



Gobierno de la Ciudad de Buenos Aires

Ministerio de Educación

Dirección de Educación Superior



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

2019

**"Año del 25º Aniversario del reconocimiento de la autonomía de la Ciudad
de Buenos Aires"**

Profesorado en Química

INTRODUCCION A LA QUIMICA (comisión B)

Programa y Plan de Trabajo correspondiente al DC

Eje disciplinar

Cursada: Anual

Carga horaria: 8 horas

Profesor/a: Nora V. Zabalegui

Profesor/a a cargo del laboratorio: Mauro Vanarelli

Objetivos

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 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. Emplear críticamente recursos para la enseñanza de la Química, como material gráfico y videográfico, informático, entre otros. Desarrollar una expresión oral y escrita, con el correspondiente vocabulario técnico, adecuada a la cátedra.

Contenidos mínimos	Actividades propuestas
<p><u>Unidad 1:</u></p> <p>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. Inhomogéneos. 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.</p> <p><u>Unidad 2:</u></p> <p>gravimétricas. Proust, Dalton, Lavoisier, Richter. de Dalton. Leyes de las combinaciones en n de los gases ideales, Gay Lussac. Interpretación. sis de Avogadro. Teoría atómico-molecular. Escala as atómicas y masas moleculares. Constante de ro. Cantidad de materia .Concepto de mol. en Molar. Fórmula mínima y molecular.</p>	<p>Introducción. Materiales de uso frecuente en el laboratorio.</p> <p>Mediciones de volúmenes, masas y temperaturas.</p> <p>Sistemas Materiales. Separación de un sistema heterogéneo.</p> <p>Sistemas Materiales: Fraccionamiento.</p>

sición porcentual. Concentración de una solución.
iones 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

Ajuste de ecuaciones químicas (coeficientes estequiométricos) usando el método de variaciones continuas. Por ejemplo altura de precipitado formado al reaccionar cromato de potasio con nitrato de plomo.

Tipos de reacciones

Equivalente Químico.

reacción entre un metal desconocido con ácido clorhídrico, el gas hidrógeno producido se recoge por desplazamiento de agua de una probeta midiendo su volumen

Uso de simulador de comportamiento de un gas ideal en función de las distintas variables

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

Modelización de sistemas cristalinos. Uso de programas de realidad aumentada en la resolución de ejercicios.

Determinación del calor de disolución. Usando clorato de potasio y cloruro de amonio. Determinación del calor de neutralización. Curva de calentamiento y calor involucrado en

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. Efecto Joule-Thomson, expansión adiabática. 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 ebulloscópico y descenso crioscópico. Presión osmótica. Aplicación a solutos iónicos. El factor i de Van'tHoff. Aplicación a determinación de masas molares.

el proceso

Propiedades coligativas.
Descenso crioscópico.
Determinar atomicidad del azufre disuelto en naftaleno

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.

Efecto de la concentración sobre la rapidez de una reacción
Efecto del uso de un catalizador
Determinación cuantitativa de la velocidad de una reacción.

Predicción del sentido de una reacción experimentalmente y usando la serie electroquímica de potenciales de reducción.
Estudiar una reacción como la oxidación de sal ferrosa con permanganato de potasio en medio ácido.
Electrólisis.
Pila de Daniell.
Variación de potencial en función de la concentración

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.

Será condición para aprobar el espacio curricular:

1. **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.

3. LIBRES: deberá realizar un trabajo práctico del programa a elección del tribunal luego de ser interrogado tanto en los temas teóricos, problemas y TP.

Bibliografía específica

Obligatoria

- Atkins P., Jones L. (2006) – “Química General” – Editorial Omega, Barcelona.
- James E. Brady. Química Básica. Principios y Estructura. 2da Edición. LimusaWyley. (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.

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
-