

**UNIVERSIDAD NACIONAL
JOSÉ FAUSTINO SÁNCHEZ CARRIÓN**



**VICERRECTORADO ACADÉMICO
FACULTAD DE INGENIERÍA QUÍMICA Y METALÚRGICA
ESCUELA ACADÉMICA PROFESIONAL DE
INGENIERÍA QUÍMICA**

**MODALIDAD PRESENCIAL
SÍLABO POR COMPETENCIAS
QUÍMICA II**

I. DATOS GENERALES

Línea de Carrera	Control y Automatización de Procesos Químicos
Semestre Académico	2026-I
Código del Curso	152
Créditos	5
Horas Semanales	11h: 2h (T), 3h (P), 6h (L)
Ciclo	II
Sección	A
Docente	Mg. David Daniel Milla Carhuapoma
Correo institucional	dmilla@unjfsc.edu.pe

II. DESCRIPCIÓN GENERAL

2.1 SUMILLA

La asignatura de Química II es de naturaleza teórico-práctica y pertenece al área de Formación Profesional Básica de la carrera profesional de Ingeniería Química. Tiene como propósito que el estudiante comprenda y aplique los principios fundamentales de la termodinámica química, cinética química, equilibrio químico, ácido-base, solubilidad y electroquímica, que sustentan los procesos fisicoquímicos involucrados en la transformación de la materia.

Comprende los siguientes contenidos: conceptos y leyes de la termodinámica, energía interna, entalpía, entropía y energía libre de Gibbs; fundamentos de la cinética química y factores que afectan la velocidad de reacción; principios del equilibrio químico y su aplicación en sistemas homogéneos y heterogéneos; teorías ácido-base, disoluciones amortiguadoras, titulaciones y producto de solubilidad; fundamentos de la electroquímica, celdas voltaicas y electrolíticas, ecuación de Nernst y aplicaciones como baterías, corrosión y electrólisis.

2.2 UNIDADES DIDÁCTICAS

El curso está organizado en 4 unidades didácticas:

- Unidad I** : Fundamentos Termodinámicos de los Procesos Químicos
- Unidad II** : Cinética Química: Velocidad y Mecanismos de Reacción
- Unidad III** : Fundamentos de Equilibrio Químico e Iónico en Soluciones Acuosas
- Unidad IV** : Principios y Aplicaciones de la Electroquímica

III. CAPACIDADES AL FINALIZAR EL CURSO

	CAPACIDAD DE LA UNIDAD DIDÁCTICA	NOMBRE DE LA UNIDAD DIDÁCTICA	SEMANAS
UNIDAD I	Analiza y aplica las leyes de la termodinámica para determinar la energía, entropía y energía libre de los procesos químicos, evaluando la espontaneidad, los efectos térmicos industriales y el comportamiento del equilibrio químico frente a variaciones de temperatura y composición en soluciones.	Fundamentos Termodinámicos de los Procesos Químicos	1 – 4
UNIDAD II	Interpreta y determina la velocidad de las reacciones químicas, analizando el efecto de factores cinéticos, orden de reacción, mecanismos y energía de activación, incluyendo el rol de catalizadores en los procesos químicos.	Cinética Química: Velocidad y Mecanismos de Reacción	5 – 8
UNIDAD III	Analiza sistemas en equilibrio químico y ácido-base, utilizando constantes de equilibrio, principios de Le Châtelier, escalas de pH y equilibrios de solubilidad para predecir el comportamiento de soluciones acuosas y diseñar sistemas amortiguadores y titulaciones.	Fundamentos de Equilibrio Químico e Iónico en Soluciones Acuosas	9 – 12
UNIDAD IV	Comprende y aplica los principios de la electroquímica para describir procesos redox, calcular potenciales de celda y energía libre de Gibbs, y analizar aplicaciones tecnológicas como baterías, corrosión y electrólisis.	Principios y Aplicaciones de la Electroquímica	13 – 16

IV. INDICADORES DE CAPACIDADES AL FINALIZAR EL CURSO

N°	INDICADORES DE CAPACIDAD AL FINALIZAR EL CURSO
1	Define y clasifica correctamente sistemas y variables de estado termodinámicas.
2	Resuelve problemas de entalpía de reacción aplicando con precisión la Ley de Hess.
3	Explica el impacto de los efectos térmicos y calores de formación en procesos industriales.
4	Identifica procesos espontáneos y no espontáneos basándose en la segunda ley de la termodinámica.
5	Calcula correctamente cambios de entropía en reacciones químicas y transiciones de fase.
6	Predice el efecto de la temperatura sobre la energía libre de Gibbs y la espontaneidad.
7	Relaciona cuantitativamente la energía libre con la constante de equilibrio químico.
8	Calcula variaciones de la constante K ante cambios de temperatura mediante modelos termodinámicos.
9	Explica con propiedad los factores que influyen en la velocidad de reacción química.
10	Interpreta y formula correctamente la expresión diferencial y la constante de velocidad.
11	Identifica el orden de una reacción y aplica ecuaciones integradas para el cálculo de vida media.
12	Utiliza la ecuación de Arrhenius para calcular energía de activación y parámetros cinéticos.
13	Justifica mecanismos de reacción y etapas determinantes basándose en datos experimentales.
14	Explica el papel de catalizadores y enzimas en la modificación del perfil energético.
15	Redacta expresiones de constante de equilibrio (K_c , K_p) para sistemas homogéneos y heterogéneos.
16	Predice el desplazamiento del equilibrio ante perturbaciones mediante el Principio de Le Châtelier.
17	Calcula con precisión el pH de soluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.
18	Determina el efecto del ion común y diseña disoluciones amortiguadoras con la ecuación de Henderson-Hasselbalch.
19	Interpreta puntos equivalentes en curvas de titulación y selecciona indicadores adecuados.
20	Establece relaciones entre solubilidad y constante K_{ps} en compuestos iónicos.
21	Aplica el método del ion-electrón para balancear ecuaciones redox en diversos medios.
22	Representa celdas galvánicas y calcula su potencial estándar de celda (E°).
23	Calcula el potencial de celda en condiciones no estándar utilizando la ecuación de Nernst.
24	Explica los principios de funcionamiento de baterías, procesos de electrólisis y mecanismos de corrosión.

V. DESARROLLO DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS:

UNIDAD I: Fundamentos Termodinámicos de los Procesos Químicos

CAPACIDAD DE LA UNIDAD I: Analiza y aplica las leyes de la termodinámica para determinar la energía, entropía y energía libre de los procesos químicos, evaluando la espontaneidad, los efectos térmicos industriales y el comportamiento del equilibrio químico frente a variaciones de temperatura y composición en soluciones.					
SEMANA	CONTENIDO			ESTRATEGIAS DE LA ENSEÑANZA	INDICADORES DE LOGRO
	CONCEPTUAL	PROCEDIMENTAL	ACTITUDINAL		
1	Definiciones Fundamentales en Termodinámica Química / Primera Ley de la Termodinámica y Termoquímica / Calor Específico y Capacidad Calorífica / Calorimetría / Entalpía de Reacción / Ley de Hess / Calor de formación de iones en solución acuosa / Calor estándar de combustión / Dependencia de la Entalpía con la Temperatura / Efectos térmicos de las reacciones industriales	- Diferencia sistemas termodinámicos y aplica la primera ley en procesos industriales. - Calcula variaciones de entalpía y calores de reacción mediante la Ley de Hess. - Determina calores específicos y de combustión usando datos calorimétricos. - Analiza la dependencia térmica de la entalpía en sistemas reactivos complejos.	- Muestra rigurosidad en el cálculo de balances energéticos. - Valora la importancia de la termoquímica en el diseño de procesos reactivos. - Demuestra precisión al manipular tablas de entalpías estándar. - Actúa con ética profesional al reportar datos experimentales calorimétricos.	Expositiva (Docente/Alumno)	- Define y clasifica correctamente sistemas y variables de estado. - Resuelve problemas de entalpía de reacción aplicando la Ley de Hess. - Calcula calores de formación y combustión con precisión numérica. - Explica el impacto de los efectos térmicos en reactores industriales.
2	Direccionalidad de los Procesos: Espontaneidad y Reversibilidad / Entropía / Interpretación Molecular: Microestados y Boltzmann / Segunda Ley de la Termodinámica / Tercera Ley de la Termodinámica / Entropía de Transición de Fase / Variación de la Entropía con la Temperatura / Entropía de Reacción y su Dependencia Térmica	- Evalúa la espontaneidad de los procesos mediante el cálculo de cambios de entropía. - Interpreta la entropía molecular basándose en microestados y Boltzmann. - Calcula variaciones de entropía en cambios de fase y con cambios de temperatura. - Determina la entropía de reacción y analiza su comportamiento térmico.	- Adopta una actitud analítica frente a la irreversibilidad de los procesos reales. - Manifiesta interés por la interpretación microscópica de las leyes termodinámicas. - Participa activamente en la discusión de sistemas en equilibrio térmico. - Reconoce la relevancia de la tercera ley en la determinación de entropías absolutas.		Debate dirigido (Discusiones)
3	Energía Libre de Gibbs / Energía Libre Estándar de Formación / Energía Libre y Temperatura / Energía libre y equilibrio químico	- Aplica la función de energía libre de Gibbs para predecir la viabilidad de reacciones. - Determina cambios en la energía libre estándar a partir de calores de formación. - Evalúa el efecto de la temperatura sobre la energía libre de Gibbs. - Establece la relación matemática entre energía libre y constante de equilibrio.	- Demuestra autonomía al evaluar la viabilidad termodinámica de un proceso. - Valora el uso de la energía libre como criterio maestro de equilibrio. - Muestra orden al integrar entalpía y entropía en la ecuación de Gibbs. - Es crítico al analizar resultados de espontaneidad bajo diferentes condiciones térmicas.	Lecturas (Uso de repositorios digitales) Lluvia de ideas (Saberes previos)	
4	El Criterio de Equilibrio de Gibbs / Dependencia de K con la Temperatura EXAMEN DE MÓDULO 1	- Utiliza el criterio de Gibbs para analizar sistemas en equilibrio dinámico. - Modela la dependencia de la constante de equilibrio con la temperatura. - Integra conceptos termodinámicos en el estudio de soluciones químicas. - Resuelve problemas complejos de equilibrio aplicando leyes fundamentales.	- Muestra disposición para integrar la termodinámica con la cinética y soluciones. - Valora la precisión en el modelado de constantes de equilibrio térmicas. - Demuestra pensamiento lógico al resolver problemas de soluciones. - Asume responsabilidad en la validación de modelos termodinámicos aplicados.		- Aplica criterios de Gibbs para definir el estado de equilibrio del sistema. - Calcula variaciones de la constante K ante cambios de temperatura. - Describe correctamente el comportamiento termodinámico de soluciones ideales y reales. - Justifica la importancia del equilibrio termodinámico en la ingeniería química.
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
Exámenes		- Informes finales y trabajos grupales - Soluciones a ejercicios propuestos		Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.	

UNIDAD II: Cinética Química: Velocidad y Mecanismos de Reacción

CAPACIDAD DE LA UNIDAD II: Interpreta y determina la velocidad de las reacciones químicas, analizando el efecto de factores cinéticos, orden de reacción, mecanismos y energía de activación, incluyendo el rol de catalizadores en los procesos químicos.					
SEMANA	CONTENIDO			ESTRATEGIAS DE LA ENSEÑANZA	INDICADORES DE LOGRO
	CONCEPTUAL	PROCEDIMENTAL	ACTITUDINAL		
5	Introducción a la cinética química / Factores que influyen en la velocidad de reacción / Velocidad de reacción: definición y formulación diferencial / Constante de velocidad de reacción	- Identifica las variables que afectan la velocidad de una reacción química en distintos contextos industriales. - Aplica la expresión diferencial de la velocidad para interpretar datos cinéticos. - Determina la constante de velocidad a partir de datos experimentales y su relación estequiométrica. - Establece comparaciones entre factores cinéticos mediante representaciones gráficas.	- Muestra disposición crítica frente a resultados experimentales inconsistentes. - Participa activamente en discusiones técnicas valorando la evidencia empírica. - Demuestra precisión y rigurosidad en el tratamiento de datos cinéticos. - Valora la importancia de la cinética en el control de procesos químicos.	Expositiva (Docente/Alumno) Debate dirigido (Discusiones) Lecturas (Uso de repositorios digitales) Lluvia de ideas (Saberes previos)	- Explica con propiedad los factores que influyen en la velocidad de reacción. - Interpreta y formula correctamente la expresión diferencial de la velocidad. - Calcula la constante de velocidad a partir de datos experimentales. - Relaciona cualitativamente la variación de condiciones con cambios en la velocidad.
6	Orden de una reacción / Reacciones de orden cero / Reacciones de primer orden / Reacciones de segundo orden / Vida media de una reacción	- Determina el orden de una reacción mediante datos experimentales y métodos gráficos. - Aplica las expresiones integradas para reacciones de orden 0, 1 y 2. - Calcula la vida media de una reacción en función de su orden cinético. - Interpreta gráficas cinéticas y ajusta modelos matemáticos apropiados.	- Persevera ante dificultades analíticas para encontrar el modelo adecuado. - Colabora en la interpretación de resultados compartidos en grupo. - Muestra iniciativa para vincular conceptos teóricos con datos experimentales. - Es meticuloso en el manejo de unidades y constantes físicas.		- Identifica el orden de una reacción a partir de datos experimentales. - Aplica correctamente las ecuaciones integradas según el orden de reacción. - Calcula e interpreta la vida media para distintos órdenes de reacción. - Relaciona la forma de las gráficas con el comportamiento cinético del sistema.
7	Energía de activación (Ea) / La ecuación de Arrhenius	- Explica el concepto de energía de activación con base en teoría de colisiones y complejos activados. - Aplica la ecuación de Arrhenius para determinar parámetros cinéticos de una reacción. - Construye gráficas linealizadas de Arrhenius para extraer Ea y el factor pre-exponencial. - Analiza cómo la temperatura influye en la constante de velocidad.	- Acepta la crítica técnica como parte del proceso de aprendizaje. - Valora la importancia de la modelación en la interpretación de fenómenos cinéticos. - Demuestra curiosidad por el comportamiento energético de las moléculas reactivas. - Muestra rigor en el uso de la temperatura absoluta para cálculos fisicoquímicos.		- Interpreta adecuadamente la energía de activación como barrera energética. - Utiliza la ecuación de Arrhenius para calcular parámetros cinéticos. - Representa gráficamente datos experimentales y obtiene conclusiones cuantitativas. - Explica el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.
8	Mecanismos de reacción / Catalizadores y enzimas EXAMEN DE MÓDULO 2	- Propone mecanismos de reacción coherentes con datos experimentales y leyes de velocidad. - Identifica etapas elementales y la etapa determinante de la velocidad. - Analiza el efecto de catalizadores y enzimas sobre la energía de activación. - Compara mecanismos catalíticos homogéneos, heterogéneos y enzimáticos.	- Demuestra pensamiento lógico en el planteamiento de mecanismos. - Aprecia el rol de la catálisis en procesos industriales y biológicos. - Valora la eficiencia energética que aportan los catalizadores en la industria. - Reconoce la complejidad y especificidad de las reacciones enzimáticas.		- Justifica mecanismos propuestos con base en datos cinéticos. - Identifica la etapa determinante de la velocidad y su implicancia en la velocidad global. - Explica el papel del catalizador en la modificación del perfil energético. - Distingue entre diferentes tipos de catálisis a partir de ejemplos prácticos.
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
Exámenes		- Informes finales y trabajos grupales - Soluciones a ejercicios propuestos		- Realiza contribuciones enriquecedoras que amplía la comprensión del tema. - Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.	

UNIDAD III: Fundamentos de Equilibrio Químico e Iónico en Soluciones Acuosas

CAPACIDAD DE LA UNIDAD III: Analiza sistemas en equilibrio químico y ácido-base, utilizando constantes de equilibrio, principios de Le Châtelier, escalas de pH y equilibrios de solubilidad para predecir el comportamiento de soluciones acuosas y diseñar sistemas amortiguadores y titulaciones.					
SEMANA	CONTENIDO			ESTRATEGIAS DE LA ENSEÑANZA	INDICADORES DE LOGRO
	CONCEPTUAL	PROCEDIMENTAL	ACTITUDINAL		
9	Concepto de equilibrio / Equilibrio químico / Ley Gulberg y Waage y la Constante de equilibrio (K) / Kc y Kp / Dirección de la ecuación química y K / Relación de la estequiometría de la ecuación química y las constantes de equilibrio / Equilibrios homogéneos, heterogéneos y en disoluciones acuosas	- Formula expresiones de equilibrio (Kc y Kp) a partir de ecuaciones químicas balanceadas. - Clasifica sistemas en equilibrio como homogéneos, heterogéneos o en disolución acuosa. - Interpreta el valor de la constante de equilibrio para determinar la dirección preferente de la reacción. - Aplica la Ley de Guldberg y Waage para establecer relaciones estequiométricas en equilibrios químicos.	- Demuestra rigurosidad y precisión al manipular ecuaciones químicas. - Muestra disposición para analizar críticamente sistemas químicos complejos. - Participa activamente en la resolución de ejercicios en equipo. - Valora la importancia del equilibrio en la optimización de procesos químicos.	Expositiva (Docente/Alumno) Debate dirigido (Discusiones) Lecturas (Uso de repositorios digitales) Lluvia de ideas (Saberes previos)	- Redacta correctamente la constante de equilibrio para distintos tipos de reacciones. - Establece con coherencia la relación entre los coeficientes estequiométricos y la forma de la constante de equilibrio. - Evalúa correctamente la dirección de un proceso químico a partir del valor de K. - Resuelve problemas de equilibrio en fase gaseosa y disoluciones acuosas.
10	Principio de Le Châtelier / Cambio en la concentración de un reactivo o producto / Efectos de los cambios de volumen y presión / Efecto de los cambios de temperatura	- Aplica el principio de Le Châtelier para predecir el desplazamiento del equilibrio ante diferentes perturbaciones. - Analiza el efecto de variaciones de concentración, presión, volumen y temperatura sobre sistemas en equilibrio. - Representa gráficamente los cambios en el equilibrio ante diferentes condiciones experimentales. - Justifica el sentido de la reacción basándose en el cociente de reacción (Q).	- Desarrolla pensamiento crítico frente a fenómenos de desplazamiento del equilibrio. - Manifiesta interés por validar teóricamente los resultados observados en modelos o simulaciones. - Aporta argumentos científicos en discusiones sobre comportamiento de sistemas en equilibrio. - Reconoce la aplicación industrial del principio de Le Châtelier.		- Predice con fundamento teórico el efecto de diferentes perturbaciones sobre un equilibrio químico. - Justifica correctamente el sentido del desplazamiento del equilibrio ante cambios específicos. - Relaciona cambios experimentales con la respuesta del sistema en términos de equilibrio. - Explica cómo la temperatura altera el valor numérico de la constante K.
11	Definición de ácidos y bases según Arrhenius y Bronsted-Lowry / Fuerza relativa de los ácidos y bases / Autoionización de agua / PH, pOH y otras escalas p / Ácidos y bases fuertes / Ácidos débiles y Ka / Bases débiles y Kb / Relación entre Ka Y Kb / Propiedades ácido-base de las disoluciones de sales	- Compara los modelos de Arrhenius y Brønsted-Lowry para definir especies químicas. - Calcula concentraciones de iones, pH y pOH en diferentes disoluciones. - Determina la fuerza relativa de ácidos y bases mediante los valores de Ka y Kb. - Analiza el comportamiento ácido-base de sales según su procedencia (hidrólisis).	- Valora la importancia del rigor en cálculos de concentración y pH. - Evidencia responsabilidad al manipular conceptos teóricos y aplicarlos correctamente. - Se involucra en actividades de análisis químico con autonomía y enfoque científico. - Muestra precisión en el uso de escalas logarítmicas para el cálculo de acidez.		- Aplica correctamente las definiciones de ácido y base según diferentes teorías. - Establece relaciones cuantitativas entre Ka, Kb, pKa y pKb. - Calcula con precisión el pH de soluciones de ácidos y bases fuertes y débiles. - Clasifica disoluciones salinas según su carácter ácido, básico o neutro.
12	Efecto del ion común / Disoluciones amortiguadoras (buffer) / Ecuación de Henderson-Hasselbalch / Titulaciones ácido-base / Indicadores ácido base, selección de indicadores / Solubilidad / Producto de solubilidad (Kps) EXAMEN DE MÓDULO 3	- Aplica el principio del ión común para predecir cambios en el equilibrio ácido-base. - Diseña y analiza soluciones buffer utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch. - Interpreta curvas de titulación ácido-base para seleccionar indicadores adecuados. - Calcula la solubilidad de compuestos y el producto de solubilidad (Kps).	- Demuestra organización y lógica en el desarrollo de cálculos químicos complejos. - Participa con responsabilidad en simulaciones o prácticas relacionadas con disoluciones tampón y titulaciones. - Asume una postura analítica frente a la toma de decisiones experimentales (por ejemplo, elección del indicador). - Reconoce la importancia de los buffers en sistemas biológicos e industriales.		- Determina correctamente el efecto del ión común sobre el equilibrio y el pH. - Calcula y justifica el pH de disoluciones amortiguadoras. - Interpreta con precisión los puntos equivalentes en curvas de titulación. - Establece relaciones entre solubilidad y constante Kps en distintos compuestos.
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
Exámenes		- Informes finales y trabajos grupales - Soluciones a ejercicios propuestos		- Realiza contribuciones enriquecedoras que amplía la comprensión del tema. - Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.	

UNIDAD IV: Principios y Aplicaciones de la Electroquímica

CAPACIDAD DE LA UNIDAD IV: Comprende y aplica los principios de la electroquímica para describir procesos redox, calcular potenciales de celda y energía libre de Gibbs, y analizar aplicaciones tecnológicas como baterías, corrosión y electrólisis.					
SEMANA	CONTENIDO			ESTRATEGIAS DE LA ENSEÑANZA	INDICADORES DE LOGRO
	CONCEPTUAL	PROCEDIMENTAL	ACTITUDINAL		
13	Introducción a la electroquímica / Reacciones Redox, agente oxidante y agente reductor / Balanceo de ecuaciones redox (en medio ácido y básico)	- Identifica procesos redox, agentes oxidantes y reductores en reacciones químicas. - Determina el número de oxidación de elementos en compuestos complejos. - Aplica métodos sistemáticos para el balanceo de ecuaciones redox en medios ácido y básico. - Realiza cálculos estequiométricos basados en transferencias electrónicas.	- Muestra perseverancia y orden en la aplicación de procedimientos de balanceo complejos. - Valora la lógica de conservación de la materia y la carga en reacciones químicas. - Participa con iniciativa en la resolución de ejercicios de análisis redox. - Demuestra rigor en la identificación de estados de oxidación.	Expositiva (Docente/Alumno) Debate dirigido (Discusiones) Lecturas (Uso de repositorios digitales) Lluvia de ideas (Saberes previos)	- Identifica correctamente los agentes redox y los procesos de oxidación/reducción. - Aplica con precisión el método del ion-electrón para balancear ecuaciones redox. - Justifica correctamente los pasos seguidos en el balanceo en diferentes medios. - Resuelve balances de carga y masa en sistemas reactivos redox.
14	Celdas voltaicas (galvánicas) y su funcionamiento / Electrodo (ánodos y cátodos) y puente salino / Potencial estándar de electrodos / Potencial de celda / Fuerza electromotriz (fem) / Potenciales estándar de reducción / Electrodo estándar de hidrógeno (EEH) / Poder de los agentes oxidantes y reductores	- Dibuja y describe el funcionamiento de una celda voltaica, identificando sus componentes. - Utiliza potenciales estándar de reducción para calcular el potencial estándar de celda. - Compara el poder oxidante y reductor de distintas especies químicas. - Representa celdas galvánicas utilizando la notación convencional.	- Manifiesta curiosidad científica frente al funcionamiento de sistemas electroquímicos reales. - Argumenta con fundamentos teóricos la direccionalidad de procesos espontáneos. - Colabora en la construcción conceptual de modelos de celdas electroquímicas. - Valora el uso del Electrodo Estándar de Hidrógeno como referencia universal.		- Representa correctamente una celda galvánica con su notación convencional. - Calcula el potencial estándar de celda a partir de datos de potenciales de reducción. - Establece relaciones entre potencial estándar y capacidad oxidante/reductora. - Explica el rol del puente salino y los electrodos en la fem de la celda.
15	Energía libre de Gibbs y las reacciones Redox / fem, energía libre de Gibbs y constante de equilibrio / Potencial de celda en condiciones no estándar / Ecuación de Nernst / Celdas de concentración	- Relaciona el potencial de celda con la energía libre de Gibbs y la constante de equilibrio. - Aplica la ecuación de Nernst para calcular el potencial de celda en condiciones no estándar. - Analiza el funcionamiento de celdas de concentración como casos especiales de celdas galvánicas. - Resuelve problemas de equilibrio electroquímico integrando variables termodinámicas.	- Muestra disposición para integrar conceptos termodinámicos con procesos electroquímicos. - Demuestra precisión en el manejo de fórmulas y constantes físico-químicas. - Participa activamente en el análisis de situaciones electroquímicas no ideales. - Es crítico al evaluar la viabilidad de procesos según el potencial calculado.		- Establece con claridad la relación entre fem, ΔG y la constante de equilibrio. - Calcula correctamente el potencial de celda usando la ecuación de Nernst. - Interpreta el comportamiento de celdas de concentración y su aprovechamiento práctico. - Determina la espontaneidad de una reacción redox bajo condiciones específicas.
16	Introducción general a aplicaciones electroquímicas: Baterías y celdas de combustible / Corrosión / Electrólisis EXAMEN DE MÓDULO 4	- Describe el principio de funcionamiento de baterías, celdas de combustible y procesos de electrólisis. - Analiza los mecanismos de corrosión y métodos de protección catódica. - Relaciona la transferencia de electrones con aplicaciones tecnológicas e industriales. - Evalúa la eficiencia de procesos electrolíticos basándose en las leyes de Faraday.	- Muestra interés por la aplicación de conceptos electroquímicos en la vida real y la industria. - Valora el rol de la electroquímica en soluciones energéticas sostenibles. - Participa con sentido crítico en el análisis de problemas tecnológicos asociados a la corrosión y eficiencia energética. - Reconoce la importancia de la electrólisis en la obtención de materias primas.		- Explica correctamente los principios de funcionamiento de dispositivos electroquímicos. - Identifica factores que afectan la corrosión y propone soluciones técnicas. - Relaciona los procesos de electrólisis con su uso industrial o analítico. - Describe la importancia de las celdas de combustible en la ingeniería moderna.
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
Exámenes		- Informes finales y trabajos grupales - Soluciones a ejercicios propuestos		- Realiza contribuciones enriquecedoras que amplía la comprensión del tema. - Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.	

VI. MATERIALES EDUCATIVOS Y OTROS RECURSOS DIDÁCTICOS

1. MEDIOS Y PLATAFORMAS VIRTUALES

- Casos prácticos
- One Note
- Google Meet
- Repositorios de datos
- Separatas virtuales en PDF, para que refuercen los conceptos realizados en clase.
- Separatas virtuales en PDF, para que resuelvan los ejercicios que contienen.

2. MEDIOS INFORMATICOS:

- Computadora
- Tableta gráfica
- Celulares
- Internet.

VII. EVALUACIÓN:

La Evaluación es inherente al proceso de enseñanza aprendizaje y será continua y permanente. Los criterios de evaluación son de conocimiento, de desempeño y de producto.

1. Evidencias de Conocimiento.

La Evaluación será a través de pruebas escritas y orales para el análisis y autoevaluación. En cuanto al primer caso, medir la competencia a nivel interpretativo, argumentativo y propositivo, para ello debemos ver como identifica (describe, ejemplifica, relaciona, reconoce, explica, etc.); y la forma en que argumenta (plantea una afirmación, describe las refutaciones en contra de dicha afirmación, expone sus argumentos contra las refutaciones y llega a conclusiones) y la forma en que propone a través de establecer estrategias, valoraciones, generalizaciones, formulación de hipótesis, respuesta a situaciones, etc.

En cuanto a la autoevaluación permite que el estudiante reconozca sus debilidades y fortalezas para corregir o mejorar.

Las evaluaciones de este nivel serán de respuestas simples y otras con preguntas abiertas para su argumentación.

2. Evidencia de Desempeño.

Esta evidencia pone en acción recursos cognitivos, recursos procedimentales y recursos afectivos; todo ello en una integración que evidencia un saber hacer reflexivo; en tanto, se puede verbalizar lo que se hace, fundamentar teóricamente la práctica y evidenciar un pensamiento estratégico, dado en la observación en torno a cómo se actúa en situaciones impredecibles.

La evaluación de desempeño se evalúa ponderando como el estudiante se hace investigador aplicando los procedimientos y técnicas en el desarrollo de las clases a través de su participación asertiva.

3. Evidencia de Producto.

Están implicadas en las finalidades de la competencia, por tanto, no es simplemente la entrega del producto, sino que tiene que ver con el campo de acción y los requerimientos del contexto de aplicación.

La evaluación de producto de evidencia en la entrega oportuna de sus trabajos parciales y el trabajo final.

El 30% de inasistencia inhabilita el derecho a la evaluación.

VARIABLES	PONDERACIONES	UNIDADES DIDÁCTICAS DENOMINADAS MÓDULOS
Evaluación de Conocimiento	30 %	El ciclo académico comprende 4 módulos.
Evaluación de Producto	35%	
Evaluación de Desempeño	35 %	

Siendo el promedio final (PF), el promedio simple de los promedios ponderados de cada módulo (PM1, PM2, PM3, PM4)

$$PF = \frac{PM1 + PM2 + PM3 + PM4}{4}$$

VIII. REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

TEXTOS PRINCIPALES:

1. BROWN T. L., LEMAY JR. H. E., BURSTEN B. E., MURPHY C. J., WOODWARD P. M.
Química. La ciencia central. Decimosegunda Edición. PEARSON EDUCACIÓN. (2014).
2. CHANG R., GOLDSBY K. A.
Química. Duodécima Edición. McGraw-Hill interamericana. (2017).

TEXTOS COMPLEMENTARIOS:

3. SKOOG D. A., WEST D. M., HOLLER F. J., CROUCH S. R.
Fundamentos de Química Analítica. Novena edición. Cengage Learning Editores, S.A. de C.V. (2015).
4. CASTELLAN G. W.
Fisicoquímica. Segunda Edición. Addison Wesley Longman de México S.A. de C.V. (1998).
5. SMITH, VAN NESS, ABBOTT
Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química. 7ma Edición. McGraw-Hill/Interamericana. (2007).
6. FOGLER H. S
Elementos de ingeniería de las reacciones químicas. Cuarta edición. Pearson Educación de México S.A. de C.V. (2008).

7. LEVENSPIEL O.

Ingeniería de las reacciones químicas. Tercera edición. EDITORIAL LIMUSA, S.A. de C.V. (2004).

Huacho, abril 2026



Universidad Nacional
"José Faustino Sánchez Carrión"

A handwritten signature in black ink, appearing to read 'Mg. David Daniel Milla Carhuapoma'.

Mg. David Daniel Milla Carhuapoma
CIP N° 227047