

**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**

<b>Línea de Carrera</b>	Control y Automatización de Procesos Químicos
<b>Semestre Académico</b>	2025-II
<b>Código del Curso</b>	152
<b>Créditos</b>	5
<b>Horas Semanales</b>	5h: 2h (T), 3h (P)
<b>Ciclo</b>	II
<b>Sección</b>	A / B
<b>Docente</b>	Ing. David Daniel Milla Carhuapoma
<b>Correo institucional</b>	<a href="mailto:dmilla@unjfsc.edu.pe">dmilla@unjfsc.edu.pe</a>

## **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	Comprende y aplica los principios de la termodinámica química para analizar la energía, el calor, el trabajo y la espontaneidad de los procesos químicos, interpretando la viabilidad de las reacciones mediante funciones termodinámicas como la entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs.	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

Nº	INDICADORES DE CAPACIDAD AL FINALIZAR EL CURSO
1	Identifica correctamente los componentes de un sistema termodinámico.
2	Diferencia entre procesos que implican trabajo y/o calor.
3	Justifica el cumplimiento de la primera ley en situaciones propuestas.
4	Explica con claridad el concepto de energía interna en función de variables de estado.
5	Diferencia y aplica correctamente $C_v$ y $C_p$ en problemas específicos.
6	Determina el tipo de proceso (endotérmico o exotérmico) a partir del calor de reacción.
7	Resuelve correctamente entalpías de reacción complejas mediante la Ley de Hess.
8	Identifica y explica correctamente los procesos espontáneos basándose en la segunda ley.
9	Resuelve problemas que involucran cambios de entropía en reacciones químicas con precisión.
10	Aplica correctamente la ecuación de energía libre de Gibbs para determinar condiciones de equilibrio.
11	Justifica cambios en la energía libre durante transformaciones químicas a T y P constantes.
12	Diferencia conceptos y aplica correctamente la relación entre entropía y energía libre de Gibbs en análisis de reacciones.
13	Explica con propiedad los factores que influyen en la velocidad de reacción.
14	Interpreta y formula correctamente la expresión diferencial de la velocidad.
15	Calcula la constante de velocidad a partir de datos experimentales.
16	Identifica el orden de una reacción a partir de datos experimentales.
17	Calcula e interpreta la vida media para distintos órdenes de reacción.
18	Relaciona la forma de las gráficas con el comportamiento cinético del sistema.
19	Interpreta adecuadamente la energía de activación como barrera energética.
20	Utiliza la ecuación de Arrhenius para calcular parámetros cinéticos.
21	Explica el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.
22	Justifica mecanismos propuestos con base en datos cinéticos.
23	Identifica la etapa determinante de la velocidad y su implicancia en la velocidad global.
24	Explica el papel del catalizador en la modificación del perfil energético.
25	Redacta correctamente la constante de equilibrio para distintos tipos de reacciones.
26	Establece con coherencia la relación entre los coeficientes estequiométricos y la forma de la constante de equilibrio.
27	Evalúa correctamente la dirección de un proceso químico a partir del valor de K.
28	Predice con fundamento teórico el efecto de diferentes perturbaciones sobre un equilibrio químico.
29	Justifica correctamente el sentido del desplazamiento del equilibrio ante cambios específicos.
30	Aplica correctamente las definiciones de ácido y base según diferentes teorías.
31	Establece relaciones cuantitativas entre $K_a$ , $K_b$ , $pK_a$ y $pK_b$ .
32	Calcula con precisión el pH de soluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.
33	Clasifica disoluciones salinas según su carácter ácido, básico o neutro.
34	Determina correctamente el efecto del ión común sobre el equilibrio y el pH.
35	Calcula y justifica el pH de disoluciones amortiguadoras.
36	Interpreta con precisión los puntos equivalentes en curvas de titulación.
37	Establece relaciones entre solubilidad y constante $K_{ps}$ en distintos compuestos.
38	Identifica correctamente los agentes redox y los procesos de oxidación/reducción.
39	Aplica con precisión el método del ion-electrón para balancear ecuaciones redox.
40	Justifica correctamente los pasos seguidos en el balanceo en diferentes medios.
41	Representa correctamente una celda galvánica con su notación convencional.
42	Calcula el potencial estándar de celda a partir de datos de potenciales de reducción.
43	Establece relaciones entre potencial estándar y capacidad oxidante/reductora.
44	Establece con claridad la relación entre $fem$ , $\Delta G$ y la constante de equilibrio.
45	Calcula correctamente el potencial de celda usando la ecuación de Nernst.
46	Interpreta el comportamiento de celdas de concentración y su aprovechamiento práctico.
47	Explica correctamente los principios de funcionamiento de dispositivos electroquímicos aplicados.
48	Identifica factores que afectan la corrosión y propone soluciones técnicas.
49	Relaciona los procesos de electrólisis con su uso industrial o analítico.

## V. DESARROLLO DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS:

### UNIDAD I: Fundamentos Termodinámicos de los Procesos Químicos

CAPACIDAD DE LA UNIDAD I: Comprende y aplica los principios de la termodinámica química para analizar la energía, el calor, el trabajo y la espontaneidad de los procesos químicos, interpretando la viabilidad de las reacciones mediante funciones termodinámicas como la entalpía, la entropía y la energía libre de Gibbs.					
SEMANA	CONTENIDO			ESTRATEGIAS DE LA ENSEÑANZA	INDICADORES DE LOGRO
	CONCEPTUAL	PROCEDIMENTAL	ACTITUDINAL		
1	Termodinámica Química / Conceptos básicos de termodinámica / Ley cero de la termodinámica / Trabajo y calor / Primera ley de la termodinámica / Energía interna	<ul style="list-style-type: none"> <li>Analiza sistemas termodinámicos aplicando el enfoque macroscópico.</li> <li>Distingue entre calor y trabajo en procesos físicos.</li> <li>Aplica la primera ley de la termodinámica en ejemplos de sistemas cerrados.</li> <li>Interpreta la energía interna como función de estado.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Participa activamente en discusiones sobre conceptos termodinámicos.</li> <li>Valora el uso del lenguaje técnico para comunicar fenómenos físicos.</li> </ul>	<b>Expositiva</b> (Docente/Alumno)  <b>Debate dirigido</b> (Discusiones)  <b>Lecturas</b> (Uso de repositorios digitales)  <b>Lluvia de ideas</b> (Saberes previos)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Identifica correctamente los componentes de un sistema termodinámico.</li> <li>Diferencia entre procesos que implican trabajo y/o calor.</li> <li>Justifica el cumplimiento de la primera ley en situaciones propuestas.</li> <li>Explica con claridad el concepto de energía interna en función de variables de estado.</li> </ul>
2	Cv y Cp / Entalpía / Calor sensible, calor latente y Calor de reacción / Ley de Hess	<ul style="list-style-type: none"> <li>Distingue entre capacidades caloríficas (Cv y Cp) según condiciones del sistema.</li> <li>Calcula variaciones de entalpía en procesos físicos, químicos y de cambio de fase.</li> <li>Aplica fórmulas para determinar calor sensible, calor latente y calor de reacción.</li> <li>Utiliza la Ley de Hess para calcular la entalpía de reacciones indirectas mediante reacciones intermedias.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra orden y claridad al resolver problemas termoquímicos.</li> <li>Justifica cada paso en la aplicación de la Ley de Hess con base en principios de conservación de la energía.</li> <li>Acepta y corrige errores al contrastar sus resultados con valores tabulados.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Diferencia y aplica correctamente Cv y Cp en problemas específicos.</li> <li>Calcula entalpías de cambio usando datos experimentales o tablas estándar.</li> <li>Determina el tipo de proceso (endotérmico o exotérmico) a partir del calor de reacción.</li> <li>Resuelve correctamente entalpías de reacción complejas mediante la Ley de Hess.</li> </ul>
3	Segunda ley de la termodinámica / Procesos espontáneos y no espontáneos / Entropía / Cambios de entropía en las reacciones químicas	<ul style="list-style-type: none"> <li>Analiza la segunda ley de la termodinámica y su aplicación en procesos espontáneos y no espontáneos.</li> <li>Calcula cambios de entropía en diferentes reacciones químicas.</li> <li>Relaciona la entropía con el grado de desorden y la irreversibilidad de los procesos.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra interés por comprender la dirección natural de los procesos termodinámicos.</li> <li>Demuestra responsabilidad en el manejo riguroso de cálculos termodinámicos.</li> <li>Valora la importancia de la entropía como propiedad fundamental en termodinámica.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Identifica y explica correctamente los procesos espontáneos basándose en la segunda ley.</li> <li>Resuelve problemas que involucran cambios de entropía en reacciones químicas con precisión.</li> <li>Explica la implicancia de la entropía en la espontaneidad y evolución de sistemas químicos.</li> </ul>
4	Condiciones generales para el equilibrio y espontaneidad / Transformaciones a temperaturas y presión constantes / Energía libre de Gibbs / Energía libre de Gibbs en reacciones químicas	<ul style="list-style-type: none"> <li>Define y aplica la energía libre de Gibbs para predecir la espontaneidad en condiciones de temperatura y presión constantes.</li> <li>Interpreta las condiciones generales de equilibrio y relaciona con energía libre de Gibbs.</li> <li>Diferencia entre la entropía y la energía libre de Gibbs en el contexto de la espontaneidad y equilibrio.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Adopta una actitud crítica al evaluar el equilibrio y la espontaneidad de reacciones químicas.</li> <li>Muestra autonomía en la interpretación de resultados termodinámicos.</li> <li>Manifiesta interés en integrar conceptos termodinámicos para resolver problemas complejos.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Aplica correctamente la ecuación de energía libre de Gibbs para determinar condiciones de equilibrio.</li> <li>Justifica cambios en la energía libre durante transformaciones químicas a T y P constantes.</li> <li>Diferencia conceptos y aplica correctamente la relación entre entropía y energía libre de Gibbs en análisis de reacciones.</li> </ul>
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>Exámenes</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Informes finales y trabajos grupales</li> <li>Soluciones a ejercicios propuestos</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.</li> </ul>	

## 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	<ul style="list-style-type: none"> <li>Identifica las variables que afectan la velocidad de una reacción química en distintos contextos experimentales.</li> <li>Aplica la expresión diferencial de la velocidad para interpretar datos cinéticos.</li> <li>Determina la constante de velocidad a partir de datos experimentales y su relación con la estequiometría.</li> <li>Establece comparaciones entre factores cinéticos mediante representaciones gráficas.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra disposición crítica frente a resultados experimentales inconsistentes.</li> <li>Participa activamente en discusiones técnicas valorando la evidencia empírica.</li> </ul>	<b>Expositiva</b> (Docente/Alumno)  <b>Debate dirigido</b> (Discusiones)  <b>Lecturas</b> (Uso de repositorios digitales)  <b>Lluvia de ideas</b> (Saberes previos)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Explica con propiedad los factores que influyen en la velocidad de reacción.</li> <li>Interpreta y formula correctamente la expresión diferencial de la velocidad.</li> <li>Calcula la constante de velocidad a partir de datos experimentales.</li> <li>Relaciona cualitativamente la variación de condiciones con cambios en la velocidad de reacción.</li> </ul>
6	Orden de una reacción / Reacciones de orden cero / Reacciones de primer orden / Reacciones de segundo orden / Vida media de una reacción	<ul style="list-style-type: none"> <li>Determina el orden de una reacción mediante datos experimentales y métodos gráficos.</li> <li>Aplica las expresiones integradas para reacciones de orden 0, 1 y 2.</li> <li>Calcula la vida media de una reacción en función del orden.</li> <li>Interpreta gráficas cinéticas y ajusta modelos matemáticos apropiados.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Demuestra precisión y rigurosidad en el tratamiento de datos cinéticos.</li> <li>Persevera ante dificultades analíticas para encontrar el modelo adecuado.</li> <li>Colabora en la interpretación de resultados compartidos en grupo.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Identifica el orden de una reacción a partir de datos experimentales.</li> <li>Aplica correctamente las ecuaciones integradas según el orden de reacción.</li> <li>Calcula e interpreta la vida media para distintos órdenes de reacción.</li> <li>Relaciona la forma de las gráficas con el comportamiento cinético del sistema.</li> </ul>
7	Energía de activación (Ea) / La ecuación de Arrhenius	<ul style="list-style-type: none"> <li>Explica el concepto de energía de activación con base en teoría de colisiones y complejos activados.</li> <li>Aplica la ecuación de Arrhenius para determinar parámetros cinéticos.</li> <li>Construye gráficas linealizadas de Arrhenius para extraer Ea y el factor pre-exponencial.</li> <li>Analiza cómo la temperatura influye en la constante de velocidad.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra iniciativa para vincular conceptos teóricos con datos experimentales.</li> <li>Es meticuloso en el manejo de unidades y constantes físicas.</li> <li>Acepta la crítica técnica como parte del proceso de aprendizaje.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Interpreta adecuadamente la energía de activación como barrera energética.</li> <li>Utiliza la ecuación de Arrhenius para calcular parámetros cinéticos.</li> <li>Representa gráficamente datos experimentales y obtiene conclusiones cuantitativas.</li> <li>Explica el efecto de la temperatura sobre la velocidad de reacción.</li> </ul>
8	Mecanismos de reacción / Catalizadores y enzimas	<ul style="list-style-type: none"> <li>Propone mecanismos de reacción coherentes con datos experimentales y leyes de velocidad.</li> <li>Identifica etapas elementales y la etapa determinante de la velocidad.</li> <li>Analiza el efecto de catalizadores y enzimas sobre la energía de activación.</li> <li>Compara mecanismos catalíticos homogéneos, heterogéneos y enzimáticos.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Valora la importancia de la modelación en la interpretación de fenómenos cinéticos.</li> <li>Demuestra pensamiento lógico en el planteamiento de mecanismos.</li> <li>Aprecia el rol de la catálisis en procesos industriales y biológicos.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Justifica mecanismos propuestos con base en datos cinéticos.</li> <li>Identifica la etapa determinante de la velocidad y su implicancia en la velocidad global.</li> <li>Explica el papel del catalizador en la modificación del perfil energético.</li> <li>Distingue entre diferentes tipos de catálisis a partir de ejemplos prácticos.</li> </ul>
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>Exámenes</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Informes finales y trabajos grupales</li> <li>Soluciones a ejercicios propuestos</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Realiza contribuciones enriquecedoras que amplía la comprensión del tema.</li> <li>Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.</li> </ul>	

### 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	<ul style="list-style-type: none"> <li>Formula expresiones de equilibrio (Kc y Kp) a partir de ecuaciones químicas balanceadas.</li> <li>Clasifica sistemas en equilibrio como homogéneos, heterogéneos o en disolución acuosa.</li> <li>Interpreta el valor de la constante de equilibrio para determinar la dirección preferente de la reacción.</li> <li>Aplica la Ley de Guldberg y Waage para establecer relaciones estequiométricas en equilibrios químicos.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Demuestra rigurosidad y precisión al manipular ecuaciones químicas.</li> <li>Muestra disposición para analizar críticamente sistemas químicos complejos.</li> <li>Participa activamente en la resolución de ejercicios en equipo.</li> </ul>	<b>Expositiva</b> (Docente/Alumno)  <b>Debate dirigido</b> (Discusiones)  <b>Lecturas</b> (Uso de repositorios digitales)  <b>Lluvia de ideas</b> (Saberes previos)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Redacta correctamente la constante de equilibrio para distintos tipos de reacciones.</li> <li>Establece con coherencia la relación entre los coeficientes estequiométricos y la forma de la constante de equilibrio.</li> <li>Evalúa correctamente la dirección de un proceso químico a partir del valor de K.</li> </ul>
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	<ul style="list-style-type: none"> <li>Aplica el principio de Le Châtelier para predecir el desplazamiento del equilibrio ante diferentes perturbaciones.</li> <li>Analiza el efecto de variaciones de concentración, presión, volumen y temperatura sobre sistemas en equilibrio.</li> <li>Representa gráficamente los cambios en el equilibrio ante diferentes condiciones experimentales.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Desarrolla pensamiento crítico frente a fenómenos de desplazamiento del equilibrio.</li> <li>Manifiesta interés por validar teóricamente los resultados observados en modelos o simulaciones.</li> <li>Aporta argumentos científicos en discusiones sobre comportamiento de sistemas en equilibrio.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Predice con fundamento teórico el efecto de diferentes perturbaciones sobre un equilibrio químico.</li> <li>Justifica correctamente el sentido del desplazamiento del equilibrio ante cambios específicos.</li> <li>Relaciona cambios experimentales con la respuesta del sistema en términos de equilibrio.</li> </ul>
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	<ul style="list-style-type: none"> <li>Compara los modelos de Arrhenius y Brønsted-Lowry para definir ácidos y bases.</li> <li>Calcula concentraciones de iones H<sup>+</sup> y OH<sup>-</sup>, pH y pOH en diferentes tipos de disoluciones.</li> <li>Determina la fuerza relativa de ácidos y bases mediante los valores de Ka y Kb.</li> <li>Analiza el comportamiento ácido-base de sales según su procedencia.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Valora la importancia del rigor en cálculos de concentración y pH.</li> <li>Evidencia responsabilidad al manipular conceptos teóricos y aplicarlos correctamente.</li> <li>Se involucra en actividades de análisis químico con autonomía y enfoque científico.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Aplica correctamente las definiciones de ácido y base según diferentes teorías.</li> <li>Establece relaciones cuantitativas entre Ka, Kb, pKa y pKb.</li> <li>Calcula con precisión el pH de soluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.</li> <li>Clasifica disoluciones salinas según su carácter ácido, básico o neutro.</li> </ul>
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)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Aplica el principio del ión común para predecir cambios en el equilibrio ácido-base.</li> <li>Diseña y analiza soluciones buffer utilizando la ecuación de Henderson-Hasselbalch.</li> <li>Interpreta curvas de titulación ácido-base para seleccionar indicadores adecuados.</li> <li>Calcula la solubilidad de compuestos y el producto de solubilidad (Kps).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Demuestra organización y lógica en el desarrollo de cálculos químicos complejos.</li> <li>Participa con responsabilidad en simulaciones o prácticas relacionadas con disoluciones tampón y titulaciones.</li> <li>Asume una postura analítica frente a la toma de decisiones experimentales (por ejemplo, elección del indicador).</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Determina correctamente el efecto del ión común sobre el equilibrio y el pH.</li> <li>Calcula y justifica el pH de disoluciones amortiguadoras.</li> <li>Interpreta con precisión los puntos equivalentes en curvas de titulación.</li> <li>Establece relaciones entre solubilidad y constante Kps en distintos compuestos.</li> </ul>
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>Exámenes</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Informes finales y trabajos grupales</li> <li>Soluciones a ejercicios propuestos</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Realiza contribuciones enriquecedoras que amplía la comprensión del tema.</li> <li>Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.</li> </ul>	

## 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)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Identifica procesos redox, agentes oxidantes y reductores en reacciones químicas.</li> <li>Determina el número de oxidación de elementos en compuestos.</li> <li>Aplica métodos sistemáticos para el balanceo de ecuaciones redox en medios ácido y básico.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra perseverancia y orden en la aplicación de procedimientos de balanceo complejos.</li> <li>Valora la lógica de conservación de la materia y la carga en reacciones químicas.</li> <li>Participa con iniciativa en la resolución de ejercicios de análisis redox.</li> </ul>	<b>Expositiva</b> (Docente/Alumno)  <b>Debate dirigido</b> (Discusiones)  <b>Lecturas</b> (Uso de repositorios digitales)  <b>Lluvia de ideas</b> (Saberes previos)	<ul style="list-style-type: none"> <li>Identifica correctamente los agentes redox y los procesos de oxidación/reducción.</li> <li>Aplica con precisión el método del ion-electrón para balancear ecuaciones redox.</li> <li>Justifica correctamente los pasos seguidos en el balanceo en diferentes medios.</li> </ul>
14	Celdas voltaicas (galvánicas) y su funcionamiento / Electroodos (ánodos y cátodos) y puente salino / Potencial estándar de electrodos / Potencial de celda / Fuerza electromotriz (fem) / Potencial estándar de celda o fem estándar / Potenciales estándar de reducción / Electrodo estándar de hidrógeno (EEH) / Poder de los agentes oxidantes y reductores	<ul style="list-style-type: none"> <li>Dibuja y describe el funcionamiento de una celda voltaica, identificando ánodo, cátodo y puente salino.</li> <li>Utiliza potenciales estándar de reducción para calcular el potencial estándar de celda.</li> <li>Compara el poder oxidante y reductor de distintas especies químicas usando la serie electroquímica.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Manifiesta curiosidad científica frente al funcionamiento de sistemas electroquímicos reales.</li> <li>Argumenta con fundamentos teóricos la direccionalidad de procesos espontáneos.</li> <li>Colabora en la construcción conceptual de modelos de celdas electroquímicas.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Representa correctamente una celda galvánica con su notación convencional.</li> <li>Calcula el potencial estándar de celda a partir de datos de potenciales de reducción.</li> <li>Establece relaciones entre potencial estándar y capacidad oxidante/reductora.</li> </ul>
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	<ul style="list-style-type: none"> <li>Relaciona el potencial de celda con la energía libre de Gibbs y la constante de equilibrio.</li> <li>Aplica la ecuación de Nernst para calcular el potencial de celda en condiciones no estándar.</li> <li>Analiza el funcionamiento de celdas de concentración como casos especiales de celdas galvánicas.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra disposición para integrar conceptos termodinámicos con procesos electroquímicos.</li> <li>Demuestra precisión en el manejo de fórmulas y constantes físico-químicas.</li> <li>Participa activamente en el análisis de situaciones electroquímicas no ideales.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Establece con claridad la relación entre fem, <math>\Delta G</math> y la constante de equilibrio.</li> <li>Calcula correctamente el potencial de celda usando la ecuación de Nernst.</li> <li>Interpreta el comportamiento de celdas de concentración y su aprovechamiento práctico.</li> </ul>
16	Introducción general a aplicaciones electroquímicas: Baterías y celdas de combustible / Corrosión / Electrólisis	<ul style="list-style-type: none"> <li>Describe el principio de funcionamiento de baterías, celdas de combustible y procesos de electrólisis.</li> <li>Analiza los mecanismos de corrosión y métodos de protección catódica.</li> <li>Relaciona la transferencia de electrones con aplicaciones tecnológicas electroquímicas.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Muestra interés por la aplicación de conceptos electroquímicos en la vida real y la industria.</li> <li>Valora el rol de la electroquímica en soluciones energéticas sostenibles.</li> <li>Participa con sentido crítico en el análisis de problemas tecnológicos asociados a la corrosión y eficiencia energética.</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Explica correctamente los principios de funcionamiento de dispositivos electroquímicos aplicados.</li> <li>Identifica factores que afectan la corrosión y propone soluciones técnicas.</li> <li>Relaciona los procesos de electrólisis con su uso industrial o analítico.</li> </ul>
EVALUACIÓN DE LA UNIDAD DIDÁCTICA					
EVIDENCIA DE CONOCIMIENTOS		EVIDENCIA DE PRODUCTO		EVIDENCIA DE DESEMPEÑO	
<ul style="list-style-type: none"> <li>Exámenes</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Informes finales y trabajos grupales</li> <li>Soluciones a ejercicios propuestos</li> </ul>		<ul style="list-style-type: none"> <li>Realiza contribuciones enriquecedoras que amplía la comprensión del tema.</li> <li>Relaciona los conocimientos con los fenómenos de la naturaleza y con los equipos/dispositivos de procesos físicos y químicos.</li> </ul>	

## **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

- 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).
- CHANG R., GOLDSBY K. A.**  
**Química.** Duodécima Edición. McGraw-Hill interamericana. (2017).
- CASTELLAN G. W.**  
**Fisicoquímica.** Segunda Edición. Addison Wesley Longman de México S.A. de C.V. (1998).

Huacho, setiembre 2025



*Universidad Nacional*

*“José Faustino Sánchez Carrión”*

Ing. David Daniel Milla Carhuapoma

CIP N° 227047