellas se desarrollan los contenidos del programa de la asignatura, en forma de clases tipo expositivas dictadas por el docente responsable.
Clases Prácticas (TP de aula): Estas consisten en la elaboración y discusión de guías de problemas, con la asistencia de un docente a cargo, basados en los contenidos teóricos desarrollados previamente. Se espera que el alumno resuelva los problemas en forma previa y se utilice el tiempo para la discusión de dificultades especiales y profundización de conceptos
Prácticas de laboratorio: Se ejecutan trabajos prácticos de laboratorio que tienen como objetivo, en general, la obtención de elementos y compuestos inorgánicos, como asimismo analizar su comportamiento químico en forma cualitativa.

MODALIDAD DE EVALUACIÓN:

Se utiliza un sistema de evaluación sumativa consistente en la realización de dos exámenes parciales. Para obtener la condición de alumno regular el alumno debe cumplir con los siguientes requisitos mínimos:

a) El estudiante deberá aprobar el 80% de los trabajos prácticos de laboratorio y demostrar una asistencia del 80% a las clases teórico-prácticas.
b) Alcanzar la calificación mínima de cinco puntos en cada una de las dos evaluaciones. De no alcanzarse dicha calificación, el estudiante tendrá derecho a una instancia de recuperación para cada evaluación.

A los alumnos que no cumplan con los requisitos anteriores les corresponderá la condición de alumnos libres.
Se realizará el seguimiento de la participación de los estudiantes en las distintas actividades propuestas. Los resultados de los trabajos prácticos de laboratorio se discuten en clase y los alumnos elaboran un informe el cual deberá estar aprobado.

MODALIDAD DE EVALUACIÓN EN EXAMENES FINALES:

REGULAR: Consiste en un examen oral o escrito donde se evalúan conocimientos fundamentales y básicos de química inorgánica.
LIBRE: Consta de tres partes. La primera es un examen escrito para evaluar conocimientos sobre trabajos prácticos de gabinete. Los problemas a resolver en este examen son similares a los presentados en las guías de problemas de la materia. Aprobado este examen el alumno puede pasar a la segunda fase consistente en un examen oral de características similares al correspondiente de la evaluación regular. Superada esta instancia el alumno podrá acceder al último examen que consiste en una prueba de conocimientos sobre trabajos prácticos de laboratorio. En este examen el alumno deberá mostrar sus conocimientos prácticos en el laboratorio realizando una experiencia correspondiente al alguno de los TP de la materia y contestando preguntas acerca de otros TP de la misma materia.
El alumno libre deberá presentarse 24 horas hábiles antes de la fecha de examen regular para dar su primer examen.

HORARIOS DE CLASES:

Teóricos:
Miércoles de 16 a 19 hs.

Trabajos Prácticos de Aula
Comisión 1: Lunes 14 a 16 hs y Vienes 14 a 17 hs
Comisión 2: Lunes 14 a 16 hs y Vienes 14 a 17 hs
Comisión 3: Jueves 18 a 20 hs y Vienes 14 a 17 hs

Laboratorios:
Comisión A: 9 a 12 hs
Comisión B: 9 a 12 hs
Comisión C: 14 a 17 hs
Comisión D: 14 a 17 hs

HORARIOS DE CONSULTA:

Lunes de 12 a 14 hs. (C. Pagliero)
Martes de 13 a 14 hs. (M. Bruno)
Miércoles de 10 a 11 hs (W. Massad)
Jueves de 16 a 18 hs (R. Rivero)
Viernes de 12 a 13 hs (N. Dib)

CRONOGRAMA DE ACTIVIDADES:

Nº	Semana	Día	Fecha	Temas	Actividad
1	1	L	13-ago	Repaso equilibrio químico - Propiedades periódicas	TP de Aula
2	1	M	15-ago	Solubilidad - Entropía – Energía Libre	Teórico
3	1	V	17-ago	Entropía – Energía Libre - Solubilidad	TP de Aula
4	2	L	20-ago	Feriado del 17 de agosto	Feriado
5	2	M	22-ago	Entropía – Energía Libre - Electroquímica	Teórico
6	2	V	24-ago	Entropía – Energía Libre - Electroquímica	TP de Aula
7	3	L	27-ago	Electroquímica	TP de Aula
8	3	M	29-ago	Enlace Covalente	Teórico
9	3	V	31-ago	Enlace Covalente	TP de Aula
10	4	L	03-sep	Enlace Covalente	TP de Aula
11	4	M	05-sep	Enlace metálico – Enlace iónico	Teórico
12	4	V	07-sep	Enlace metálico – Enlace iónico	TP de Aula

13	5	L	10-sep	Enlace metálico – Enlace iónico	TP de Aula
14	5	M	12-sep	Introducción a los compuestos de coordinación - Hidrógeno	Teórico
15	5	V	14-sep	Introducción a los compuestos de coordinación - Hidrógeno	TP de Aula
16	6	L	17-sep	Introducción a los compuestos de coordinación - Hidrógeno	TP de Aula
17	6	M	19-sep	Ácidos y bases - Oxígeno	Teórico
18	6	V	21-sep	Feriado por día del estudiante	Feriado
19	7	L	24-sep	Ácidos y bases - Oxígeno	TP de Aula
20	7	M	26-sep	Metales alcalinos y alcalino-terreos	Teórico
21	7	V	28-sep	Primer Parcial	Parcial
22	8	L	01-oct	Metales alcalinos y alcalino-terreos	TP de Aula
23	8	M	03-oct	Halógenos	Teórico
24	8	V	05-oct	Hidrógeno	Laboratorio
25	9	L	08-oct	Halógenos	TP de Aula
26	9	M	10-oct	Grupo 13	Teórico
27	9	V	12-oct	Oxígeno, agua y agua oxigenada	Laboratorio
28	10	L	15-oct	Feriado del 12 de octubre	Feriado
29	10	M	17-oct	Grupo 14	Teórico
30	10	V	19-oct	Halógenos	Laboratorio
31	11	L	22-oct	Grupo 14	TP de Aula
32	11	M	24-oct	Grupo 15	Teórico
33	11	V	26-oct	Metales alcalinos y alcalino-terreos	Laboratorio
34	12	L	29-oct	Grupo 15	TP de Aula
35	12	M	31-oct	Grupo 16 - Elementos de transición	Teórico
36	12	V	02-nov	Elementos del Grupo III y IV	Laboratorio
37	13	L	05-nov	Grupo 16 - Elementos de transición	TP de Aula
38	13	M	07-nov	Elementos de transición	Teórico
39	13	V	09-nov	Elementos del Grupo V y VI	Laboratorio
40	14	L	12-nov	Elementos de transición	TP de Aula
41	14	M	14-nov	Gases Nobles	Teórico
42	14	V	16-nov	Metales de transición	Laboratorio
43	15	L	19-nov	Feriado por el 20 de noviembre	Feriado
44	15	M	21-nov	Segundo Parcial	Parcial
45	15	V	23-nov	Consulta	

Recuperatorios	
Rec. 1er Parcial	18-oct
Rec. 2do Parcial	Fecha a determinar

BIBLIOGRAFÍA:

a) Básica

1) Quimica - v.1 - Chang, Raymond - Goldsby, Kenneth A. - 11a ed. (2013) 1 Ejemplar.
2) Quimica - v.2 - Chang, Raymond - Goldsby, Kenneth A. - 11a ed. (2013) 1 Ejemplar.
3) Química. R. Chang. Editorial McGraw Hill, 9a Edición (2007). 14 Ejemplares
4) Principios de química: los caminos del descubrimiento. Peter William Atkins, Loretta Jones (2006). 14 Ejemplares
5) Química Inorgánica. Shriver & Atkins. 4ta Edición (2008). 2 Ejemplares
6) Química Inorgánica Moderna. G. F. Liptrot. Compañía Ed. Continental. México (1983). 14 Ejemplares
7) Química inorgánica: teoría y práctica. Baggio, Sergio - Blessa, Miguel A. - Fernández Héctor (2012). 4 Ejemplares
8) Química Inorgánica Básica. F. A. Cotton, G. Wilkinson. Ed. Limusa, México (1994). 3 Ejemplares

b) De Consulta

1) Química Inorgánica. H.S. Odetti, E.J. Bottani. 4A Ed. (2009)
2) Química Inorgánica Descriptiva. G. Rayner-Canham, 2Da Edición (2000).
3) Página personal de José Luis Mesa Rueda (http://www.joseluismesarueda.com/docencia.htm)
4) Química Inorgánica Experimental. R. E. Dodd y P. L. Robinson. Reverté, Barcelona, Bs. As. (1965). 1 ejemplar.
5) Química Inorgánica Avanzada. F. Cotton, G. Wilkinson. 4 Ed. Cotton (1990). 3 ejemplares
6) Preparative inorganic reactions v1 al 7. W.L. Jolly. (1971). 1 Ejemplar.
7) Inorganic chemistry. P.W. Atkins, D.F. Shriver. 3rd ed. (1999). 1 Ejemplar.

Firma Docente Responsable | Firma Docente Responsable | Firma Secretario Académico