



Escuela Profesional de Ingeniería

SÍLABO 2024-II**1. DATOS ADMINISTRATIVOS**

1.- Asignatura	:QUÍMICA
2.- Código	: BE0112
3.- Naturaleza	:Teórico- Práctico-Experimental.
4.- Condición	:Obligatorio
5.- Requisitos	:Ninguno
6.- N ^o . Créditos	:03
7.- N ^o de horas	:Horas teóricas 01 . Horas de Práctica 02 . Horas de Laboratorio 02
8.- Semestre Académico	:2024-II
9.- Docente	: Morote Alberto, Ramírez Isabel, Neira María Elena, Gallegos Miguel.
Correo Institucional	alberto.morote@urp.edu.pe , isabel.ramirez@urp.edu.pe , mariaelena.neira@urp.edu.pe , miguel.gallegos@urp.edu.pe .

2. SUMILLA

El curso de Química corresponde al primer ciclo de formación de las Escuelas de Ingeniería. El curso es de naturaleza teórico experimental. Permitirá un manejo adecuado de los cálculos y propiedades fisicoquímicas de los elementos y compuestos inorgánicos, tiene el siguiente contenido: Materia y Estructura atómica. Tabla Periódica. Propiedades y aplicación del Fe, Cu y S .Enlace Químico.. Estequiometría. Estado Líquido. Equilibrio Químico. Estado Gaseoso .Electroquímica.

3. COMPETENCIAS GENÉRICAS A LAS QUE CONTRIBUYE LA ASIGNATURA

1. Trabajo individual y en equipo.
2. Razonamiento ético personal en relación con su profesión.
3. Comunicación oral, escrita y gráfica mediante la comprensión, redacción de informes y /o exposiciones.
4. Capacidad de investigación básica.

4. COMPETENCIAS ESPECÍFICAS A LAS QUE CONTRIBUYE LA ASIGNATURA

1. Comprende los conocimientos teóricos de la Química Básica y desarrolla adecuadamente los problemas de aplicación.
2. Desarrolla problemas y ejercicios en base a ecuaciones químicas balanceadas.
3. Conoce y comprende las propiedades de los estados de la materia para resolver problemas de aplicación.
4. Identifica los procesos físicos químicos adecuados para la obtención de metales, no metales y su aplicación industrial.
5. Aplica los conocimientos teóricos adquiridos mediante el trabajo experimental en laboratorio.
6. Aprendizaje para la vida.

V. DESARROLLA EL COMPONENTE DE: INVESTIGACIÓN(x) RESPONSABILIDAD SOCIAL (x)**VI LOGRO DE LA ASIGNATURA**

Al finalizar la asignatura el alumno :

1. Comprende la estructura del átomo y su relación con: propiedades periódicas, enlace químico, sólidos y resuelve problemas con orden y precisión.
2. Determina y calcula, mol, número de oxidación, peso equivalente, con exactitud lógica y metodológica.
3. Identifica y resuelve problemas de gases ideales.
4. Identifica y resuelve problemas de líquidos, soluciones, equilibrio químico y reconoce los ácidos y bases con capacidad y facilidad.
5. Adquiere los conocimientos de la relación que existe entre cambio químico y energía eléctrica. Identifica y resuelve problemas

VII. PROGRAMACIÓN DE CONTENIDOS

UNIDAD I: ESTRUCTURA DEL ÁTOMO – TABLA PERIÓDICA	
LOGRO DE APRENDIZAJE: Al finalizar la unidad, el estudiante comprende la estructura del átomo y su relación con propiedades periódicas, mencionando algunos metales y no metales, su aplicación ; resolviendo problemas.	
Semana	Contenido
1	ESTRUCTURA ATÓMICA. Materia, energía, clases de materia y energía, teoría cuántica de Planck, espectro de hidrógeno, modelo atómico de Bohr. Problemas de aplicación.
2	MODELO ATÓMICO MODERNO. Ecuación de De Broglie, principio de incertidumbre, números cuánticos. Problemas de aplicación.
3	TABLA PERIÓDICA. Ley periódica, grupos y periodos, propiedades: radio atómico, energía de ionización, electronegatividad. Ejercicios
4	ELEMENTOS METÁLICOS - NO METÁLICOS Y SU APLICACIÓN EN INGENIERÍA. propiedades, aplicación de Fe, Cu y S. Practica calificada N°1
UNIDAD II: ENLACE QUÍMICO - ESTEQUIOMETRÍA	
LOGRO DE APRENDIZAJE: Al finalizar la unidad, el estudiante conoce las clases de enlace en sustancias sólidas y realiza cálculos químicos relacionados con la obtención de productos usando adecuadamente los conceptos de mol, número de oxidación, peso equivalente	
Semana	Contenido
5	ENLACE QUÍMICO. Clases y propiedades de sustancias solidas con enlaces iónico, covalente, y metálico. Ejemplos.
6	ESTEQUIOMETRÍA I. Pesos atómicos, mol, composición centesimal, número de oxidación, peso equivalente. Ejercicios.
7	ESTEQUIOMETRÍA II. Cálculos químicos en reacciones químicas, reactivo limitante, porcentaje de rendimiento. Problemas Practica calificada N°2
8	EXAMEN PARCIAL

UNIDAD III: ESTADOS LÍQUIDO - EQUILIBRIO QUÍMICO EN SOLUCIONES ÁCIDAS Y BÁSICAS	
LOGRO DE APRENDIZAJE: Al finalizar la unidad, el estudiante Identifica y resuelve problemas de, líquidos y soluciones, equilibrio iónico de soluciones.	
Semana	Contenido
9	ESTADO LÍQUIDO. Propiedades viscosidad, tensión superficial, evaporación, presión de vapor, punto de ebullición.
10	SOLUCIONES. Clases de soluciones, unidades físicas, porcentaje en peso, porcentaje en volumen, ppm. Unidades químicas de concentración. Molaridad, normalidad, preparación de soluciones.
11	EQUILIBRIO QUÍMICO EN SOLUCIONES. Teorías de ácidos y bases, Arrhenius, Bronsted-Lowry, auto ionización de agua PH, POH, Ka, Kb.
UNIDAD IV: ESTADO GASEOSO - ELECTROQUÍMICA	
LOGRO DE APRENDIZAJE: Al finalizar la unidad, el estudiante resuelve problemas de, gases ideales, mezclas gaseosas aplicando las leyes de Boyle, Charles, Gay Lussac, Dalton y celdas electrolíticas con aplicación de las leyes de Faraday; celdas galvánicas aplicando tabla de potenciales y potencial normal de hidrógeno, con capacidad, facilidad y orden.	
Semana	Contenido
12	ESTADO GASEOSO. Gases ideales: ley de Boyle, ley de Charles Gay Lussac, principio de Avogadro., Ecuación General de los gases.
13	Mezcla gaseosa, Ley de Dalton. Ley de Amagat. Problemas.
14	ELECTROQUÍMICA. Definición, unidades, celdas galvánicas, tabla de potenciales, potencial normal de hidrógeno. Ejercicios
15	CELDAS ELECTROLÍTICAS. Electrólisis, leyes de Faraday. Problemas Practica calificada N°3
16	EXAMEN FINAL
17	EXAMEN SUSTITUTORIO

VIII. ESTRATEGIAS DIDÁCTICAS

TÉCNICAS DIDÁCTICAS

El profesor usará el método expositivo para los diferentes temas mediante los siguientes procedimientos didácticos: ejemplificación, interrogación didáctica, solución de problemas, separatas, experimentos de laboratorio, investigación bibliográfica con temas relacionados con la carrera.

RECURSOS

- Equipos e Instrumentos:** Multimedia, retro proyector, instrumentos de laboratorio.
- Materiales:** Transparencias, papelógrafo, separatas, plumones, pizarra, tizas, materiales de laboratorio, Plataforma. aula virtual.
- Plataforma.**

IX. EVALUACIÓN

Criterios de evaluación

1. Asistencia obligatoria en las clases teóricas y de laboratorio.
2. El 30% de inasistencias determina su desaprobación en el curso.
3. Nivel de conocimientos y/o aprendizaje.
4. Nivel de aprendizaje en laboratorio.
5. Puntualidad en la entrega de informes (Laboratorio)

FÓRMULA

Promedio de Laboratorio	PLAB*
Laboratorio Calificado	CTL
Promedio de Informes	PINF
Práctica calificada	PRT
Promedio práctica calificada	PPRT
Examen Parcial	EP
Examen Final	EF
Examen Sustitutorio	ES
Promedio Final	PF

Fórmula general

$$PF = \frac{PLAB + PPRT + EP + EF}{4}$$

Fórmula en el sistema

$$PF = (\text{PAR1} + \text{FIN1} + (\text{PRT1} + \text{PRT2} + \text{PRT3})/2 + (\text{CTL1} + \text{CTL2} + \text{CTL3} + (\text{Lab1} + \text{Lab2} + \text{Lab3} + \text{Lab4} + \text{Lab5} + \text{Lab6} + \text{Lab7} + \text{Lab8} + \text{Lab9})/8)/3)/4$$

$$PLAB = \frac{CTL1 + CTL2 + PINF}{3} \text{ (Se toman en cuenta los dos notas de control más altas)}$$

$$PPRT = \frac{PRT1 + PRT2}{2} \text{ (Se toman en cuenta las dos notas más altas)}$$

INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

1. De las tres prácticas calificadas (teoría) se elimina la de menor nota para el promedio de prácticas PPRT
2. El número de laboratorios calificados serán 03, de los cuales se eliminará uno, el de menor puntaje.
3. El número de informes serán 09, de los cuales se eliminará uno, el de menor puntaje.
4. El examen Sustitutorio reemplazará la nota más baja de los exámenes de teoría.

X. REFERENCIAS

Bibliografía Básica

1. Chang Raymond, Química duodécima edición, 2017, Edit. McGraw-Hill/interamericana Editores
2. Ebbing-Gammon Química General 2010, Edit CENGAGE Learning 1030 p.
3. Brown Theodore- Lemay Eugene, Química de la Ciencia Central, 2004, Editorial Prentice Hall Hispanoamericana ,1152 p.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

4. Shriver - Atkins , Química Inorgánica , 2006, Edit. McGraw-Hill , 615 p.

EN LA WEB:

1. <https://sacaba.gob.bo/images/wsacaba/pdf/libros/quimica/Chang-QuimicaGeneral7thedicion.pdf>
2. <https://academia.utp.edu.co/quimica2/files/2018/09/quc3admica-la-ciencia-central-brown.pdf>
3. https://quimica247403824.files.wordpress.com/2018/11/quimica_general_petrucci.pdf
4. <https://www.youtube.com/watch?v=k2L-9mp4vGk> (en general)
5. <https://www.youtube.com/watch?v=zo-OjD3mg2Y> (Enlace iónico)

Biblioteca Virtual de la URP.

- 1.- Teijón Rivera, José María - García Pérez, José Antonnio - Olmo López, Rosa María, Química Teoría y problemas.2019. Editorial Tébar FloresMadrid.. <https://elibro.net/es/ereader/bibliourp/124789>
- 2.- Gallego Picó, Alejandrina - Morcillo Ortega, María José. Química Básica.2018. Editorial: UNED - Universidad Nacional de Educación a Distancia.Madrid. <https://elibro.net/es/ereader/bibliourp/48942>