

**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO
ESCUELA NACIONAL PREPARATORIA
No. 3 “JUSTO SIERRA”**

COLEGIO DE QUÍMICA
PRODUCTO DEL SEMINARIO LOCAL DEL TURNO VESPERTINO
CURSO LECTIVO 2008 - 2009

PROPUESTA DEL **PROGRAMA DE QUÍMICA IV ÁREA 2**
UNIDADES I Y II

PROFESORES PARTICIPANTES:

QFB Gabriela Guzmán León

M. en C. Carolina Guzmán Vázquez

I. Q. Catalino Flores Rojas

M. en C. Susana Elizabet Rodríguez Caraza

CONTENIDO DEL PROGRAMA – UNIDAD 1

Nombre de la Unidad	Unidad 1. Líquidos Vitales.
Propósitos de la unidad	<p>Que el alumno:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Identifique la importancia del agua en sus diferentes formas de participación en los fenómenos vitales. 2. Adquiera destreza en el cálculo y preparación de soluciones de distintas concentraciones. 3. Determine experimentalmente el pH de diversas soluciones y lo relacione con su carácter ácido, básico o neutro. 4. Identifique las diferencias entre ácidos y bases fuertes y débiles. 5. Advierta la importancia de las soluciones amortiguadoras en su propio organismo.
Tiempo horas/clase	24 horas/clase

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
14 clases	1.1 Soluciones acuosas.	
1	1.1.1 Estructura de Lewis.	Para comprender el modelo de enlace covalente es necesario revisar el modelo de electrones-punto de los primeros 20 elementos de la tabla periódica. Considerar la ley del Octeto de Lewis.
2	1.1.2 Estructura del agua y poder disolvente.	Emplear la estructura del agua para ilustrar el modelo del enlace covalente entre el hidrógeno y el oxígeno. Describir la polaridad de la molécula de agua para explicar el modelo de disolución de compuestos iónicos.
1	1.1.3 Electronegatividad.	Identificar la variación de los primeros 20 elementos de la tabla periódica para predecir la formación de los dipolos moleculares.

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
1	1.1.4 Puente de hidrógeno.	Aplicar el modelo del dipolo molecular en los hidruros de los grupos 14 al 17 de la tabla periódica para explicar la tendencia de sus puntos de ebullición y particularmente de aquellos compuestos que forman puente de hidrógeno.
1	1.1.5 Puentes de hidrógeno en biomoléculas.	Definir el término de proteína, así como la función que tiene puente de hidrógeno en estas biomoléculas, así como en las bases del ADN (adenina – timina y guanina – citosina).
6	1.1.5 Concentración de soluciones (molar y normal),	Definir los términos soluto y solvente para ejemplificar soluciones saturadas, insaturadas y sobresaturadas. Determinar la cantidad de soluto y solvente que se requieren para preparar en el laboratorio soluciones con diferentes concentraciones tanto <i>Molar</i> como <i>Normal</i> .
2	1.1.6 Dilución de soluciones.	Preparar soluciones a partir de una solución concentrada.
5 clases	1.2 Ácidos y bases.	
2	1.2.1 Escala de pH.	Definir el término de pH de una solución. Dado el valor del potencial de hidrógeno de una solución, determinar la concentración del ión hidrógeno y la concentración del ión hidroxilo, e indicar si la solución es ácida, básica y neutra.
1	1.2.2 Ácidos y bases de Brønsted-Lowry.	Identificar los pares conjugados de ácido-base en ecuaciones de reacciones químicas de varias sustancias. Revisar la reacción ácido-base del agua consigo misma.
1	1.2.3 Neutralización.	Escribir ecuaciones de reacciones químicas de neutralización. Aplicar el balanceo por inspección.

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
1	1.2.4 Fuerza de ácidos y bases.	Se clasifican los ácidos y bases en fuertes y débiles. Escribir las ecuaciones de reacción químicas para la disociación de ácidos fuertes y débiles; identificar la dirección de la reacción.
5 clases	1.3 Plasma sanguíneo.	
3	1.2.5 Titulaciones.	Determinar la molaridad o volumen de un ácido o una base a partir de información de volumetría. Efectuar los cálculos del punto de equivalencia correspondiente en una titulación.
1	1.2.6 Soluciones reguladoras.	Definir que es un sistema amortiguador y describir cómo actúa este tipo de solución reguladora desde un punto de vista cualitativo en reacciones químicas..
1	1.2.7 Control del pH en los fluidos corporales.	Comprender como el plasma sanguíneo es protegido cuando se generan cambios significativos en el pH. Definir e ilustrar el significado de los términos acidosis y alcalosis.

CONTENIDO DEL PROGRAMA – UNIDAD 2

Nombre de la Unidad	Unidad 2. Química para entender los procesos de la vida..
Propósitos de la unidad	<p>Que el alumno:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Adquiera los conceptos fundamentales para comprender la estructura del átomo de carbono en compuestos orgánicos. 2. Adquiera el conocimiento de las principales familias de hidrocarburos: alcanos, alquenos alquinos y aromáticos, con base en su estructura y propiedades. Exprese estos conceptos en forma oral y escrita. 3. Identifique teórica o experimentalmente los grupos funcionales y exprese en forma oral y escrita la relación de estos grupos con las propiedades que les confiere a los compuestos que los contienen. 4. Identifique en forma teórica y práctica las principales reacciones orgánicas y las exprese en forma oral y escrita.
Tiempo horas/clase	62 horas/clase

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
4 clases	2.1 Enlace químico covalente.	
2	2.1.1 Orbital atómico.	Describir que son los niveles de energía, los subniveles y los diagramas de los orbitales atómicos (forma y su orientación); emplear los números cuánticos.
1	2.1.2 Configuraciones electrónicas.	Escribir la configuración electrónica de los primeros veinte elementos, aplicando los principios de construcción (aufbau) y de exclusión de Pauling.
1	2.1.3 Teoría de orbitales moleculares.	Explicar la formación del enlace covalente en función de un cambio de energía potencial de dos orbitales atómicos comienzan a interactuar.

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
18 clases	2.2 Hidrocarburos: alcanos, alquenos, alquinos y aromáticos.	
3	2.2.1 Hibridación de orbitales atómicos.	Explicar la formación de la hibridación sp^3 , sp^2 y sp , así como geometría de los orbitales híbridos. Ampliar la información de la Teoría de Orbitales Moleculares a los enlace sigma (σ) y pi (π) en las posibles interacciones entre dos orbitales p equivalentes.
5	2.2.2 Hidrocarburos saturados o alcanos.	Escribir los nombres de IUPAC y las fórmulas (condensada y estructural) para los alcanos. Introducir el concepto de isómeros estructurales. Revisar la nomenclatura de los grupos alquilo. Analizar las propiedades físicas de los alcanos (punto de fusión, ebullición y densidad). Escribir los nombres de IUPAC y las fórmulas estructurales de los cicloalcanos.
4	2.2.3 Hidrocarburos insaturados – alquenos.	Escribir los nombres de IUPAC y las fórmulas (condensada y estructural) para los alquenos. Introducir el concepto de isómeros de posición (cis y trans). Comparar la reactividad química de alcanos y alquenos. Analizar las propiedades físicas de los alquenos. Escribir los nombres de IUPAC y las fórmulas estructurales de los cicloalquenos.
3	2.2.4 Hidrocarburos insaturados – alquinos.	Escribir los nombres de IUPAC y las fórmulas (condensada y estructural) para los alquinos. Comparar la reactividad química de alcanos, alquenos y alquinos. Analizar las propiedades físicas de los alquinos.
3	2.2.5 Hidrocarburos aromáticos.	Analizar la estructura y la fórmula molecular del benceno. Describir los orbitales del benceno. Escribir la nomenclatura de los principales derivados del benceno. Definir las posiciones orto, meta y para. Analizar las propiedades físicas de los principales derivados del benceno.

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
18 clases	2.3 Grupos funcionales.	
14	2.3.1 Compuestos orgánicos oxigenados – alcoholes, fenoles aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres y éteres.	Definir qué es un grupo funcional. Identificar el grupo funcional y clasificar los compuestos que oxigenados (alcoholes, fenoles, aldehídos, cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres y éteres). Utilizar las estructuras de Lewis para identificar sencillos y múltiples en estos compuestos. Emplear la nomenclatura de IUPAC para identificar los compuestos orgánicos oxigenados, entre ellos a los fenoles y las posiciones orto, meta y para en el anillo bencénico. Describir la diferencia que existe entre los alcoholes primarios, secundarios y terciarios. Comparar la polaridad y solubilidad del agua de los alcoholes y éteres. Reconocer algunos de los isómeros que existen en estos compuestos. Estudiar ejemplos cotidianos, puede ser la producción y la ingesta del etanol, los anestésicos, saborizantes, ácido salicílico, entre otros.
1	2.3.2 Compuestos halogenados.	Identificar el grupo funcional y el prefijo empleado para la nomenclatura. Escribir el nombre de diversos compuestos en los que estén involucrados.
3	2.3.3 Compuestos nitrogenados – aminas, amidas y nitrocompuestos.	Identificar el grupo funcional de los compuestos orgánicos nitrogenados. Utilizar la nomenclatura de la IUPAC para escribir los nombres de estos compuestos. Reconocer las aminas primarias, secundarias y terciarias. Describir las propiedades básicas de las aminas. Investigar algunas aplicaciones de estos compuestos.
22 clases	2.4 Reacciones orgánicas.	
10	2.4.1 Reacciones de adición, de sustitución y de eliminación.	Describir qué es una reacción química. Explicar la reactividad de los enlaces sencillos, dobles y triples. Definir e identificar los átomos o moléculas

HORAS/CLASE	CONTENIDO	DESCRIPCIÓN DEL CONTENIDO
		<p>electrofílicos y nucleofílicos. Teniendo claro los conceptos anteriores, aplicarlos para identificar las ecuaciones de reacciones de adición de un halogenuro de hidrógeno a alquenos y alquinos, ecuaciones de reacciones de adición de agua a alquenos y alquinos y las ecuaciones de adición de hidrógenos a alquenos y alquinos.. Explicar las ecuaciones de reacciones químicas de sustitución. Identificar que los alcanos pueden sufrir reacciones de sustitución. Ejemplificar reacciones de sustitución de alcoholes y de éteres. Definir cuáles son los grupos ácido. Explicar por qué se lleva a cabo las reacciones de sustitución nucleofílica de grupos ácido Ejemplificar las reacciones de cloruros de acilo y ésteres Explicar las ecuaciones de eliminación de halogenuros de alquilo y de deshidratación de alcoholes.</p>
4	2.4.2 Reacciones de condensación e hidrólisis.	<p>Explicar en qué consiste las reacciones de condensación y de hidrólisis. Exponer ejemplos de reacciones de condensación ácida de los ésteres. Ejemplificar reacciones de hidrólisis de amidas y las reacciones de hidrólisis alcalina de los ésteres.</p>
4	2.4.3 Reacciones de oxidación y reducción.	<p>Explicar en qué consisten las ecuaciones de reacciones de reducción y de oxidación. Ejemplificar las ecuaciones de reacciones de reducción de aldehídos y de cetonas. Exponer las ecuaciones reacciones de oxidación de aldehídos.</p>
4	2.4.4 Reacciones de polimerización por adición y condensación.	<p>Definir que es un monómero y un polímero. Identificar la unidad repetitiva del polímero. Revisar las ecuaciones de reacciones de polimerización por adición en la obtención de plásticos y por condensación en la formación de biomoléculas como proteínas.</p>

Bibliografía.

American Chemical Society (2004). *Química. Un proyecto de la ACS*. Editorial Reverté. Barcelona España.

Karen C. Timberlake y William Timberlake (2008). *Química*. Editorial Pearson Educación. 2ª edición. Estado de México, México.

Molly M. Bloomfield (2001). *Química de los organismos vivos*. Editorial Limusa. México, D. F.

Paula Y. Bruice (2007). *Fundamentos de Química Orgánica*. Editorial Pearson Educación. Estado de México, México.

Raymond Chang (2008). *Química general para bachillerato*. Editorial McGraw-Hill Interamericana. 4ª edición. México, D. F.

Robert T. Morrison y Robert N. Boyd (1986). *Química Orgánica. Fondo Educativo Interamericano*. 2ª edición.. México, D. F.

Munuel Oliveros (2000). *Formulación de Química Orgánica para Bachillerato*. Cuadernos de Recuperación. España.

Vanessa Kind (2004). *Más allá de las apariencias. Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química*. Editorial Santillana. México, D. F.