



## SÍLABO DE QUÍMICA

### I. DATOS ADMINISTRATIVOS.

|                               |   |   |
|-------------------------------|---|---|
| 1. Semestre Académico         | : | 2019-I  |
| 2. Ciclo                      | : | I   |
| 3. Código de la Asignatura    | : | CB-0161   |
| 4. N° de créditos             | : | 3   |
| 5. N° de horas teóricas       | : | 1   |
| 6. N° de horas de laboratorio | : | 4   |
| 7. Categoría                  | : | Obligatorio.  |
| 8. Requisito                  | : | Ninguno.  |
| 9. Docente                    | : | Ing. María Serrano Niño<br><a href="mailto:maria.serrano@urp.edu.pe">maria.serrano@urp.edu.pe</a> |

### II. SUMILLA

Es una asignatura teórico-práctico obligatoria en el área de formación profesional básica, que tiene como propósito dar los principios básicos para que el estudiante maneje herramientas que le permita desarrollar y entender, las características, composición y leyes de la transformación de la materia.

La asignatura está dividida en las siguientes unidades de aprendizaje:

1. Estructura del átomo - Tabla periódica.
2. Enlace químico - Reacciones químicas - Estequiometría.
3. Estados gaseoso y líquido.

### III. COMPETENCIAS GENÉRICAS A LAS QUE TRIBUTA LA ASIGNATURA.

- **Pensamiento crítico y creativo** : Manifiesta sentido crítico en la valoración de objetos conceptuales y de hechos, así como de los productos y procesos de su propio trabajo, basado en criterios teóricos y metodológicos, orientándose a la mejora continua. Propone soluciones creativas a los problemas, mediante conocimientos e innovaciones al servicio de la sociedad.
- **Investigación científica y tecnológica** : Realiza investigaciones científicas y tecnológicas rigurosas, con sentido crítico y creativo que generan nuevos conocimientos y resuelven problemas del contexto y/o proponen mejoras para las personas y la sociedad.

### IV. COMPETENCIAS ESPECÍFICAS A LAS QUE TRIBUTA LA ASIGNATURA.

- Describe y reconoce la estructura de los átomos, Analiza su ubicación en la Tabla Periódica. Conoce a los elementos necesarios para la vida y su importancia biológica. Prepara las soluciones ácidas, básicas y salinas. Comprueba el pH de las soluciones, mediante el trabajo experimental en el laboratorio.
- Adquiere hábitos rigurosos de disciplina intelectual y física para llevar adelante el trabajo de investigación, enseñanza y/o gestión en el ámbito de las ciencias biológicas.

### V. LOGRO DE ASIGNATURA.

Conoce el sistema gaseoso y las leyes de su comportamiento. Identifica mezclas gaseosas y gases húmedos. Reconoce las características y propiedades de las soluciones acuosas. Prepara soluciones de diferentes concentraciones. Analiza y aplica el método de titulación Ácido-base. Determina el pH de soluciones acuosas.

## VI. UNIDADES DIDÁCTICAS

| <b>UNIDAD I : ESTRUCTURA DEL ÁTOMO – TABLA PERIÓDICA.</b>  |   |   |
|--|---|---|
| <b>LOGRO :</b><br>Conoce la estructura del átomo, identificando y localizando las partículas sub-atómicas, ubica a los elementos en el sistema periódico, describe propiedades físicas y químicas de los elementos, explica la variación de propiedades periódicas en los grupos y periodos de la tabla periódica. |   |   |
| <b>SEMANAS</b>   | <b>CONTENIDOS</b>   | <b>METODOLOGÍA</b><br>Métodos, técnicas, actividades teóricas , procedimientos experimentales.            |
| <b>1</b><br>Teoría   | <b>Materia, el átomo.</b><br>Clasificación, propiedades y cambios de la materia. El átomo, modelos atómicos, partículas sub-atómicas.   | Motivación, Exposición dialogada.<br><b>LABORATORIO.</b> Material y normas de trabajo experimental.       |
| <b>2</b><br>Teoría   | <b>Isótopos, iones, números cuánticos.</b><br>Identificación de isótopos, formación de iones positivos y negativos. Principios y reglas en la distribución electrónica de los elementos químicos. | Exposición dialogada, descripción , ejercitación.<br><b>LABORATORIO 1.</b> Introducción al laboratorio.   |
| <b>3</b><br>Teoría   | <b>Tabla periódica.</b><br>Símbolos de los elementos, historia y descripción de la tabla periódica moderna, elementos representativos y de transición. Importancia biológica.                     | Retroalimentación.<br>Exposición dialogada.<br><b>LABORATORIO 2.</b> Cambios físicos y químicos.          |
| <b>4</b><br>Teoría   | <b>Propiedades Periódicas.</b><br>Definición y variación de las propiedades periódicas :RA, E I, A E, E N de los elementos representativos.   | Retroalimentación. Proyección en Power Point.<br><b>LABORATORIO 3.</b> Introducción al Sistema Periódico. |
| <b>UNIDAD II : ENLACE QUÍMICO – REACCIONES QUÍMICAS – ESTEQUIOMETRÍA.</b>  |   |   |
| <b>LOGRO :</b><br>Conoce y diferencia los tipos de enlace interatómicos e intermoleculares, da nombre a los compuestos formados, escribe ecuaciones químicas balanceadas ( Redox ) , realiza cálculos estequiométricos en reacciones químicas.   |   |   |
| <b>5</b><br>Teoría   | <b>Enlaces químicos.</b><br>Estructura de Lewis y regla del octeto. Clasificación de los enlaces interatómicos : iónico, covalente, dativo; polaridad de los enlaces. Enlaces intermoleculares.   | Motivación, descripción.<br><b>LABORATORIO . Control 1.</b>   |
| <b>6</b><br>Teoría   | <b>Nomenclatura química.</b><br>Formación, escritura y lectura de compuestos químicos Inorgánicos: óxidos, hidróxidos, ácidos y sales, usando la notación común, IUPAC y Stock.                   | Exposición dialogada, ejercitación de nomenclatura química.<br><b>LABORATORIO 4.</b> Enlace químico.      |

|   |   |   |
|---|---|---|
| <b>7</b><br>Teoría  | <b>Reacciones químicas.</b><br>Estados de oxidación de los elementos y sus cambios en las reacciones químicas. Clasificación y balance de las reacciones químicas por el método redox.  | Motivación, Exposición dialogada.<br><b>LABORATORIO 5.</b> Reacciones químicas.           |
| <b>8</b>  | <b>EVALUACIÓN PARCIAL</b>   |   |
| <b>9</b><br>Teoría  | <b>Transformación de la materia.</b><br>Conceptos de : átomo-gramo, peso atómico, mol-gramo, peso molecular, peso equivalente, N° de Avogadro.<br>Cambios de la materia en las reacciones químicas , relaciones ponderales y volumétricas.              | Motivación, ejercitación.<br><b>LABORATORIO 6.</b> Cambios en la estructura dela materia. |
| <b>10</b><br>Teoría   | <b>Estequiometría.</b><br>Identificación del reactivo limitante, rendimiento teórico y rendimiento porcentual de la reacción química.   | Motivación, solución de problemas.<br><b>LABORATORIO . Control 2.</b>                     |
| <b>UNIDAD III : ESTADOS GASEOSO Y LÍQUIDO.</b>  |   |   |
| <b>LOGRO :</b><br>Conoce el sistema gaseoso y las leyes de su comportamiento. Identifica mezclas gaseosas y gases húmedos. Reconoce las características y propiedades de las soluciones acuosas. Prepara soluciones de diferentes concentraciones . Analiza y aplica el método de titulación Ácido-base. Determina el pH de soluciones acuosas. |   |   |
| <b>11</b><br>Teoría   | <b>Gases ideales.</b><br>Volumen molar, condiciones normales y densidad.<br>Leyes de los gases : Boyle, Charles y Gay Lusaac.<br>Ley de Avogadro. Leyes combinadas. Ecuación de estado del gas ideal.   | Motivación, explicación.<br><b>LABORATORIO 7.</b> Volumen molar.                          |
| <b>12</b><br>Teoría   | <b>Mezclas gaseosas.</b><br>Ley de Dalton y Amagat. Presiones y volúmenes parciales. Gases húmedos, presión de vapor de agua.   | Demostración, resolución de problemas.<br><b>LABORATORIO 8.</b> Soluciones.               |
| <b>13</b><br>Teoría   | <b>Soluciones acuosas.</b><br>Clasificación y componentes de las soluciones. Unidades de concentración Físicas : % en peso, % en volumen, fracción molar. Unidades de concentración químicas : Molaridad, Normalidad. Dilución de soluciones.           | Descripción, resolución de problemas.<br><b>LABORATORIO 9.</b> Neutralización Ácido-base. |
| <b>14</b><br>Teoría   | <b>Neutralización ácido-base.</b><br>Teoría de Arrhenius, condición necesaria para la neutralización ácido-base. Cálculos para determinar la concentración de las soluciones.   | Retroalimentación, solución de problemas.<br><b>LABORATORIO . Control 3.</b>              |
| <b>15</b><br>Teoría   | <b>Equilibrio iónico en soluciones.</b><br>Electrolitos fuertes y débiles, disociación de ácidos y bases. Cálculo de las constantes de ionización $K_a$ , $K_b$ . Constante del producto iónico del agua ( $K_w$ ). Determinación del pH de soluciones. | Motivación, exposición.<br><b>LABORATORIO .</b> Entrega de notas y Promedios.             |

|    |                            |
|----|----------------------------|
| 16 | <b>EXAMEN FINAL</b>        |
| 17 | <b>EXAMEN SUSTITUTORIO</b> |

### VII. VINCULACIÓN CON LA INVESTIGACIÓN, EXTENSIÓN UNIVERSITARIA Y/O PROYECCIÓN SOCIAL.

Temas de investigación formativa.

- Funcion de los elementos químicos en el organismo.
- Principales elementos representativos y de transición y su importancia biológica.
- El agua: Propiedades, contaminación: química, física y biológica.
- Reciclaje de sólidos.
- La fotosíntesis de las plantas.
- El ADN de nuestras células.
- Procesos químicos en el medio ambiente.
- Estudios de los catalizadores biológicos o enzimas.
- Los fertilizantes.
- Ecología química: Estudio de los compuestos químicos de origen biológico.
- La industria de alimentos.
- La química y la biotecnología.

### VIII. EVALUACIÓN.

La asistencia a las clases teóricas y laboratorios es obligatoria.

**Teoría** : Examen Parcial ( E P ).  
Examen Final ( E F ).

**Laboratorio** : Promedios de Previos e Informes ( P I ).  
Promedios de Controles ( P C ).  
Promedio de Laboratorio  $PL = ( PI + PC ) / 2$

**Promedio final** =  $( EP + EF + PL ) / 3$

**FÓRMULA GENERAL DE LA ASIGNATURA :**

$$\frac{((LAB1+LAB2+LAB3+LAB4+LAB5+LAB6+LAB7+LAB8+LAB9) / 8 + (PC1+PC2+PC3) / 3) / 2 + PAR1 + FIN}{3}$$

- En el promedio de previos e informes en el laboratorio, se anula la nota mas baja y se divide entre 8.
- Se realizará un trabajo de Investigación, de 3 o 4 alumnos cuya presentación será impresa con exposición audiovisual. Este trabajo tendrá una nota de 3 puntos, como máximo, sobre el examen final, según el grado de participación de cada integrante del grupo.
- **Equipos :**
  - Computadora.
  - Proyector multimedia.
  - Pizarra, plumones.
  - Laptop.
  - Smartphone.

- **Materiales :**

- Separatas de Problemas.
- Guía de laboratorio.
- Intranet : . Aula Virtual.
  - . Google Académico.
  - . Videos Youtube.

#### **IX. REFERENCIAS.**

- Reboiras M.D., QUÍMICA LA CIENCIA BÁSICA, EDITORIAL THONSON. España, 2006
- Chang Raymond, QUÍMICA, Ed. McGrawHill, 10ª Edición, 2010 , China
- Hein –Arena, FUNDAMENTO DE QUÍMICA- Ed.CengageLearning 12ª edición, México, 2010
- Zumdahl S. – Decoste D.- PRINCIPIOS DE QUÍMICA, Editorial CengageLearning.- 7ª Edición- 2012 – México
- McMURRY JOHN , QUÍMICA GENERAL, Editorial PEARSON EDUCACION S.A.Quinta Edición, México- 2009
- Delgado Ortiz- SolisTrinta,LABORATORIO DE QUÍMICA GENERAL.- Editorial. MCGRAW-HILL Interamericana –México- 2012
- K.TIMBERLAKE.- QUÍMICA, Editorial Pearson Educación , Segunda edición, Mexico , 2008