



PROGRAMA ANALÍTICO DE LA ASIGNATURA

QUÍMICA I

Modalidad Regular

Departamento de Ciencia y Tecnología

Carrera Ingeniería en Alimentos

Núcleo Básico Obligatorio

Carga horaria total: 90 horas

Docentes: Carla Capobianco - Leandro Casiraghi - Bárbara Bravo Ferrada - María Silvina Fornasari - Bruno Frassanito - Leticia Higa - María José Lapponi - María José Morilla - Jorge Martinetti Montanari - Emilse Padín - Silvia Ramírez - Cecilia Reche - Valeria Segatori - María Alejandra Zinni

Objetivos

Los objetivos para quienes cursen la asignatura son:

- Comprender la manera en que se genera el conocimiento científico, en particular en química.
- Comprender los conceptos básicos de química abordados en la asignatura, la diferencia entre leyes, modelos y teorías, sus alcances y limitaciones.
- Entender el significado físico/químico de expresiones matemáticas utilizadas en la asignatura.
- Predecir y explicar hechos desde los conocimientos de la asignatura.
- Resolver problemas de química que involucren diferentes habilidades cognitivo-lingüísticas.
- Conocer y cumplir normas de higiene y seguridad en el laboratorio de química
- Desarrollar destrezas manuales útiles para los laboratorios de química.
- Registrar lo realizado en los trabajos prácticos de laboratorio mientras se están llevando a cabo, y elaborar informes a partir de sus registros.

Saberes profesionales

En la asignatura se propician los siguientes saberes profesionales:

- Desempeñarse de manera efectiva en equipos de trabajo.
- Comunicarse de manera efectiva.

Contenidos mínimos: Teoría atómica y molecular de la materia. Propiedades periódicas generales de los elementos. Metales y no metales. Uniones químicas. Estados de agregación de la materia. Leyes de los gases. Soluciones. Estequiometría y nociones de equilibrio químico. Cinética básica.

Programa analítico

Unidad 1. Medidas y Unidades. El sistema métrico. Prefijos para las unidades. Unidades derivadas. Conversión de unidades. Análisis dimensional. Incertidumbre en las mediciones. Exactitud y precisión. Notación científica. Cifras significativas.

Unidad 2. Estructura atómica. Teoría atómica de la materia. Estructura atómica: partículas subatómicas; masa, tamaño y carga. Número atómico y Número másico. Estructura electrónica de los átomos. Espectros atómicos y niveles de energía. El modelo de Bohr para el átomo de hidrógeno. Limitaciones del modelo atómico de Bohr. El principio de incertidumbre. Orbitales atómicos. Números cuánticos. Átomos polielectrónicos. El principio de exclusión de Pauli. Configuración electrónica de átomos y iones.

Unidad 3. Propiedades periódicas de los elementos. Tabla periódica. Estructura electrónica y tabla periódica. Iones. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Radios atómicos e iónicos. Carácter metálico y no-metálico. Predicción de propiedades periódicas.

Unidad 4. Metales y compuestos iónicos. Enlace metálico. Teoría de bandas. Conductores metálicos, semiconductores y superconductores. Aleaciones intersticiales y de sustitución. Propiedades de los metales. Enlace iónico. Fuerzas coulómbicas. Energía de red. Propiedades de los compuestos iónicos.

Unidad 5. Compuestos covalentes. Enlace covalente. Electronegatividad. Polaridad de los enlaces. Longitud y fuerza de los enlaces. Estructuras de Lewis. La regla del

octeto. Excepciones a la regla del octeto. Resonancia. Enlaces múltiples y pares electrónicos libres. Cargas parciales. Números de oxidación. Estructura molecular. Polaridad de las moléculas.

Unidad 6. Nomenclatura. Óxidos, ácidos y bases. Sales. Nombre de iones. Nombre de compuestos covalentes simples.

Unidad 7. Fuerzas intermoleculares-Interacciones no covalentes. Interacciones entre moléculas. Atracciones dipolo-dipolo, dipolo-dipolo inducido. Fuerzas de London. Puentes de hidrógeno. Repulsión entre moléculas: radio de van der Waals. Magnitud de las fuerzas de interacción entre moléculas.

Unidad 8. Líquidos y sólidos. Propiedades de los líquidos, nivel macroscópico y microscópico. Viscosidad y tensión superficial. Sólidos amorfos y cristalinos. Clasificación de los sólidos cristalinos de acuerdo a la naturaleza de sus enlaces: metálicos, iónicos y moleculares. Ejemplos y propiedades.

Unidad 9. Cantidades en química. Masa de un átomo, masa de una molécula. Masas relativas, la unidad de masa atómica. Número de Avogadro y mol. Conversión entre número de átomos y moles. La masa molar. Relación entre masas molares y fórmulas empíricas, mínimas y moleculares.

Unidad 10. Termoquímica. Sistema y entorno. Propiedades intensivas y extensivas. Energía interna, calor y trabajo. Unidades. Primer principio de la termodinámica. Entalpía. Cambios de entalpía en transformaciones físicas y químicas.

Unidad 11. Gases. Propiedades a nivel macroscópico y microscópico. Presión, unidades. Leyes fenomenológicas. Ley de Boyle, ley de Gay-Lussac y Principio de Avogadro. El gas ideal y la ecuación general de los gases ideales. Mezclas de gases, ley de Dalton. Teoría cinética molecular. Difusión y efusión. Gases reales. Ecuación de Van der Waals.

Unidad 12. Transformaciones físicas. Cambios físicos. Presión de vapor. Diagrama de fases para sistemas de un componente. Disoluciones. Descripción macroscópica y microscópica. Interacciones involucradas. Solubilidad. Solute, solvente, solución. Definiciones. Ejemplos. Proceso de disolución, interacciones involucradas. Solubilidad. Soluciones diluidas, saturadas y sobresaturadas. Factores que afectan la solubilidad: efecto de la temperatura, de la presión. Solubilidad de compuestos iónicos. Coloides. Definición. Ejemplos.

Unidad 13. Composición de las soluciones . Concentración de las soluciones. Unidades químicas: molaridad, molalidad y fracción molar. Unidades físicas: porcentaje masa en masa (%m/m), porcentaje masa en volumen (%m/v) y porcentaje volumen en volumen (%v/v). Cálculos de concentración. Soluciones acuosas. Diluciones.

Unidad 14. Transformaciones químicas. Definición. Descripción macroscópica y microscópica. Ley de conservación de la masa. Representación de las reacciones químicas mediante ecuaciones. Balanceo de ecuaciones. Rendimiento de reacción, rendimiento teórico, rendimiento porcentual. Reactivo limitante. Estequiometría. Cálculos en reacciones que involucran gases y soluciones. Reacciones ácido – base. Reacciones con transferencia de electrones. Reacciones de precipitación y complejación.

Unidad 15. Cinética química. Transformación de los reactivos en el tiempo. Definición de la velocidad de reacción. Gráficos de concentración versus tiempo. Determinación gráfica de la velocidad instantánea. Ley de velocidad. Orden de reacción. Reacciones elementales y complejas. Efecto de la temperatura en la velocidad de reacción. Catalizadores.

Unidad 16. Equilibrio químico. Estado de equilibrio de un sistema. Equilibrio químico. Constantes de equilibrio: K_c , K_p y K . Relación entre equilibrio y cinética. Equilibrios heterogéneos. Influencia del agregado o remoción de reactivos o productos sobre un sistema en equilibrio. Efecto de la temperatura.

Trabajos Prácticos de laboratorio.

La nómina de TP y sus objetivos son:

Trabajo práctico N°1: Ensayo a la llama. Realizar observaciones cualitativas del color de la llama que resulta de exponer a la misma diferentes muestras que contienen iones metálicos.

Trabajo práctico N°2: Determinación de densidad de sólidos y líquidos. Realizar mediciones de masa y volumen, tratamiento de datos y cálculos de error relativo porcentual de los resultados obtenidos. Utilizar de forma correcta la balanza analítica, el picnómetro y el material volumétrico.

Trabajo práctico N°3: Fuerzas Intermoleculares y solubilidad. Realizar estudios cualitativos de miscibilidad entre líquidos y de la solubilidad de diferentes sustancias en agua y en solvente orgánico.

Trabajo práctico N°4: Difusión de gases. Estudiar de manera cualitativa y cuantitativa la velocidad de difusión de dos sustancias en estado gaseoso.

Trabajo práctico N°5: Cambios de estado. Estudiar el comportamiento de un sistema agua líquida-agua vapor al cambiar las condiciones de presión y temperatura, en situación de no equilibrio y en equilibrio dinámico líquido-vapor.

Trabajo práctico N°6: Solubilidad de compuestos iónicos. Estudiar de manera cualitativa la solubilidad de diferentes compuestos iónicos en agua. Relacionar la solubilidad de cada compuesto con la carga de los iones que lo forman.

Trabajo práctico N°7: Preparación de soluciones y diluciones. Realizar cálculos de masa necesaria de solutos sólidos para preparar volúmenes establecidos de soluciones de diferentes concentraciones. Preparar soluciones. Realizar cálculos para preparar diluciones a partir de soluciones. Preparar diluciones.

Trabajo práctico N°8: Transformaciones químicas. Realizar mezclas en tubos para estudiar, de manera cualitativa, la reactividad de diferentes sustancias y diferentes tipos de reacciones químicas.

Trabajo práctico N°9: Cinética química. Determinar los factores que afectan la rapidez de una reacción. Realizar mediciones de tiempo de reacción a distintas temperaturas, y a distintas concentraciones de uno de los reactivos. Estudiar los efectos de los cambios de concentración de reactivos y de la temperatura sobre la velocidad de una reacción.

Bibliografía

Bibliografía obligatoria

- Atkins, P., Jones, L. (2012): Principios de química. Los caminos del descubrimiento. Buenos Aires. 5a ed. Editorial Médica Panamericana.
- Brown, T., LeMay, H., Bursten, B., Murphy, C., Woodward, P. (2014): Química, la ciencia central. México. 12a ed. Pearson Educación.
- Chang, R., College, W. (2007): Química. México. 9a ed. Mc Graw-Hill

Bibliografía de consulta

- McMurry, J., Fay, R. (2009): Química General. México. 5a ed. Pearson Editorial.
- Petrucci, R., Herring, F., Madura, J., Bissonnette, C. (2011): Química General. Principios y aplicaciones modernas. Madrid. 10a ed. Pearson Educación.
- Whitten, K. W., Davis, R. E. y Peck, G. S. (2009): Química. México, D. F. 8a ed. Cengage learning.

Organización de las clases

La asignatura es teórico-práctica, con una carga de 38 horas de actividades prácticas, distribuidas entre clases experimentales de laboratorio y resolución de problemas, ejercicios y análisis de casos.

Clase expositiva: Todos los temas son expuestos y explicados en clase utilizando pizarrón, presentaciones con diapositivas, videos, etc. Las clases se desarrollan en un ambiente tendiente a promover el diálogo y la formulación de preguntas a fin de favorecer la comprensión de los diferentes contenidos disciplinares. Se trata de proporcionar ejemplos de interés general o en relación con la Ingeniería en Alimentos.

Clase de resolución de problemas, ejercicios y análisis de casos: El estudiantado cuenta con guías de actividades que incluyen preguntas y problemas, ejercicios y/o análisis de casos que se resuelven y/o discuten en el aula. En estas clases prácticas el equipo docente atiende consultas individuales o grupales vinculadas con las actividades propuestas. Se promueve la participación activa del estudiantado en un ambiente de discusión, favoreciendo la expresión escrita y oral.

Clase experimental en laboratorio: Implica el uso de procedimientos científicos de diferentes características: observación, formulación de hipótesis, realización de experimentos, discusión de resultados, elaboración de conclusiones, entre otros. Con estas actividades se promueve el desarrollo del pensamiento crítico y el trabajo en equipo.



Los recursos didácticos empleados en la asignatura son: pizarra o pizarrón, material digital multimedia, textos, aula virtual y materiales de laboratorio de química.

Formas de evaluación y acreditación

La modalidad de evaluación y aprobación se regirá según el Régimen de Estudios vigente. Las instancias evaluativas calificadas constan de parciales escritos, informes de laboratorio e integrador escrito y oral (en caso de no promocionar).