



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Unidad de Coordinación del Sistema de Formación Docente



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

2022 – Año del 40° Aniversario de la Guerra de Malvinas. En homenaje a los veteranos y caídos en la defensa de las Islas Malvinas y el Atlántico Sur"

Nivel: Superior

Carrera: Profesorado de Educación Superior en Química disciplinar

Instancia curricular Química General e Inorgánica I

Cursada: anual

Carga horaria: (6) (seis) horas cátedra semanales

Profesora : Nora V Zabalegui

Año: 2022

Objetivos / Propósitos

Que el estudiante sea capaz de:

- Aplicar los modelos, las teorías y las metodologías de esta rama de la Química para interpretar, analizar y resolver diversos problemas concretos relacionados con procesos químicos.
- Analizar críticamente los principales modelos y teorías de la Química y reconocer su provisoriedad en el marco de una ciencia que cambia.
- Analizar reflexiva y críticamente las relaciones existentes entre el conocimiento científico, el conocimiento tecnológico y las problemáticas sociales.
- Adquirir un entrenamiento adecuado en el uso de material de laboratorio y en la interpretación de resultados experimentales.
- Usar modelos y analogías como apoyo para la comprensión de problemas propios de las Ciencias de la Naturaleza, particularmente de la Química, reconociendo los límites de estos recursos.
- Comprender los modelos vigentes acerca de la composición, la estructura y las transformaciones de los materiales para interpretar fenómenos naturales y tecnológicos que orienten su futura labor docente.
- Emplear críticamente variados recursos para la enseñanza de la Química, tales como material gráfico y videográfico, informático, entre otros.
- 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

Contenidos / Unidades temáticas

Contenidos mínimos	Actividades propuestas
<p>Unidad temática 1</p> <p>Discontinuidad de los materiales. Teorías Atómicas de Leucipo, Eurípides y Aristóteles – Teoría Atómica de Dalton. Leyes de las Combinaciones Volumétricas de Gay – Lussac – Hipótesis de Avogadro – Teoría Molecular - 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 – 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.</p> <p>Unidad temática 2</p> <p>Teorías que sustentan la Mecánica Ondulatoria: Estados Estacionarios, Función de Onda, Principio de Incertidumbre de Heisemberg, 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</p>	<p>Material de laboratorio</p> <p>Experiencia de tubos de rayos catódicos</p>

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 gráfica de energía para átomos polielectrónicos y para iones derivados de ellos. Propiedades asociadas a los átomos/iones en función de su configuración electrónica externa.

Unidad temática 3

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.

Unidad temática 4

Ensayos de identificación a la llama.

Espectros de emisión.

Clasificación de sustancias.
Variación de las propiedades periódicas

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.

Union metalica. Teoría del mar de electrones vs teoría de bandas.

Unidad temática 5

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 energía 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

Propiedades de los compuestos iónicos. Conduccion eléctrica. Solubilidad en distintos solventes

Estructuras cristalinas.

hibrido. Unión Química según la Teoría de los Orbitales Moleculares (OM) – Combinación Lineal de Orbitales Atómicos (CLOA). Estudio de moléculas diatómicas homonucleares 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.

Carga formal

Estudio de las propiedades de los compuestos covalentes

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.

Unidad 7

Metales. Teorías de enlace. Variación de propiedades físicas y de reactividad química.

Unidad 8

Equilibrio Químico. Homógeno y heterogéneo. Concepto de equilibrio dinámico. Ley de acción de masas. Expresión matemática. Equilibrios homogéneos en fase gaseosa, K_p , K_c , K_x relaciones matemáticas. Perturbación del equilibrio: Principio de Le Chatelier. Relación entre la constante de equilibrio y la energía libre de Gibbs.

Unidad temática 9

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

Estructura espacial de las moléculas.

que involucra la interacción de un ácido con una base y la presencia simultánea de ambos.

Definición de pH. Cálculos de pH, pOH

Unidad temática 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. . Propiedades físicas del agua. Cambios de estado. Diagrama de estado. Estructura y propiedades generales. Función del agua como material fundamental para la vida.

Unidad temática 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.

Comparación de valores de PF PE conducción eléctrica de distintos metales

Estudio de la evolución de un sistema hacia el equilibrio.

Caracterización de una solución.

Selección de un indicador adecuado

Neutralización ácido-base

Titulación ácido base y determinación del punto final.

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.

Obtencion y caracterización de Hidrogeno en el laboratorio

Obtencion y caracterización de Oxigeno en el laboratorio

--	--

Modalidad de trabajo

- 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.
- Interrogantes 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.
- Resolución de situaciones problemáticas a partir, por ejemplo, del análisis de casos.
- 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.
- 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.
- 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

Régimen de aprobación de la materia: sin examen final /con examen final. Condiciones.

Acreditación con examen final.

Se requerirá el 60 % de asistencia a clases. 2. Será necesario aprobar como mínimo el 75% de los trabajos de laboratorio y 3 (tres) instancias evaluativas, en las que se podrán utilizar diferentes modalidades de evaluación para el seguimiento de los aprendizajes. Para aprobar cada una de ellas se requerirá una calificación mínima 4 (cuatro) puntos sobre 10 (diez) cada parcial tendrá un Recuperatorio.

Acreditación sin examen final:

Las correlatividades previas de la asignatura que se encontrara cursando, deben estar aprobadas a julio - agosto del año en que se cursa dicha unidad curricular.. Se requerirá el 75 % de asistencia a clase y 3 (tres) instancias evaluativas, en las que se podrán utilizar diferentes modalidades de evaluación para el seguimiento de los aprendizajes. Para aprobar cada una de ellas se requerirá una calificación mínima 6 (seis) puntos sobre 10 (diez) cada parcial tendrá un Recuperatorio.

Bibliografía Específica

Obligatoria

- Atkins P., Jones L. (2006) – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- James E. Brady. Química Básica. Principios y Estructura. 2da Edición. Limusa Wyley. (2000)
- Harry B. Gray, Gilbert P. Haight Jr. Principios Básicos de la Química. Ed. Reverté. (1981)
- Ralph H. Petrucci. Química General. Ed. Addison-Wesley Iberoamericana. (1986).

- Cotton y Wilkinson (1990) – “Química Inorgánica Básica” – Editorial Limusa.

- Cotton y Wilkinson – (1990) “Química Inorgánica Avanzada” – Editorial Limusa.

- Shriver, D.F. (2008) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” — Editorial Reverté S.A.

Complementaria

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