



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

Nivel: **Terciario**

Carrera: **Profesorado en Química**

Trayecto / ejes: **Disciplinar**

Instancia curricular: **Introducción a la Química**

Cursada: **Anual**

Carga horaria: **8 horas cátedra semanales**

Profesora: **Susana B. Palomino**

Profesoras a cargo del laboratorio: **Cristina Sardella – Vilma Racca**

Objetivos

- 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.
- 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

- Aplicar las Normas de Seguridad y las Buenas Prácticas de Trabajo para las actividades desarrolladas en el laboratorio.
- Aplicar y desarrolle las destrezas adquiridas para la observación y para la descripción detallada de los sistemas con los que trabaja y sus transformaciones.



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

- Aplicar 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.
- Elaborar conclusiones a través del análisis de los resultados experimentales obtenidos en cada práctica de laboratorio.
- Analizar, interpretar, relacionar y aplicar los temas tratados en el laboratorio y en la clase, con la bibliografía correspondiente, a fin de realizar una síntesis conceptual de la asignatura.
- Adquirir las capacidades y destrezas, para el dominio de las operaciones necesarias para el trabajo en el laboratorio de química general.
- Desarrollar rasgos de autonomía y eficiencia en el trabajo experimental del laboratorio.
- Elaborar los Informes de los Trabajos Prácticos que incluyan información, desarrollo y conclusiones.
- Planificar, 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

Capacidades y Destrezas

- Caracterizar a la química como ciencia, a su objeto y su ámbito de estudio y desarrollo.
- Identificar las propiedades intensivas y extensivas de un sistema material.
- Caracterizar 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.

Contenidos Conceptuales

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

Capacidades y Destrezas

- Aplicar métodos de separación y de fraccionamiento para obtener los componentes de un sistema material.
- Interpretar el comportamiento de las partículas coloidales y de los sistemas que forman.
- Clasificar a las sustancias en función de sus propiedades, composición y comportamiento en las reacciones de descomposición.
- Definir 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.
- Aplicar la Clasificación Periódica Moderna en la predicción de propiedades de los elementos químicos.

Contenidos Conceptuales

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 .



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

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

Capacidades y Destrezas

- Seleccionar los datos experimentales relevantes en torno a las distintas temáticas abordadas.
- Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.
- Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.
- Enunciar las Leyes Gravimétricas y Las leyes de los gases ideales de los Gases Ideales e interpretar las correspondientes expresiones matemáticas.
- Resolver diversas situaciones problemáticas eficazmente.

Contenidos Conceptuales

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.

Unidad 4

Capacidades y Destrezas

- Caracterizar las variables que determinan el estado termodinámico de un sistema como variables y funciones de estado.
- Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.
- Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.
- Enunciar las Leyes de los Gases Ideales e interpretar las correspondientes expresiones matemáticas y sus representaciones gráficas.
- 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.
- 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.

Contenidos Conceptuales

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 $T=cte.$, 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. 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

Capacidades y Destrezas



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

- Caracterizar el estado sólido a partir del análisis e interpretación de las propiedades de los mismos.
- Diferenciar conceptualmente un sólido amorfo y un sólido cristalino.
- 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.
- Resolver eficazmente Problemas con Ciclos de Born – Haber.

Contenidos Conceptuales

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. Higroscopicidad. Delicuescencia y eflorescencia.

Unidad 6

Capacidades y destrezas

- Seleccionar los datos experimentales relevantes en torno a las distintas temáticas abordadas.
- Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.
- Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.
- Caracterizar las variables que caracterizan el estado termodinámico de un sistema como variables y funciones de estado.
- Interpretar las transformaciones termodinámicas isotérmicas, isobáricas, isocóricas y adiabáticas a partir de la Primera Ley de la Termodinámica.
- Deducir las expresiones matemáticas asociadas a transformaciones isotérmicas, isobáricas, adiabáticas e isocóricas a partir de la aplicación de la Primera ley de la Termodinámica.
- Aplicar la Primer Ley de la Termodinámica, y los contenidos conceptuales que de ella se derivan, en el análisis de diferentes procesos físicos y químicos.
- Interpretar conceptualmente la segunda Ley de la Termodinámica.
- Comprender el significado de las funciones termodinámicas entropía, trabajo máximo y energía libre y aplicar las mismas en el análisis termodinámico de diversos procesos químicos.
- Interpretar, a partir de un análisis crítico, el significado termodinámico de la espontaneidad de los procesos físico – químicos.
- Resolver con eficacia problemas de termodinámica y aplicarlo en situaciones físico – químicas concretas.

Contenidos Conceptuales

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. 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 $P=cte.$ 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 $V=cte.$ (procesos isocóricos) y a $P=cte.$ (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. Dedución 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. Dedución e Integración de la Ecuación de Clausius – Clapeyron. Dedución e Integración de la Ecuación de Gibbs Helmholtz. Tercera Ley de la Termodinámica



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

Unidad 7

Capacidades y destrezas

- Seleccionar los datos experimentales relevantes en torno a las distintas temáticas abordadas.
- Analizar los datos experimentales seleccionados para interpretar su significado conceptual.
- Elaborar conclusiones a partir de los datos experimentales seleccionados y el análisis conceptual de los mismos.
- Interpretar las curvas de Andrews y justificar las condiciones físico – químicas en las que pueden licuarse diferentes sustancias en estado gaseoso.
- Aplicar la Ecuación de Clapeyron – Clausius para el análisis del equilibrio líquido – gas y su dependencia con la temperatura.
- Interpretar, justificar y predecir el comportamiento de los líquidos.

Contenidos Conceptuales

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

Capacidades y Destrezas

- 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.
- 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.
- Interpretar conceptualmente el proceso de fusión y de ebullición de sustancias y de soluciones.
- Aplicar las curvas experimentales de fusión y de ebullición de diferentes sistemas para analizar.
- Interpretar los procesos de Descenso Crioscópico, Ascenso ebulloscópico y de Presión Osmótica.
- Resolver con eficacia diferentes situaciones problemáticas.

Contenidos Conceptuales

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

Capacidades y Destrezas

- 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.
- Analizar y aplicar adecuadamente los factores que influyen y modifican la velocidad de una reacción química.
- Interpretar el proceso y el mecanismo de una reacción química según la Teoría de Choques



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

- Predecir y resolver con eficacia situaciones problemáticas aplicando para este fin los conceptos estudiados.

Contenidos Conceptuales

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

Capacidades y destrezas

- Interpretar el comportamiento de las reacciones reversibles y de los estados de equilibrio dinámico que las mismas alcanzan.
- 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.
- Caracterizar cuantitativamente reacciones de equilibrio homogéneo gaseoso.
- Resolver con eficacia diversas situaciones problemáticas.

Contenidos Conceptuales

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 Gibbs. 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.

Unidad 11

Capacidades y destrezas

- Comprender los procesos físico – químicos que se producen en una electrólisis.
- Comprender los procesos físico – químicos que se producen en una pila.
- 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.
- Comprender y aplicar adecuadamente la Ecuación de Nerst en diversas situaciones problemáticas.
- Tomar conciencia y asumir responsabilidades frente a la problemática ambiental que representa el uso de pilas.

Contenidos Conceptuales

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.



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

Unidad temática	Trabajo práctico
1 – 2 – 3	Uso de material de medición volumétrica y gravimétrica. Error y propagación de errores.
6	Calorimetría y termoquímica
7	Determinación Experimental de Masas Moleculares Relativas aplicando Propiedades Coligativas.
8	Destilación Simple y Destilación Fraccionada
9	Transformaciones Químicas y factores que modifican la velocidad de reacción: naturaleza de los reactivos, temperatura, concentración, presión cuando intervienen gases, grado de división del material cuando intervienen sólidos y uso de catalizadores.
10	Estudio experimental de reacciones reversibles en equilibrio químico y los factores y condiciones que determinan este estado.
11	Conductores y no Conductores
11	Electrólisis de solución acuosa de cloruro de sodio sin membrana semi – permeable y con membrana.
11	Armado de una pila y determinación experimental de su potencial

Modalidad de Trabajo

Las metodologías didácticas que se implementarán en esta propuesta de trabajo 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 de la materia

En relación a lo expuesto en las diferentes clases aplicarán diversos recursos didácticos, que propenderán a que el alumno se vincule con el conocimiento y se haga dueño de él, tales como:

- Exposición.
- 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, 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.
- 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.
- 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.



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

- 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.

Será condición para aprobar el espacio curricular:

Desde una perspectiva de construcción del conocimiento, tanto los que enseñan como los que aprenden deben valorar en forma continua los logros y dificultades que se van presentando a lo largo de cada espacio curricular de la carrera.

La resignificación de la evaluación, como proceso, es uno de los momentos, de la práctica cotidiana, de profunda intencionalidad pedagógica. Tiene la intencionalidad de desarrollar en los futuros docentes una concepción de evaluación que supere las alternativas de medir y comparar para adentrarse en la **necesidad de comprender**, de **ayudar a superar obstáculos** y de irse apropiando de la idea de que los **resultados obtenidos** no sólo **sirven para tomar decisiones asociadas a la promoción o acreditación** de las diferentes instancias curriculares sino que, además, **involucran decisiones referidas a la selección o reorganización de contenidos, a la revisión del tratamiento didáctico utilizado, a la investigación de los problemas del aprendizaje, a modificaciones en la propia práctica**, entre otros.¹

La evaluación, como integrante del proceso de enseñanza y de aprendizaje, es una práctica compleja y un arma poderosa porque no sólo decide sobre las prácticas del aula sino, también, sobre el futuro inmediato de los alumnos evaluados. Siempre está vinculada con un contexto de decisiones.²

En función de lo expresado, respecto de las formas variadas que pueden asumir la acreditación, o momento de la evaluación sumativa que determina la promoción de los estudiantes, teniendo en cuenta:

- la reglamentación vigente
- las características propias de la cátedra en la que existe una "trama conceptual" altamente estructurada, relacionada e integrada de sus contenidos

De acuerdo a la reglamentación de la materia *Introducción a la Química*, la misma se aprueba por **acreditación con examen final** para la cual es necesario.

➤ Aprobar las siguientes instancias para poder rendir el correspondiente examen final:

- ✓ Asistir al 60 % de las clases teóricas.
- ✓ Asistir al 75 % de las clases de trabajos experimentales.
- ✓ Aprobar el 75 % de los trabajos experimentales a través de: la realización correcta de los trabajos prácticos y de la respuesta correcta, oral o escrita, a un cuestionario vinculado con la experimentación del día.
- ✓ Aprobar dos parciales que incluyan trabajos experimentales, ejercicios conceptuales y numéricos y los temas teóricos correspondientes. Para su aprobación o se requerirá 6 (seis) o más puntos en cada parcial. Estos parciales pueden recuperarse en las correspondientes instancias acordadas entre el docente y los alumnos
- ✓ Devolver el material de laboratorio en condiciones y completo al finalizar la cursada

El alumno que cumplimenta los requerimientos mencionados puede acceder a rendir el examen final en la fecha de diciembre y en las restantes que fije el Departamento con una nota mínima de 4 puntos.

La **acreditación para alumnos libres** involucra

¹ Bertoni, A; Poggi, M y Teobaldo, M. (1995). *Evaluación. Nuevos significados para una práctica compleja*. Kapelusz.

² Op. Cit. Diseño Curricular Profesorado de Química – Instituto Superior del Profesorado "Joaquín V. González".



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires
Ministerio de Educación
Dirección de Formación Docente



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

- ✓ Aprobación de los Trabajos Prácticos
- ✓ Los exámenes libres serán indefectiblemente escritos y orales, frente a un tribunal examinador, abarcando el programa completo con la bibliografía obligatoria. El examen escrito es eliminatorio y quedará archivado.

Bibliografía específica

- Atkins P., Jones L. – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- Chang R.- “Química” – Editorial Mc Graw - Hill.
- Christen H.R. – “Química” - Editorial Reverté S.A.
- Glastone S. y Lewis – “Elementos de Físico – Química” – Editorial Médico – Quirúrgica.
- 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.
- Levin, I. – “Físico – Química” - Tomos I y II – Editorial Mc Graw - Hill.
- Mahan – “Curso Universitario de Química” – Editorial Fondo Educativo Interamericano.

