



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"

"1983 - 2023. 40 años de Democracia"

Nivel: Superior

Carrera: Profesorado de Educación Superior en Química

Eje disciplinar

Instancia curricular: Introducción a la Química Comisión A Turno Tarde

Cursada: anual

Carga horaria: 8 (ocho) horas cátedra semanales

Profesora: Nora Vanesa Zabalegui

Año: 2023

Fundamentación

Introducción a la química, se enmarca dentro del primer año de la carrera del profesorado de química, y abarca junto con Química general e inorgánica I los contenidos básicos y fundamentales tanto como para el desempeño del futuro docente como para continuar el recorrido del eje disciplinar. En este contexto tan singular, se seleccionaran ciertos núcleos prioritarios de cada unidad temática, para asegurar los contenidos mínimos de la materia.

Objetivos / Propósitos

Que el estudiante sea capaz de:

Aplicar los modelos, las teorías y las metodologías 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.

Usar modelos y analogías como apoyo para la comprensión de problemas propios de las Ciencias naturales, 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. Desarrollar una expresión oral y escrita, con el correspondiente vocabulario técnico, adecuada a la cátedra.

Contenidos / Unidades temáticas

Unidad 1:

La Química: ciencia en tres niveles. Objeto de estudio. Materia y Energía. Representaciones simbólicas de los estados de agregación. Propiedades generales y diferenciales de sólidos, líquidos y gases. Cambios de Estado. Sistemas materiales. Homogéneos. Heterogéneos. Inhomogeneo. Propiedades de los sistemas: intensivas, extensivas, etc. Mezclas. Fases. Soluciones. Solubilidad. Curvas de solubilidad, interpretación, unidades. Diferentes tipos de mezclas según tamaño de partículas: suspensiones, soluciones verdaderas, coloides. Micelas. Propiedades de los coloides. Preparación, purificación. Soles, geles, emulsiones. Métodos de Separación de fases: decantación, filtración, tamización, disolución, levigación, ventilación, separación magnética, sublimación. Métodos de fraccionamiento: evaporación, destilación, extracción con solventes, ley de reparto, cromatografía. Sustancia. Simples y compuestas. Atomicidad. Concepto de Elemento Químico. Variedades alotrópicas. Polimorfismo.

Unidad 2:

Leyes gravimétricas. Proust, Dalton, Lavoisier, Richter. Teoría de Dalton. Leyes de las combinaciones en volumen de los gases ideales, Gay Lussac. Interpretación. Hipótesis de Avogadro. Teoría atómico-molecular. Escala de masas atómicas y masas moleculares. Constante de Avogadro. Cantidad de materia .Concepto de mol. Volumen Molar. Fórmula mínima y molecular. Composición porcentual. Concentración de una solución. Expresiones físicas y químicas de la concentración.

Unidad 3:

Ecuaciones y reacciones. Ecuaciones químicas. Tipos de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, isomerización, ácido base, combustión, precipitación, etc. Asignación del número de oxidación: reglas básicas. Ecuaciones redox. Igualación de ecuaciones químicas por método del ion-electrón. Ley de Conservación de la masa. Estequiometría. Pureza de reactivos, reactivo limitante, conversión de los reactivos en productos, rendimiento de una reacción. Resolución de ejercicios numéricos

Unidad 4:

Estado Gaseoso. Los gases ideales. Variables de estado, su medida, definición, equivalencia de unidades: presión, volumen, temperatura. Postulados de la teoría cinético molecular para gases ideales. Leyes de los gases ideales: Ley de Boyle-Mariotte, Leyes de Charles -Gay Lussac. Interpretación gráfica. Escala de temperatura. Ecuación General de estado de gases ideales. Significado de la constante de Regnault, unidades. Distribución de velocidades. Gases Reales. Efusión. Difusión. Masa y Energía cinética. Desviaciones del comportamiento ideal. La ecuación de Van der Waals. Análisis de gráficos para gases reales. Otras correcciones.

Unidad 5:

Estado sólido. Características y propiedades generales. Presión de vapor. Sublimación. Diagrama de fases de una sustancia. Importancia industrial del liofilizado. Diferentes tipos de sólidos.

Amorfos, cristalinos. Estructura. Aplicación de los Rayos X. Método de Bragg. Redes cristalinas.

Sistemas de Bravais. Empaquetamiento. Sistemas cristalinos. Cristales iónicos, covalentes, moleculares, metálicos. Ciclo de Born- Haber.

Iso y polimorfismo. Propiedades: higroscopicidad, deliquesencia y eflorescencia

Cálculos de densidades en diferentes empaquetamientos.

Unidad 6:

Introducción a la Termodinámica-Termodinámica química y Termoquímica. Energía, diferentes tipos, unidades. Sistemas. Definición, clasificación. Estados de equilibrio. Calor y trabajo.

Definiciones, convenciones de signos. Variables termodinámicas de estado. Primer Principio de la Termodinámica. Energía Interna .Entalpía. Cálculo de la variación de entalpía en los diferentes procesos. Termoquímica. Calor de combustión, de formación. Leyes termoquímicas. C_p y C_v para gases ideales Segundo Principio de la Termodinámica. Energía libre. Predicción y criterios de espontaneidad de las reacciones químicas.

Unidad 7:

Estado líquido. Propiedades generales. Licuación de gases. Punto crítico. Isotermas de Andrews.

Regla de fases. Grados de libertad. Presión de vapor de líquidos. Evaporación- Ebullición.

Dependencia del punto de ebullición con la presión. Tensión superficial. Capilaridad. Viscosidad de líquidos.

Unidad 8:

Soluciones y equilibrios. Calor involucrado en los cambios de estado. Presión de vapor. Diagrama de fases para un componente. Sistemas de dos componentes. Soluciones de gas en líquido. Ley de Henry. Solución de líquido en líquido. Ley de Raoult. Diagrama de fases. Diagrama de fases para dos componentes. Mezclas azeotrópicas. Azeótropos de punto de ebullición máximo y mínimo. Características y propiedades de los azeótropos. Propiedades coligativas. Descenso relativo de la presión de vapor. Ascenso ebullioscópico y descenso crioscópico. Presión osmótica. Aplicación a solutos iónicos. El factor i de Van't Hoff. Aplicación a determinación de masas molares.

Unidad 9:

Cinética Química, Concepto de velocidad de reacción. Influencia de la concentración sobre la velocidad de reacción. Ley de velocidad de reacción. Constante de velocidad específica. Orden de reacción. Tiempo de vida medio de una reacción. Teoría de las colisiones. Estado de transición.

Influencia de la temperatura sobre la velocidad de reacción. Arrhenius. Catalizadores.

Mecanismos de reacción. Expresiones cinéticas y la constante de equilibrio. Cinética enzimática.

Reacciones fotoquímicas.

Unidad 10:

Electroquímica. Procesos Redox. La serie electroquímica de potenciales de reducción, su aplicación a la predicción de reacciones redox. Tipos de conductores. Electrólisis. Leyes de Faraday. Aplicaciones. Elementos Galvánicos o Pilas. Tipos de electrodos. Electrodo patrón de hidrógeno. Escritura simbólica de los electrodos. Puente salino. Circuito externo. Diferencia de potencial en las pilas. Cálculo de la diferencia de potencial estándar de una pila. La ecuación de Nernst. Pilas de concentración. Diagrama de una pila. Constantes de equilibrio a partir de la diferencia de potencial. Pilas secas y baterías

Modalidad de trabajo

- Clases teóricas: Exposición dialogada, interrogando a los alumnos para incitarlos a la participación.
- Clases de Laboratorio: Trabajos Prácticos grupales con la orientación de guía de trabajos prácticos presentada con anterioridad por la cátedra.
- Previo al comienzo de cada práctico se explicará la estrategia a seguir y el modo en que deben presentarse los resultados obtenidos.
- Clases de trabajo áulico: Resolución de problemas mediante el estudio dirigido con guía de problemas y la activa participación de los alumnos.
- Trabajo conjunto y coordinado con distintas asignaturas que se encuentren temáticamente vinculadas.

Al término de cada unidad se destina tiempo para la revisión antes de abordar el tema que sigue.

Trabajos Prácticos

- **Material de laboratorio**
- **Sistemas materiales Métodos de separación y fraccionamiento**
- **Preparación de soluciones**
- **Diluciones**
- **Sólidos**
- **Calor de dilución**
- **Calor de neutralización**
- **Factores que afectan la velocidad de una reacción**
- **Reacciones químicas**
- **Pilas**
- **Electrólisis**

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

Condiciones. CON EXAMEN FINAL: condiciones

Asistir al 75 % de las clases teóricas.

Asistir al 80% de las clases de trabajos experimentales.

Aprobar el 80 % de los trabajos experimentales a través de la respuesta oral o escrita a un cuestionario vinculado con la experimentación del día.

Aprobar 3 (tres) parciales teórico que incluyan, ejercicios conceptuales y numéricos y los temas teóricos correspondientes incluyendo los contenidos del curso de nivelación. Para la aprobación se requerirá 4(cuatro) o más puntos en cada parcial. Estos parciales pueden recuperarse, cada uno de ellos, en una sola instancia.

El alumno deberá haber devuelto el material de laboratorio en condiciones, completo y en el momento requerido.

2. SIN EXAMEN FINAL:

Asistir al 75 % de las clases teóricas.

Asistir al 80% de las clases de trabajos experimentales.

Aprobar el 80 % de los trabajos experimentales a través de la respuesta oral o escrita a un cuestionario vinculado con la experimentación del día.

Aprobar 3 (tres) parciales teórico que incluyan, ejercicios conceptuales y numéricos y los temas teóricos correspondientes incluyendo los contenidos del curso de nivelación. Para la aprobación se requerirá 6(seis) o más puntos en cada parcial. Estos parciales pueden recuperarse, cada uno de ellos, en una sola instancia.

Se deberá aprobar luego de los exámenes parciales, un coloquio integrador de la asignatura.

El alumno deberá haber devuelto el material de laboratorio en condiciones, completo y en el momento requerido.

Régimen para el alumno libre

Este espacio no cuenta con esta instancia.

Bibliografía Específica

- 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. (2005) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” - Tomos I y II – Editorial Reverté S.A.
- Shriver, D.F. (2008) – Atkins, P – Langford, C.H. – “Química Inorgánica” — Editorial Reverté S.A.

Bibliografía General

- 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

