



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"

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

Nivel: **Terciario**

Carrera: **Profesorado en Química**

Trayecto / ejes: **Disciplinar**

Instancia curricular: **Introducción a la Química**

Cursada: **Regular**

Carga horaria: **8 horas semanales**

Profesor/a: **Susana Beatriz Palomino**

Profesoras a cargo del laboratorio: **Profesoras Vilma Racca y Liliana Lacolla**

Año lectivo **2014**

Objetivos

Objetivos Generales Introducción a la Química

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

Objetivos Trabajos Prácticos de Introducción a la Química

- 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 general.
- 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 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. Propiedades Extensivas: 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. Propiedades Intensivas: Propiedades organolépticas, índice de refracción, peso específico, densidad, temperatura de fusión y temperatura de ebullición. Estados de agregación. Principales características comparativas de los estados de agregación. Cambios de estado. Diagramas de fases de una sustancia.

Unidad 2 Concepto y clasificación de los sistemas materiales heterogéneos y homogéneos. Fases y componentes de un sistema. Métodos Mecánicos: 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. Métodos de Fraccionamiento: 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, K_D . 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. Sustancias: clasificación. Sustancias y mezclas. Sustancias simples y compuestas. Alotropía y polimorfismo. Elemento Químico y clasificación. Abundancia y distribución en la naturaleza. Clasificación Periódica.

Unidad 3 Transformaciones Físicas, Químicas y Radioactivas. Leyes Gravimétricas: de Lavoisier y de Proust. 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.

Unidad 4 Estado Gaseoso 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. (*estos conceptos se aplican posteriormente en termodinámica*). Los Gases Ideales: 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 $T=\text{cte.}$, V vs. T a $P=\text{cte.}$ y P vs. T a $V=\text{cte.}$, 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. Gases Reales: 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.

Unidad 5 Estado sólido. 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. Higrscopicidad. Delicuescencia y eflorescencia.

Unidad 6 Primer Principio de la Termodinámica 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. Deducción de la expresión matemática para la determinación del trabajo. Propiedades del trabajo como función no termodinámica. Expansión y compresión de un gas ideal a $P=\text{cte.}$ 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 $V=\text{cte.}$ (procesos isocóricos) y a $P=\text{cte.}$ (procesos isobáricos). Relación entre ΔE y Q_V . Definición de la función de estado Entalpía. Relación entre ΔH y Q_P . Relación entre C_P y C_V para un gas ideal. Relación entre Q_P y Q_V . Determinación de Q , w , ΔE y ΔH . Procesos isotérmicos – Trabajo Máximo. Procesos adiabáticos.

Termoquímica 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. Deducción e integración de la Ecuación de Kirchoff. Problemas de aplicación.

Segundo principio de la termodinámica 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 ΔG para una reacción. Deducción e Integración de la Ecuación de Clausius – Clapeyron. Deducción e Integración de la Ecuación de Gibbs Helmholtz. Tercera Ley de la Termodinámica

Unidad 7 Estado Líquido 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.

Unidad 8 Disoluciones y Equilibrio en las Disoluciones 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 P_V 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 P_V 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. Deducción 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 P_V 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 P_V 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.

Equilibrios de fases 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.

Unidad 9 Cinética Química 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.

Unidad 10 Equilibrio Químico 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. Equilibrio en fase homogénea Gaseosa: Constantes de Equilibrio K_c , K_p y K_x y su relación matemática. Desplazamiento del Equilibrio. Principio de Le Chatelier. Introducción al Equilibrio Acido – Base. Concepto de pH

Unidad 11 Electrólisis y Pilas 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.

Pilas Galvánicas: 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.

Unidad temática	Trabajo práctico
1	Material de laboratorio para mediciones de masa, volumen y temperatura. Concepto de Error. Error Absoluto. Error Relativo. Propagación de Errores.
1	Propiedades Intensivas: Temperatura de Fusión y Temperatura de Solidificación del naftaleno y del p-diclorobenceno. Curvas de calentamiento y de enfriamiento.
2	Métodos de Fraccionamiento: Destilación Simple, Destilación Fraccionada y Cristalización.
2	Métodos de Fraccionamiento: Cromatografía. (Optativa en función del tiempo disponible)
2	Preparación de Soluciones.
6	Energía de una Reacción Química.
8	Propiedades Coligativas: Descenso Crioscópico.
9	Velocidad de Reacción. Cinética Química
10	Reconocimiento de soluciones ácidas, básicas y neutras – Uso de indicadores.
10	Titulación Acido – Base
10	Medición de pH con el uso de pHmetro. Soluciones Reguladoras.

10	Equilibrio Químico
11	Electrólisis – Pilas.

Modalidad de Trabajo

Las metodologías didácticas que se implementarán en la Cátedra “Introducción a la Química” 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 parciales (dos como mínimo y tres como máximo) o sus respectivos recuperatorios con una nota mínima de 6 (seis) puntos

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

b) **LIBRES:**

Aprobación de trabajos prácticos

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 escrito y del oral es 4 (cuatro) puntos, respectivamente.

Bibliografía específica

- Atkins P., Jones L. – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- Atkins P. – “Físico – Química” - Editorial Addison – Wesley Iberoamericana.
- Chang R.- “Química” – Editorial Mc Graw - Hill.
- Christen H.R. – “Química” - Editorial Reverté S.A.
- Whiten, K. Gayely, K. Davis, R. – “Química General” - Editorial Mc Graw - Hill.

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.

Bibliografía complementaria

- Atkins P. – “Físico – Química” - Editorial Addison – Wesley Iberoamericana
- 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 Interamerican.



Profesora Susana B. Palomino