

| | | | |
|---------------------------------------|--|----------------|------------------|
| ASIGNATURA: INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA | | AÑO: 2018-2019 | CUATRIMESTRE: 2º |
| INTERNATIONAL FOUNDATION PROGRAM | | | |

| PLANIFICACIÓN SEMANAL DE LA ASIGNATURA | | | | | | | | |
|--|----------------------------|--|---------------------------------|---|---------------------------|---|----------------|------------------|
| S E M A N A | S E S I O N | DESCRIPCIÓN | TIPO DE DOCENCIA (marcar con X) | | ESPACIO DISTINTO DEL AULA | TRABAJO SEMANAL DEL ESTUDIANTE | | |
| | | | T e o r í a | P r á c t i c a s | | Descripción | Horas de clase | Horas de trabajo |
| 1 | 1 | PRESENTACIÓN DEL CURSO UNIDAD 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA | X | | | Introducción al Curso. Estructura del curso y Evaluación. Estructura Atómica. Magnitudes Atómicas: Número y Masa Atómicas. Estructura Electrónica. Distribución Electrónica en Niveles de Energía: Números Cuánticos. Configuraciones Electrónicas. | 1,66 | 2,5 |
| | 2 | UNIDAD 1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA UNIDAD 2. ENLACE QUÍMICO | X | | | Organización de los Elementos en la Tabla Periódica. Propiedades Periódicas. Definición de Enlace Iónico, Covalente y Metálico. Estructuras de Lewis. Geometría Molecular: Modelo de Repulsión de Pares Electrónicos de la Capa de Valencia. Polaridad de las Moléculas. | 1,66 | 2,5 |
| | 3 | UNIDAD 2. ENLACE QUÍMICO | X | | | Teoría del Enlace de Valencia. Hibridación de Orbitales Atómicos (sp, sp ² , sp ³). Fuerzas Intermoleculares | 1,66 | 2,5 |

| | | | | | | | |
|---|---|--|---|--|--|------|-----|
| 2 | 4 | UNIDAD 3. CONCEPTOS BÁSICOS. MEZCLAS Y DISOLUCIONES. REACCIONES QUÍMICAS | X | | Concepto de Mol. Relaciones entre Masa, Mol, Número de Átomos, Moléculas e Iones de una especie química. Expresiones de la Concentración de la Disolución. Preparación de una Disolución. Ecuaciones Químicas. Ajuste de Reacciones. Cálculos Estequiométricos: Reactivos, Productos, Riquezas y Rendimientos. Reactivo Limitante en una Reacción. | 1,66 | 2,5 |
| | 5 | UNIDAD 4. TERMOQUÍMICA | X | | PRIMER TEST: Unidades 1-3 Definición y Relación entre las Funciones de Estado; Entalpía (H), Entropía (S) y Energía Libre de Gibbs (G). Entalpias de Formación, Reacción y Enlace. Ley de Hess. | 1,66 | 2,5 |
| 3 | 6 | UNIDAD 4. EQUILIBRIO QUÍMICO | X | | Características de los Procesos Químicos Reversibles. Concepto de Equilibrio y Constante de Equilibrio (K). Determinación de las distintas expresiones para la Constante de Equilibrio (Kc y Kp) para Equilibrios Homogéneos y Heterogéneos. Determinación de la relación entre las Constantes de Equilibrio y los Parámetros Termodinámicos | 1,66 | 2,5 |
| | 7 | UNIDAD 4. EQUILIBRIO QUÍMICO UNIDAD 5. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE | X | | Factores que afectan al Estado de Equilibrio. Principio de Le Chatelier. Definición de Ácidos y Bases. Descripción de Reacciones de Disociación de Ácidos y Bases Fuertes y Débiles. Valoraciones Ácido-Base. Determinación de la constant de Acidez y Basicidad (Ka and Kb). Determinación del pH. | 1,66 | 2,5 |
| 4 | 8 | UNIDAD 5. EQUILIBRIO ÁCIDO-BASE UNIDAD 6: ELECTROQUÍMICA | X | | Neutralización. Hidrólisis de Sales. Disoluciones Reguladoras. Concepto de Oxidación-Reducción | 1,66 | 2,5 |

| | | | | | | | |
|---|----|--------------------------|---|--|--|------|-----|
| 5 | 9 | UNIDAD 6: ELECTROQUÍMICA | x | | Balace de Reacciones Redox por el Método del Ión-Electrón en medio Ácido y Básico. Potencial de Reducción Estándar. Electrolisis | 1,66 | 2,5 |
| | 10 | REVISIÓN | x | | SEGUNDO TEST: Unidades 4-6 Revisión de todas las Unidades | 1,66 | 2,5 |

Subtotal 16,6 25

TOTAL 1 41,6

| | | | | | | | |
|----|--|--|--|--|--|---|---|
| 8 | | Recuperaciones, tutorías, entrega de trabajos, etc | | | | 2 | |
| 9 | | Preparación de evaluación y examen | | | | 2 | 5 |
| 10 | | | | | | | |
| 11 | | | | | | | |

Subtotal 4 5

TOTAL 2 9

TOTAL 50,6