



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección General de Educación Superior



Instituto Superior del Profesorado
"Dr. Joaquín V. González"

INSTITUTO SUPERIOR DEL PROFESORADO "DR. JOAQUÍN V. GONZÁLEZ"

QUÍMICA GENERAL E INORGÁNICA I

Nivel: **Terciario**

Carrera: **Profesorado en Química**

Campo: **Formación Específica**

Instancia curricular: **Química General e Inorgánica I**

Cursada: **Anual**

Carga horaria: **6 horas semanales**

Profesor/a: **Susana Beatriz Palomino**

Profesor/a a cargo del laboratorio: **Adriana Paz**

Año lectivo **2015**

Objetivos

Objetivos Generales de Química General e Inorgánica I

- Desarrollar una expresión oral y escrita, con el correspondiente vocabulario técnico, adecuada a la cátedra.
- Seleccionar, ordenar, clasificar, analizar y elaborar conclusiones a partir de datos experimentales relevantes para interpretar el significado conceptual de diferentes temáticas abordadas en la asignatura.
- Desarrollar las funciones intelectuales tendientes a la formación del pensamiento racional: Observación, análisis, abstracción, generalización y síntesis.
- Realizar una síntesis conceptual que permita una integración crítica de los contenidos de la asignatura.
- Desarrollar un pensamiento lógico – deductivo autónomo.
- Adquirir un pensamiento crítico y reflexivo a través del desarrollo conceptual de la asignatura.
- Justificar las propiedades físicas y químicas de las distintas sustancias inorgánicas a partir del análisis conceptual de la estructura de las moléculas.
- Predecir propiedades físicas y químicas de las distintas sustancias inorgánicas a partir del análisis conceptual de la estructura de las moléculas.
- Aplicar los métodos experimentales para obtener sustancias inorgánicas y determinar sus propiedades.
- Interpretar y aplicar sistemáticamente las reacciones que caracterizan el comportamiento químico de sustancias inorgánicas.
- Ejercitar los procesos cognitivos de razonamiento a través de la resolución eficiente de diversas situaciones problemáticas, aplicando por ejemplo el ABP, entre otras metodologías.
- Seleccionar contenidos conceptuales, a partir de los conocimientos adquiridos, que puedan desarrollarse en clases teóricas en escuelas de nivel medio, de nivel técnico o sus equivalentes en otras jurisdicciones.
- Desarrollar el espíritu científico, el interés por la investigación, el sentido de responsabilidad, confianza y dominio de sí mismo, la perseverancia, la actitud objetiva con independencia de juicio, la capacidad inno-

vadora, la capacidad crítica y el comportamiento ético que debe caracterizar al docente que con pasión ejerce su rol.

Objetivos Trabajos Prácticos de Química General e Inorgánica I

- Aplique las Normas de Seguridad y las Buenas Prácticas de Trabajo para las actividades desarrolladas en el laboratorio.
- Aplique y desarrolle las destrezas adquiridas para la observación y para la descripción detallada de los sistemas con los que trabaja y sus transformaciones.
- Aplique y desarrolle las destrezas adquiridas para manejarse en el ámbito de un laboratorio y para la realización de los diferentes experimentos que se realizan en el mismo.
- Elabore conclusiones a través del análisis de los resultados experimentales obtenidos en cada práctica de laboratorio.
- Analice, interprete, relacione y aplique los temas tratados en el laboratorio y en la clase, con la bibliografía correspondiente, a fin de realizar una síntesis conceptual de la asignatura.
- Adquiera las capacidades y destrezas, para el dominio de las operaciones necesarias para el trabajo en el laboratorio de química inorgánica.
- Desarrolle rasgos de autonomía y eficiencia en el trabajo experimental del laboratorio.
- Elabore los Informes de los Trabajos Prácticos que incluyan información, desarrollo y conclusiones.
- Planifique, a partir de los conocimientos adquiridos, prácticas de laboratorio adecuadas que puedan realizarse en escuelas de nivel medio, de nivel técnico o sus equivalentes en otras jurisdicciones.

Contenidos

Unidad 1

Repaso de Funciones Químicas inorgánicas, fórmulas y nomenclatura tradicional y moderna. Ecuaciones Químicas. Tipos de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, redox, ácido – base, complejos, entre otras. Ajuste o igualación de ecuaciones químicas: Método algebraico e ión – electrón.

Pureza de reactivos y Rendimiento de Reacción. Resolución de problemas de estequiometría.

Nota 1: Este repaso complementa el trabajo realizado en el curso de ingreso y se complementa con la revisión que se realiza en Introducción a la Química:

Unidad 2 Estructura Atómica

Leyes de Faraday – Comportamiento de los materiales en función de la conducción de la corriente eléctrica - Experimentos de Descarga en Gases – Rayos Catódicos, propiedades, Experimento de Thompson y de Millikan, conclusiones – Rayos Canales, propiedades, masa y carga, conclusiones – Modelo Atómico de Thompson – Radioactividad: rayos alfa, beta y gamma – Experimento y Modelo Atómico de Rutherford – Espectroscopia – Modelo atómico de Bohr – Configuraciones electrónicas según Bohr.

Nota 2: En esta unidad se comienza el estudio de la estructura del átomo, con el nivel de abstracción que significa estudiar una partícula de esta naturaleza. Se realizará una cronología histórica siguiendo el avance conceptual a lo largo del tiempo. Es fundamental desarrollar en el alumno un sentido de análisis crítico de los datos experimentales, la aplicación en la interpretación de éstos de conocimientos previos como así también la elaboración de conclusiones.

Unidad 3 Modelo Cuántico:

Teorías que sustentan la Mecánica Ondulatoria: Estados Estacionarios, Función de Onda, Principio de Incertidumbre de Heisenberg, Teorías de Broglie y de Schrödinger, significado de función de onda. Ecuación de onda, significado físico y representación gráfica. Interpretación en función del átomo de hidrógeno. Concepto de orbital atómico y su interpretación a partir del significado de probabilidad. Orbitales s, p, d y f. Representación gráfica de las funciones orbitales s, p, d y f. Número cuánticos n, l, m y s: significado e interpretación en función de la teoría cuántica, relación con los conceptos de nivel de energía, subnivel de energía y orbital atómico. Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. Configuración Electrónica y gráficos de energía para átomos multielectrónicos y para iones derivados de ellos. Propiedades asociadas a los átomos en función de su configuración electrónica externa.

Nota 3: Debe destacarse que, si bien los alumnos no están capacitados por sus conocimientos y edad, para interpretar las expresiones matemáticas que justifican el Modelo Cuántico, si pueden interpretar sus conclusiones para poder conceptualizar los resultados y aplicaciones de este modelo. Por otra parte, deben adquirir la práctica suficiente para de-

terminar las configuraciones electrónicas y los gráficos de energía asociados a ellas para los distintos elementos y, a partir de las mismas, predecir las propiedades generales asociadas a los mismos.

Unidad 4 Tabla Periódica Moderna:

Evolución histórica de los distintos intentos de clasificación periódica. Tabla Periódica Moderna: Clasificación de los elementos en función del número atómico. Configuración electrónica externa común para los elementos de un mismo grupo. Clasificación de los en función del número de niveles energéticos completos e incompletos. Interpretación de las propiedades de los elementos en función de su configuración electrónica. Predicciones posibles de establecer para los elementos en función de su configuración electrónica externa. Propiedades periódicas: Volumen Atómico, Radio Atómico, Radio Iónico, Energía de Ionización y Electroafinidad: variación en grupo y período y su justificación. Propiedades Magnéticas de las sustancias. Teoría electrónica de valencia.

Nota 4: En esta unidad se debe profundizar el estudio de la tabla periódica de los elementos comenzada durante el transcurso de sus estudios en la escuela secundaria y en el Curso de Ingreso, apuntando fundamentalmente a su interpretación y a la posibilidad de predecir propiedades en función del Modelo Atómico Cuántico.

Unidad 5 Unión Iónica

Propiedades de los compuestos iónicos. Caracterización del enlace iónico en función del Modelo Cuántico. Estabilidad del enlace iónico. Energía Reticular en compuestos iónicos. Ciclos de Born – Haber. Radios Iónicos. Algunos ejemplos de tipos de retículos cristalinos iónicos del tipo M^+X^- (como el cloruro de sodio y el cloruro de cesio), del tipo $M^{2+}NoM^{2-}$ (como el sulfuro de cinc) y del tipo $M^{2+}X_2^{2-}$ (como el fluoruro de calcio o fluorita). Disolución de los compuestos iónicos: disociación. Hidratación y solvólisis.

Nota 5: Debe notarse que los alumnos deben integrar los conocimientos correspondientes al Primer Principio de la Termodinámica, que estudian paralelamente en Introducción a la Química y, por lo tanto, pueden trabajar con los Ciclos de Born – Haber definiendo a la variación de entalpía como el calor intercambiado durante un proceso físico o químico cuando el mismo se realiza a presión constante. Es importante también estudiar algunas estructuras reticulares para una mejor interpretación de las características del enlace iónico. Por otra parte, cuando se estudia la disolución de los compuestos iónicos, debe remarcarse que la hidratación y la solvólisis son otros ejemplos de interacciones de naturaleza electrostática.

Unidad 6 Unión Covalente

Repaso de Unión Covalente según la Teoría de Lewis. La unión por un par de electrones de acuerdo a la mecánica cuántica: Orbital Molecular. Orbitales Moleculares Sigma y Pi. El criterio de superposición de orbitales en relación con la fuerza de enlace. Comparación de la estabilidad de los enlaces covalentes en función de este criterio – Predicción de estabilidades relativas al comparar enlaces en la misma sustancia o en sustancias diferentes. Energía de enlace. Ruptura Homolítica y Heterolítica. Hibridación de orbitales atómicos: orbitales híbridos sp (lineal), sp^2 (trigonal), sp^3 (tetraédrica), d^2sp^3 (octaédrica), dsp^2 (planar cuadrada), sd^3 , dsp^3 (bipirámide trigonal) y dsp^3 (pirámide cuadrada) – Dirección en el espacio de los orbitales híbridos, estabilidad del estado fundamental en comparación con la del estado hibridado. Unión Química según la Teoría de los Orbitales Moleculares (OM) – Combinación Lineal de Orbitales Atómicos (CLOA). Estudio de moléculas diatómicas mononucleares y heteronucleares y de moléculas poliatómicas según el Modelo CLOA.

Significado de electronegatividad. Tabla de electronegatividades. Variación de la electronegatividad en grupos y períodos de la Tabla Periódica de los Elementos Longitud de enlace covalente y radios covalentes. Polaridad de las uniones y polaridad molecular. Porcentaje de carácter iónico en un enlace covalente. Efecto de los pares de electrones no compartidos. Moléculas con comportamientos especiales: dióxido de carbono, benceno, etc. Concepto de Resonancia. Estructuras resonantes. Propiedades de los híbridos de resonancia. Criterios para predecir la posible resonancia en la estructura de una sustancia.

Nota 6: Esta unidad y la anterior son de fundamental importancia para abordar el estudio tanto de las sustancias inorgánicas como orgánicas y constituyen el fundamento teórico para la interpretación de la reactividad y propiedades químicas de las sustancias. Es por este motivo que es fundamental una profunda comprensión por parte del alumno de estos contenidos, como así también, una profusa ejercitación en la que aplique los conceptos involucrados, pudiendo a partir de los mismos justificar con solvencia sus respuestas en la resolución de diferentes situaciones problemáticas vinculadas a estas unidades de estudio.

Unidad 7 Fuerzas Intermoleculares

Propiedades físicas tales como el Punto de Fusión, Punto de Ebullición y Solubilidad: interpretación a partir de interacciones entre moléculas. Fuerzas de Van der Waals: Interacciones de London, Dipolo – Dipolo y Puente de Hidrógeno. Análisis y justificación de propiedades físicas de distintas sustancias en función de la naturaleza de las interacciones entre las moléculas involucradas. Relación con fuerzas intramoleculares.

Nota 7: Esta unidad se puede estudiar partiendo de datos experimentales convenientemente seleccionados para que el alumno proponga (aplicando el método de razonamiento que empezó a desarrollar en el estudio de las unidades anteriores siguiendo un pensamiento lógico – deductivo) un modelo adecuado para justificar los mismos. Es posible de esta manera construir un nuevo concepto a partir de los ya adquiridos. Es importante la realización de ejercicios que involucren la comparación de propiedades físicas de distintas sustancias y su justificación sobre la base de la estructura de las mismas y su influencia en la naturaleza de las fuerzas intermoleculares, como así también, la predicción de propiedades físicas de diversas sustancias aplicando este esquema de razonamiento.

Unidad 8 Teorías Ácido – Base

Evolución histórica de las teorías ácido – Base: teoría de Arrhenius, factores experimentales que la invalidan. Teoría de Brønsted – Lowry, factores experimentales que la acotan, límites de aplicación. Teoría de Lewis. Caracterización de la fuerza de ácidos y bases según las teorías de Brønsted – Lowry y la de Lewis y su relación con la estructura de las sustancias involucradas. Caracterización de las reacciones ácido – base como un proceso de transferencia de partículas que involucra la interacción de un ácido con una base y la presencia simultánea de ambos.

Nota 8: Para el estudio del comportamiento químico de las sustancias que forman los distintos elementos es fundamental que el alumno maneje fluidamente los conceptos de comportamiento ácido – base de las sustancias. En paralelo con Química I – Introducción a la Química se estudiarán los equilibrios ácido – base correspondientes.

Unidad 9 Oxidación y Reducción

Revisión del significado de número de oxidación. Procesos químicos redox. Significado de oxidación y reducción. Caracterización de las reacciones redox como un proceso simultáneo en donde se producen las reacciones parciales de oxidación y de reducción y como un proceso de intercambio de electrones. Carácter oxidante y reductor. Fuerza de oxidantes y reductores. Relación con los correspondientes potenciales y la Serie Electroquímica.

Nota 9: Como en el caso anterior, para el estudio del comportamiento químico de las sustancias que forman los distintos elementos es fundamental que los alumnos manejen fluidamente el comportamiento de las mismas frente a oxidantes o reductores. En paralelo, en Química I – Introducción a la Química - se aplicarán estos conceptos en el estudio de los procesos de electrólisis y pilas. En Química II se aplicarán los conceptos termodinámicos de Energía Libre y su relación con el Potencial de Oxidación o Reducción para la predicción de procesos espontáneos.

Unidad 10

Inértidos

Estado natural y métodos de obtención de los gases nobles. Propiedades físicas. Clatratos. Compuestos fluorados y oxigenados de los inértidos.

Hidrógeno

Estructura electrónica del átomo y de la molécula. Isótopos. Propiedades Físicas y Químicas. Orto y para Hidrógeno. Métodos de obtención y purificación. Hidrógeno atómico: poder reductor. Electrólisis del agua.

Hidruros

Clasificación y propiedades. El ión hidrógeno. Enlace por puente de Hidrógeno: desde la perspectiva de los compuestos que este elemento forma.

Agua

Distribución en la Tierra. Aguas naturales: composición. Obtención del agua desionizada. Propiedades físicas del agua. Cambios de estado. Diagrama de estado. Estructura y propiedades generales. Función del agua como material fundamental para la vida.

Unidad 11

Oxígeno

Estructura electrónica del átomo y de la molécula. Isótopos. Propiedades físicas y químicas. Métodos de obtención. Combustión. Óxido – reducción.

Ozono

Determinación de la fórmula. Estructura electrónica. Obtención. Propiedades.

Oxidos

Clasificación, propiedades y estructura de acuerdo con la posición de los elementos en la Tabla Periódica. Peróxido de Hidrógeno: Obtención. Estructura de la molécula. Propiedades físicas y químicas. Reacciones de óxido – reducción. Peróxidos: estructura y propiedades generales.

Unidad temática	Trabajo práctico
1	Material de Laboratorio. Normas de Seguridad en el Laboratorio.
1	Mechero. Combustión. Propiedades del gas natural.
1	Combustión de la vela
1	Vidrios: Propiedades. Estructura. Elaboración de materiales cotidianos de vidrio en el laboratorio: varillas, pipetas Pasteur, tubos de vidrio acodados en diferentes ángulos.
2, 3, 4, 5, 6	Cambios físicos y químicos
8, 9	Clases de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, doble desplazamiento, neutralización, redox.
8, 9	Conductividad eléctrica. Materiales conductores y aisladores.
9	Reacciones de Oxido – Reducción.
10	Hidrógeno: obtención y propiedades
11	Oxígeno: obtención y propiedades
11	Agua Oxigenada: obtención y propiedades

Modalidad de Trabajo

Las metodologías didácticas que se implementarán en la Cátedra “Química General e Inorgánica I” son alternativas diferentes, que en función de su pertinencia, relevancia y efectividad se aplicarán, para facilitar el aprendizaje, en diferentes momentos del proceso de desarrollo de la cátedra y que, por supuesto, propiciarán el logro de los propósitos y objetivos.

- Exposición.
- Uso de Técnicas de Integración Conceptual: cuadros sinópticos, gráficos, esquemas, diagramas de flujo, mapas y redes conceptuales, entre otras, para el desarrollo o cierre de una clase o de una unidad.
- Resolución de situaciones problemáticas a partir, por ejemplo, del análisis de casos, aplicando la técnica de ABP, entre otras metodologías.
- Elaboración de redes conceptuales en forma individual y grupal, como actividad de integración entre los contenidos de una unidad o entre los de varias unidades relacionadas o entre contenidos vinculados en distintas materias.
- Foros, a través de Internet, en los que se propiciará el análisis, el intercambio crítico conceptual, la consulta, entre otras posibilidades, entre los alumnos y el profesor de la cátedra.

- Actividades de reflexión, análisis, relación e integración y, a partir de esto, elaboración de conclusiones, que permitan desarrollar una síntesis conceptual de los temas tratados en clase.

Por otra parte, se trabajará en las clases para:

- Propender al diálogo permanente entre el alumno y el docente para enriquecer el proceso de enseñanza – aprendizaje.
- Favorecer el trabajo individual, grupal y colaborativo en los alumnos.

También se favorecerán los procesos cognitivos del proceso enseñanza – aprendizaje a través de:

- Interrogatorios orales que permitan aprovechar las ideas, saberes y conocimientos previos.
- Elaboración de Informes de Investigación (a partir de bibliografía, publicaciones científicas, consulta con empresas y especialistas, consulta en páginas Web pertinentes y confiables, entre otras posibilidades) vinculados a la temática abordada en la asignatura.
- Exposición oral de los Trabajos de Investigación mencionados en el ítem anterior.

Será condición para aprobar el espacio curricular:

a) **CON EXAMEN FINAL:**

60% de asistencia a clases

Aprobación de los trabajos prácticos propuestos

Aprobación de dos parciales o sus respectivos recuperatorios con una nota mínima de 6 (seis) puntos.

Los parciales se tomarán, estimativamente, el primero en la semana del 6 al 10 de julio de 2015 y su recuperatorio en la semana del 14 al 18 de septiembre de 2015. El segundo parcial se realizará en la semana del 12 al 16 de octubre de 2015. El correspondiente recuperatorio se llevará a cabo en la semana del 9 al 13 de noviembre de 2015.

Examen final en los turnos respectivos con una nota mínima de 4 (cuatro) puntos.

b) **LIBRES:**

Aprobación de trabajos prácticos con un examen experimental en el primer llamado de exámenes. Condición para rendir el escrito es la aprobación del examen experimental.

En el segundo llamado de la misma fecha de examen se tomará el correspondiente examen escrito.

Los exámenes libres serán indefectiblemente escritos y orales y se rendirán frente a tribunal de profesores. El examen abarcará el programa completo del curso con la bibliografía indicada. El examen escrito es eliminatorio y quedará archivado. La nota mínima del examen experimental, del examen escrito y del oral es 4 (cuatro) puntos, respectivamente.

Bibliografía específica

- Atkins P., Jones L.; “Química Principios de Química: los caminos del descubrimiento”; Editorial Médica Panamericana, Argentina, 2006.
- Cotton y Wilkinson; “Química Inorgánica Básica”; Editorial Limusa, 1990.
- Cotton y Wilkinson; “Química Inorgánica Avanzada” – Editorial Limusa, 1990.
- Shriver, D.F.; Atkins, P; Langford, C.H.; “Química Inorgánica”; Tomos I y II; Editorial Reverté S.A, 2005.
- Shriver, D.F.; Atkins, P; Langford, C.H.; “Química Inorgánica”; Editorial Reverté S.A., 2008.

Bibliografía complementaria

- Mahan; “Curso Universitario de Química; 4^{ta} Edición”; Editorial Fondo Educativo Interamericano, 1990.
- Moeller; “Química Inorgánica” – Editorial Reverté, 1961.
- Pauling, L; “Química General; 5^{ta} Edición”; Editorial Aguilar, 1960.



Profesora Susana B. Palomino