



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” - “Introducción a la Química – Química I”  
“Programa Analítico, Metodología y Bibliografía de la Cátedra”

CAPACIDADES / DESTREZAS	CONTENIDOS
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Caracterice a la química como ciencia y a su objeto y su ámbito de estudio y desarrollo.</li><li>▪ Identifique las propiedades intensivas y extensivas de un sistema material.</li><li>▪ Caracterice los estados de agregación de los materiales e interprete sus propiedades y los cambios de estado que se producen al modificar las condiciones de presión y temperatura.</li> <li>▪ Aplique métodos de separación y de fraccionamiento para obtener los componentes de un sistema material.</li><li>▪ Interprete el comportamiento de las partículas coloidales y de los sistemas que forman.</li><li>▪ Clasifique a las sustancias en función de sus propiedades, composición y comportamiento en las reacciones de descomposición.</li><li>▪ Defina conceptualmente el significado de elemento químico y, en función de las propiedades de las sustancias simples que forman, realice una primera clasificación de los mismos en metales, no metales e inertidos.</li><li>▪ Aplique la Clasificación Periódica Moderna en la predicción de propiedades de los elementos químicos.</li> <li>▪ Seleccionar los datos experimentales relevantes en torno a las distintas temáticas abordadas.</li><li>▪ Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.</li><li>▪ Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.</li><li>▪ Enunciar las Leyes Gravimétricas y Las leyes de los gases ideales de los Gases Ideales e interpretar las correspondientes expresiones matemáticas.</li><li>▪ Resolver diversas situaciones problemáticas eficazmente.</li></ul>	<p><b>Unidad 1</b> La química en el campo de las ciencias: Objeto de estudio de la Química. Propiedades Generales de los cuerpos, discontinuidad y tipos de partículas que pueden constituir los cuerpos: átomos, moléculas, iones. Propiedades intensivas y extensivas. Cantidad de material. Concepto de mol. <u>Propiedades Extensivas</u>: masa, peso, volumen y cantidad de calor. Conceptos y unidades. Calor sensible, ecuación calorimétrica, concepto y unidades de calor específico y de Capacidad Calorífica Molar. Calor latente y su expresión matemática. Concepto de calor latente de transición por gramo y molar. <u>Propiedades Intensivas</u>: Propiedades organolépticas, índice de refracción, peso específico, densidad, temperatura de fusión y temperatura de ebullición.</p> <p>Estados de agregación. Principales características comparativas de los estados de agregación. Cambios de estado. Diagramas de fases de una sustancia.</p> <p><b>Unidad 2</b> Concepto y clasificación de los sistemas materiales heterogéneos y homogéneos. Fases y componentes de un sistema. <u>Métodos Mecánicos</u>: decantación, filtración (distintos tipos), tría o separación manual, tamización, disolución (distintos tipos), levigación, ventilación, separación magnética, sublimación. Clasificación de los sistemas homogéneos. Soluciones: soluto, solvente. <u>Métodos de Fraccionamiento</u>: evaporación, cristalización, extracción con solvente, cambio de solvente (solventing – out), destilación y cromatografía. Clasificación de las soluciones. Solubilidad. Unidades. Curva de solubilidad. Ley de reparto o Distribución, <math>K_D</math>.</p> <p>El tamaño de las partículas: Sistema coloidal. Micelas. Adsorción. Propiedades ópticas. Clasificación de los coloides: liófilos y liófilos. Soles y geles. Preparación y purificación. Diálisis, importancia biológica. Electroforesis. Clasificación de los sistemas dispersos.</p> <p>Sustancias: clasificación. Sustancias y mezclas. Sustancias simples y compuestas. Alotropía y polimorfismo. Elemento Químico y clasificación. Abundancia y distribución en la naturaleza. Clasificación Periódica.</p> <p><b>Unidad 3</b> Transformaciones Físicas, Químicas y Radioactivas. Leyes Gravimétricas: de Lavoisier, de Proust, de Dalton y de Richter. Concepto de Equivalente Químico. Transformación de masa en energía. Ecuación de Einstein. Leyes de las Combinaciones Volumétricas de Gay – Lussac. Teoría Atómica de Dalton. Hipótesis de Avogadro. Teoría Molecular. Concepto de átomo y molécula. Magnitudes Atómico – Moleculares: concepto de: Unidad de Masa Atómica (uma), Masa Atómica Absoluta y Relativa, Masa Molecular Absoluta y Relativa, Mol y Número de Avogadro, Masa Molar Atómica y Molecular, CNPT y CSPT, Volumen Molar. Nociones de las Leyes de los Gases Ideales. Determinación de Fórmula Mínima y Molecular. Concepto de concentración de una solución. Concentraciones porcentuales, molares, formales, normales y molales. 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.</p>



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” - “Introducción a la Química – Química I”  
“Programa Analítico, Metodología y Bibliografía de la Cátedra”

CAPACIDADES / DESTREZAS	CONTENIDOS
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Caracterizar las variables que determinan el estado termodinámico de un sistema como variables y funciones de estado.</li><li>▪ Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.</li><li>▪ Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.</li><li>▪ Enunciar las Leyes de los Gases Ideales e interpretar las correspondientes expresiones matemáticas y sus representaciones gráficas.</li><li>▪ Analizar, comprender y justificar, aplicando un razonamiento lógico deductivo, los postulados de la Teoría Cinética de los Gases Ideales como modelo para justificar el comportamiento de los gases.</li><li>▪ Interpretar y predecir las condiciones en las que los gases reales se comportan de manera ideal y las condiciones en las que se apartan del mismo.</li> <li>▪ Caracterizar el estado sólido a partir del análisis e interpretación de las propiedades de los mismos.</li><li>▪ Diferenciar conceptualmente un sólido amorfo y un sólido cristalino.</li><li>▪ Caracterizar los diferentes retículos cristalinos, forma de empaquetamiento y sistemas cristalinos y justificar las propiedades de los sólidos en función de la naturaleza estructural del cristal.</li><li>▪ Resolver eficazmente Problemas con Ciclos de Born – Haber.</li><li>▪</li></ul>	<p><b>Unidad 4 Estado Gaseoso</b> Definiciones y terminología: Sistemas, límites de un sistema, Entorno, Equilibrio, Reversibilidad, Propiedades, Propiedades Intensivas y Extensivas. Estado, Función de estado, Ecuación de estado, Calor y Temperatura. <i>(estos conceptos se aplican posteriormente en termodinámica)</i>. <u>Los Gases Ideales</u>: condiciones y propiedades de un gas ideal. Revisión de las Leyes de los Gases Ideales: Ley de Boyle – Mariotte, Leyes de Charles – Gay Lussac: Análisis experimental de estas leyes, Curvas de P vs V a T=cte., V vs. T a P=cte. y P vs. T a V=cte., interpretación analítica y física. Temperatura absoluta y Termómetro de gas ideal. Ecuación de estado de un Gas Ideal. Ecuación General de los gases ideales: distintas expresiones matemáticas y sus aplicaciones. Valores de R en distintos sistemas de unidades de energía. <u>Gases Reales</u>: Desviaciones del comportamiento ideal. Justificación analítica y teórica de las desviaciones del comportamiento ideal. Factor de compresibilidad. Ecuación de estado de Van der Waals. Comparación entre la ecuación de Van der Waals y las leyes de los gases ideales. Limitaciones de la ecuación de Van der Waals. Otras correcciones.</p> <p><b>Unidad 5 Estado sólido.</b> Propiedades generales. Presión de Vapor de los sólidos. Sublimación. Diagrama de fases de una sustancia. Liofilización y su aprovechamiento industrial. Sólidos amorfos y cristalizados. Determinación de la estructura de los sólidos. Difracción de Rayos X. Ecuación de Bragg. Retículo cristalino. Empaquetamiento. Sistemas Cristalinos. Cristales iónicos, covalentes, metálicos y moleculares. Formación de un cristal iónico: Ciclo de Born – Haber. Isomorfismo y polimorfismo. Higroscopicidad. Delicuescencia y eflorescencia.</p>



CAPACIDADES / DESTREZAS	CONTENIDOS
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Seleccionar los datos experimentales relevantes en torno a las distintas temáticas abordadas.</li><li>▪ Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.</li><li>▪ Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.</li><li>▪ Caracterizar las variables que caracterizan el estado termodinámico de un sistema como variables y funciones de estado.</li><li>▪ Interpretar las transformaciones termodinámicas isotérmicas, isobáricas, isocóricas y adiabáticas a partir de la Primera Ley de la Termodinámica.</li><li>▪ Deducir las expresiones matemáticas asociadas a transformaciones isotérmicas, isobáricas, adiabáticas e isocóricas a partir de la aplicación de la Primera ley de la Termodinámica.</li><li>▪ Aplicar la Primera Ley de la Termodinámica, y los contenidos conceptuales que de ella se derivan, en el análisis de diferentes procesos físicos y químicos.</li><li>▪ Interpretar conceptualmente la segunda Ley de la Termodinámica.</li><li>▪ Comprender el significado de las funciones termodinámicas entropía, trabajo máximo y energía libre y <u>aplicar</u> las mismas en el análisis termodinámico de diversos procesos químicos.</li><li>▪ Interpretar, a partir de un análisis crítico, el significado termodinámico de la espontaneidad de los procesos físico – químicos.</li><li>▪ Resolver con eficacia problemas de termodinámica y aplicarlo en situaciones físico – químicas concretas.</li></ul>	<p><b>Unidad 6 - Primer Principio de la Termodinámica</b> Sistemas abiertos, cerrados y aislados. Frontera y entorno o medio ambiente. Estados y Funciones de Estado. Temperatura y puntos fijos de referencia. Objetivos y alcances de la termodinámica. Concepto de Trabajo. Dedución de la expresión matemática para la determinación del trabajo. Propiedades del trabajo como función no termodinámica. Expansión y compresión de un gas ideal a <math>P=cte.</math> y las expresiones matemáticas relacionadas. Calor: significado y propiedades. Caracterización del calor como una función no termodinámica. Importancia de la energía: Energía Cinética, Energía Potencial y Energía Mecánica Total. Primera Ley de la Termodinámica: Enunciado, Expresión Matemática y Significado Físico. Convención de signos para el trabajo y el calor. Energía Interna: significado y aplicaciones. Capacidad calorífica: Significado y expresión matemática. Calor intercambiado en procesos a <math>V=cte.</math> (procesos isocóricos) y a <math>P=cte.</math> (procesos isobáricos). Relación entre <math>\Delta E</math> y <math>Q_V</math>. Definición de la función de estado Entalpía. Relación entre <math>\Delta H</math> y <math>Q_P</math>. Relación entre <math>C_P</math> y <math>C_V</math> para un gas ideal. Relación entre <math>Q_P</math> y <math>Q_V</math>. Determinación de <math>Q</math>, <math>w</math>, <math>\Delta E</math> y <math>\Delta H</math>. Procesos isotérmicos – Trabajo Máximo. Procesos adiabáticos.</p> <p><b>Termoquímica</b> Caracterización de los estados standard de los sistemas en estudio y los estados de referencia. Definición y caracterización de Calor de Formación, Calor de Reacción, Calor de hidratación, Calor de disolución, Calor de cambio de fase, Energía de Disociación y Energía de Enlace. Aplicación en la determinación de calores de reacción a partir de datos termodinámicos conocidos y sobre el fundamento conceptual de las propiedades que caracterizan a una función termodinámica. Dedución e integración de la Ecuación de Kirchoff. Problemas de aplicación.</p> <p><b>Segundo principio de la termodinámica</b> Variación de Energía Interna, Variación de Entalpía y espontaneidad. Segunda Ley de la Termodinámica. Definición de la función termodinámica Entropía. Significado físico de la entropía. Cálculo de la Variación de Entropía. Transformaciones reversibles e irreversibles. Función Energía Libre y Trabajo Máximo. Espontaneidad. Aplicación a transformaciones químicas. Cálculo de <math>\Delta G</math> para una reacción. Dedución e Integración de la Ecuación de Clausius – Clapeyron. Dedución e Integración de la Ecuación de Gibbs Helmholtz. Tercera Ley de la Termodinámica</p>



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” - “Introducción a la Química – Química I”  
“Programa Analítico, Metodología y Bibliografía de la Cátedra”

CAPACIDADES / DESTREZAS	CONTENIDOS
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Seleccionar los datos experimentales relevantes en torno a las distintas temáticas abordadas.</li><li>▪ Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.</li><li>▪ Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.</li><li>▪ Interpretar las curvas de Andrews y justificar las condiciones físico – químicas en las que pueden licuarse diferentes sustancias en estado gaseoso.</li><li>▪ Aplicar la Ecuación de Clapeyron – Clausius para el análisis del equilibrio líquido – gas y su dependencia con la temperatura.</li><li>▪ Interpretar, justificar y predecir el comportamiento de los líquidos.</li> <li>▪ Analizar y comprender, aplicando un razonamiento lógico deductivo, las Leyes de Raoult y de Henry para interpretar y justificar el comportamiento de las soluciones ideales y las condiciones en las que se producen desviaciones de ese comportamiento.</li><li>▪ Interpretar las curvas de Presión de Vapor y de Punto de Ebullición y aplicarlas para comprender el proceso de destilación, la solubilidad de los gases y su dependencia con la temperatura y para la resolución de situaciones problemáticas vinculadas al tema.</li><li>▪ Interpretar conceptualmente el proceso de fusión y de ebullición de sustancias y de soluciones.</li><li>▪ Aplicar las curvas experimentales de fusión y de ebullición de diferentes sistemas para analizar.</li><li>▪ Interpretar los procesos de Descenso Crioscópico, Ascenso ebulloscópico y de Presión Osmótica.</li><li>▪ Resolver con eficacia diferentes situaciones problemáticas.</li></ul>	<p><b>Unidad 7 Estado Líquido</b> Propiedades Generales. La licuación de los gases y el estado crítico. La Curva de Andrews. Efecto de Joule – Thomson y expansión adiabática. Presión de vapor de los líquidos. Aplicación de la Ecuación de Clapeyron – Clausius. Evaporación y Ebullición. Temperatura de Ebullición y Presión Exterior. Tensión superficial. Capilaridad. Viscosidad de los líquidos.</p> <p><b>Unidad 8- Disoluciones y Equilibrio en las Disoluciones</b> Caracterización y Propiedades de las Soluciones. Concentración de las soluciones: unidades físicas y químicas. Consideraciones generales y caracterización de un sistema en equilibrio líquido – gas. Concepto de Presión de Vapor. Dependencia de la <math>P_V</math> con la temperatura. Presión de vapor de las disoluciones líquidas. Ley de Raoult. Soluciones Ideales. Representación Gráfica de la Ley de Raoult. Disminución de la <math>P_V</math> de un solvente puro a causa de la presencia de un soluto: aplicación de la Ley de Raoult. Expresiones matemáticas asociadas. Presión de vapor total de una solución de dos componentes. Dedución de las expresiones matemáticas asociadas, representación gráfica y determinación de la composición del vapor. Generalización para un sistema de n componentes. Desviaciones positivas y negativas de la Ley de Raoult. Ley de Henry. Expresión matemática de la Ley de Henry. Curvas obtenidas de <math>P_V</math> vs. T. Fracción Molar del soluto en las que se representen las curvas según la Ley de Henry, la Ley de Raoult y la curva de <math>P_V</math> real. Solubilidad de los gases y su dependencia con la presión. Soluciones diluidas de solutos no volátiles. Propiedades coligativas: Descenso Relativo de la Presión de vapor. Descenso Crioscópico, Ascenso Ebulloscópico y Presión Osmótica. Grado de disociación. Factor i de van't Hoff. Determinación Experimental de Masas Moleculares.</p> <p><b>Equilibrios de fases</b> Introducción. Diagramas de fases para sustancias. Relaciones entre fases. Presión de vapor de un líquido y de un sólido. Proceso de Destilación. Azeótropos de Punto de Ebullición Máximo y de Punto de Ebullición Mínimo. Características y propiedades de los azeótropos. Equilibrio sólido – líquido en un sistema de dos componentes. Punto eutéctico. Diagramas de fases de mezclas eutécticas.</p>



Instituto Superior del Profesorado “Joaquín V. González” - “Introducción a la Química – Química I”  
“Programa Analítico, Metodología y Bibliografía de la Cátedra”

CAPACIDADES / DESTREZAS	CONTENIDOS
<ul style="list-style-type: none"><li>▪ Interpretar el comportamiento de las moléculas y su relación con la velocidad durante una reacción química a partir del análisis crítico y conceptual de datos experimentales significativos.</li><li>▪ Analizar y aplicar adecuadamente los factores que influyen y modifican la velocidad de una reacción química.</li><li>▪ Interpretar el proceso y el mecanismo de una reacción química según la Teoría de Choques.</li><li>▪ Predecir y resolver con eficacia situaciones problemáticas aplicando para este fin los conceptos estudiados.</li> <li>▪ Interpretar el comportamiento de las reacciones reversibles y de los estados de equilibrio dinámico que las mismas alcanzan.</li><li>▪ Caracterizar cualitativamente reacciones de equilibrio homogéneo gaseoso, de equilibrio iónico ácido – base y de equilibrio en fase heterogénea iónico de solubilidad y predecir su evolución ante modificaciones de los parámetros del sistema aplicando el principio de Le Chatelier.</li><li>▪ Caracterizar cuantitativamente reacciones de equilibrio homogéneo gaseoso, de equilibrio iónico ácido – base y de equilibrio en fase heterogénea iónico de solubilidad.</li><li>▪ Resolver con eficacia diversas situaciones problemáticas.</li><li>▪ Comprender los procesos físico – químicos que se producen en una electrólisis.</li><li>▪ Comprender los procesos físico – químicos que se producen en una pila.</li><li>▪ Comprender, comparar, relacionar y aplicar en diversas situaciones, el fundamento y características del proceso electrolítico y de los procesos presentes en el funcionamiento de una pila.</li><li>▪ Comprender y aplicar adecuadamente la Ecuación de Nerst en diversas situaciones problemáticas.</li><li>▪ Tomar conciencia y asumir responsabilidades frente a la problemática ambiental que representa el uso de pilas.</li></ul>	<p><b>Unidad 9– Cinética Química</b> Expresión matemática de la velocidad en función de la concentración molar de los reactivos. Etapas elementales de una reacción. Ley de acción de masas. Factores que modifican la velocidad de una reacción química: naturaleza de los reactivos, concentración de los reactivos, temperatura, presión, grado de división para las sustancias sólidas y catalizadores. Teoría de Choques. Energía de Activación. Complejo Activado. Gráficos de energía en función de la coordenada de reacción sin catalizador y con catalizador. Ley de Velocidad. Significado de orden de reacción y molecularidad. Interpretación cinético – molecular de las reacciones químicas. Reacciones de primer, segundo y tercer orden. Determinación de los parámetros cinéticos. Nociones de mecanismo de reacción. Etapa determinante de la velocidad de reacción. Reacciones Catalíticas. Cinética Enzimática. Catálisis Enzimática. Reacciones Fotoquímicas.</p> <p><b>Unidad 10 Equilibrio Químico</b> Equilibrio Homogéneo y Heterogéneo. Equilibrio Químico Dinámico. Ley de acción de Masas Activas. Expresión Matemática de la Constante de Equilibrio. Constante de Equilibrio y Energía Libre de Gibas. <u>Equilibrio en fase homogénea Gaseosa</u>: Constantes de Equilibrio <math>K_c</math>, <math>K_p</math> y <math>K_x</math> y su relación matemática. Desplazamiento del Equilibrio. Principio de Le Chatelier. <u>Equilibrio Iónico</u>: Teorías Acido – Base: Arrhenius, Brönsted – Lowry y Lewis. Pares ácido – base conjugados. Soluciones de Ácidos y Bases fuertes. Ácidos y Bases débiles. Grado de disociación. Ionización del agua. Producto iónico del agua. Escala de pH. Procesos de Hidrólisis. Soluciones Reguladoras. Balance de masa y de carga para el cálculo del pH. Neutralización. Titulación de ácidos y bases. Indicadores y sus constantes de equilibrio. Producto de solubilidad. Efecto de ión – común y efecto salino. Influencia del pH en la solubilidad.</p> <p><b>Unidad 11 – Electrólisis y Pilas</b> Concepto de Oxidación y reducción. Reacciones redox: Método ión – electrón para balancear ecuaciones químicas de óxido – reducción. Concepto de Hemirreacción. Estudio de la transferencia de cargas positivas y negativas. Proceso de Electrólisis. Leyes de Faraday. Equivalente químico y electroquímico. Aplicaciones de la electrólisis.</p> <p><u>Pilas Galvánicas</u>: Caracterización del proceso y comparación con el proceso de electrólisis. Procesos anódico y catódico. Potencial de una pila reversible. Ecuación de Nernst. Criterio de espontaneidad y predicción de reacciones. Determinación de Constantes de Equilibrio. Semielemento Standard de Hidrógeno. Determinaciones de potenciales utilizando el Semielemento Standard de Hidrógeno. Tabla de Potenciales Standard. Fuerza Electromotriz de una Pila. Pilas de Concentración. Determinaciones electroquímicas: Medidas de los Potenciales Standard de reducción. Estudio de la composición y propiedades de distintas pilas de uso en la actualidad. Análisis de las propiedades contaminantes de las pilas y de la problemática actual para su recolección, disposición y reciclado. Análisis del impacto ambiental que producen las pilas.</p>





### **Trabajos Prácticos:<sup>1</sup>**

Trabajo Práctico N°	Título
1	Material de Laboratorio. Uso adecuado y aplicaciones. Normas de Seguridad en el Laboratorio.
2	Una forma de estudiar Química – Descomposición Térmica Experimental del Dicromato de amonio.
3	Material de laboratorio para mediciones de masa, volumen y temperatura. Concepto de Error. Error Absoluto. Error Relativo. Propagación de Errores.
4	Propiedades Intensivas: Temperatura de Fusión y Temperatura de Solidificación del naftaleno y del p-diclorobenceno. Curvas de calentamiento y de enfriamiento.
5	Métodos de Fraccionamiento: Destilación Simple, Destilación Fraccionada y Cristalización.
6	Métodos de Fraccionamiento: Cromatografía.
7	Solubilidad de una sustancia en un solvente dado y su dependencia con la temperatura.
8	Preparación de Soluciones.
9	Realización, análisis e interpretación de una reacción química que puede emplearse para diferentes objetivos.
10	Propiedades de las soluciones. Se realiza en el EDULAB
11	Propiedades Coligativas: Descenso Crioscópico.
12	Energía de una Reacción Química.
13	Reconocimiento de soluciones ácidas, básicas y neutras – Uso de indicadores.
14	Titulación Acido – Base
15	Medición de pH con el uso de pHmetro. Soluciones Reguladoras.
16	Velocidad de Reacción. Cinética Química
17	Equilibrio Químico
18	Electrólisis – Pilas.

#### **1. Metodología**

Las metodologías didácticas que se implementarán en la Cátedra “Introducción a la Química – Química I” son alternativas diferentes, que en función de su pertinencia, relevancia y efectividad se aplicarán, para facilitar el aprendizaje, en diferentes

<sup>1</sup> Se toma como referencia la Planificación de la materia Química I – Introducción a la Química – del Profesorado de Química del ISP “Joaquín V. González” a cargo de la Profesora Lidia Tonelli.



momentos del proceso de desarrollo de la cátedra y que, por supuesto, propiciarán el logro de los propósitos y objetivos.

- Exposición.
- 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.
- Interrogatorios orales que permitan aprovechar las ideas, saberes y conocimientos previos.
- 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.
- 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.
- 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.

## 2. Recursos Didácticos

Se aplicarán los siguientes recursos didácticos y materiales:

- Uso de modelos moleculares, de modelos moleculares informáticos, entre otros, para la comprensión de la estructura espacial de las moléculas y la interpretación de las propiedades físicas y químicas que dependen y se fundamentan en la misma.
- Uso de el Proyector de Imágenes desde la PC para el desarrollo de algunos temas.
- Observación, análisis y discusión de videos referentes a los temas tratados en clase.

## 3. Bibliografía para el alumno

### ➤ Obligatoria

- Atkins P., Jones L. – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.



- Chang R.- “Química” – Editorial Mc Graw - Hill.
- Christen H.R. – “Química” - Editorial Reverté S.A.
- Cotton y Wilkinson – “Química Inorgánica Básica” – Editorial Limusa.
- Shriver, D.F. – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” - Tomos I y II – Editorial Reverté S.A.
- Whiten, K. Gayely, K. Davis, R. – “Química General” - Editorial Mc Graw - Hill.

➤ **Complementaria**

- Atkins P. – “Físico – Química” - Editorial Addison – Wesley Iberoamericana
- Cotton y Wilkinson – “Química Inorgánica Avanzada” – Editorial Limusa.
- Glastone S. y Lewis – “Elementos de Físico – Química” – Editorial Médico – Quirúrgica.
- Levin, I. – “Físico – Química” - Tomos I y II – Editorial Mc Graw - Hill.
- Mahan – “Curso Universitario de Química” – Editorial Fondo Educativo Interamericano.
- Moeller – “Química Inorgánica” – Editorial Reverté.

Para favorecer el desarrollo de las capacidades cognitivas necesarias para resolver situaciones problemáticas se proponen los siguientes textos de la *Serie Schaum*, los textos tienen para cada núcleo conceptual abordado una síntesis teórica, problemas resueltos y problemas con respuesta con orden de complejidad creciente:

- Ganuza J., Casas M., Quipo M.(1991) – “Química” – Editorial Mc Graw - Hill.
- Garson G. (1991) – “Fundamentos de Química General con Manual de Laboratorio” – Editorial Mc Graw - Hill.
- Rosemberg J., Epstein L. (1991) – “Química General” – Editorial Mc Graw - Hill.
- Ruiz A., Pozaz A., López J., González M. (1991) – “Química General” – Editorial Mc Graw - Hill.