

Instituto Superior del Profesorado “Dr. Joaquín V. González”

Profesorado de Química

QUÍMICA I. Introducción a la Química

Presentación general

Siendo ésta la primera asignatura de Química del profesorado se desarrollará una Química Básica en la que se abordarán los aspectos fundamentales que cubran los siguientes contenidos mínimos:

La química en el campo de las ciencias. Sistemas materiales. Transformaciones físicas, químicas y radiactivas. Leyes químicas y Magnitudes. Funciones químicas inorgánicas. Tipos de reacciones químicas y Estequiometría. Estado gaseoso. Estado sólido. Termodinámica química. Estado líquido. Propiedades de las soluciones. Cinética química. Problemáticas cotidianas. Equilibrio químico homogéneo y heterogéneo. Equilibrio iónico. Electroquímica

Objeto de Estudio :

Los tópicos tratados en este programa tienen como objeto de estudio a la materia, tal como se presenta en el mundo que nos rodea, los diferentes estados de agregación con sus características particulares, propiedades y transformaciones, haciendo hincapié en la estequiometría de las reacciones químicas, es decir, su aspecto cuantitativo en lo que respecta a las masas intervinientes, el análisis de la energía asociada a una reacción química y la velocidad con que ésta ocurre .

Objetivos de la materia

- *Introducir al alumno en el estudio de la química brindándole las bases teóricas adecuadas.
- *Adquirir un criterio lógico para resolver cuestiones problemáticas e interpretar resultados y conclusiones.
- *Desarrollar una capacidad predictiva en base a los conocimientos para hacerlos extensivos a otras situaciones.
- *Adquirir un lenguaje científico para interpretar, razonar, deducir y poder expresarse correctamente.
- *Introducir en el método de estudio de las ciencias en general y de la química en particular y lograr transferir esta actitud a su futura actividad profesional.

Objetivos de los Trabajos Prácticos

- *Conocer materiales de uso frecuente, adquirir destreza en técnicas básicas y familiarizarse con las normas de seguridad necesarias.
- *Realizar experimentos programados, hacer mediciones, interpretar los resultados.
- *Desarrollar la observación, la rigurosidad, el espíritu crítico.
- *Adquirir confianza y seguridad en la ejecución de las técnicas manuales y eficiencia en las mediciones.
- *Analizar, interpretar la experiencia práctica y vincularla con los conceptos adquiridos de manera teórica o a través de resolución de ejercicios numéricos.
- *Poder proponer alternativas y mejoras en los trabajos prácticos.
- *Elaborar informes y sacar conclusiones.
- *Desarrollar actitudes tanto cognitivas como reflexivas de los diferentes conceptos teóricos y sus correspondientes aplicaciones prácticas para relacionarlos luego con las materias correlativas.

Ejes Temáticos

En lo específico se pretende que, si bien es una materia introductoria, el desarrollo sea riguroso en cuanto a proporcionar contenidos profundos sobre los pilares fundamentales de la ciencia Química, acorde con el eje general del Departamento, para lograr que los estudiantes del profesorado logren aprender a pensar, cuestionar, plantearse interrogantes y de esa manera sentar las bases para las materias siguientes de su carrera.

Como se busca que el futuro profesor desarrolle un pensamiento crítico otro eje gira en torno la interpretación de modelos, hipótesis, teorías que conducen a los conocimientos actuales de la estructura y composición de la materia, sus propiedades, reacciones en general y en lo particular poder con estos conocimientos acceder a la interpretación de hechos de la vida cotidiana, vincular la Química con la sociedad, pensar la Química en sus tres niveles: macroscópico, microscópico y simbólico.

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. 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. Miscelas. 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. Tabla periódica de la Elementos Químicos. Generalidades. Propiedades.

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

Funciones Químicas inorgánicas. Nomenclatura tradicional y moderna. Compuestos binarios, ternarios y cuaternarios.

Ecuaciones químicas. Tipos de reacciones químicas: combinación, descomposición, desplazamiento, ácido base, combustión, precipitación, etc.

Asignación del número de oxidación: reglas básicas. Ecuaciones redox. Igualación de ecuaciones químicas por método algebraico y por método del ion-electrón. Ley de Conservación de la masa. Estequiometría. Pureza de reactivos, reactivo limitante, 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. Gases Reales. 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. Empaquetamiento. Sistemas cristalinos. Cristales iónicos, covalentes, moleculares, metálicos. Ciclo de Born- Haber. Iso y polimorfismo. Propiedades: higroscopicidad, deliquesencia y eflorescencia.

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. 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

Disoluciones y equilibrio de las disoluciones. 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'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. Catalizadores. Mecanismos de reacción. Expresiones cinéticas y la constante de equilibrio. Cinética enzimática. Reacciones fotoquímicas.

Unidad 10

Equilibrio Químico. Homógeno y heterogéneo. Concepto de equilibrio dinámico. Ley de acción de masas. Expresión matemática. Equilibrios homogéneos en fase gaseosa, K_p ,

Kc, Kx relaciones matemáticas. Perturbación del equilibrio: Principio de Le Chatelier. Relación entre la constante de equilibrio y la energía libre de Gibbs. Equilibrio iónico: las diferentes teorías y definiciones de ácidos y bases a través del tiempo. Teoría de la disociación electrolítica de Arrhenius. Teoría de Brønsted y Lowry. Ácidos y bases de Lewis. Fortaleza de ácidos y bases. Transferencia protónica. Autoprotólisis del agua.

Unidad 11

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.

Trabajos prácticos

Introducción. Materiales de uso frecuente en el laboratorio. Mediciones de volúmenes, masas y temperaturas.

TP1 Sistemas Materiales. Separación de un sistema heterogéneo de arena y creta (carbonato de calcio). Separación magnética: azufre-hierro. Cristalización por evaporación. Sublimación y resublimación de yodo. Extracción de yodo disuelto en agua con tetracloruro de carbono. Descomposición por calor de dicromato de amonio.

TP2 Punto de fusión. Destilación Simple y fraccionada. Armado de equipos, materiales determinación.

TP3 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.

TP4 Equivalente Químico. Se estudia la reacción entre un metal desconocido con ácido clorhídrico, el gas hidrógeno producido se recoge por desplazamiento de agua de una probeta midiendo su volumen.

TP5 Soluciones y solubilidad. A) Calor de disolución. Usando clorato de potasio y cloruro de amonio. B) Realizar la curva de solubilidad de nitrato de potasio. C) Soluciones sobresaturadas. Uso de tiosulfato de sodio decahidratado. D) Preparar una solución de determinada concentración.

TP6 Tipos de reacciones químicas: desprendimiento de gases, formación de productos coloreados y formación de precipitados

TP7 Propiedades coligativas. Descenso crioscópico. Determinar atomicidad del azufre disuelto en naftaleno.

TP8 Cinética Química. A) Efecto de la concentración sobre la rapidez de una reacción
B) Efecto de un catalizador

TP9 Electroquímica. A) Predicción del sentido de una reacción experimentalmente y usando la serie electroquímica de potenciales de reducción. B) Estudiar una reacción como la oxidación de sal ferrosa con permanganato de potasio en medio ácido. C) Hacer una electrólisis. D) Armar una pila de Daniell.

Metodología

-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 de media hora para la aclaración de dudas antes de abordar el tema que sigue.

Recursos Didácticos

-Clases en aula con tiza y pizarrón.

-Uso de modelos moleculares que facilitan visualizar estructura espacial.

-Uso de power point, video y transparencias para mejor comprensión e ilustración de algunos temas.

-Clases de laboratorio con materiales y reactivos necesarios para la ejecución de los trabajos prácticos programados.

Bibliografía para el alumno obligatoria y complementaria

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).

Brown, Lemay y Bursten. Química, la ciencia central. Ed. Prentice Hall. (2000)

Raymond Chang. Química. 6ta ed. Mc. Graw Hill. (1998)

Angelini M. Temas de Química General. Versión ampliada. EUDEBA (1994)

Atkins P., Jones L. – Principios de Química – 5ta edición. Editorial Médica Panamericana, Buenos Aires (2012)

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

Cruz, Chamizo y Garritz. Estructura atómica: un enfoque químico. Ed. Addison-Wesley Iberoamericana. (1897).

Butler, Harrold. Química Inorgánica, principios y aplicaciones. Addison-Wesley Iberoamericana. (1992).

Glasstone, Samuel y Lewis, David. Elementos de Química Física. Ed. Médico Quirúrgica. (1972)

Formas de evaluación y promoción

La condición para aprobar esta materia tiene que ser compatible con la reglamentación vigente y contempla que existe una integración de contenidos que debe ser muy tenida en cuenta

La materia se desarrolla en la modalidad anual con 8 (ocho) horas semanales.

De acuerdo a la reglamentación **Introducción a la Química**, se aprueba por **promoción con examen final**.

Se deben aprobar las siguientes instancias para poder rendir el correspondiente 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 dos parciales teórico-prácticos, o sus respectivos recuperatorios, en los mismos se incluyen trabajos experimentales, ejercicios conceptuales y numéricos además de los temas teóricos correspondientes, incluyendo los contenidos del curso de nivelación. Para la aprobación se requerirá 6 (seis) o más puntos en cada parcial o su recuperación.

**Haber devuelto el material de laboratorio en condiciones, completo y en el momento requerido.

El alumno que alcanzó el puntaje requerido y no está aplazado en ninguna de las actividades propuestas, pasa al sistema de promoción con examen final rindiendo en la fecha de diciembre y en las restantes que fije el Departamento.

Régimen de aprobación de la materia: **con examen final**

Régimen para el alumno libre: Las mismas condiciones que para el alumno regular además de una instancia experimental en el laboratorio.