

Química
Carrera Licenciatura en Física

Responsable: Dr Oscar Marin Ramirez
Mail: omarin@herrera.unt.edu.ar

Contenidos del cursado:

Conocimientos básicos previos: nomenclatura química básica, medidas de concentración en soluciones (estos temas tendrán soporte extra con el formato de talleres).

Unidad 1: Principios generales de química (2 clases)

Introducción a la química y su relación con la física. La materia: Estados, propiedades y diferencias entre fenómenos físicos y químicos. **Sistemas y entornos:** Fases y variables clave. **Unidades de medida. La ley de conservación de la materia. El mol y la cantidad de sustancia:** Definición, cálculos básicos y relevancia. **Energía en sistemas químicos:** Calor, trabajo, reacciones endotérmicas/exotérmicas. **Escala en química:** Cómo interpretar magnitudes químicas desde el nanómetro hasta el mol. **Aplicaciones prácticas:** Ejemplos interdisciplinarios en física y química.

Unidad 2: Reacciones químicas y estequiometría (3 clases)

Reacción química: Definición, evidencias y tipos básicos (síntesis, descomposición, desplazamiento, doble desplazamiento). **Ecuaciones químicas:** Representación simbólica, reactivos y productos. **Balanceo de ecuaciones químicas:** Método algebraico y por inspección. **Ley de proporciones definidas y múltiples:** Su relación con la estequiometría. **Relaciones mol-mol y mol-masa:** Ejemplos prácticos. **Reactivo limitante y rendimiento de reacción:** Cómo identificarlos y calcularlos. **Estequiometría en mezclas y soluciones:** Cálculos con concentraciones. **Aplicaciones prácticas.** Propiedades coligativas.

Unidad 3: El átomo y la tabla periódica (3 clases)

Evolución de los modelos atómicos: Breve repaso histórico. Dalton, Thomson, Rutherford, Bohr. **Introducción al modelo cuántico:** Niveles y subniveles energéticos, número cuántico principal. **Estructura del átomo:** Núcleo. Protones y neutrones, conceptos de número atómico y número de masa. **Electrones:** Configuración electrónica básica). **Isótopos y su importancia:** Conceptos de masa atómica y promedio isotópico. **La tabla periódica:** Organización actual. Grupos, periodos, bloques. Justificación basada en la estructura electrónica. **Tendencias periódicas clave:** Radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Relación de estas propiedades con aplicaciones físicas. **Importancia de la tabla periódica para la predicción:** Conexiones con compuestos más comunes y sus aplicaciones.

Unidad 4: Enlace químico (3 clases)

Tipos básicos de enlace químico: Iónico, covalente y metálico. Descripción cualitativa y ejemplos. Diferencias en términos de electronegatividad. **Teoría del enlace químico:** Concepto de enlace como equilibrio entre atracción y repulsión. Energía de enlace y su relevancia en sistemas químicos y físicos. **Enlace covalente:** Estructuras de Lewis, pares libres y pares compartidos. Excepciones a la regla del octeto. **Geometría molecular y teoría VSEPR:** Predicción de geometrías simples (lineal, angular, trigonal, etc.). Relación entre geometría molecular y polaridad de moléculas. **Interacciones intermoleculares:** Puentes de hidrógeno, fuerzas de Van der Waals y dipolo-dipolo. **Teoría del enlace metálico:** Mar de electrones y conductividad. Comparación con enlaces iónicos y covalentes. **Propiedades de materiales según tipo de enlace:** Ejemplos relevantes. Semiconductores, sales, y metales en aplicaciones tecnológicas.

Unidad 5: Termoquímica (2 clases)

Introducción a la termoquímica: Diferencias entre termodinámica general y termoquímica. Concepto de entalpía (H) como medida del calor en procesos químicos. **Tipos de reacciones térmicas:** Exotérmicas y endotérmicas. Ejemplo práctico: combustión de metano o hidrógeno. **Entalpías de reacción:** Definición y ejemplos. Uso de tablas de entalpías estándar. **Ley de Hess:** Cálculo de ΔH para reacciones indirectas. **Entalpías de formación y enlaces:** Uso de ΔH_f° y energías de enlace para estimar ΔH . Problema práctico: calcular ΔH usando energías de enlace de una reacción común. **Relación con espontaneidad:** Introducción cualitativa a $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$. Discusión de cuándo ΔH favorece o no la espontaneidad. **Aplicaciones prácticas:** Reacciones de combustión (usos energéticos). Procesos industriales como la síntesis de amoníaco.

Unidad 6: Cinética química (2 clases)

Velocidad de reacción: Definición y ejemplos. Factores que afectan la velocidad de reacción (concentración, temperatura, catalizadores, superficie de contacto). **Ley de velocidad:** Introducción a la expresión de velocidad: $v = k[A]^m[B]^n$. Conceptos de orden de reacción y constantes de velocidad. **Métodos experimentales para medir velocidades:** Técnicas simples como monitoreo de cambios de color o conductividad. **Mecanismos de reacción:** Introducción a los pasos elementales. Relación entre el mecanismo y la ley de velocidad observada. **Modelo de colisión y teoría del estado de transición:** Conceptos básicos: energía de activación y orientación de las moléculas. Representación gráfica de una reacción en términos de energía potencial. **Ecuación de Arrhenius:** Cómo la temperatura afecta k . Interpretación del gráfico $\ln(k)$ vs. $1/T$.

Unidad 7: Equilibrio químico (3 clases)

Conceptos fundamentales: Naturaleza dinámica del equilibrio químico. Constante de equilibrio (K_c y K_p) y su interpretación. Relación entre K_c y K_p (dependencia de Δn). **Ley de acción de masas:** Derivación y ejemplos sencillos de cálculo de K_c . **Factores que afectan el equilibrio:** Principio de Le Châtelier: cambios en concentración, presión, y temperatura. Ejemplo práctico: síntesis de amoníaco (proceso Haber). **Ácidos y bases en equilibrio:** Conceptos de pH, pOH, y K_a/K_b . Relación entre K_a , K_b , y K_w para sistemas ácido-base conjugados. Ejemplo práctico: cálculo del pH de soluciones de ácidos y bases débiles. **Hidrólisis de sales:** Determinación del carácter ácido, básico o neutro de sales. **Sistemas amortiguadores:** Concepto y ecuación de Henderson-Hasselbalch.

Unidad 8: Electroquímica (3 clases)

Conceptos básicos: Reacciones redox en celdas electroquímicas. Definición de celdas galvánicas y electrolíticas. **Potenciales estándar de reducción (E°):** Serie de potenciales estándar. Determinación del potencial estándar de celda y predicción de espontaneidad. **Ley de Nernst:** Relación entre E , concentración y E° . **Diagrama de trabajo:** Construcción de celdas electroquímicas: ánodo, cátodo, puente salino. **Faraday y la relación carga-materia:** Leyes de Faraday: masa depositada o disuelta en función de la corriente. **Corrosión y su prevención:** Procesos electroquímicos detrás de la corrosión. Métodos de protección: recubrimientos, protección catódica. **Instrumentación electroquímica:** Introducción a técnicas básicas como voltametría y amperometría. Relevancia en sensores y baterías. **Electrodeposición:** Principios de la electrodeposición: nucleación y crecimiento de capas. Factores clave: voltaje, corriente, concentración del electrolito. Ejemplo práctico: recubrimiento de una lámina metálica con zinc. **Deposición electroforética (EPD):** Introducción al proceso: partículas cargadas en suspensión bajo un campo eléctrico. Aplicaciones: recubrimientos cerámicos y películas delgadas. Ejemplo práctico: discusión teórica de la deposición de nanopartículas de ZnO. **Comparación y aplicaciones industriales:** Diferencias y usos de ambas técnicas. Relevancia en fabricación de dispositivos electrónicos y recubrimientos anticorrosivos.

Unidad 9: Introducción a la síntesis de materiales por sol-gel (1 clase) (solo teoría)

¿Qué es el método sol-gel? Ventajas y aplicaciones. Transformación sol a gel. Formación de polvos. Deposición de películas delgadas. Caracterización de materiales.

*Unidades con laboratorio.

Laboratorio 1: Soluciones químicas.

Laboratorio 2: Cinética de descomposición de azul de metileno

Laboratorio 3: Corrosión y protección catódica.

Laboratorio 4: Deposición electroquímica.

Forma de evaluar:

3 exámenes escritos – orales con contenido teórico y práctico 70%.

3 informes de laboratorios 20%.

1 exposición de laboratorio 10%.