



PROGRAMA ANALÍTICO DE LA ASIGNATURA

QUÍMICA II

Modalidad Libre

Departamento de Ciencia y Tecnología

Carrera Ingeniería en Alimentos

Núcleo Básico Electivo / Núcleo Complementario

Carga horaria total: 126 horas

Docentes: Juan Abdusetir - Gustavo Andreasen - Nadia Chiaramoni - Christian Hainich
- Emilse Padin - Jimena Prieto - Cecilia Reche - Diana Roncaglia.

Objetivos

Los objetivos para quienes cursen la asignatura son:

- Profundizar su formación en las prácticas de laboratorio, tanto desde el punto de vista de su habilidad manual, como para la adquisición de conocimientos del análisis numérico y estadístico de los datos experimentales obtenidos.
- Redactar informes de laboratorio a partir de la discusión y análisis de resultados experimentales.
- Conocer los requisitos de disposición de los residuos generados en los laboratorios.
- Conocer y adquirir habilidades en la operación de equipos tecnológicos básicos utilizados en el análisis químico.
- Integrar elementos fundamentales de la llamada Química analítica tradicional con el tratamiento de datos, por medio del empleo de programas informáticos y técnicas modernas.
- Identificar, formular y resolver problemas vinculados al análisis y cuantificación de sustancias mediante el uso de técnicas de Química analítica.
- Comprender teorías modernas del enlace químico.
- Integrar y relacionar los conceptos incorporados previamente (estequiometría, equilibrio, electroquímica, etc.) a los grupos de elementos representativos y los elementos de transición. Identificar su presencia y función en sistemas

biológicos, sus efectos en el medio ambiente y su importancia en el desarrollo de materiales y aplicaciones en diferentes industrias.

- Adquirir conocimientos básicos de radioquímica y saber aplicarlos en la resolución de problemas sencillos.
- Conocer y discutir sus aplicaciones tanto en medicina nuclear, como en la producción de energía.

Saberes profesionales

En la asignatura se propician los siguientes saberes profesionales:

- Utilizar técnicas y herramientas de aplicación en la ingeniería en alimentos.
- Comunicarse de manera efectiva.

Contenidos mínimos: Equilibrios en solución acuosa: equilibrio ácido-base, de precipitación, óxido reducción y formación de complejos. Sus aplicaciones en química analítica: métodos volumétricos y gravimétricos. Química de no metales, metales de transición y coordinación. Química nuclear.

Programa analítico

Unidad 1. Propiedades generales de los ácidos y bases. Naturaleza de los ácidos y las bases. Concepto de Bronsted-Lowry. Pares ácido-base conjugados. Disociación del agua y la escala de pH. Ácidos fuertes y débiles. La estructura molecular y la fuerza de los ácidos. Bases fuertes y débiles. Carácter ácido- base y la estructura química. Óxidos ácidos, básicos y anfóteros. Ácidos y bases de Lewis.

Unidad 2. Equilibrios en solución acuosa y volumetría ácido- base. Ácidos débiles y constante de disociación. Bases débiles y constante de disociación. Ácidos dipróticos y polipróticos. Valoración de ácidos mono y polipróticos. Propiedades ácido – base de las sales. Hidrólisis. Efecto del ión común. Soluciones amortiguadoras o buffer: preparación y capacidad reguladora. Titulaciones. Elección de indicadores. Curvas de titulación. Fuentes de error.

Unidad 3. Equilibrios de solubilidad y volumetría de precipitación. La solubilidad y el producto de solubilidad. La constante del producto de solubilidad. Precipitación selectiva de iones. Solubilidad y pH. Efecto de ion común. Aplicación del producto de solubilidad al análisis cualitativo. Efecto de la formación de complejos sobre la solubilidad. Volumetría de precipitación. Argentometría.

Unidad 4. Equilibrio y volumetría redox. Las reacciones de óxido- reducción. Potencial de electrodo. La ecuación de Nerst. Espontaneidad de las reacciones. Pilas. Influencia del pH, agentes precipitantes y complejantes. Valoraciones redox. Curvas de titulación. Punto final. Indicadores. Permanganometría, iodometría.

Unidad 5. Estructura molecular. Modelo de repulsión del par electrónico del nivel de valencia. Momentos dipolares. Teoría de enlaces de valencia. Orbitales híbridos (TEV). Enlaces múltiples. Descripción por orbitales moleculares (OM).

Unidad 6. Química nuclear. Reacciones nucleares. Radiactividad. Tipos de desintegración radiactiva. Estabilidad nuclear. Series radiactivas. Fisión y fusión. Cinética de desintegración. Período de semidesintegración. Cálculos.

Unidad 7. Química de los no metales (Hidrógeno, oxígeno, carbono y nitrógeno). Su ubicación en la clasificación periódica. Tendencias periódicas. Reacciones químicas características. Principales compuestos. Obtención y propiedades: Hidrógeno, oxígeno, nitrógeno, carbono. Estudio individual y comparativo.

Unidad 8. Química de los no metales (Boro, silicio, azufre, fósforo, halógenos y gases nobles). Su ubicación en la clasificación periódica. Reacciones químicas características. Principales compuestos. Obtención y propiedades: Boro. Silicio y silicatos. Azufre, selenio y telurio. Fósforo y arsénico. Halógenos. Gases inertes. Estudio individual y comparativo.

Unidad 9. Química de los metales de transición y los compuestos de coordinación. Propiedades de los metales de transición. Configuraciones electrónicas. Formación de iones complejos. Compuestos de coordinación. Estructura de los complejos. Cargas, números de coordinación, geometría. Nomenclatura. Isomería estructural, estereoisomería. Teoría del campo cristalino. Configuración electrónica en los complejos octaédricos, tetraédricos y cuadrados planos. Equilibrio de complejación. Constantes parciales y globales. Estabilidad de los iones complejos. Quelatometría.

Trabajos Prácticos de laboratorio

La nómina de TP y sus objetivos son:

Trabajo Práctico N°1: Volumetría ácido base. Determinar la acidez de una muestra de vinagre comercial mediante volumetría ácido base. Estandarización de soluciones utilizando patrones primarios y secundarios.

Trabajo Práctico N°2: Preparación de soluciones buffer. Aprender a preparar una solución buffer de un pH determinado, sabiendo elegir los pares conjugados. Comprobar la capacidad reguladora de las soluciones buffer. Aprender a utilizar el pH metro.

Trabajo Práctico N°3: Curvas de titulación ácido base. Realizar curvas de titulación de ácidos o bases débiles. Reconocer las distintas zonas en dicha curva. Usar correctamente los indicadores de pH.

Trabajo Práctico N°4: Volumetría de precipitación. Determinación de haluros. Emplear diferentes técnicas de volumetría de precipitación en la determinación de cloruros. Aplicando las técnicas aprendidas, comprobar la pureza de una muestra de sal de mesa.

Trabajo Práctico N°5: Equilibrio REDOX; Reacciones REDOX y Pilas. Mediante volumetría Redox determinar cloro activo en una muestra de lavandina. Estudiar reacciones Redox en tubo de ensayo. Armar celdas galvánicas de diferentes tipos. Medir la diferencia de potencial generada en los modelos experimentales y compararla con los datos teóricos.

Trabajo Práctico N°6: Química del Carbono, Hidrógeno y Oxígeno. Generación de hidrógeno gaseoso mediante reacciones Redox en tubos de ensayo. Caracterización de una solución de peróxido de hidrógeno. Determinación de su concentración y ensayo de su capacidad oxidante y reductora. Generación de gas dióxido de carbono mediante reacciones: caracterización.

Trabajo Práctico N°7: Química del Nitrógeno, Azufre y Halógenos. Generación de diferentes gases nitrogenados mediante reducción del ácido nítrico. Reacciones de desplazamiento de compuestos con azufre y halógenos. Análisis del carácter reductor del sulfito. Caracterización de agua de cloro. Obtención de HCl y análisis de su acidez. Generación de cristales de iodo y análisis de solubilidad.

Trabajo Práctico N°8: Química de los iones complejos. Reacciones de formación de complejos. Desplazamiento de ligandos. Observación de color y análisis mediante espectroscopía UV-visible. Aplicación de una técnica colorimétrica para determinar la estequiometría de formación de un complejo.

Trabajo Práctico N°9: Volumetría de complejos. Determinar dureza cálcica y total de una muestra de agua potable mediante complejometría. Analizar espectros de absorción de soluciones de compuestos de coordinación.

Bibliografía

Bibliografía obligatoria

- Atkins, P., Jones, L. (2012). Principios de química: Los caminos del descubrimiento. 5a. ed. Buenos Aires: Editorial Médica Panamericana.
- Brown, T. L., LeMay, H. E. Jr., Bursten, B. E., Murphy, C. J., Woodward, P. M., (2014), Química, La Ciencia Central, 12a edición. México, Pearson Educación.
- Chang, R., (2007). Química. 9a. ed. México, D. F.: McGraw-Hill.
- Petrucci R.H., Harwood W.S, (2003), Química General, Vol. 2: Reactividad Química. Compuestos Inorgánicos y Orgánicos. 8va ed. México, Prentice Hall.
- Silberberg, (2002) Química. La naturaleza molecular del cambio y la materia. 2da ed. en español. México, McGraw-Hill.
- Harris, D. C. (2012). Análisis químico cuantitativo. 3a. ed. Barcelona: Reverté.
- Skoog, D. A., West, D. M., Holler, F. J., & Crouch, S. R. (2005). Fundamentos de química analítica. 8a. ed. Madrid: Thomson.
- Baran, (1995), Química Bioinorgánica, México, Mac Graw Hill.
- Rodgers, G. E. (1995). Química inorgánica: Introducción a la química de coordinación, del estado sólido y descriptiva. Madrid: McGraw-Hill.
- Shriver, D. F., Atkins, P. W., & Langford, C. H. (1997). Química inorgánica. 1a. ed. Barcelona: Reverté.

Bibliografía de consulta

- Garritz Ruiz, A., Gasque Silva, L., Martínez Vázquez, Reza García, J. C., & Porro, S. (2005). Química universitaria (1a. ed.). México: Pearson Educación.

- Mahan, B. M., Myers, R. J., Pouchan, M. I., Baumgartner, E., Rotunno, C., & Sola Casadevall, J. (1990). Química: Curso universitario. 4a. ed. Wilmington: Addison-Wesley Iberoamericana.
- Masterton, W. L., Slowinski, E. J., & Stanitski, C. (1992). Química general superior. 6a. ed. México, DF: McGraw-Hill.
- Aguilar Sanjuán, M. (1999). Introducción a los equilibrios iónicos. 2a. ed. Barcelona: Reverté.
- Cotton, F. A., & Wilkinson, G. (1993). Química inorgánica básica. México, DF: Limusa.
- Butler, I. S., & Harrod, J. F. (1992). Química inorgánica: Principios y aplicaciones. Delaware: Addison-Wesley Iberoamericana
- Pauling, L. (1988). General Chemistry. New York: Dover.
- Brady, J. E. (2000). Química básica: Principios y estructura (2a. ed.). México, DF: Limusa.

Formas de evaluación y acreditación

La modalidad de evaluación y aprobación se regirá según el Régimen de Estudios vigente.

En la mesa de examen libre se evaluarán los temas de la asignatura con las siguientes instancias de evaluación:

- Un examen con una parte escrita y una oral, que incluirán contenidos teóricos, resolución de problemas y análisis de resultados de trabajos prácticos.
- Un informe que el/la estudiante deberá realizar utilizando resultados experimentales brindados por el equipo docente, previo al día de los exámenes.
- Un trabajo práctico integrador en el laboratorio, donde el/la estudiante demuestre habilidades prácticas y analice resultados experimentales. Es requisito haber aprobado las instancias anteriores para rendir el práctico experimental.