



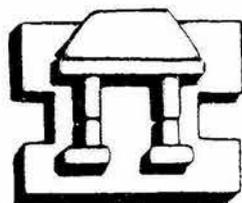
UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MÉXICO

FACULTAD DE ESTUDIOS SUPERIORES
IZTACALA

"EL DESEMPEÑO DEL BIÓLOGO EN EL SISTEMA
DE EDUCACIÓN DEL ESTADO DE MÉXICO".

T E S I S
QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE
B I O L O G O A
P R E S E N T A
NORMA EDITH ARRIAGA CARPIO

DIRECTOR: DR. IGNACIO PEÑALOZA CASTRO



IZTACALA

LOS REYES IZTACALA, TLALNEPANTLA, EDO. DE MÉXICO.

2002.

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



Universidad Nacional
Autónoma de México



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.



U.L.L.M. CAMPUS

DEDICATORIAS

A OMAR

Compañero de mi vida, con amor, por su paciencia, cariño y apoyo incondicional.

A DANIELA Y ABRIL

Mis amadas hijas, en quienes encuentro día con día el motivo de mi existencia.

A MIS PADRES

Con admiración, respeto y entrañable cariño, por la gran labor realizada con todos sus hijos.

AGRADECIMIENTOS

AL DOCTOR IGNACIO PEÑALOSA CASTRO
Por las sugerencias y dirección del trabajo.

AL M. EN C. SERGIO CHAZARO OLVERA
Por todas las facilidades brindadas.

A RUTH Y CARMEN
Por su valiosa ayuda en los trámites.

A TODOS MIS PROFESORES Y COMPAÑEROS
Por formar parte de mi preparación profesional

INDICE

INTRODUCCIÓN

| | |
|---|----|
| Importancia y justificación del trabajo | 1 |
| Reseña histórica del bachillerato propedéutico estatal | 2 |
| Modelos educativos aplicados al sistema estatal | 3 |
| Estructura del plan curricular del bachillerato propedéutico estatal y área de trabajo del biólogo | 10 |

MEMORIA

ZT.

| | |
|---|----|
| Cursos impartidos | 13 |
| Metodología aplicada | 14 |
| Requerimientos administrativos | 16 |
| Problemas que se enfrentan en el quehacer docente | 18 |
| Papel de la preparación profesional | 20 |
| Reconocimientos | 20 |
| Productos | |
| a) Recopilaciones | 21 |
| b) Concursos | 21 |
| c) Organización del laboratorio escolar | 22 |
| BIBLIOGRAFIA | 23 |
| ANEXOS | 24 |

Anexo 1

Formatos de documentos administrativos

Anexo 2

Recopilaciones de Química II

INTRODUCCION

Importancia y Justificación del Trabajo

La docencia, en los diferentes niveles educativos, es una importante fuente de trabajo para el biólogo, por lo tanto es necesario conocer las diferentes opciones que este campo laboral ofrece.

El presente trabajo pretende ser una guía para que el estudiante o egresado de la carrera de Biología que quiera incursionar en la labor educativa, específicamente en el Sistema Estatal del Nivel Medio Superior, tenga una idea general de cómo desenvolverse en esta actividad.

Se proporciona un panorama general de la actividad docente en este sistema en cuanto a: metodología, curricula, características, requerimientos, etc. que se espera constituya una idea clara de cómo desempeñarse como Profesor Horas Clase en este Sistema Educativo.

Se ofrece una recopilación de ejercicios y problemas totalmente adecuados a los programas vigentes hasta el ciclo 2001-2002 para la asignatura de química II que se imparte en el quinto semestre, constituyendo una propuesta susceptible de ser mejorada y modificada, que se piensa puede ser una valiosa herramienta didáctica en la labor docente.

Por otra parte se trata de demostrar la calidad del trabajo docente que hasta la fecha se ha realizado en la Preparatoria Oficial No. 99 en San José Villa de las Flores, Coacalco, Edo. de México a través de la presentación de reconocimientos y material didáctico.

Cabe señalar que debe descartarse la idea de que, la actividad docente es una de las últimas opciones de trabajo para el biólogo, al no presentarse mejores alternativas laborales ya que esta actividad requiere de un fuerte compromiso profesional, porque la relevancia del bachillerato en nuestra época es fundamental, toda vez que se ha constituido en la fase decisiva del futuro laboral o profesional de la población juvenil.

Reseña Histórica del Bachillerato Propedéutico Estatal

* La Reforma de la Enseñanza Superior se da con el establecimiento de la Dirección General de Instrucción Pública en 1883, donde se establecen formalmente los estudios preparatorios.

En los inicios de la Educación Media Superior, Gabino Barrera conjunta las ideas liberales y el positivismo que orienta a la Escuela Nacional Preparatoria, lo cual reafirma más tarde con los ideales de Justo Sierra.

En 1922 se establece el carácter propedéutico de Bachillerato en el plan de estudios para la Escuela Nacional Preparatoria. En 1956 los planes de estudio renuevan sus objetivos con la característica de resaltar los aspectos científicos y formativos del nivel, que desde entonces abarca tres años de duración.

En el año de 1982 debido al gran número de planes de estudio y modalidades existentes y con el objeto de lograr unidad en dicha estructura curricular, se lleva a cabo el Congreso Nacional del Bachillerato en Cocoyoc, Morelos, en donde se establece su carácter formativo e integral así como un tronco común y la característica de ser propedéutico.”⁽¹⁾

Por lo anterior y en el marco del Sistema Educativo Nacional, el Gobierno del Estado de México a través de la Secretaría de Educación, Cultura y Bienestar Social, crea en 1981 el Servicio de Educación Media Superior, implementando para ello y de forma inicial el plan así como los programas de estudio del Colegio de Ciencias y Humanidades.

En 1985, realiza una Reforma del Plan y Programas de Estudio conforme a los acuerdos del Congreso Nacional del Bachillerato celebrado en Cocoyoc, Morelos.

A partir de ese momento se han realizado evaluaciones periódicas⁽²⁾ que han llevado a cabo instancias Educativas Oficiales sobre el funcionamiento y operatividad del servicio que se ofrece en las Instituciones de Educación Media Superior en el Estado de México, que determinaron la necesidad prioritaria de ajustar y reestructurar los Planes y Programas Educativos, implementando un Sistema Curricular en donde la estructura formal de planes y programas de estudio sean un elemento que propicien la congregación de una finalidad esencial: Crear un perfil del bachiller de cara al siglo XXI, con una serie de competencias básicas y campos de conocimiento.

Actualmente ante un creciente sector juvenil mexiquense demandante de Educación Media Superior, que incluye entre sus intereses las expectativas por realizar estudios profesionales, el Estado de México le ofrece, en tal sentido, el Bachillerato General Estatal con 149 escuelas, que se ha constituido –de 1981 a la fecha- en la opción de mayor absorción de matrícula con relación al sector autónomo estatal, federal y particular; lo que implica su permanente revisión y análisis para hacer los ajustes necesarios, bajo la perspectiva de los constantes cambios de nuestra sociedad.

(1) REVISTA EDUCATIVA, AÑO 2 No. 5 SEP -DIC. 1993

(2) Análisis Situacional de la Educación Media superior, Abril 1994
Reunión de Análisis y perspectivas de la educación Media Superior, Mayo de 1994
Foro de Orientación Educativa y Vocacional, Mayo 1993

Modelos Educativos Aplicados al Sistema Estatal

Hasta 1995 en el Bachillerato General del Estado de México el modelo educativo estaba basado en la enseñanza tradicional en donde el docente es portador y transmisor del conocimiento mientras que el alumnado constituía un receptor pasivo.

A principios de la década de los 90's después de realizar diversos foros de consulta y análisis se concluye que existe la necesidad de modernizar el Sistema Educativo Nacional. Respecto a Educación Media Superior se determinan los objetivos del nivel que dicen:

- a) Lograr que los estudios del nivel respondan por su pertinencia a las expectativas y necesidades sociales de sus demandantes
- b) Fortalecer la vinculación de la educación media superior con las necesidades de desarrollo nacional y regional.
- c) Concertar nuevos modelos educativos que permitan una mayor participación y coresponsabilidad de los gobiernos estatales y de la sociedad en su conjunto.

En este contexto, se establecieron, en el Bachillerato Propedéutico Estatal, a partir del ciclo escolar, 1994-1995, directrices que orientarían hacia el logro de una formación integral del Bachiller, permitiéndole acrecentar sus habilidades y destrezas, obteniendo así de manera práctica y concreta los conocimientos individuales. Estas directrices se enmarcaron en el Manual de Metodología Básica y Evaluación que proporciona elementos para desarrollar las habilidades: lingüística, numérica, búsqueda de información e inferencial (educación basada en Competencias), además de construir conocimientos (Constructivismo).

Las competencias incluyen una serie de habilidades, destrezas, aptitudes y conocimientos, que para poder desarrollarlas se hace uso de la aplicación del ensayo, sesión bibliográfica, y método de proyectos.

Ensayo

Género de creación literaria e intelectual, escrito, generalmente sin el aparato, ni la extensión que requiere un tratado sobre la misma materia, trata de un solo tema comúnmente desde un punto de vista personal y connota dominio y conocimiento de lo abordado, reflexiva y críticamente.

PROPOSITOS

Propiciar que el alumno:

- a) Desarrolle habilidades y hábitos de análisis, reflexión y expresión que lo ayuden en la construcción del conocimiento.
- b) Desarrolle competencias lingüística, genéricas y específicas.
- c) Se inicie en el proceso del autoaprendizaje.
- d) Desarrolle la expresión a través del lenguaje escrito claramente en el marco de las asignaturas con objetividad y naturalidad.
- e) Aplique la reflexión, crítica, razonamiento científico e imaginación creativa.

DESARROLLO

I) Planeación

Determinar los ejes temáticos⁽³⁾ en las reuniones de grupo colegiado

Establecer las acciones de programación, elaboración, seguimiento y evaluación de ensayos

II) Ejecución

- Dar a conocer a los alumnos las características y tipo de ensayo a trabajar en la signatura.
- Asesorar en forma continua a los alumnos sobre el contenido y elaboración del ensayo.
- Inducir la asesoría grupal de los ensayos
- Integrar los trabajos concluidos en la carpeta⁽⁴⁾ de cada alumno

EVALUACION

- Establecer mecanismos de seguimiento del trabajo de los alumnos a través de escalas
- Explicar las variables, criterios y gradientes de evaluación
- Llevar el control y seguimiento de los ensayos de acuerdo con la programación.
- Hacer observaciones por escrito en los trabajos.
- Realimentar en el proceso de elaboración del ensayo, a través de asesorías.

VARIABLES

- Cumplimiento oportuno
- Calidad de las fuentes de consulta
- Pertinencia
- Estructura y desarrollo
- Uso de lenguaje
- Uso de sintaxis
- Uso de ortografía y puntuación

Sesión bibliográfica

Tiende a capacitar a los alumnos en la búsqueda de información y desarrolla habilidades en la selección, organización, sistematización, análisis y exposición de materiales (revistas, libros, periódicos, videos, audios, etc.)

(3) Cadena organizada de actividades dominada por un motivo central.

(4) Es la recopilación de los trabajos de los alumnos a lo largo del Bachillerato que permita llevar un seguimiento continuo en los avances en la construcción del conocimiento y desarrollo de competencias de los alumnos

PROPOSITOS

Propiciar que el alumno:

- a) Desarrolle la búsqueda dirigida de documentación
- b) Desarrolle la capacidad de análisis, organización de ideas y síntesis.
- c) Amplie con información documental sus conocimientos de las asignaturas
- d) Haga uso frecuente de las bibliotecas y centros de información.
- e) Practique la comunicación grupal.
- f) Fortalezca su comunicación oral y escrita.

DESARROLLO

I) Planeación

- Elaborar el listado de temas objeto de la búsqueda bibliográfica, considerando el contenido de las asignaturas.
- Capacitar a los alumnos en búsqueda de información, elaboración de fichas, exposición por equipo, comentarios generales.
- Programar las sesiones en concordancia con el calendario escolar.
- Organizar al grupo en equipos (cuatro elementos como máximo) y distribuir funciones.

II) Ejecución

- Asignar a cada equipo las temáticas según calendarización.
- Instruir a los alumnos sobre el procedimiento de cómo y donde buscar información.
- Proporcionar el modelo y la descripción de las fichas
- Revisar la pertinencia del documento.
- Revisar el proceso de elaboración de fichas.
- Facilitar la reproducción de materiales consultados.
- Coordinar la exposición de material bibliográfico.
- Presentar el material (por equipo) en un tiempo aproximado de 10 minutos.
- Propiciar discusiones y debates de grupo en el análisis y exposición de contenidos.

EVALUACION

- Señalar y analizar las variables y gradientes de evaluación en la elaboración de fichas.
- Aplicar los criterios y gradientes para la evaluación de las fichas en la exposición.
- Hacer de manera continua la realimentación, revisión y comentarios (por escrito) de las fichas.
- Valorar la exposición y participación de los trabajos.

VARIABLES

- Constancia en la búsqueda de información
- Cumplimiento
- Análisis de la información
- Calidad en la elaboración de las fichas.
- Pertinencia en la localización del artículo
- Selección de las fuentes de consulta
- Presentación oral
- Conclusiones y/o comentarios

Método de Proyectos

Busca el aprendizaje significativo, considera el contexto real y estimula el pensamiento activo en el alumno, fomenta así el uso del aprendizaje colaborativo, en una serie de actividades planeadas en forma sistemática. El punto de partida es una situación problemática, o bien una necesidad de organización.

PROPOSITOS

Propiciar que el alumno:

- a) Adquiera un método de trabajo útil en los estudios universitarios.
- b) Sea cooperativo y trabaje en equipo.
- c) Fortalezca su iniciativa, confianza en si mismo y sentido de responsabilidad.
- d) Desarrolle el pensamiento creativo
- e) Desarrolle la capacidad de observación para aprovechar la información del medio.
- f) Aplique y compruebe sus saberes en una situación real.

DESARROLLO

I) Planeación

- Elaborar cronograma que incluya los contenidos programáticos y el calendario escolar
- Desprender el tema de los ejes temáticos
- Coordinarse con los docentes de todas las asignaturas para establecer actividades de aprendizaje comunes.
- Delimitar los propósitos y alcances respecto al tema.
- Elaborar un plan de trabajo que aborde actividades y tiempos a desarrollar.

II) Ejecución

- Estimular, orientar y dirigir las actividades propuestas de los alumnos y prever su rumbo
- Encauzar a los alumnos para que programen actividades.
- Coordinar las actividades planeadas de acuerdo con el cronograma.
- Verificar que las actividades respondan a los propósitos del proyecto.
- Explicar las características que deben reunir los informes parciales y final.

- Desarrollar el proyecto
- Difundir los resultados del proyecto..

EVALUACION

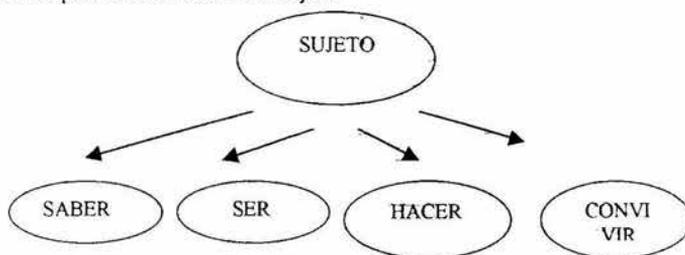
Evaluar el cumplimiento de los objetivos, proceso y producto del proyecto a través de la integración de informes parciales y finales.

VARIABLES

- Participación de cada alumno
- Cumplimiento oportuno de las actividades
- Cumplimiento eficiente de las actividades.
- Presentación de los informes.
- Uso de lenguaje y ortografía en los informes.
- Calidad del resultado o producto

Finalmente se da a conocer en agosto del 2001 el **Plan Maestro**, que se configura en el cotexto del Plan Nacional de Desarrollo 2001-2006 y del Plan de Desarrollo del Estado de México 1999-2005, bajo la orientación y coordinación de la Subdirección de Bachillerato General, instancia creada en el marco de la reestructuración de la Secretaría de Educación, Cultura y Bienestar Social, que tiene como propósito la convergencia de una serie de proposiciones teórico-metodológicas y estratégicas que contribuya a la formación de la juventud mexiquense, fundada en sus necesidades, expectativas así como el uso social de la ciencia y la tecnología.

En la visión de este Plan una competencia académica es la apropiación que el sujeto hace del objeto, asimismo la concibe como la matriz del proceso educativo, capaz de comprometer todos los niveles del aprendizaje y sintetizar de manera creativa todas las dimensiones o aspectos de la acción del sujeto:



La configuración metodológica para el desarrollo de competencias académicas en el bachiller, se sintetiza en la denominada estructura didáctica, entendida como la representación formal y organizada de los elementos constitutivos del proceso educativo institucional. El cual sirve como instrumento para analizar la congruencia del sistema curricular y el proceso institucional.

Los elementos que constituyen a la estructura didáctica son básicamente los siguientes:

- | | |
|------------------|--------------------------------|
| a) Alumno: | Perfil de egreso |
| b) Profesor: | Competencias docentes |
| c) Competencias: | Sistema curricular: Contenidos |
| d) Objetivos: | Finalidades de la formación |
| e) Estrategia: | Proceso de formación |

Esquema de la Estructura Didáctica:



En el esquema anterior se reconocen ciertas relaciones o ejes que expresan la red de articulaciones implicadas en la estructura didáctica del bachillerato general, entre las cuales destacan tres por su importancia:

1.- Eje de enseñanza (profesor-competencias-contenidos-estrategias).

Consiste en la relación creadora y/o recreadora del propio docente con el sistema curricular y las estrategias docentes factibles, como formas de realización y objetivación de la relación.

2.- Eje de aprendizaje (alumno-competencias-contenidos-objetivos)

Entendida como la relación creadora y/o recreadora del estudiante de bachillerato con el sistema curricular y sus finalidades; aquí cabe destacar el protagonismo del alumno como elemento activo en su particular modo de apropiación del currículum, así como de competencias prefiguradas en el mismo.

3.- Eje de la comunicación (alumno-competencias-contenidos-profesor)

Implica la relación constitutiva de los sujetos de la formación –alumnos y profesores- como tales, con base a una propuesta de formación contenida en el sistema curricular del Bachillerato General; mismo que organizado en torno a competencias se propone la construcción de una relación dialógica o comunicativa entre los participantes.

Por tanto, se propone la configuración e implementación de una renovación curricular en un proceso que implica determinadas fases que adquieren sentido y concreción en una serie de líneas de acción.

Lo anterior redundará en el fortalecimiento de la formación integral del alumno dando significado a los cuatro pilares de la educación:

- El saber
- El saber ser
- El saber hacer, y
- El saber convivir

IZT.



U.N.A.M. CAMPUS

**Estructura del Plan Curricular del Bachillerato Propedéutico Estatal y
Área de Trabajo del Biólogo**

Considerando el proceso enseñanza-aprendizaje del sistema curricular, la acción escolar en las instituciones del Sistema Educativo Estatal se dirigirá a:

- a) Desarrollar en los estudiantes una estructura cognoscitiva que le permita la asimilación ordenada de saberes.
- b) Desarrollar los conocimientos de los estudiantes, evidenciados como las competencias requeridas para desenvolverse en su entorno.
- c) Formar en el alumno las actitudes, habilidades y destrezas que lo estimulen al autoaprendizaje y la autogestión.
- d) Fomentar la capacidad de abstracción e interés por la actitud científica.
- e) Desarrollar en el Bachiller el manejo de códigos y lenguajes lógicos para poder procesar información.

Para lograr una mejor comprensión de la concurrencia de las áreas curriculares en el desarrollo de una metodología multidisciplinaria que permita una conexión vertical y transversal de contenidos tal y como se presenta en el siguiente cuadro.

| AREA CURRICULAR | MATERIA | ASIGNATURA |
|---------------------------------|---|--|
| LENGUAJE Y COMUNICACION | <p>Etimologías Lectura y Redacción</p> <p>Metodología</p> <p>Inglés</p> | <p>Etimologías Taller de Lectura y Redacción I Taller de Lectura y Redacción II Métodos y Técnicas de Investigación I** Métodos y Técnicas de Investigación II** Inglés I Inglés II Inglés III</p> |
| CIENCIAS SOCIALES Y HUMANIDADES | <p>Arte</p> <p>Filosofía</p> <p>Ciencias Sociales</p> <p>Evolución Nacional</p> | <p>Artes Visuales Lógica Filosofía Ética Antropología Sociología Economía Historia Universal Historia de México Nociones de Derecho Positivo Mexicano Estructura Socioeconómica y Política de México</p> |

| AREA CURRICULAR | MATERIA | ASIGNATURA |
|-------------------------------------|---|--|
| MATEMÁTICAS | | Computación Algebra I Algebra II Trigonometría Geometría Analítica Cálculo Integral y Diferencial Estadística |
| CIENCIAS NATURALES Y EXPERIMENTALES | Física Química Biología Hombre y Medio Tecnología | Física I* Física II* Física III* Química I* Química II* Biología General* Biología Humana* Ecología* Geografía* Psicología Innovación y Desarrollo Tecnológico |
| FORMACION COMPLEMENTARIA | Habilidades Cognitivas Servicios Cocurriculares | Fundamentos de la Cognición Comprensión y Razonamiento Verbal Análisis de Problemas y Toma de Decisiones Orientación Educativa Servicio y Asesoría de Cómputo Educación para la Salud* Educación Artística Educación Física |

* Asignaturas que corresponden al perfil profesional del Biólogo

** Asignaturas que podrían ser impartidas por un Biólogo pero que no aparecen dentro del perfil profesional.

El biólogo puede incursionar en la labor educativa a partir del 1° semestre con Educación para la Salud curso que se extiende hasta el 4° semestre con una carga horaria de 1 hr semanal; en el 3° semestre con las asignatura de Física I (carga horaria de 5 hrs semanales); en el 4° semestre con las asignaturas de Física II, Química I y Biología General (con carga horaria de 5 hrs semanales para cada una); 5° semestre con las asignaturas de Química II y Biología Humana(carga horaria 5 hrs semanales cada una); por último en el 6° semestre con Ecología que tiene una carga horaria de 5 hrs semanales.

El máximo de horas que se pueden cubrir por turno son 28 horas clase, número de horas que es muy raro sean asignadas a un interino, dado que son plazas reservadas para normalistas.

Es evidente que el campo de desempeño del biólogo son primordialmente las Ciencias Naturales y Experimentales.

MEMORIA

Cursos Impartidos

Durante el tiempo que se ha laborado en la Preparatoria Oficial No. 99, se ha incursionado en casi todas las asignaturas que competen al perfil profesional del biólogo excepto Física III. A continuación se presenta una tabla en la que se especifica la asignatura, semestre, ciclo escolar y turno de impartición.

| ASIGNATURA | SEMESTRE | CICLO ESCOLAR | TURNO |
|-------------------------|----------|---------------|---------------------|
| Física I | 3° | 95-96 | Matutino |
| Física II | 4° | | Matutino |
| Química I | 4° | | Matutino |
| Educ. para la Salud I | 1° | 96-97 | Matutino |
| Educ. para la Salud III | 3° | | Matutino |
| Biología Humana | 5° | | Matutino |
| Biología General | 4° | | Matutino |
| Educ. para la Salud II | 2° | | Matutino |
| Educ. para la Salud IV | 4° | | Matutino |
| Química II | 5° | 97-98 | Matutino |
| Química I | 4° | | Matutino |
| Ecología | 6° | | Matutino |
| Química II | 5° | 98-99 | Matutino-Vespertino |
| Química I | 4° | | Matutino-Vespertino |
| Ecología | 6° | | Matutino |
| Química II | 5° | 99-2000 | Matutino-Vespertino |
| Química I | 4° | | Matutino-Vespertino |
| Ecología | 6° | | Matutino-Vespertino |
| Laboratorista | | | Matutino-Vespertino |
| Química II | 5° | 2000-2001 | Matutino-Vespertino |
| Química I | 4° | | Matutino-Vespertino |
| Ecología | 6° | | Matutino |
| Química II | 5° | 2001-2002 | Matutino |
| Química I | 4° | | Matutino |
| Ecología | 6° | | Matutino |

Metodología Aplicada

De la metodología básica propuesta a partir de 1994 se han usado principalmente los mapas conceptuales y el método de proyectos. En algunas materias se ha aplicado la sesión bibliográfica y el ensayo, por ejemplo en biología humana y ecología respectivamente.

Mapas conceptuales

Se han usado como repaso al término de una unidad, los alumnos a veces de manera individual y en ocasiones por equipo enlistan todos los conceptos importantes de una unidad, los jerarquizan (que incluye a que) y los relacionan a través de conectores o palabras de enlace, brindando un panorama teórico general de la unidad que puede ser usado como guía de estudio.

Método de Proyectos

Ha consistido en desarrollar pequeños proyectos de investigación científica con duración de un semestre, por equipos de 6 alumnos máximo, los cuales se desarrollan en tres etapas:

- a) Anteproyecto: en este se incluye el título del proyecto, los objetivos, la hipótesis, la introducción, la justificación, el diseño experimental (materiales, actividades y pruebas matemáticas) y la bibliografía. Este anteproyecto es entregado en la fecha de la primera evaluación parcial. Es revisado, corregido y devuelto al alumno para que sea modificado y realizado.
- b) Avance: Se evidencia a través de un reporte escrito de las actividades y resultados obtenidos hasta la fecha del segundo parcial.
- c) Reporte Final: consiste en entregar un informe escrito y gráfico (generalmente fotografías) que presenta toda la estructura del anteproyecto al que se anexan: resultados, análisis de resultados y conclusión. La fecha de entrega es la tercera evaluación parcial.

El desarrollo de estos proyectos ha permitido elegir los mejores y presentarlos en el concurso "¿Cómo se hace la Ciencia?", estos proyectos han sido elaborados en las materias de química, en educación para la salud, biología general y humana, ecología y física.

Se han expuesto también a la comunidad estudiantil a través de ferias científicas internas o en las semanas culturales organizadas cada año en la Institución.

Sesión Bibliográfica

Esta metodología se aplicó en las materias de química y biología humana, pero con ciertas modificaciones. En ella el alumno realiza su investigación acerca de un tema y elabora dos tipos de fichas de trabajo de texto y de resumen y es a partir de estas fichas que realiza su participación oral en clase en el desarrollo del tema de manera conjunta con el profesor a través de una lluvia de ideas, complementando la explicación del tema con una serie de acetatos y diagramas. Se evaluó a través de la participación y elaboración de los ficheros.

Ensayo

Sólo se han aplicado en la materia de ecología como actividad final, una vez concluido el curso el alumno cuenta con la información necesaria para poder opinar acerca de la situación ambiental y el papel que cada uno de nosotros está obligado a desempeñar para la conservación del ambiente.

Otras técnicas aplicadas

- Lecturas

Tienen el objetivo de acercar al alumnado a la lectura de temas científicos a través de artículos ligeros de revistas como "¿Cómo ves?, Muy Interesante, Conozca Más" principalmente. El alumno realiza la lectura de un artículo, generalmente propuesto por el profesor, elabora un resumen y comentario personal. Cada 15 días se hace la entrega de un artículo, tomándose en cuenta para su evaluación, finalmente el artículo es comentado en clase y se da oportunidad de verter una opinión personal.

- Artículos de periódicos

Tienen el objetivo de acercar al alumno a analizar la situación ambiental en el país y el mundo buscando la creación de una conciencia ecológica que insida en un cambio de hábitos.

Se han usado en la materia de ecología en la que se pide al alumno entregar un artículo periodístico, con su comentario acerca de situaciones ambientales.

Requerimientos administrativos

A) INGRESO

Para ingresar a laborar en el sistema se tienen dos opciones, una se hace la solicitud directamente en la escuela en la que se pretende trabajar con los Directivos y son ellos quienes pueden elaborar la propuesta de plaza que debe ser autorizada por el Departamento. Generalmente las propuestas son enviadas a la Ciudad de Toluca en el mes de mayo, para que esta proceda debe, obviamente, existir la vacante. Dependiendo de la Institución se puede pedir una clase muestra con la que se determina si se propone o no para el puesto al interesado. El universitario que aspire a una plaza actualmente se pide como requisito el título y al ingresar tiene categoría de interino. En el sistema existen tres categorías interino, supernumerario, y base.

La primera categoría es un contrato por un año, con un sueldo de \$177.40 la hora semana mes, la categoría supernumerario es un contrato indefinido con el mismo sueldo que el interino y la categoría base es un contrato indefinido con un sueldo de \$223.9 la hora semana mes.

La segunda opción es hacer la solicitud a través del Sindicato de Maestros al Servicio del Estado (S.M.S.E.M) en las instalaciones ubicadas en la Ciudad de Toluca, Edo. de México.

B) DOCUMENTACION REQUERIDA POR LA INSTITUCION

1.- Listas de asistencia.- Son proporcionadas por la Institución y revisadas cada mes con el total de faltas por alumno y las clases dadas. Es importante el registro de la asistencia porque según el reglamento el alumno puede irse a primer examen extraordinario por faltas con un 16% de inasistencias, a segundo examen extraordinario quienes acumulen durante el semestre entre un 25% y hasta un 40% y a título de suficiencia con más de un 40% de inasistencias.

2.- Cronogramas semestrales.- Se entregan por materia al inicio del semestre y consiste en una calendarización de los temas y evaluaciones parciales y final, con la finalidad de dosificar el tiempo para cada tema.

3.- Planes de clase semanales.- Es la organización y planeación de las actividades enseñanza-aprendizaje a realizar durante una semana, que incluye el objetivo, los temas, las actividades del profesor y alumno el tiempo (no. de sesiones), la metodología a aplicar, la evaluación, la escala, la bibliografía y la escala de evaluación. El formato es diseñado por la Institución y se entrega al finalizar la semana.

4.- Cuadros de calificaciones F₁.- Son formatos en los que se reportan las evaluaciones parciales (son dos), la final y la definitiva, así como las inasistencias por evaluación parcial, el total de faltas y el porcentaje de inasistencias. Se llenan por materia cada semestre.

5.- Papeletas de reprobados.- Es un listado de reprobados por materia y turno para llenar el acta de examen extraordinario.

6.- Actas de exámenes extraordinarios y a título de suficiencia.- Incluyen los datos generales, nombre del alumno y calificación obtenida.

7.- Exámenes y guías de estudio.- Son solicitados los proyectos de examen para la revisión por parte del departamento de orientación con quince días de anticipación. Se requieren dos exámenes parciales, un final y los extraordinarios y a título de suficiencia que sean necesarios. El examen a título requiere de un examen oral que se lleva a cabo en presencia de tres sinodales, el orientador y un directivo. Cada examen debe tener una guía de estudio que se debe proporcionar al estudiante con anticipación para su resolución.

En caso de ser exámenes de regularización el docente tiene la obligación de dar asesorías a los alumnos fuera de su horario de trabajo.

8.- Evaluación.- Son tres periodos de evaluación y el promedio de los tres da lugar a la calificación definitiva. En caso de que el alumno tenga dos calificaciones reprobatorias está automáticamente en extraordinario aunque el puntaje le sea suficiente (mínimo 18 puntos). Cada evaluación debe ser el resultado de una evaluación continua (escala: trabajos, ejercicios, participaciones, tareas, etc) y el examen de conocimientos correspondiente. Si el docente labora en ambos turnos está obligado a entregar dos versiones diferentes de examen.

En el anexo 1 se presentan los formatos de los documentos antes mencionados.

Problemas Que Se Enfrentan en el Quehacer Docente

La formalización del quehacer docente requiere incursionar en el área de la Pedagogía desde lo más básico como, dinámica y técnicas grupales, hasta teorías del aprendizaje y modelos educativos con una fundamentación filosófica determinada, de lo cual obviamente no hay antecedente en la curricula profesional. Lo que constituye una de las primeras situaciones que se deben resolver. En el sistema estatal se imparten cursos de actualización docente que permiten iniciarse en el estudio de estos aspectos, por lo menos en los de aplicación inmediata.

En el ámbito educativo estatal existe cierta rivalidad entre egresados normalistas y universitarios, los primeros plantean que al universitario le falta la preparación pedagógica, y los segundos que el nivel de conocimientos en el normalista no es suficiente. Durante el tiempo que se ha laborado se ha encontrado gente con una gran capacidad profesional en ambos grupos y también en ambos existen quienes no entienden el compromiso e importancia de su labor.

El problema que existe entre universitarios y normalistas es que el universitario forzosamente pasa por la categoría de interino (en la que puede durar de 1 hasta 5, 6 o más años), supernumerario y finalmente se asigna la base y el normalista si es egresado de las normales estatales se le asignan horas base obligatoriamente lo que provoca el desplazamiento de universitarios interinos, no importando la antigüedad en el puesto.

El número de alumnos por grupo es el problema generalizado de la educación pública, lo que dificulta una atención del alumno más eficiente, afectando así su aprovechamiento académico.

Los contenidos programáticos son muy extensos y el tiempo para cubrirlos no es suficiente lo que plantea la disyuntiva de cubrir todo el programa pero no con la profundidad necesaria para el nivel o bien cubrirlo parcialmente pero con el nivel académico necesario. Lo que nos obliga a fijar objetivos precisos que se desean lograr en el alumno de acuerdo a la asignatura.

Es importante mencionar como característica particular del alumnado del bachillerato propedéutico estatal que presenta una mayor inclinación hacia las Ciencias Sociales y Humanidades (el 40.06% de los egresados demandan estas carreras) mientras que las ingenierías y ciencias exactas ocupan el tercer lugar con un 24.55% del cual solo 4.63% pertenece a las ciencias químico-biológicas y un 2.93% a las ciencias del mar, tendencia que prevalece en las generaciones subsiguientes. Aunando a lo anterior la predisposición del alumno por experiencias pasadas con la asignatura y en algunos casos que no existe la habilidad para el área, la dificultad para motivar al alumnado al aprendizaje de las ciencias es grande.

En especial en el área de química nos encontramos la enorme desventaja de no incluir en los contenidos temas que son requeridos para el ingreso a nivel superior (equilibrio químico, electroquímica, etc) que serían motivo de un tercer curso de química de manera similar a lo que se imparte en física.

Otra situación es que no se dan las horas necesarios de apoyo de laboratorista, ya que los nombramientos no cubren las necesidades de las escuelas lo que restringe, en ocasiones el uso del laboratorio en el que también falta material y equipamiento.

A pesar de estas situaciones debe tenerse la consigna de desarrollar un trabajo profesional y lo mejor realizado posible.

Papel de la Preparación Profesional

La preparación académica universitaria recibida a la carrera de biólogo es suficiente para impartir clases en este nivel, siendo una ventaja primordial el carácter de investigador que permite por una parte abordar y preparar los contenidos programáticos para impartir la clase sin ninguna dificultad. Es decir aunque no se cuente con los saberes específicos se tiene la capacidad de consultar diversas fuentes hasta comprender los conceptos de mayor nivel de conocimientos asegura el dominio hasta los temas, característica primordial que impacta en el manejo y conducción de los grupos hacia el aprendizaje.

Por otro lado se pueden desarrollar sin problemas pequeños proyectos de investigación, como parte de la metodología para desarrollar las competencias correspondientes al área de las ciencias naturales y participar en los diversos concursos de *confrontación científica*.

Podemos decir que el biólogo cuenta con la preparación necesaria para impartir clases a este nivel superior.

RECONOCIMIENTOS

A lo largo de los seis ciclos escolares concluidos se han obtenido algunos reconocimientos a la labor docente desarrollada. Estos van desde reconocimientos por participación en conferencias y cursos hasta la calidad del trabajo académico los cuales se presentaron con el objetivo de validar el nivel de la actividad desempeñada.

PRODUCTOS

a) Recopilaciones

Se presenta parte de las recopilaciones de ejercicios para la asignatura de química II, que se han ido preparando y capturando a lo largo de los cursos con la finalidad de proporcionar al estudiante una herramienta que fomente el autoaprendizaje y facilite la labor docente. (Anexo 2)

b) Concursos

A partir del ciclo escolar 96-97 se ha participado en el concurso ¿Cómo se hace la Ciencia? y a partir del ciclo 99-2000 en el Maratón del Conocimiento, ambos concursos ocurren en fase Escolar, Zona, Región, y Estatal.

En la siguiente tabla se presentan los resultados obtenidos:

| CONCURSO | PROYECTO/ASIGNATURA | LUGAR OBTENIDO | CICLO ESCOLAR |
|---|---|--|---------------|
| Confrontación de conocimientos con escuelas particulares. | FISICA | Primer lugar | 96-97 |
| ¿Cómo se Hace la Ciencia? | "Modelo electrónico de la audición" BIOLOGIA HUMANA | Primer lugar a nivel zona | 96-97 |
| ¿Cómo se Hace la Ciencia? | "Efecto de la temperatura en crecimiento de tibicos" QUIMICA | Primer lugar a nivel zona | 98-99 |
| ¿Cómo se Hace la Ciencia? | "Niveles de ruido en las principales avenidas de Villa de las Flores, Coacalco, Edo. de México" ECOLOGIA | Tercer lugar a nivel zona | 99-2000 |
| 2° Maratón del Conocimiento | QUIMICA | Primer lugar y dos segundos lugares (empate) a nivel zona. | 99-2000 |
| 3 ^{er} Maratón del Conocimiento | QUIMICA | Tercer lugar a nivel zona | 2000-2001 |

C) Organización del Laboratorio Escolar

A partir del ciclo escolar 99-2000 la Institución contó con laboratorio escolar, participando en la organización del mismo, se colaboró en:

- a) Inventario y prueba del material y equipo recibido
- b) Determinación de necesidades para su funcionamiento
- c) Elaboración del reglamento de laboratorio
- d) Diseño de los vales de material y bitácora
- e) Recopilación de prácticas para las diferentes asignaturas

En el primer semestre se dejó el laboratorio listo para funcionar, utilizándose hasta el segundo semestre del año debido a la falta de instalaciones (gas, eléctrica y agua), comenzándose a trabajar sin ellas.

BIBLIOGRAFIA

Subdirección de Bachillerato General. Plan Maestro (Bases y líneas de trabajo para el bachillerato general 2001-2005). Toluca, México, Agosto, 2001.

Preparatoria Of. No. 99. Manual Operativo para Docentes. Coacalco, Edo. Méx. 2000.

Departamento de Educación Media Superior. Manual de Metodología Básica y Evaluación. Toluca, Edo. Méx. 1995

ANEXOS

ANEXO 1

METODOLOGIA DEL TRABAJO EN EL SEGUNDO SEMESTRE, CICLO ESCOLAR 2001-2002

METODOLOGIA A UTILIZAR.

FORMAS DE ORGANIZAR EL GRUPO.

ACTIVIDADES EXTRACLASES (PARA EL DESARROLLO DEL TRABAJO DEL GRUPO). NOTA: ANOTAR SI SE TRABAJARON VISITAS DIDÁCTICAS GRUPALES O INDIVIDUALES.

EVALUACION (% DE ESCALA, BATERIA PEDAGOGICA-PROYECTO).

BIBLIOGRAFIA BÁSICA (QUE DEBERA SER UTILIZADA POR EL ALUMNO) NOTA: COLOCAR CON ROJO LA BIBLIOGRAFIA QUE NO SE ENCUENTRE EN LA BIBLIOTECA.

SUBDIRECCION ESCOLAR

Vo. Bo.
DIRECCION ESCOLAR

PROFRA. LIDIA MEDINA GONZALEZ

PROFRA. MARIA LAURA FRAGOSO VIDAL

NOTA: ESTE FORMATO ES UNA SUGERENCIA QUE DEBE SER REVISADA Y ADECUADA (EN FORMA INDIVIDUAL) PARA QUE LA PLANEAÇÃO DIDÁCTICA CUMPLA CON EL OBJETIVO DE SER REALMENTE FUNCIONAL PARA EL PROFESOR Y POR CONSIGUIENTE BENEFICIE A NUESTROS ALUMNOS. PARA SU ADECUACIÓN SE RECOMIENDA REVISE EL DOCUMENTO: CUADERNO DE APOYO DIDÁCTICO "APRENDIZAJE SIGNIFICATIVO". AUTORA MTRA. GRACIELA TAPIA MEDINA

SUGERENCIA DE PLAN DE CLASE

PROFR. _____ ASIGNATURA _____ GRADO _____ GRUPO _____

| | |
|--|-----------------------------|
| TEMA: | |
| OBJETIVO: | |
| DESARROLLO DE LA CLASE (ACTIVIDADES QUE REALIZARA EL ALUMNO): | No. DE SESIONES |
| ACTIVIDADES EXTRACLASE Y EVALUACION DEL CONOCIMIENTO, HABILIDAD LOGRADA: | FECHA DE ENTREGA DE TRABAJO |
| CONOCIMIENTO CIENTIFICO (QUE DEBE ADQUIRIR EL ALUMNO): | |
| BIBLIOGRAFIA Y RECURSOS DIDÁCTICOS REQUERIDOS: | |
| ESTRATEGIA METODOLOGICA: | |

ANEXO 2

CUADERNILLO DE EJERCICIOS

QUIMICA

PROFRA: NORMA EDITH ARRIAGA CARPIO

NOMBRE: _____

GRUPO: _____ N.L. _____ TURNO: _____

OBJETIVOS DEL CURSO

A) Comprender la importancia y trascendencia que tiene la Química Orgánica en el desarrollo científico, tecnológico y económico del país.

B) Valorar la utilidad de los compuestos y soluciones químicas.

UNIDAD I

ESTEQUIOMETRIA

OBJETIVO: Aplicar los conceptos fundamentales de química para realizar cálculos estequiométricos de compuestos orgánicos.

TEMARIO

1.- Estequiometría

- a) Concepto de mol y número de Avogadro**
- b) Cálculos estequiométricos en reacciones químicas**
- c) Composición porcentual**
- d) Fórmula mínima y molecular**

ESTEQUIOMETRIA

La palabra se deriva del griego "stoicheion" primer principio o elemento y "metron" que significa medida. Puede ser de dos tipos.

a) Estequiometría de la composición.- Describe las relaciones cuantitativas entre los elementos de los compuestos como: pesos moleculares y composición porcentual.

b) Estequiometría de la reacción.- Es el estudio de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos de un proceso químico. Estas relaciones pueden ser de tres tipos:

- 1) Masa-masa
- 2) Masa-volumen
- 3) Volumen-volumen

Antes de proceder a la resolución de problemas estequiométricos deben repasarse algunos conceptos fundamentales.

UNIDADES QUIMICAS

Peso molecular (Peso fórmula)

Es la suma de los pesos atómicos de los elementos que forman a un compuesto, cada uno multiplicado por el número de veces que aparece en la sustancia.

Por ejemplo:

$$\begin{array}{l} \text{P.M. O}_2 \quad \text{es} \quad 2 \times 16.0 = 32.0 \text{ uma} \\ \text{P.M. KMnO}_4 \quad \text{es} \quad \quad \quad 158.04 \text{ uma} \end{array}$$

$$\text{K} = 1 \times 39.10 = 39.10 \text{ uma}$$

$$\text{Mn} = 1 \times 54.94 = 54.94 \text{ uma}$$

$$\text{O} = 4 \times 16 = \frac{64.00 \text{ uma}}{158.04 \text{ uma}}$$

Mol y Número de Avogadro

A veces es conveniente contar las cosas que se manejan y otras ocasiones es mejor medirlas. Por ejemplo: Si a la orilla de un río se arrojan piedras a un bote flotante se cuentan el número de piedrecillas para dar razón de acierto que se tenga, pero si se quiere ordenar grava para la construcción de una autopista nadie dirá que quiere 3.6×10^5 granos de ella, se ordenarían 6 carros o 4 toneladas esperando que la cantidad pedida por volumen o peso sea la necesaria.

El asunto es que cuando el número de unidades es demasiado grande es más fácil hacer una valoración por volumen o peso.

Aún la porción más pequeña de materia que puede manejarse seguramente contiene un número enorme de átomos, por lo tanto la unidad usada para cantidad de sustancia es el mol en el SI.

Un MOL.- Es la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades(átomos, moléculas, o iones) como átomos hay en exactamente 0.012 kg de átomos de carbono-12 puro.

Este número es el número de Avogadro y vale:

$$1 \text{ mol} = 6.0221367 \times 10^{23}$$

La masa de un mol en gramos es numéricamente igual al peso molecular de esa sustancia en una. Las fórmulas de los elementos o compuestos sirven para:

- Identificar al elemento o compuesto
- Representar un átomo o molécula
- Representar un mol de átomos o moléculas

El uso del concepto de mol nos permite establecer una variedad de relaciones cuantitativas en los procesos y mediciones químicas.

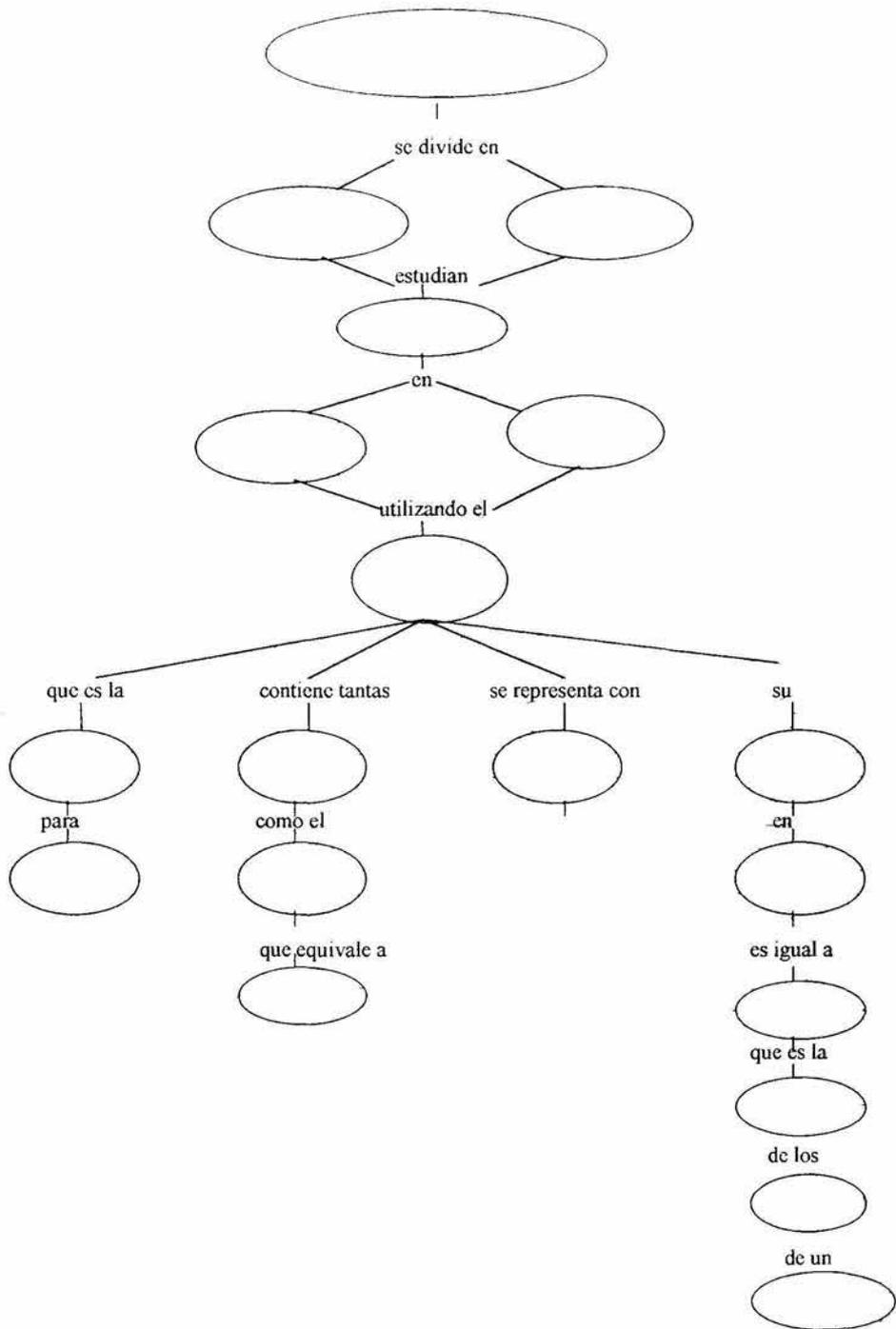
Falta página

N° 7

CONCEPTO DE MOL- NO. DE AVOGADRO

INSTRUCCIONES: ORGANIZA LOS SIGUIENTES CONCEPTOS EN EL ESQUEMA DE MAPA CONCEPTUAL QUE SE TE PROPORCIONA.

- 1.- Compuesto
- 2.- Cantidad de sustancia
- 3.- Suma
- 4.- Masa
- 5.- Gramos
- 6.- Relaciones cuantitativas
- 7.- Mol
- 8.- Estequiometría
- 9.- Reacciones químicas
- 10.- Pesos atómicos
- 11.- Partículas
- 12.- Unidad
- 13.- No. de Avogadro
- 14.- Estequiometría de la composición
- 15.- Compuestos
- 16.- Estequiometría de la reacción
- 17.- Fórmulas
- 18.- Peso molecular
- 19.- NaCl = 58.5 g
- 20.- 6.023×10^{23}



MASA MOLECULAR

INSTRUCCIONES: Complete el siguiente cuadro:

| SUSTANCIA | FORMULA | MASAS ATOMICAS | MASA X SUBINDICE | PESO MOLECULAR |
|----------------------|---------|----------------|------------------|----------------|
| Dióxido de azufre | | | | |
| Acido fosfórico | | | | |
| Bromito de vanadio V | | | | |
| Acido manganico | | | | |
| Sulfuro de plata | | | | |
| Acido fluorhídrico | | | | |
| Nitrato de plomo II | | | | |
| Hidróxido de bario | | | | |

CONCEPTO DE MOL-NO. DE AVOGADRO

- 1.- ¿Cuántas moléculas de bicarbonato de sodio (NaHCO_3) están contenidas en 2.0 lb de soda de hornear?
- 2.- En el desarrollo de un procedimiento para mejorar la hidrogenación de aceites vegetales a fin de obtener mantequilla para uso en culinaria, un investigador químico utilizó 5.0 moles de aceite (fórmula masa 568) y 3.2 g de platino como catalizador. ¿Cuántos gramos de aceite fueron empleados? ¿Cuántas moles de platino?
- 3.- El fulminato de mercurio $\text{Hg}(\text{CNO})_2$ es un explosivo muy sensible al choque y que se usa en la fabricación de fulminantes. ¿ Cuántos gramos de este compuesto corresponden a cinco moles ? ¿Qué cantidad de partículas contiene?
- 4.- La preparación del fulminato de mercurio es peligrosa. No solamente el producto es altamente explosivo sino que debe trabajarse con mercurio líquido(que emite vapores peligrosos) y ácido nítrico concentrado(sumamente corrosivo): En una prueba de ensayo se emplearon 25 moles de ácido nítrico y se obtuvieron 207 gramos de fulminato de mercurio. ¿Cuántos gramos de ácido nítrico fueron usados?¿Cuántas moles y moléculas de $\text{Hg}(\text{CON})_2$ resultaron?
- 5.- El líquido propulsor para cohetes utilizado en el lanzamiento de los satélites Geminis es una mezcla de hidracina y tetraóxido de dinitrógeno como oxidante . Se planeó un motor de ensayo para que funcionara con 18 moles de hidracina (N_2H_4). ¿ Cuántos gramos de hidracina fueron necesarios?
- 6.- Una mezcla de hidracina/tetraóxido de dinitrógeno se inflama espontáneamente. Tales preparaciones se denominan "hipergolic". ¿Cuántas moléculas de tetraóxido de dinitrógeno son necesarias para preparar un propulsor hipergólico si se emplean 150 g del mismo?

7.- Una conocida marca comercial de sal yodada contiene 0.01% en peso de yoduro de potasio. ¿Cuántas moles de KI se encuentran en un paquete ordinario de esta sal cuyo peso es de 800 g?

8.- La ponzoña de la abeja común es una mezcla acuosa de diferentes compuestos. Entre estos está la histamina (que se puede neutralizar con antihistamínicos) en un porcentaje que puede llegar al 0.013% en peso. En promedio el aguijón de una abeja puede inocular en la víctima aproximadamente 35 mg de ponzoña. ¿Cuántas moléculas de histamina, $(C_5H_7N_3)NH_2$ son inoculados en promedio en cada picadura de abeja?

9.- La descomposición controlada de 120 g de nitrato de amonio produjo 54 g de agua y una cantidad de monóxido de dinitrógeno (gas hilarante) equivalente, en moles, a la mitad de moles de agua formada. ¿Cuál fue la masa de monóxido de dinitrógeno que se produjo?

10.- En reposo, los músculos esqueléticos de los mamíferos contienen en promedio 375 mg de ATP ($C_{10}H_{16}P_3N_5O_{13}$) por 100 gramos de tejido. ¿Cuántas moles de ATP hay en una sección de músculo que pesa 1.59 kg?

11.- En promedio el ácido salicílico una dosis oral es de 0.65 g. Calcular el número de moles del ácido en la dosis. ($C_9H_8O_4$).

12.- El porcentaje de hierro presente en la hemoglobina de los glóbulos rojos en la mayor parte de las especies es de 0.33%. ¿Cuántas moles de hemoglobina (masa molecular=68000) se requieren para tener 900 g de hierro?

13.- Las emisiones de dióxido de azufre, provenientes de los combustibles que contienen azufre y de las fundiciones de minerales azufrados fueron estimadas en 35 millones de toneladas en 1972 en los EE.UU. ¿Cuántas moles de dióxido de azufre están representadas en esa cantidad?.

14.- Las antiguas unidades de refrigeración empleaban el gas dióxido de azufre, pero en las modernas unidades ese material nocivo ha sido reemplazado por freones que son inodoros y no tóxicos como es el Freón-12 de fórmula CCl_2F_2 .

- a) ¿Cuántas moles de dióxido de azufre fueron usadas en el compresor de un refrigerante cargado con 156 g de dicho gas?
- b) ¿Cuántos gramos de freón-12 se corresponden con las moles de dióxido de azufre de la primera pregunta?

15.- Con la disminución potencial de gas natural, en los E.U. han considerado la posible utilización de algunas mezclas de gases combustibles ya en desuso. Una de estas denominada “gasógeno”, es una mezcla de monóxido de carbono nitrógeno e hidrógeno. Al analizarla se encontró que contenía en peso, 36% de CO, 60% de N_2 y 4% de H_2 . ¿Cuántas moles de cada gas se encuentran en 5 ton de la mezcla?

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS A PARTIR DE REACCIONES QUIMICAS

Relaciones masa-masa

Todas las reacciones químicas están regidas por la ley de la conservación de la materia, es decir que durante un cambio químico no hay pérdida de masa que pueda ser apreciada. Quiere decir que la masa de los productos es cuantitativamente igual a la de los reactivos consumidos.

Una ecuación química balanceada es un medio para determinar las relaciones molares entre los productos de la reacción y los reactivos.

Las relaciones masa-masa capacitan al químico para calcular las cantidades de reactivos necesarias para fabricar una cantidad determinada de una sustancia nueva. Al biólogo molecular le facilita un procedimiento cuantitativo para estudiar los procesos químicos que ocurren en los seres vivos. Igualmente permite al ingeniero calcular un proceso piloto destinado a la economía de una operación industrial.

Las ecuaciones químicas no siempre son sencillas, y los cálculos masa-masa basados en una ecuación balanceada representan situaciones simplemente ideales. Pero aún en tales casos la estequiometría masa-masa proporciona información muy útil, la de las cantidades teóricas de las sustancias afectadas. Cuando se combinan con datos de experimentación llevada a cabo, los cálculos teóricos descubren o muestran la eficiencia de los procesos químicos.

EJERCICIOS

1.- El polvo de hornear está formado por una mezcla de soda de hornear (bicarbonato de sodio NaHCO_3) y un ácido sólido de manera que la mezcla reaccione, con la humedad, liberando gas dióxido de carbono. Cuando en la mezcla se usa fosfato dihidrógeno de sodio, la reacción de la mezcla con la humedad puede expresarse así:



¿Que cantidad de fosfato dihidrógeno de sodio debe ponerse para que reaccione con 168 g de soda de hornear suponiendo que la reacción se realiza totalmente (100% de eficiencia)?

2.- El cianuro de calcio en polvo es usado a veces por los criadores de colmenas para exterminar cualquier colmena que se haya enfermado. Este polvo debe guardarse en recipientes herméticamente tapados ya que la humedad del aire lo descompone de acuerdo con la siguiente reacción:



Un tarro con cianuro de calcio fue dejado abierto accidentalmente en un depósito de almacenamiento donde la humedad relativa era elevada. Descubierta el hecho el tarro se llevo al laboratorio donde fue analizado. Se encontró que 5.00g de muestra homogéneamente sólida contenían 0.83 g de hidróxido de calcio. ¿que porcentaje del cianuro de calcio original se descompuso con la humedad?

3.- El salicilato de metilo (esencia artificial de gualteria) se vende en soluciones diluidas como sabor artificial, y en vehículos grasos para aplicaciones externas locales, “aspirina externa”. El compuesto se prepara por reacción entre el metanol y el ácido salicílico:



Si se considera el 100% de eficiencia , ¿Cuál es la masa de ácido salicílico($\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$) que se necesita para producir 227 gramos de salicilato de metilo?

4.- Un mineral pobre de cobre contiene 8.62% de Cu_2S , en peso. ¿Cuántas toneladas de cobre metálico pueden obtenerse de 250 ton del mineral, mediante un proceso de conversión cuya eficiencia es de 78%?

5.- Tanto el hierro como el cromo que se utilizan en la fabricación de acero cromado pueden obtenerse por la reducción del mineral cromita, mediante coke:



¿Cuántas toneladas de coke (C) deben ser usadas para producir 37 ton de cromo con el procedimiento anterior, suponiendo un 100% de eficiencia?

6.- ¿Cuántas libras de piedra caliza pulverizada se requiere para neutralizar el ácido sulfúrico resultante de la oxidación de 100 libras de azufre libre aplicado al suelo? La ecuación es:



7.- Cuando se usa como antiácido gástrico, el Amphojel ($\text{Al}(\text{OH})_3$) actúa neutralizando el ácido clorhídrico del jugo gástrico. ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico pueden neutralizarse con una dosis oral típica de 2.4 g de hidróxido de aluminio?. La reacción aproximada se expresa así:



PORCENTAJE DE RENDIMIENTO (EFICIENCIA)

Una ecuación química balanceada es un planteamiento ideal de un proceso químico real. Si la ecuación está planteada conforme a la ley de la conservación de la masa y represente la relación exacta entre los reactivos y los productos es totalmente válida. Sin embargo puede ocurrir que:

- Muchas reacciones no se desarrollan hasta completarse totalmente. Pueden detenerse aún cuando todavía hay reactivos.
- Todos los reactivos originales pueden interactuar de varias maneras, con lo que una reacción sencilla solo representa una de las varias reacciones que compiten por cumplirse.
- Influyen las etapas de manipulación, transferencia, aislamiento o purificación de los productos para no obtener un rendimiento del 100%.

Todo lo anterior sugiere que el cálculo de cantidad del producto esperado con la estequiometría masa masa será mayor que el verdaderamente hallado en el proceso real. Por lo tanto la estequiometría simplemente nos permite calcular solamente el rendimiento teórico de un proceso. El rendimiento real de cualquier proceso debe ser determinado experimentalmente.

La comparación entre el rendimiento real y el teórico de un proceso químico suministra una medida de la eficiencia del mismo. Tal comparación se expresa normalmente como "porcentaje de rendimiento".

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

El rendimiento de un proceso químico puede ser mejorado frecuentemente si se encuentran condiciones de reacción más favorables.

Un método común es usar uno de los reactivos en exeso siempre y cuando sea costeable. La formación de un producto se detiene cuando un reactivo necesario se agota. Se le llama reactivo limitante a aquel que es indispensable y cuyo agotamiento detiene la formación del producto este es el que se usa en exeso.

EJERCICIOS

1.- La nitroglicerina (trinitrato de glicerilo) es un explosivo poderoso, inestable al calor o al choque. Se le prepara bajo condiciones cuidadosamente controladas por reacción entre el glicerol, el ácido nítrico y ácido sulfúrico como catalizador. El proceso puede ser representado así:



En una preparación de ensayo 25 g de glicerol ($\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$) fueron tratados con un exceso de ácido nítrico, obteniéndose 53 g de trinitrato de glicerilo ($\text{C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9$). ¿Cuál fue el porcentaje de rendimiento?

2.- El formiato de etilo es un agente saborizante artificial que tiene el olor característico de ron. Se prepara por reacción entre el ácido fórmico y el etanol:



Si la reacción entre 75 g de ácido fórmico, con un ligero exceso de etanol, se obtienen 81 g de formiato de etilo ¿Cuál fue el porcentaje de rendimiento?

3.- Antiguos tipos de cerillas de madera empleaban un sulfuro de fósforo como material inflamable para la cabeza de la cerilla. El sulfuro se prepara calentando una mezcla de azufre y fósforo rojo:



En una operación industrial regular, se obtuvo el producto con un rendimiento del 82%. ¿Que peso de fósforo se empleó para la producción de 18 ton de P_4S_3 ?

4.- El hidrato de coral $\text{Cl}_3\text{CCH}(\text{OH})_2$ es un hipnótico poderoso. El producto se forma por reacción de agua con tricloroetanol:



¿Que peso de tricloroetanol se necesita en un proceso cuya eficiencia es de el 73% para producir 227g de hidrato de coral?

5.- El carburo de silicio, comúnmente llamado “carborundum” es una de las sustancias más duras conocidas y que encuentra extensa aplicación en la industria de abrasivos. El compuesto se fabrica calentando una mezcla de arena y coke en horno eléctrico, simplificada así:



Usando arena en exceso, el 87% del coke es regularmente convertido en carburo de silicio. ¿Cuántas toneladas de coke deben usarse para producir 250 ton de “carborundum”.

CALCULOS ESTEQUIOMETRICOS DEL ESTADO GASEOSO

Los cálculos estequiométricos que incluyen volúmenes gaseosos, ya sea de los productos como de los reactivos, se resuelven básicamente de la misma manera que los de masa. Sin embargo hay dos factores nuevos que deben ser considerados:

- Ley de Avogadro: "Iguales volúmenes de gases a la misma temperatura y presión contienen el mismo número de partículas gaseosas". Puesto que la mol es una unidad conveniente para señalar el número de partículas de sustancias químicas, es importante encontrar el volumen que le corresponde a un mol de cualquier gas, experimentalmente, a temperatura y presión conocidas. Para los gases tales condiciones han sido definidas como condiciones estándar de presión y temperatura (en inglés STP) o *Condiciones Normales*, las cuales son: 273°K y 760 torr ($^{\circ}\text{K} = 273^{\circ} + ^{\circ}\text{C}$. Presión: $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atmósfera} = 760 \text{ torr}$ (en E.U.)). En estas condiciones el volumen de un mol de cualquier gas (suponiéndole un comportamiento ideal) es 22.4 litros .
- El segundo factor es que tratándose de gases su volumen varía considerablemente con los cambios de temperatura y presión. Los procesos químicos reales ocurren dentro de un amplio margen de T y P. Hay varios procedimientos para ajustar volúmenes por cambios de temperatura y presión, una fórmula muy conveniente es la de la ley general de los gases:

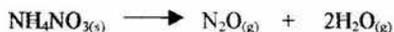
$$T_1 \frac{P_1 V_1}{T_2} = P_2 V_2$$

Las variables 1 corresponden a las condiciones normales y las condiciones 2 a las experimentales, de manera que se puede corregir el volumen del gas con la siguiente relación:

$$V_2 = \frac{V_1 P_1 T_2}{T_1 P_2}$$

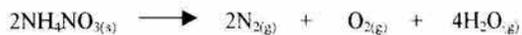
EJERCICIOS

1.- El gas hilarante, monóxido de dinitrógeno, puede prepararse mediante cuidadoso calentamiento controlado de nitrato de amonio, según la ecuación:



¿Cuántos litros de monóxido de dinitrógeno (en C.N) pueden obtenerse por descomposición de 24 g de nitrato de amonio ?

2.- El nitrato de amonio puede también descomponerse explosivamente, como en el famoso desastre de la ciudad de Texas (1947) en que un barco cargado de fertilizantes a base de nitrato de amonio estalló. La explosión se puede expresar así:



¿Que volúmen total de gases se formarán por la descomposición explosiva de una libra de nitrato de amonio, siendo la temperatura 819°C y la presión 640 torr?

3.- Cuando una cerilla de madera que contiene P_4S_3 en la cebeza es encendida, humos blancos de P_4O_{10} de SO_2 gaseoso se desprenden. Calcular el volúmen de dióxido de azufre (C.N) que se desprenden en la combustión completa de 0.25 g de P_4S_3 según la ecuación:



4.- Las lámparas de los mineros funcionaban con carburo de calcio, antes de que se tuvieran las mucho más seguras lámpara de batería. Una gota de agua, cuya caída podía regularse reaccionaba sobre el carburo de calcio liberando gas acetileno, el que podía encenderse, liberando una brillante luz blanca. La formación de acetileno se produce según la siguiente ecuación:



¿Cuántos gramos de agua deben agregarse a un exceso de carburo de calcio para generar 15 litros de acetileno (a C.N)?

5.- La mayor parte de las cajas de química para jóvenes contienen una muestra de alcohol de lámpara, usándose muy frecuentemente el metanol como combustible. La combustión completa del metanol se expresa en esta ecuación:



¿Que volumen gaseoso total resulta de la combustión completa de 35 g de metanol, siendo la temperatura 400°C y la presión 680mmHg?

6.- La explosión de la nitroglicerina genera una gran cantidad de calor y libera un enorme volumen gaseoso a partir de una pequeña muestra del explosivo. En forma simplificada la reacción se representa así:



¿Cuál es el volumen gaseoso total, a 100°C de temperatura y 900 mmHg de presión, que resulta de la explosión de 28.4 g de nitroglicerina?

7.- La hidracina líquida, N_2H_4 se usa como combustible para monopropelentes de cohetes. Por cada mol de hidracina descompuesta se forman un mol de N_2 y dos moles de H_2 . A medida que la temperatura aumenta, los gases se expanden suministrando un empuje adicional al cohete. ¿Cuántos gramos de hidracina se requieren para producir un volumen gaseoso total de 250 litros a la temperatura de 700°C y presión de 500 torr?

COMPOSICION PORCENTUAL

INSTRUCCIONES: Calcule el porcentaje de cada uno de los elementos que intervienen en la formación del compuesto.

| SUSTANCIA | FORMULA | PESO MOLECULAR | PORCENTAJES |
|---------------------------------|---------|----------------|-------------|
| Sulfato de Cobre II | | | |
| Acido sulfúrico | | | |
| Cloruro de calcio hexahidratado | | | |
| Heptaóxido de dibromo | | | |
| Yoduro de magnesio | | | |
| Acido telurhídrico | | | |
| Bromato de hierro III | | | |
| Permanganato de potasio | | | |

FORMULAS QUIMICAS.

Una fórmula química es el conjunto de algunos símbolos de elementos con sus índices y que representa un compuesto o agrupación poliatómica.

Hay tres tipos de fórmulas de gran utilidad en química:

- FORMULAS EMPIRICAS.** - Indican el menor número de átomos combinados que forman el compuesto. Sirven para representar compuestos inorgánicos sencillos: Por ejemplo: KBr (bromuro de potasio) o el sulfato de magnesio ($MgSO_4$). En compuestos complejos no dan mucha información. Por ejemplo: compuestos tan diferentes como el benceno y el acetileno tienen como su más sencilla representación CH para ambos.
- FORMULAS MOLECULARES.** - Son las que indican el número real de átomos de cada elemento que entran en una molécula. Con tales fórmulas se puede distinguir entre compuestos complejos, permiten realizar cálculos estequiométricos. Por ejemplo: Con estas fórmulas se puede distinguir entre el benceno (C_6H_6) y el acetileno (C_2H_2).
- FORMULAS ESTRUCTURALES.** - Muestra como los distintos átomos del compuesto se disponen en una molécula o compuesto poliatómico. Pueden ser condensada, semicondensada y desarrollada. Por ejemplo:



Las fórmulas empíricas y las moleculares pueden ser deducidas a partir de datos experimentales sencillos, bastando para ello el uso de técnicas matemáticas bastante precisas.

Obtención de la fórmula empírica a partir de la composición centesimal.

1.- Sacar la proporción en una para cada uno de los compuestos que guarden entre sí.

2.- Se relacionan con la proporción que guardan las masas atómicas para saber el número de átomos mínimo que se asocian entre sí.

3.- Si el resultado son decimales se convierten en fracciones de acuerdo a la siguiente tabla y se multiplican por un número tal que den enteros.

| DECIMAL | FRACCION | DECIMAL | FRACCION | DECIMAL | FRACCION |
|---------|----------|---------|----------|---------|----------|
| 0.0833 | 1/12 | 0.3636 | 4/11 | 0.625 | 5/8 |
| 0.0909 | 1/11 | 0.375 | 3/8 | 0.6363 | 7/11 |
| 0.11 | 1/9 | 0.4 | 2/5 | 0.66 | 2/3 |
| 0.125 | 1/8 | 0.4166 | 5/12 | 0.7143 | 5/7 |
| 0.1429 | 1/7 | 0.4286 | 3/7 | 0.7272 | 8/11 |
| 0.166 | 1/6 | 0.44 | 4/9 | 0.75 | 3/4 |
| 0.1818 | 2/11 | 0.4545 | 5/11 | 0.77 | 7/9 |
| 0.2 | 1/5 | 0.5 | 1/2 | 0.8 | 4/5 |
| 0.22 | 2/9 | 0.5454 | 6/11 | 0.8181 | 9/11 |
| 0.25 | 1/4 | 0.55 | 5/9 | 0.833 | 5/6 |
| 0.2727 | 3/11 | 0.5714 | 4/7 | 0.8571 | 6/7 |
| 0.2857 | 2/7 | 0.5833 | 7/12 | 0.875 | 7/8 |
| 0.33 | 1/3 | 0.6 | 3/5 | 0.88 | 8/9 |

EJEMPLO:

El ácido láctico que se forma en el cuerpo durante la actividad muscular consta de C= 40%, H= 6.71% y O= 53.29%. Obtenga la fórmula empírica:

C

$$40/6.71 = 5.9612518 \quad \times \quad 1.008/12.01 = 0.5$$

H

$$6.71/6.71 = 1 \quad \times \quad 1.008/1.008 = 1$$

O

$$53.29/6.71 = 7.9418777 \quad \times \quad 1.008/16.0 = 0.5$$

Fórmula $C_{0.5}H_1O_{0.5}$

Se convierten en fracciones de acuerdo a la tabla:

$C_{1/2}H_2O_{1/2}$

Se multiplica por 2 y entonces queda $C_1H_2O_1$

EJERCICIO

El ácido fenilpirúvico se produce en el cuerpo en cantidades anormales como consecuencia de la enfermedad llamada fenilcetonuria que causa daños cerebrales irreparables. La composición centesimal del ácido fenilpirúvico es: C= 65.85%, H= 4.91%, O= 29.24%. ¿Cuál es su fórmula empírica?

La Fórmula Molecular a Partir de la Fórmula- Masa y de la Fórmula Empírica.

Se calcula la relación entre la masa-fórmula de la fórmula empírica y el peso molecular del compuesto, relación que muestra cuantas veces la fórmula empírica está contenida en la fórmula molecular con el siguiente cociente:

$$\frac{\text{Masa molecular del compuesto}}{\text{Masa fórmula empírica}}$$

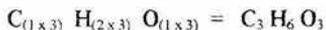
Por ejemplo: En el ejemplo anterior se obtuvo como fórmula empírica del ácido láctico a CH_2O de donde se deduce que su masa es:

$$\begin{array}{rcl} \text{C:} & 1 \times 12.01 & = 12.01 \\ \text{H:} & 2 \times 1.008 & = 2.016 \\ \text{O:} & 1 \times 16.00 & = 16.00 \\ & \text{Total} & 30.03 \end{array}$$

Por lo tanto: Si la masa molecular es 90.08 entonces:

$$\frac{\text{Masa molecular del compuesto}}{\text{Masa molecular empírica}} = \frac{90.08}{30.03} = 3$$

La fórmula molecular será:



EJERCICIO

El etilenglicol, el compuesto más usado comúnmente usado en la preparación de mezclas anticongelantes para radiadores de automóviles, tiene la fórmula empírica CH_3O . Su masa molecular es 62.07. ¿Cuál es su fórmula molecular?

La Fórmula Molecular a partir de la Fórmula Empírica y de la Densidad de Vapor

Si la sustancia es volátil su fórmula masa (peso molecular) puede ser determinada con bastante exactitud midiendo su densidad de vapor. En condiciones normales (273°K, 1 atm) 22.4 litros de cualquier gas. que se supone de comportamiento ideal, tiene una masa en gramos igual a la de su fórmula- masa por lo tanto el peso molecular de una sustancia gaseosa (vapor) puede hallarse multiplicando la densidad de su vapor (en g/litros a C.N) por 22.4.

Ejemplo:

El paraldehído, droga hipnótica y sedante, tiene por fórmula empírica $\text{C}_2 \text{H}_4 \text{O}$. Su densidad de vapor en C.N. es 5.90 g/l ¿Cuál es su fórmula molecular?

$$\begin{array}{l} \text{Fórmula-masa} = \frac{5.90 \text{ g}}{\text{litro}} \times \frac{22.4 \text{ litros}}{\text{mol}} = 132 \text{ g/mol} \\ \text{(peso molecular)} \end{array}$$

Fórmula-masa empírica:

$$\begin{array}{rcl}
 \text{C} & = & 2 \times 12.01 = 24.02 \\
 \text{H} & = & 4 \times 1.008 = 4.032 \\
 \text{O} & = & 1 \times 16.00 = 16.00 \\
 \text{Total} & & 44.05
 \end{array}$$

$$\begin{array}{l}
 \text{Fórmula-masa (Peso molecular)} = \frac{132}{44.05} = 3.00 \\
 \text{Fórmula-masa -empírica}
 \end{array}$$



La Fórmula Empírica a Partir de los Datos del Análisis

1.- Se obtiene a partir de los datos de análisis la composición centesimal del compuesto utilizando apropiadamente los factores unitarios, esto permite expresar una relación de fórmula-masa en términos de las unidades de masa atómica de cada elemento.

2.- Los factores unitarios de las masas atómicas se utilizan para convertir la relación fórmula masa una fórmula de relación entre átomos. Como se vio anteriormente.

3.- Los subíndices obtenidos se convierten a enteros. Como se vio anteriormente.

Ejemplo:

La xilocaína, anestésico local que ha sustituido ampliamente a la novocaína en odontología, es un compuesto de carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. La combustión de una muestra de 0.4817 g de xilocaína produjo 1.2665 g de CO_2 y 0.4073 g de H_2O . En ensayo separado para el nitrógeno, en que se usaron 0.3933 g de xilocaína, se formaron 0.0572 g de NH_3 . ¿Cuál es la fórmula empírica de la xilocaína? (Se corresponden con la fórmula molecular).

1.- Composición centesimal:

$$\% \text{C} = \frac{1.2665 \text{ g } (\text{CO}_2)}{0.4817 \text{ g (xilocaína)}} \times \frac{12.01 \text{ g (C)}}{44.01 \text{ g } (\text{CO}_2)} \times 100 = 71.75 \%$$

$$\% \text{H} = \frac{0.4073 \text{ g } (\text{H}_2\text{O})}{0.4817 \text{ g (xilocaína)}} \times \frac{2.016 \text{ g (H)}}{18.02 \text{ g } (\text{H}_2\text{O})} \times 100 = 9.46 \%$$

$$\% \text{N} = \frac{0.0572 \text{ g } (\text{NH}_3)}{0.3933 \text{ g (xilocaína)}} \times \frac{14.01 \text{ g (N)}}{17.03 \text{ g } (\text{NH}_3)} \times 100 = 11.96\%$$

$$\% \text{O} = 100\% - (71.75\% + 9.46\% + 11.96\%) = 6.83 \%$$

2.- Conversión a relación de átomos:

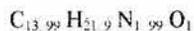
$$C = 71.75/6.83 \times 16.00/12.01 = 13.99$$

$$H = 9.46/6.83 \times 16.00/1.008 = 21.9$$

$$N = 11.96/6.83 \times 16.00/14.01 = 1.99$$

$$O = 6.83/6.83 \times 16.00/16.00 = 1$$

Por lo tanto:



3.- Los números de relación se convierten a enteros:



IZT.



Falta página

N° 30

EJERCICIOS

FORMULA EMPIRICA Y MOLECULAR

1.- Los óxidos de nitrógeno están entre los subproductos que se forman en la combustión interna de los motores. Uno de estos óxidos se compone de N= 30.45% y O= 69.55%. ¿Cuál es su fórmula empírica?. Si el peso molecular es 92.02, ¿Cuál es su fórmula molecular?

2.- El butirato de etilo que tiene un agradable olor a piña, se usa en la preparación de esencias artificiales. La combustión de 0.5309 g de esta sustancia produjo 1.2069 g de CO_2 y 0.4916 g de agua. Análisis previo había mostrado que el compuesto estaba formado solamente por carbono, hidrógeno y oxígeno. ¿Cual es su fórmula empírica del butirato de etilo?

3.- La densidad de vapor a C.N del butirato de etilo es 5.19 g/ litro ¿Cuál es su fórmula molecular?

4.- El nitrato de peroxiacetilo es un energético gas lacrimógeno y ha sido detectado en mínimas concentraciones en humos fotoquímicos. La completa combustión de 0.2818 g de este compuesto produjo 0.2049 g de CO_2 y 0.0629 g de agua. Un ensayo separado para el nitrógeno, en el que se emplearon 0.3704 g del compuesto produjo 0.0521 g de NH_3 . El otro elemento presente en la molécula es el oxígeno.

¿Cuál es la fórmula empírica del nitrato de peroxiacetilo?

5.- La densidad de vapor del nitrato de peroxiacetilo a PTS es 5.4 g/l. ¿Cuál su fórmula molecular?

6.- La nicotina, alcaloide tóxico presente en las hojas del tabaco tiene una masa molecular de 162.2. Su fórmula empírica es $\text{C}_3\text{H}_7\text{N}$. ¿Cuál es su fórmula molecular ?.

7.- "Fool'sGold" es un compuesto de hierro y azufre, una pirita de hierro. Una muestra de 0.6814 g de esta pirita fue tostada al aire, con lo que todo el azufre se transformó en SO_2 cuyo peso fue de 0.7276 g. ¿Cuál es la fórmula empírica de la pirita?

8.- Hexametenotetramina fue una sustancia que se usó en el tratamiento de infecciones de los riñones y la vejiga, antes de que aparecieran los antibióticos. La combustión de 0.2897 g de esta sustancia produjo 0.5456 g de CO_2 y 0.2234 g de agua. En ensayo separado para el nitrógeno una muestra de 0.3801 g produjo 0.1848 g de amoníaco. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?. La densidad de vapor en condiciones PTS de la hexametenotetramina es de 6.26 g/litro. ¿Cuál es su fórmula molecular ?

RESPUESTAS

UNIDAD I. ESTEQUIOMETRIA

Masa Molecular

- 1.- 64 uma
- 2.- 98 uma
- 3.- 611 uma
- 4.- 120 uma
- 5.- 248 uma
- 6.- 20 uma
- 7.- 331 uma
- 8.- 171 uma
- 9.- 292 uma

Concepto de mol- No de Avogadro

- 1.- 6.5×10^{24}
- 2.- 2840 g de aceite
0.016 moles de Pt
- 3.- 1425 g
 3.011×10^{24} partículas
- 4.- 1575 g de HNO_3
0.0726 mol de $\text{Hg}(\text{CNO})_2$
 4.37×10^{23} moléculas
- 5.- 576 g de N_2H_4
- 6.- 9.81×10^{23} moléculas
- 7.- 4.8×10^{-4} mol
- 8.- 2.4×10^{16} moléculas
- 9.- 66 g de N_2O
- 10.- 0.011 mol de ATP
- 11.- 3.61×10^{-3} mol
- 12.- 4.01 mol de hemoglobina
- 13.- 5.46×10^{11} moles
- 14.- a) 2.43 moles de SO_2
b) 294.03 g de CCl_2F_2
- 15.- 64285.71 moles de CO
107142.85 moles de N_2
100 000 moles de H_2

Cálculos Estequiométricos a Partir de Reacciones Químicas

- 1.- 240 g de NaH_2PO_4
- 2.- 20.6 %
- 3.- 206.09 g de $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$
- 4.- 17.24 ton de Cu
- 5.- 17.076 ton de coke
- 6.- 312.5 lb de piedra caliza
- 7.- 3.36 g de HCl

Porcentaje de Rendimiento Eficiencia

- 1.- 85.92 %
- 2.- 67.13 %
- 3.- 12.37 ton de fósforo
- 4.- 277.13 g de tricloroetanol
- 5.- 258.62 ton de coke

Cálculos Estequiométricos del Estado Gaseoso

- 1.- 6.72 litros de N_2O
- 2.- 2113.08 litros de gases
- 3.- 76.1 ml de SO_2
- 4.- 24.1 g de agua
- 5.- 202.43 litros de gases
- 6.- 15.35 litros de gases
- 7.- 21.97 g de hidracina

Composición Porcentual

- 1.- Cu= 40%, S=20%, O=40%
- 2.- H=2%, S=32.65%, O=65.3%
- 3.- Ca=18.26%, Cl=32.42%, H=5.47%
O=43.83%
- 4.- Br=58.82%, O=41.17%
- 5.- Mg=8.63%, I=91.36%
- 6.- H=1.53%, Te=98.46%
- 7.- Fe=12.72%, Br=54.54%, O=32.72%
- 8.- K=24.68%, Mn=34.8%, O=40.50%
- 9.- Al=52.94%, O=47.05%

Fórmulas Químicas

- a) Acido fenilpirúvico $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_3$
- b) Etilenglicol $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$
- 1.- NO_2 F. empírica
 N_2O_4 F. molecular
- 2.- $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$
- 3.- $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_2$
- 4.- $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_5$
- 5.- $\text{C}_2\text{H}_3\text{NO}_3$
- 6.- $\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$
- 7.- FeS_2
- 8.- $\text{C}_3\text{H}_6\text{N}_2$ F.E.
 $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$ F.M.

UNIDAD II

SOLUCIONES

OBJETIVO: Comprender la importancia de las soluciones en la vida diaria y valorar la concentración de éstas.

TEMAS:

1.- Soluciones

- a) Concepto y componentes

2.- Clasificación.

- a) Estado físico
- b) Concentración

3.- Soluciones valoradas.

- a) Solución porcentual
- b) Soluciones molares
- c) Soluciones normales

UNIDAD II : SOLUCIONES

Concepto:

Es una mezcla homogénea formada por el soluto y el disolvente.

Soluto: es el componente de la solución que se encuentra en menor proporción.

Disolvente: es el componente de la solución que se encuentra en mayor proporción.

Importancia:

Algunos de los fenómenos químicos más interesantes se efectúan en soluciones acuosas. Las transformaciones y degradaciones químicas y biológicas de los desperdicios que se disuelven en los ríos, lagos y mares tienen vital importancia en los registros del medio ambiente. El análisis de las sustancias disueltas en la sangre y en la orina suministran a la profesión médica claves valiosas para los problemas de la salud. La ingeniería juega un papel fundamental en el desarrollo de sistemas de purificación del agua o de las plantas industriales productoras de soluciones que van desde los antisépticos hasta conservadores zootécnicos.

Clasificación:

a) Estado físico:

Las soluciones pueden encontrarse en los tres estados físicos, aunque generalmente son líquidas (soluto sólido y disolvente líquido). En el siguiente cuadro se muestran los posibles estados físicos de las soluciones:

| DISOLVENTE | SOLUTO | SOLUCION | EJEMPLO |
|------------|---------|----------|----------|
| SOLIDO | SOLIDO | SOLIDA | ALEACION |
| | LIQUIDO | | AMALGAMA |
| | GASEOSO | | POMEX |
| LIQUIDO | SOLIDO | LIQUIDA | CAFÉ |
| | LIQUIDO | | CUBA |
| | GASEOSO | | REFRESCO |
| GASEOSO | SOLIDO | GASEOSA | HUMO |
| | LIQUIDO | | NEBLINA |
| | GASEOSO | | AIRE |

b) Concentración:

Las propiedades de las soluciones acuosas dependen tanto de la naturaleza de las sustancias disueltas (soluto) como de la concentración de la solución (relación entre la cantidad de soluto y volumen total de la solución). La clave para los cálculos estequiométricos de las soluciones es el empleo conjugado del volumen con una conveniente expresión de la concentración.

En química hay dos tipos de soluciones de acuerdo a la forma en que se expresa su concentración:

1.- Soluciones Empíricas: Son aquellas en las que no se conoce cuantitativamente la concentración del soluto. Y son:

- Diluidas.-Contienen poco soluto
- Concentradas.- Contienen una mayor cantidad de soluto.
- Insaturadas.- Son soluciones que todavía pueden disolver más soluto.
- Saturadas.- Son soluciones que tienen el soluto y el disolvente en equilibrio de solución. La misma cantidad de iones que abandonan el cristal regresan a él.
- Sobresaturadas.- Cuando contienen más soluto del que pueden disolver. Se logran aumentando la temperatura para obtener una mayor solubilidad.

2.- Soluciones Valoradas: Son aquellas en las que se puede determinar cuantitativamente la concentración en unidades de concentración particularmente útiles. Y son:

- Porcentuales
- Molares
- Normales
- Molales
- Fracción Mol

SOLUCIONES VALORADAS

a) Porcentuales:

Expresan la concentración del soluto en partes por cien.

EJ: ¿Cuánto hidróxido de sodio se requiere para preparar 500 ml de una solución al 20%?

b) Molaridad:

Expresan la concentración del soluto en No. de moles por litros de solución.

$$M = \text{No. de moles/litros de solución}$$

EJ: Calcule la cantidad de hidróxido de cobre que se requiere para preparar una solución 0.9 M.

c) Normalidad:

Expresa la concentración del soluto en No de equivalentes gramo por litros de solución.

$$N = \text{No de equivalentes gramo/ litros de solución}$$

EJ: ¿Cuántos gramos de nitrato de plata se requieren para preparar 700 ml de una solución 6N?

d) Molales

Representa la concentración en número de moles por kilogramo de disolvente.

$$M = \text{No. de moles/ kg de disolvente}$$

e) Fracción mol

Hay otro método para expresar la concentración, es la fracción mol: comparación de los moles del soluto y el disolvente respecto a los moles de solución.

$$X_{\text{sol}} = \frac{\text{No. de moles del soluto}}{\text{No. de moles del soluto} + \text{No. de moles del disolvente}}$$

$$X_{\text{dis}} = \frac{\text{No. de moles del disolvente}}{\text{No. de moles del soluto} + \text{No. de moles del disolvente}}$$

PESO EQUIVALENTE O EQUIVALENTE QUIMICO

Se definen como los gramos de sustancia que se combinan o desplazan a 1.008 g de hidrógeno y a 8 g de oxígeno que se toman como patrón

Otra definición es: "Es el peso que proporcionará 6.023×10^{23} partículas, iones, átomos, moléculas, etc. en una reacción con otras sustancias". Un equivalente gramo es el peso en gramos, numéricamente igual al peso equivalente.

Es la fracción del peso molecular que corresponde a una unidad definida de reacción química.

Los pesos equivalentes se determina de la siguiente manera:

1).- La unidad definida de reacción para los ácidos y bases es la reacción de neutralización:



Así el peso equivalente de una ácido es igual al peso molecular dividido entre el número de hidrógenos.

Ejemplo:

HCl $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ es igual a sus pesos moleculares porque solo contienen un H^+

H_2SO_4 $98\text{g}/2 = 49 \text{ g p.e}$

2).- El peso equivalente de una base es igual al peso molecular dividido entre los OH^- que puede ceder para reaccionar con un H^+ en una reacción de neutralización.

Ejemplo:

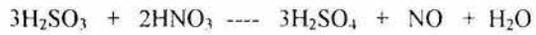
NaOH 0 1 P.M

$\text{Mg}(\text{OH})_2 = \frac{1}{2}$ P.M

$\text{Al}(\text{OH})_3 = \frac{1}{3}$ P.M

3).- El peso equivalente de un agente oxidante o reductor para una reacción particular es igual a su peso molecular dividido entre el número total de electrones ganados o perdidos.

Ejemplo:



El peso equivalente del ácido nítrico es igual a 1/3 de su P.M, en el ácido sulfuroso es la mitad de su P.M.

Falta página

N° 7

SOLUCIONES EJERCICIOS (PARTE I)

1.- Un jarabe se prepara disolviendo 60 g de azúcar en 100 g de agua ¿Que porcentaje de azúcar se encuentra en dicho jarabe?

2.- Se tienen 40 g de hidróxido de potasio disueltos en un litro de agua, ¿en que porcentaje se encuentra el hidróxido de potasio disuelto?

3.- Calcula la cantidad de soluto disuelto en una solución al 8%.

4.- ¿Cuántos moles de ácido nítrico hay en una solución 0.7 M?

5.- ¿Cuántos gramos de carbonato de rubidio se requieren para preparar 456 ml de una solución 0.45 M?

6.- ¿Que molaridad presenta una solución que se preparo disolviendo 98 g de sulfato de cobre II en 657 ml de agua?

7.- Calcule la molalidad de una solución que contiene 65 g de sal en 567 ml de agua.

8.- ¿Cuántos gramos de hipoclorito de sodio hay en 987 ml de una solución 0.34 m ?

- 9.- ¿Que volumen es necesario para preparar una solución 6 m con 76 g de cloruro de bario?
- 10.- ¿Cuántos gramos de hidróxido de cesio están presentes en 587 ml de una solución 3.0 N?
- 11.- Calcule la normalidad que resulta de disolver 49 g de ácido sulfúrico en 678 ml de solución?
- 12.- ¿Cuántos equivalentes gramo son necesarios para preparar una solución 4 N de ácido permangánico?
- 13.- Calcule la fracción mol de una solución preparada con 56 g de sulfuro de plata y 5467 ml de agua?
- 14.- Calcule la fracción mol de una solución al 50% en peso de etanol (C_2H_6O) y agua.
- 15.- ¿Cuántos mililitros de ácido sulfúrico son necesarios para preparar 700 ml de una solución 0.8N si la densidad del ácido es de 1.8407 y su pureza del 95%?

16.- Calcule la fracción molar de cada componente de las siguientes soluciones:

- a) 12.3 g de C_4H_4O en 100 g de C_2H_6O
- b) 56.3 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$ en 300 g de agua
- c) 54.9 g de $C_{10}H_8$ en 600g de $C_4H_{10}O$
- d) 5.48 g de $C_5H_{10}O_5$ y 3.15 g de CH_6ON_4 en 21.2 g de agua

SOLUCIONES: EJERCICIOS (PARTE II)

1.- Se requieren preparar 750g de una solución al 25.5 % de glucosa. ¿Que peso de glucosa hace falta?
¿Cuanta agua es necesaria?

2.- ¿Cuántos gramos de ácido clorhídrico concentrado, conteniendo 37.9 % en peso de HCl y 62.1 % en peso de agua, darán 5g de HCl?

3.- Calcule la concentración porcentual en peso de una disolución de 3.5 g de una sustancia en 40 g de agua.

4.- Una solución acuosa contiene 9% en peso de azúcar y tiene una densidad de 1.03 g/ml ¿Cuántos gramos de azúcar hay en 400 ml de la solución?

5.- Se requiere preparar 100g de una solución de NaOH al 19.9 % (en peso). ¿Cuántos gramos de NaOH y agua se necesitan ?

6.- Calcule la masa de soluto necesaria para preparar un litro de las siguientes soluciones:

- a) 0.46M de carbonato de sodio (Na_2CO_3)
- b) 0.93M de nitrato de potasio (KNO_3)
- c) 0.05M de sulfato de cobre II (CuSO_4)
- d) 8.5M de nitrato de plomo ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$)

7.- ¿Cuántos mililitros de ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4) se necesitan para preparar 25 litros de una solución de ácido 6M?. El ácido sulfúrico concentrado contiene un 95% de H_2SO_4 y tiene una densidad de 1.8407 g/ml.

8.- Calcule la molaridad de una solución concentrada de HCl cuyo porcentaje en peso es de 38% y su densidad de 1.1885 g/ml.

9.- ¿Cuál es la molaridad del ácido nítrico (HNO_3) si su densidad es de 1.4251 g/ml y su concentración en peso es de 77.15%.

10.- ¿Cuál es la molaridad de una solución que contiene 20g de alcohol metílico (CH_3OH) disueltos en 200 ml de disolución?

11.- ¿Cuál es la concentración en g/l de una solución de ácido sulfúrico 1 molar?

12.- ¿Cuántos gramos de ácido fosfórico se requieren para preparar 400 ml de una solución 3N?

13.- Calcule la normalidad de la solución que tiene una concentración de 8 g de HNO_3 por litro de solución.

14.- ¿Que volumen de HNO_3 al 50% y densidad 1.6 g/ml es necesario para preparar una solución 0.5 normal?

DILUCION

Es el método mediante el cual se obtiene una solución de menor concentración (solución diluida) a partir de otra de mayor concentración (solución concentrada). La necesidad de diluir soluciones más concentradas es un hecho frecuente en el laboratorio. Los cálculos de dilución se basan en que la cantidad de soluto en las dos soluciones debe ser la misma. La concentración varía (No. de moles / litro de solución), pero el número de moles presentes permanece constante, por lo que el número de moles de la solución concentrada es igual al no. de moles de la solución diluida:

$$M_D V_D = M_C V_C$$

En donde:

M_D = Molaridad de la solución diluida

V_D = Volumen de la solución diluida

M_C = Molaridad de la solución concentrada

V_C = Volumen de la solución concentrada

Ejemplo:

- a) Calcule la molaridad de una dilución que se obtuvo al agregar 200 ml de agua a 500 ml de una solución 3 M.

$$M_D = ?$$

$$V_D = 700 \text{ ml}$$

$$M_C = 3 \text{ M}$$

$$V_C = 500 \text{ ml}$$

$$M_D = \frac{M_C V_C}{V_D}$$

$$M_D = \frac{3 \text{ M} (500 \text{ ml})}{700 \text{ ml}}$$

$$M_D = 2.14 \text{ M}$$

EJERCICIOS

- 1.- ¿Que molaridad tiene una disolución 0.9 M si su volumen varió de 678 ml a 987 ml?

2.- ¿Cuánta agua es necesario agregar a 435 ml de una disolución 0.7 M para obtener una dilución 0.2 M?

3.- Si a 2.67 litros de una disolución 8M se le agregan 700 ml de agua, ¿que concentración presentará la dilución?

4.- ¿Que cantidad de agua se debe agregar a 400 ml de una solución 2 M para obtener una concentración 0.8 M?

5.- ¿Qué concentración debe tener una solución para obtener 700 ml de una dilución 2 M al agregarle 900ml de agua?

PROPIEDADES COLIGATIVAS

Cuando hay solutos presentes, algunas de las propiedades del disolvente se ven afectadas, y la magnitud del cambio depende directamente de la concentración del soluto. Las propiedades de una solución que se determinan según la cantidad de partículas de soluto presentes se conocen con el nombre de **propiedades coligativas**.

Estas características comprenden punto de congelación, punto de ebullición, presión de vapor y presión osmótica.

Punto de Congelación

Cuando el agua se congela las moléculas individuales de agua se acercan lo suficiente para formar grupúsculos y, cuando estas pierden suficiente energía, estos conglomerados forman el marco rígido que se observa en el hielo. En condiciones ordinarias el agua se congela a 0°C, pero si existe algún material disuelto en el líquido, el soluto interfiere de alguna manera con las moléculas de agua cuando tratan de formar los conglomerados. Las moléculas de agua se ven obligadas a perder más energía para contrarrestar el efecto de impedimento de las partículas del soluto. Esto hace que descienda el punto de congelación de una solución acuosa.

Se han hecho observaciones en muchas sustancias que demuestran que **el punto de congelación del agua desciende en 1.86°C por cada mol de especies de solutos presentes por kilogramo de agua**. Debemos aclarar que se está refiriendo a la molalidad de la solución y esta definición es aplicable sólo al agua. Las soluciones no acuosas tendrían una depresión del punto de congelación diferente a 1.86°C.

Ejemplos:

1.- Determine el punto de congelación de una solución 0.10 molal de glucosa.

$$(0.10) \times (1.86^\circ\text{C}) = 0.19^\circ\text{C}$$

Puesto que el agua se congela a 0°C el punto de congelación de esta solución de glucosa sería - 0.19°C.

2.- ¿Cuál sería el punto de congelación de una solución 0.10 m de NaCl?

La solución 0.10 molal de NaCl libera 0.10 moles de iones Na^+ y 0.10 moles de iones Cl^- . Por consiguiente se tendrán 0.20 mol de “especies” disueltas por kg. El punto de congelación descendería en la siguiente cantidad:

$$(2 \times 0.10) \times (1.86) = 0.37^\circ\text{C}$$

Entonces el punto de congelación de esta solución es - 0.37 °C

EJERCICIOS

- 1.- Una solución de glucosa es 2.5 m. ¿Cuál es su punto de congelación?
- 2.- Una solución se prepara agregando 40 g de KCl a 500 g de agua, determine su punto de congelación?
- 3.- El punto de congelación de una solución de glucosa es -0.93°C . ¿Cuál es la molalidad de la solución?
- 4.- Si se mezclan dos soluciones de NaCl, 0.5 m y 0.7 m respectivamente. Diga el punto de congelación de la solución resultante.
- 5.- ¿Cuál es el punto de congelación de una solución 0.25 m de KI?

Punto de ebullición

Las moléculas escapan de la superficie de un líquido durante el proceso de ebullición, y las moléculas del soluto interfieren en dicho proceso. Se sabe que el punto de ebullición del agua pura es 100°C a 760 torr. Las observaciones de laboratorio indican que el punto de ebullición aumenta en 0.51°C por cada mol de especie de soluto que este en la solución. Por lo tanto una solución 1.0 m de glucosa hierve a 100.51°C .

EJERCICIOS

1.- ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución 0.15 m de glucosa?

2.- ¿A que temperatura hervirá una solución 0.50 m de KBr?

3.- ¿Cuál es el punto de ebullición de una solución de MgBr_2 que se preparó disolviendo 316 g de bromuro de magnesio en 859 ml de solución?

4.- ¿Qué molalidad presenta una solución de glucosa cuyo punto de ebullición es 101.3°C ?

5.- ¿A que temperatura hervirá una solución 0.3 m de CaCl_2 ?

ACIDOS Y BASES

En cuanto a sus propiedades en solución acuosa se pueden definir como:

A) ACIDOS:

- 1.- Liberan H_2 cuando reaccionan con algunos metales.
- 2.- Neutralizan los efectos de las soluciones básicas.
- 3.- Hacen que el papel tornasol azul vire a su forma roja.
- 4.- Tienen sabor agrio.

A) BASES

- 1.- Reaccionan con soluciones de sales de metales pesados para formar hidróxidos insolubles en algunos casos óxidos insolubles.
- 2.- Neutralizan los efectos de las soluciones ácidas.
- 3.- Hacen que el papel tornasol rojo vire a azul.
- 4.- Presentan sabor amargo.
- 5.- Se sienten resbalosas al tacto.

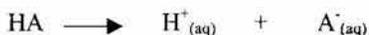
Aunque estas definiciones son útiles prácticamente, limitan este campo de la química, por lo que den estudiarse desde el punto de vista de sus disociaciones electrolíticas.

TEORIAS ACIDO-BASE

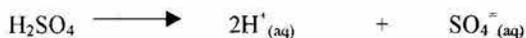
A) TEORIA DE ARRHENIUS

La primera definición conceptual de ácidos y bases fue propuesta por Arrhenius al final de siglo XIX partiendo de su teoría electrolítica:

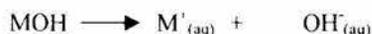
Acido.- Es la sustancia que al formar soluciones libera iones H^+ (hidrógeno) o bien iones H_3O^+ (hidronio).



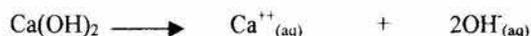
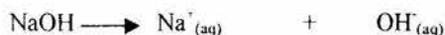
Por ejemplo:



Base.- Al formar soluciones queda liberan iones hidroxilo OH^- :



Por ejemplo:



Esta definición se limita a soluciones acuosas y reacciones similares se pueden llevar a cabo en un medio no acuoso.

B) TEORIA DE BRÖSNTED- LOWRY

En 1923 por separado amplían la teoría anterior, tomando en cuenta el papel activo del agua. De esta manera:

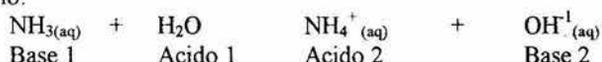
Acido.- Es una sustancia que cede protones (H^+) a otra que los acepta.

Ejemplo:



Base.- Sustancia que acepta protones de otra sustancia donadora.

Ejemplo:



Podemos observar que el agua actúa como ácido y como base por lo que se denomina anfótera (sustancias que en solución pueden dar iones H^+ e iones OH^-).

Cualesquiera de los pares ácido base de las reacciones anteriores se llaman par ácido base conjugado de Brönted-Lowry.

C) TEORIA DE LEWIS

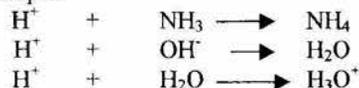
En 1923 porpone la teoría electrónica.

Acido.- Es una sustancia que contiene un átomo capaz de aceptar un par de electrones.

Base.- Sustancia que contiene un átomo capaz de aceptar un par de electrones.

Cuando una base de Lewis reacciona con un ácido de Lewis se forma un enlace covalente coordinado.

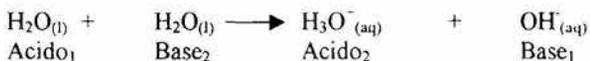
Por ejemplo:



POTENCIAL HIDROGENO

Ionización del agua.

Según las teorías anteriores el agua puede actuar como ácido y como base. Si consideramos una transferencia de iones hidrógeno (protones) entre dos moléculas de agua, la reacción será:



La constante de ionización para esta reacción representada por K_w , es simplemente el producto de las concentraciones molares de los iones H_3O^+ y OH^- en el equilibrio:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

La constante de ionización del agua K_w , a 25°C , tiene un valor de 1×10^{-14} . Esta constante tiene el mismo valor en todas las soluciones acuosas, aún en las de ácidos y bases.

En el agua pura las concentraciones de $[\text{H}_3\text{O}^+]$ y $[\text{OH}^-]$ deben ser iguales entre sí, por lo tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = x$$

$$K_w = [x] [x] = x^2 = 1 \times 10^{-14}$$

Por lo tanto:

$$x = 1 \times 10^{-7}$$

$$x = 1 \times 10^{-7} \text{ moles/litro}$$

Por lo tanto:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ moles/litro}$$

Este valor indica la cantidad de iones hidronio e hidroxilo que hay en el agua a 25°C . Debido al valor tan pequeño de K_w se maneja la expresión con logaritmos. Por ejemplo:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

Sacando logaritmos:

$$\log K_w = \log [\text{H}_3\text{O}^+] + \log [\text{OH}^-]$$

Multiplicando por -1 , nos queda:

$$-\log K_w = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] - \log [\text{OH}^-]$$

Representando por $p = -\log$ la expresión anterior se convierte en :

$$p K_w = p [\text{H}_3\text{O}^+] + p [\text{OH}^-]$$

Si se hace que $[H_3O^+] = H$ y $[OH^-] = OH$ tendremos:

$$pK_w = pH + pOH \text{ es decir:}$$

$$14 = pH + pOH$$

Por definición:

El pH es el menos logaritmo de la concentración de iones hidrógeno o hidronio

$$pH = -\log [H^+]$$

El pOH se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones oxidrilo:

$$pOH = -\log [OH^-]$$

EJEMPLOS:

1.- ¿Cuál es el pH de una solución 0.8 M de ácido clorhídrico?

$$pH = -\log 0.8 = 0.09$$

2.- Determine la concentración del ion hidronio en una solución cuyo pH es 7.3.

$$[H_3O^+] = \text{antilog} - pH$$

$$[H_3O^+] = \text{antilog} (-7.3) = 5 \times 10^{-8} \text{ moles/litro}$$

3.- Calcule el pOH de una solución, cuya concentración de iones hidronio es de 10^{-3} moles/litro.

$$pH = -\log 10^{-3} = 3$$

Como:

$$pH + pOH = 14 \quad \text{entonces:}$$

$$pOH = 14 - pH = 14 - 3 = 11$$

EJERCICIOS

1.- Si Una solución tiene una concentración de iones $[\text{OH}^-] = 3.2 \times 10^{-4} \text{ mol/l}$ su concentración de iones $[\text{H}_3\text{O}^+]$ será igual a:

2.- Si el pH de una solución es 5, su $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es igual a:

y su $[\text{OH}^-]$ es igual a:

3.- Calculece la $[\text{H}^+]$ y la $[\text{OH}^-]$ en una solución 0.1 M de $\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ que esta ionizada al 1.13%.

4.- Calcule el pH de una solución cuya concentración de iones hidronio $[\text{H}_3\text{O}^+]$ es igual a $5.83 \times 10^{-5} \text{ mol/l}$.

5.- La concentración de iones oxidrilo en una solución es de $10^{-2} \text{ moles/litro}$:

- a) Calcule la concentración molar de iones $[\text{H}^+]$
- b) El pH
- c) El pOH de la solución.

6.- Calcule el pH de una solución que contiene 3.42 gramos de ácido sulfúrico por litro de solución.

7.- Encuentre el pH y el pOH de las soluciones cuyas concentraciones son las siguientes, suponiendo que la ionización es completa.

- a) $[H^+] = 10^{-10} \text{ mol/l}$
- b) $[OH^-] = 0.0016 \text{ M}$
- c) $[H^+] = 0.00045 \text{ mol/l}$

8.- La concentración de iones $[H_3O^+]$ de una solución es de 1×10^{-6} . Determine su pH y pOH.

9.- Calcule el pH de una solución $6.3 \times 10^{-2} \text{ M}$ de ácido acético que está ionizado en un 5.3%.

10.- Encuentre las concentraciones molares de los iones $[H^+]$ para las siguientes soluciones cuyos pH son:

- a) pH = 9
- b) pH = 3.42
- c) pH = 11.69

CLASIFICACION DE ACIDOS Y BASES

Basandose en el pH o pOH los ácidos y las bases se clasifican en fuertes y débiles:

ACIDO FUERTE.- Se ioniza con facilidad y su pH es bajo (0 a 3), por ejemplo: H_2SO_4 , HNO_3

ACIDO DEBIL.- No se ionizan con facilidad, producen una baja concentración de iones hidronio (no menos de 10^{-7} mol/l), su pH será relativamente alto (4 a 6.9), por ejemplo: ácido acético (CH_3COOH), ácido carbónico (H_2CO_3).

BASE FUERTE.- Se ionizan fácilmente, aumentando la concentración de iones oxidrilo, su pH será entre 12 y 14. Por ejemplo: KOH , $NaOH$.

BASE DEBIL.- No se ionizan fácilmente, produciendo una baja concentración de iones oxidrilo su pH será entre 7.1 y 11. Por ejemplo: NH_4OH , $Fe(OH)_3$, etc.

De acuerdo a lo anterior tenemos:

| $[OH^-]$ | pOH | $[H_3O^+]$ | pH |
|------------|-----|------------|----|
| 10^{-14} | 14 | 10^0 | 0 |
| 10^{-13} | 13 | 10^{-1} | 1 |
| 10^{-12} | 12 | 10^{-2} | 2 |
| 10^{-11} | 11 | 10^{-3} | 3 |
| 10^{-10} | 10 | 10^{-4} | 4 |
| 10^{-9} | 9 | 10^{-5} | 5 |
| 10^{-8} | 8 | 10^{-6} | 6 |
| 10^{-7} | 7 | 10^{-7} | 7 |
| 10^{-6} | 6 | 10^{-8} | 8 |
| 10^{-5} | 5 | 10^{-9} | 9 |
| 10^{-4} | 4 | 10^{-10} | 10 |
| 10^{-3} | 3 | 10^{-11} | 11 |
| 10^{-2} | 2 | 10^{-12} | 12 |
| 10^{-1} | 1 | 10^{-13} | 13 |
| 10^0 | 0 | 10^{-14} | 14 |

SOLUCIONES AMORTIGUADORAS

Son soluciones también llamadas buffer o tampón, pueden regular cantidades relativamente grandes de ácido o base, sin alterar el pH. Cualquier ácido o base débil, puede utilizarse para formar una solución amortiguadora, siempre y cuando sean capaces de generar en solución acuosa su ácido o base conjugado. La solución amortiguadora típica contiene un ácido débil y una sal del mismo ácido, o bien, una base débil y una sal de la misma base. Por ejemplo:

En la reacción:



Se puede observar que el ácido conjugado NH_4^+ puede reaccionar con una base y la base conjugada NH_3 puede reaccionar con un ácido. Por lo tanto la solución será amortiguadora, puesto que el amoníaco

(NH₃) reaccionaria con cualquier ácido añadido y los iones amonio (NH₄⁺) con cualquier base añadida. Ejemplos de soluciones amortiguadoras son:

- Acido acético- Acetato de sodio
- Acido bórico- Borato de sodio
- Hidróxido de amonio-Cloruro de amonio

INDICADORES

Son sustancias generalmente orgánicas que sirven para determinar el pH aproximado de las soluciones, porque responden a los medios ácidos o básicos con un cambio de color, debido a que la forma molecular tiene un color diferente a la forma iónica.

Los indicadores presentan un vire de color únicamente en un cierto rango de pH. Por ejemplo:

| Indicador | Intervalo de pH | Cambio de color |
|----------------------|-----------------|--------------------|
| Violeta de metilo | 0.2-2.0 | Amarillo a violeta |
| Anaranjado de metilo | 3.0-4.0 | Rojo a amarillo |
| Fenolftaleína | 8.2-10.0 | Incoloro a rojo |

Por lo tanto el indicador debe ser cuidadosamente seleccionado.

NEUTRALIZACION

Es la reacción que ocurre al ponerse en contacto en solución acuosa los ácidos y las bases, en la que los iones hidronio del ácido y los iones oxidrilo de la base se combinan para formar agua:



De esta manera se neutralizan los ácidos y las bases mutuamente y sus propiedades características desaparecen. Según Arrhenius una reacción de neutralización es la que se efectúa entre un ácido y una base para formar agua y sal.



Por ejemplo:



TITULACION O VALORACION

Es el proceso mediante el cual se determina la concentración de una solución problema, basándose en la medición cuidadosa de los volúmenes de un ácido y una base que se neutralizan exactamente, a través de la siguiente fórmula:

$$N_A V_A = N_B V_B$$

Donde:

N_A = Normalidad del ácido

V_A = Volumen del ácido

N_B = Normalidad de la base

V_B = Volumen de la base

Por ejemplo:

¿Que concentración tienen 20 ml de una solución de KOH, la cual se neutraliza con 15 ml de una solución 1.3 N de HCl ?

$$N_A = 1.3 \text{ N}$$

$$V_A = 15 \text{ ml}$$

$$N_B = ?$$

$$V_B = 20 \text{ ml}$$

$$N_B = \frac{N_A \cdot V_A}{V_B}$$

$$N_B = \frac{1.3 \text{ N} (15 \text{ ml})}{20 \text{ ml}}$$

$$N_B = 0.975 \text{ N}$$

Proceso de titulación:

EJERCICIOS

1.- ¿Cuál es la concentración de una solución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, si para neutralizar 18 ml de esta, se utilizaron 35 ml de una solución 0.05 N de H_2SO_4 ?

2.- ¿Que volumen de HNO_3 0.2N es necesario para neutralizar 15ml de potasa (KOH) 0.4N?

3.- Calcule la normalidad de una solución de hidróxido de potasio si para neutralizar 50 ml de esta se gastaron 200 ml de una solución 0.65 N de ácido clorhídrico?

4.- Si para neutralizar 568 ml de una solución de ácido fluorhídrico se gastaron 398 ml de una solución 5 N de hidróxido de sodio. ¿Cuánto vale su normalidad?

5.- Que cantidad de una solución 3 N de ácido sulfuroso se requieren para neutralizar 70 ml de una solución 2 N de hidroxido de bario?

RESPUESTAS

UNIDAD II. SOLUCIONES

Parte I

- 1.- 37.5%
- 2.- 3.84%
- 3.- 80 g en un litro de solución
- 4.- 0.7 mol
- 5.- 47.19 g de Rb_2CO_3
- 6.- 0.93 M
- 7.- 1.95 m
- 8.- 24.99 g de NaClO
- 9.- 60 ml
- 10.- 264.15 g de CsOH
- 11.- 1.47 N
- 12.- 4 Eq gramo
- 13.- $X_{\text{sólido}} = 7.42 \times 10^{-4}$
 $X_{\text{disolv}} = 9.99 \times 10^{-1}$
- 14.- $X_{\text{sólido}} = 0.2811$
 $X_{\text{disolv}} = 0.7188$
- 15.- 15.63 ml
- 16.- a) $X_{\text{sólido}} = 0.07667$
 $X_{\text{disolv}} = 0.9232$
b) $X_{\text{sólido}} = 0.0097$
 $X_{\text{disolv}} = 0.9902$
c) $X_{\text{sólido}} = 0.0502$
 $X_{\text{disolv}} = 0.9497$
d) $X_{\text{sólido}} = 0.0572$
 $X_{\text{disolv}} = 0.9427$

Parte II

- 1.- 191.25 g de glucosa
558.75 g de agua
- 2.- 13.19 g
- 3.- 8%
- 4.- 37.08 g de azúcar
- 5.- 19.9 g de NaOH
80.1 g de agua
- 6.- a) 48.76 g
b) 93.93 g
c) 8 g
d) 2813.5 g
- 7.- 8406.41 ml
- 8.- 12.37 M
- 9.- 17.45 M
- 10.- 3.125 M
- 11.- 98 g/l
- 12.- 39.2 g de H_3PO_4
- 13.- 0.12 N
- 14.- 39.37 ml de HNO_3

Dilución

- 1.- 0.618 M
- 2.- 1087.5 ml
- 3.- 6.33 M
- 4.- 600 ml
- 5.- 4.57 M

Propiedades Coligativas

- 1.- -4.65°C
- 2.- -3.98°C
- 3.- 0.5 m
- 4.- -2.23°C
- 5.- -0.93°C

Punto de ebullición

- 1.- 100.076°C
- 2.- 100.51°C
- 3.- 103.05°C
- 4.- 2.54 m
- 5.- 100.45°C

Potencial Hidrógeno

- 1.- $3.12 \times 10^{-11} \text{ M}$
- 2.- $\{\text{H}_3\text{O}^+\} = 1 \times 10^{-5} \text{ M}$
 $\{\text{OH}^-\} = 1 \times 10^{-9} \text{ M}$
- 3.- $\{\text{H}^+\} = 1.13 \times 10^{-3} \text{ M}$
 $\{\text{OH}^-\} = 8.84 \times 10^{-12} \text{ M}$
- 4.- $\text{pH} = 4.23$
- 5.- a) $1 \times 10^{-12} \text{ M}$
b) $\text{pH} = 12$
c) $\text{pOH} = 2$

- 7.- a) $\text{pH} = 10$ $\text{pOH} = 4$
b) $\text{pOH} = 2.79$ $\text{pH} = 11.2$
c) $\text{pH} = 3.34$ $\text{pOH} = 10.65$
- 8.- $\text{pH} = 6$ $\text{pOH} = 8$
- 9.- $\text{pH} = 2.48$
- 10.- a) 1×10^{-9}
b) 3.8×10^{-4}
c) 2.04×10^{-12}

Titulación

- 1.- 0.097 N
- 2.- 30 ml
- 3.- 2.6 N
- 4.- 3.5 N
- 5.- 46.66 ml

UNIDAD III

QUIMICA DEL CARBONO

OBJETIVO: Identificar las características generales de los hidrocarburos, además de comprender la importancia y utilidad de los compuestos orgánicos.

TEMAS:

1.- El carbono

- a) Generalidades y propiedades.
- b) Hibridación y enlaces.

2.- Hidrocarburos

- a) Concepto tipos de fórmulas y cadenas.
- b) Nomenclatura, características y propiedades físico-químicas de: alcanos, alquenos y alquinos.
- c) Reacciones y métodos de obtención.

3.- Funciones orgánicas

- a) Nomenclatura y propiedades de las funciones orgánicas de los halogenuros de alquilo, alcoholes, aldehídos, cetonas, éteres, ácidos carboxílicos y derivados, amidas, esteres y aminas.
- b) Métodos de obtención y reacciones.

QUIMICA ORGANICA

La química orgánica es el estudio de los compuestos del carbono en cuanto a su composición, propiedades, transformaciones y usos.

La química orgánica es un campo de estudio muy importante en la tecnología de productos como: colorantes, drogas, azúcares, proteínas, grasas, insecticidas, fungicidas, detergentes, combustibles, licores, cosméticos, hormonas, medicamentos, aromatizantes y fibras textiles entre muchos otros.

Anteriormente muchos de esos compuestos se aislaban de fuentes animales o vegetales a esto se debe el nombre de "orgánicos", es decir, sintetizados por seres vivos.

En la actualidad se producen artificialmente en el laboratorio y en la industria. En 1828 por primera vez se obtuvo un compuesto orgánico a partir de uno inorgánico. Friedrich Wöhler (alemán) calentó en forma accidental, el cianato de amonio y sintetizó la urea (componente de la orina, subproducto del metabolismo de algunas proteínas).



Hoy en día se conocen 300 000 compuestos inorgánicos y aproximadamente 7 millones de compuestos orgánicos; en los primeros intervienen todos los elementos de la tabla periódica y en los segundos: C, H, O, N, P, S, As, halógenos y algunos metales como el Fe.

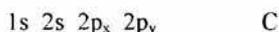
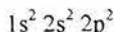
Las principales diferencias entre compuestos orgánicos e inorgánicos son:

| CARACTERISTICA | ORGANICOS | INORGANICOS |
|-------------------------------|---|--------------------------------------|
| Tipo de enlace | Predomina el covalente | Predomina el enlace iónico |
| Puntos de fusión y ebullición | Bajos puntos | Muy altos puntos |
| Estabilidad | Muy inestables se descomponen fácilmente. | Son muy estables |
| Velocidad de reacción | Generalmente reacciones lentas | Las reacciones son casi instantáneas |
| Estructuras | Complejas de alto peso molecular | Sencillas y de bajo peso molecular |
| Isomeria | Fenómeno común | Es muy rara pero sí existe |
| Solubilidad | Solubles en disolventes polares | Generalmente solubles en agua |
| Conductividad eléctrica | No la conducen disueltos | Conducen electricidad disueltos |

En las diferencias mencionadas existen algunas excepciones.

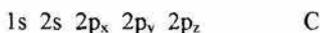
CARACTERISTICAS DEL CARBONO

Es el constituyente principal de los compuestos orgánicos, se localiza en el grupo IV A, período 2 de la tabla periódica de Werner, su número atómico es 6, su masa atómica 12 uma, su configuración en el estado basal es:



Sus números de oxidación son +4, -2, -4. Si el carbono mantuviera esta configuración se podrían formar solo compuestos divalentes. Y no nos explicaría el comportamiento tetravalente de carbono en la mayoría de los compuestos. Para explicar esto, es necesario incluir dos nuevos conceptos:

- La promoción de electrones apareados a orbitales vacíos.
 - La hibridación de orbitales.
- a) .- Si consideramos que uno de los dos electrones del orbital 2s, se promueve al orbital vacío 2p_z mediante la aplicación de cierta cantidad de energía interna, obtenemos la siguiente configuración electrónica:



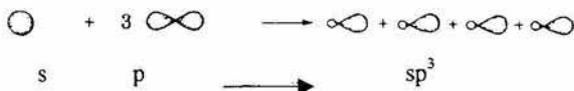
A esta configuración se le conoce como estado excitado, que explica la tervalencia debida a los cuatro electrones desapareados de valencia.

HIBRIDACIÓN Y ENLACES

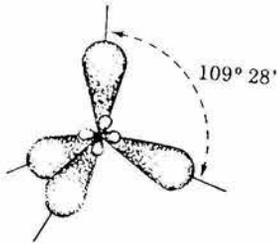
La configuración del estado excitado del carbono implica la combinación de orbitales con una igualación de energía, a este proceso se le denomina hibridación. En el caso del carbono se presentan tres tipos:

a) Hibridación sp³

Se forma por la combinación de un orbital s con tres orbitales p, esto es:

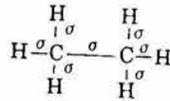
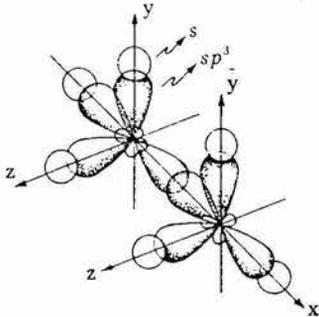


Forma: Tetraédrica



Ejemplo:

Molécula de etano ($\text{CH}_3 - \text{CH}_3$). Enlaces sencillos.



Se forma el orbital molecular sigma (σ) con la superposición de:

- 1 orbital híbrido sp^3 de un átomo de carbono, con 1 orbital híbrido sp^3 del otro átomo de carbono.
- 1 orbital híbrido sp^3 de un átomo de carbono, con un orbital s del átomo de hidrógeno.

Por lo tanto en la molécula del etano hay 7 orbitales moleculares sigma.

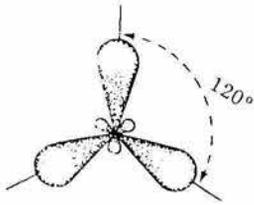
c) Hibridación sp^2

Se combina un orbital s con dos orbitales p, y queda un orbital p sin hibridarse; por lo tanto:

1 orbital s + 2 orbitales p \longrightarrow 3 orbitales híbridos sp^2

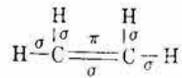
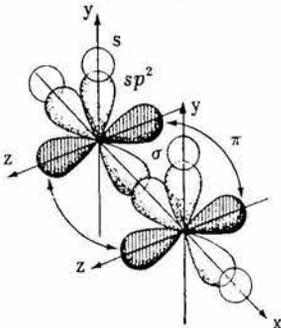


Forma: Trigonal



Ejemplo:

Eteno ($\text{CH}_2 = \text{CH}_2$). Enlaces dobles.



Se forma el orbital sigma (σ) por interposición de:

- 1 orbital híbrido sp^2 de un átomo de carbono con un orbital híbrido sp^2 del otro átomo de carbono.
- 1 orbital híbrido sp^2 del átomo de carbono con un orbital s.

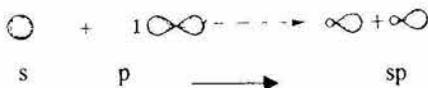
Se forma el orbital pi (π) por iteracción de:

- Los orbitales p_z de cada átomo de carbono en forma paralela.

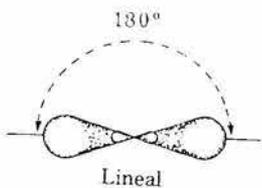
Por lo tanto en la molécula del eteno hay 5 orbitales sigma y un orbital pi.

c) Hibridación sp .

Se combina un orbital s con un orbital p, y quedan dos orbitales p sin combinar:

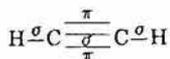
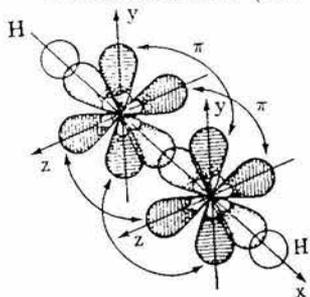


Forma: Lineal



Ejemplo:

Molécula del etino ($\text{CH} = \text{CH}$). Enlaces triples.



Se forma el orbital sigma (σ) por superposición de:

- Un orbital híbrido sp del átomo de carbono, con un híbrido sp del otro átomo de carbono.
- Un orbital híbrido sp del átomo de carbono con un orbital s del átomo de hidrógeno.

Se forma el orbital molecular pi (π), por:

- La interacción de los orbitales p_y paralelos de cada átomo de carbono.
- La interacción de los orbitales p_z paralelos de cada átomo de carbono.

Por lo tanto en la molécula del etino hay tres orbitales sigma y dos orbitales pi.

EJERCICIOS

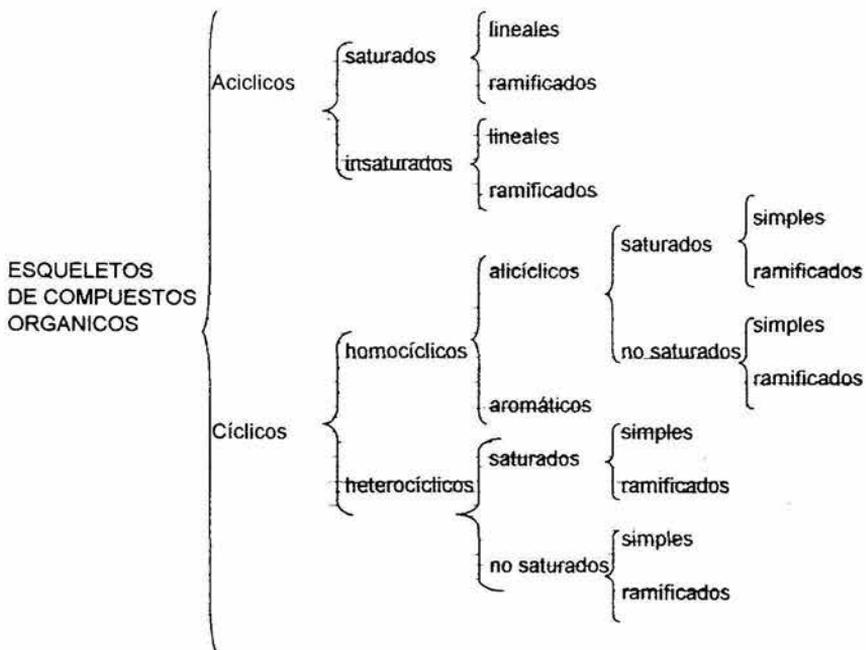
1.-Completa la siguiente tabla:

| COMPUESTO | TIPO DE HIBRIDACION | ORBITALES SIGMA | ORBITALES PI |
|---|---------------------|-----------------|--------------|
| $\text{CH}_3\text{-CH}=\text{CH}_2$ | | | |
| $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | | | |
| $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$ | | | |
| $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | | | |
| $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ | | | |
| CH_4 | | | |
| $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ | | | |
| $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ | | | |
| $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ | | | |
| $\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}_3$ | | | |

2.- Esquematiza el ejercicio 1,2 y 10 de la tabla anterior.

HIDROCARBUROS

Son compuestos constituidos solamente por átomos de carbono e hidrógeno. Los compuestos orgánicos se pueden clasificar de acuerdo a la estructura de los esqueletos que los constituyen, de la siguiente manera:



Ejemplos:

| | |
|-----------------------------------|--|
| Acíclica lineal saturada | $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ |
| Acíclica lineal insaturada | $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ |
| Acíclica saturada ramificada | $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ |
| Acíclica insaturada ramificada | $\text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ |
| Homocíclica alíciclica simple | $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$ |
| Homocíclica alíciclica ramificada | $\begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \end{array}$ |

Homocíclica aromática

Heterocíclica saturada simple

Heterocíclica saturada ramificada

Heterocíclica insaturada simple

Heterocíclica insaturada ramificada

EJERCICIOS

I.- Escriba la estructura de un esqueleto orgánico de cadena :

1.- Lineal saturada

2.- Arborescente saturada

3.- Lineal no saturada

4.- Arborescente no saturada

5.- Cíclica homogénea saturada

6.- Cíclica homogénea no saturada

7.- Cíclica heterogénea arborescente no saturada

8.- Aromática

9.- Cíclica heterogénea saturada simple

10.- Alicíclica ramificada

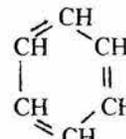
II. Clasifique el tipo de cadena orgánica al que pertenecen los siguientes:

1.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=CH-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

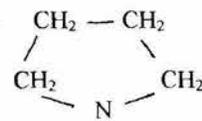
2.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-C} = \text{C} \text{-CH-CH-CH}_3 \\ | \quad | \\ \text{CH}_3 \quad \text{CH}_2\text{-CH}_3 \end{array}$

3.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH-CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_2\text{-CH}_3 \end{array}$

4.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

5.- 

6.- $\begin{array}{c} \text{CH}_2\text{-CH}_2 \\ | \quad | \\ \text{CH}_2\text{-CH}_2 \end{array}$

7.- 

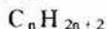
Dentro de los hidrocarburos se distinguen tres grupos importantes los alcanos, los alquenos y los alquinos.

ALCANOS

Son hidrocarburos saturados. El adjetivo, saturados, describe el tipo de enlaces de la cadena hidrocarbonada. Significa que cada átomo de carbono se encuentra unido en forma covalente a otros cuatro átomos mediante enlaces sencillos.

Se conocen también como hidrocarburos parafínicos (parafina del latín parum affinis, poca actividad) que alude a su naturaleza no reactiva.

La fórmula general de alcanos es:



Donde n es número de carbonos de la cadena.

Nomenclatura

Los alcanos en el sistema de nomenclatura UIQPA (IUPAQ en inglés) reciben el nombre básico de acuerdo al número de carbonos de la cadena principal. En la siguiente tabla aparecen los nombres y fórmulas de los primeros diez hidrocarburos saturados y una lista del número posible de isómeros que corresponde a cada uno, lo cual no quiere decir que todos se conozcan o hayan sido sintetizados.

| NOMBRE | FORMULA MOLECULAR | FORMULA SEMICONDENSADA | NO. ISOM. |
|-----------|---------------------------------|--|-----------|
| Metano | CH ₄ | CH ₄ | |
| Etano | C ₂ H ₆ | CH ₃ -CH ₃ | |
| Propano | C ₃ H ₈ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ | 1 |
| n-Butano | C ₄ H ₁₀ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 2 |
| n-Pentano | C ₅ H ₁₂ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 3 |
| n-Hexano | C ₆ H ₁₄ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 5 |
| n-Heptano | C ₇ H ₁₆ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 9 |
| n-Octano | C ₈ H ₁₈ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃ | 18 |
| n-Nonano | C ₉ H ₂₀ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ | 35 |
| n-Decano | C ₁₀ H ₂₂ | CH ₃ -CH ₂ -CH ₃ | 75 |

Los prefijos recomendados por la UIQPA para nombrar a todo compuesto orgánico mediante el número de carbonos presentes en la cadena, son:

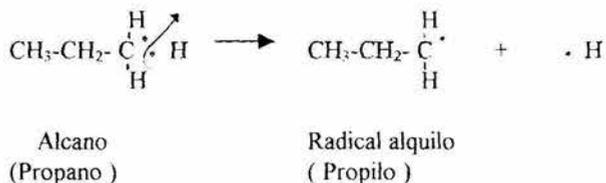
| C | PREFIJO | C | PREFIJO | C | PREFIJO | C | PREFIJO |
|----|------------|----|--------------|----|---------------|-------------------------|-------------|
| 11 | n-Undec | 21 | Henicos | 50 | Pentacont | 93 | Trinonacont |
| 12 | n-Dodec | 22 | Doeicos | | 51 | Henpentacont | 100 Hect |
| 13 | n-Tridec | 23 | Trieicos | | 52 | Dopentacont | 101 Henhect |
| 14 | n-Tetradec | 24 | Tetracicos | 60 | Hexacont | 102 Dohect | |
| 15 | n-Pentadec | 30 | Triacont | 61 | Henhexacont | 132 Dotriacontahect | |
| 16 | n-Hexadec | 31 | Hentriacont | 70 | Heptacont | 145 Pentatetracontahect | |
| 17 | n-Heptadec | 32 | Dotriacont | 71 | Henheptacont | 187 Heptaoctacontahect | |
| 18 | n-Octadec | 40 | Tetracont | 80 | Octacont | 200 Dohect | |
| 19 | n-Nonadec | 41 | Hentetracont | 85 | Pentaoctacont | 1000 Kil | |
| 20 | n-Eicosano | 42 | Dotetracont | 90 | Nonacont | | |

En el caso de los alcanos se agrega la terminación "ano" al prefijo correspondiente al no. de carbonos de la cadena. Por ejemplo:

| | |
|-----------------|---|
| Tridecano | $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{11} - \text{CH}_3$ |
| Hentriacontano | $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{29} - \text{CH}_3$ |
| Octadecahectano | $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_{116} - \text{CH}_3$ |

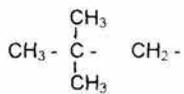
Radicales Alquilo

El grupo de átomos que permanece después de eliminar un átomo de hidrógeno de un alcano se llama radical alquilo. Por ejemplo:



Para nombrar los radicales alquilo se cambia la terminación “ano” del alcano por la terminación “ilo” o “ilo”.

| ALCANO | RADICAL | NOMBRE |
|---|---|------------------|
| Metano CH ₄ | CH ₃ - | Metil o metilo |
| Etano CH ₃ - CH ₃ | CH ₃ - CH ₂ - | Etil o etilo |
| Propano CH ₃ - CH ₂ - CH ₃ | CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - | Propil - ilo |
| | CH ₃ - CH - CH ₃ | Isopropil - ilo |
| n-Butano CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃ | CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - | n-Butil - ilo |
| | CH ₃ - CH ₂ - CH - CH ₃ | sec-Butil - ilo |
| | CH ₃ - CH - CH ₂ - CH ₃ | iso-Butil - ilo |
| | CH ₃ - C - CH ₃ CH ₃ | ter-Butil - ilo |
| n-Pentano CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃ | CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - CH ₂ - | n-Pentil - ilo |
| | CH ₃ - CH ₂ - CH ₂ - CH - CH ₃ | sec-Pentil - ilo |
| | CH ₃ - CH - CH ₂ - CH ₂ - CH ₃ | iso-Pentil - ilo |
| | CH ₃ - C - CH ₂ - CH ₃ CH ₃ | ter-Pentil - ilo |



neo-Pentil - ilo

EJERCICIO

A) De el nombre de los siguientes radicales alquilo:

- 1.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ _____
- 2.- $\begin{array}{c} | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____
- 3.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ _____
- 4.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$ _____
- 5.- $\begin{array}{c} \text{CH} - \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____
- 6.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ _____
- 7.- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_2 - \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____
- 8.- $\begin{array}{c} \text{CH} - \text{CH}_2 - \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____
- 9.- $\text{CH}_3 -$ _____
- 10.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$ _____
- 11.- $\begin{array}{c} \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____
- 12.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \begin{array}{c} \text{CH} - \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____
- 13.- $\begin{array}{c} \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$ _____

B) Escriba la fórmula de los siguientes radicales alquilo:

1.- Isopropilo

2.- Neopentil

3.- Terbutilo

4.- Metilo

5.- Isopentilo

6.- Secbutilo

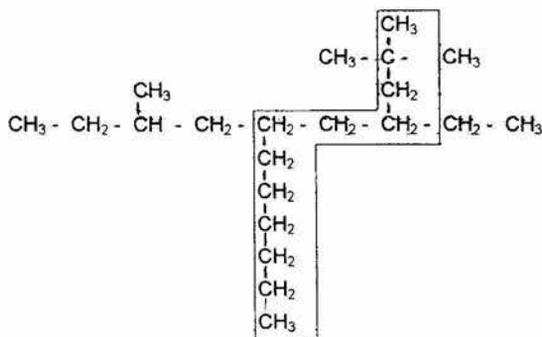
7.- Etilo

NOMENCLATURA DE ALCANOS RAMIFICADOS

REGLAS:

- 1.- Localizar y numerar la cadena mas larga posible de carbonos la cual dará el nombre básico del compuesto.
- 2.- Numerar la cadena de carbonos principal por el extremo que tenga más cerca la primera ramificación.
- 3.- Nombrar en orden alfabético o por complejidad cada sustituyente o ramificación indicando su posición con el número que corresponda al átomo de carbono al cual se encuentre unido.
- 4.- Si el mismo radical alquilo aparece más de una vez, se expresan los números de los carbonos a los cuales se halla unido. Si el mismo grupo aparece más de una vez en el mismo carbono, el número del carbono se repite cuantas veces sea necesario.
- 5.- Se emplean guiones para separar los números de los nombres de los sustituyentes; los números se separan mediante comas. El número de radicales idénticos se indica mediante prefijos griegos: *di, tri, tetra, etc.*
- 6.- El último grupo alquilo por nombrar sirve de prefijo al nombre del alcano básico y se menciona en una sola palabra.
- 7.- Los prefijos di, tri, tetra, etc. y sec, ter no se consideran para el orden alfabético

EJEMPLO



4-etil-6-isopentil-2,2-dimetildodecano

ALQUENOS

Son hidrocarburos insaturados que poseen dobles enlaces entre sus átomos de carbonos. La fórmula general para esta serie homóloga es:



Nomenclatura

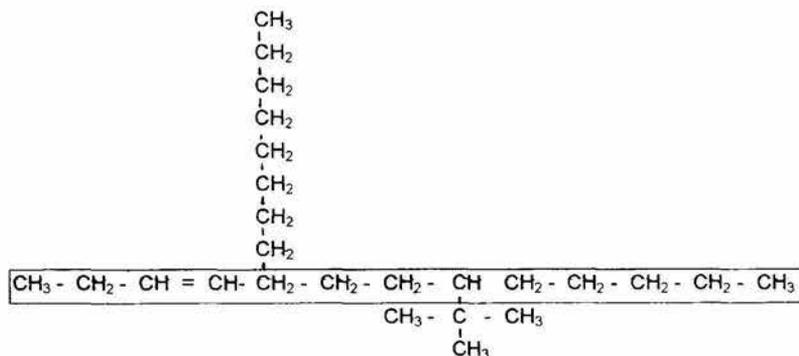
Para nombrar a un alqueno se sustituye la terminación “ano” del alcano correspondiente por la terminación “eno” indicando su posición entre los dos carbonos con el número menor.

Nomenclatura de alquenos ramificados.

Se siguen las mismas reglas que para alcanos con las siguientes modificaciones:

- Se localiza la cadena más larga que contenga el doble enlace.
- Se numera la cadena principal por el extremo que tenga más cerca la doble ligadura.
- Se indica la posición de la doble ligadura antes del nombre de la cadena larga.

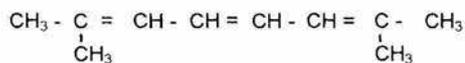
EJEMPLO



8-terbutil-5-octil-3-trideceno

Cuando existen dos o tres dobles ligaduras en la cadena principal se cambia la terminación “eno” por “dieno” o trieno respectivamente indicando su posición en la cadena principal.

EJEMPLO



2,7-dimetil-2,4,6-octatrieno

ALQUINOS

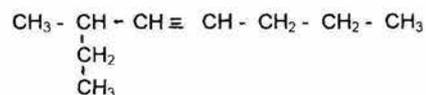
Son hidrocarburos insaturados que contienen un triple enlace entre átomos de carbono adyacentes. La fórmula general para esta clase de compuestos es:



Nomenclatura

El procedimiento para dar nombre a los alquinos es idéntico al que se utiliza para los alquenos pero la terminación “ano” del alcano básico se cambia por “ino”.

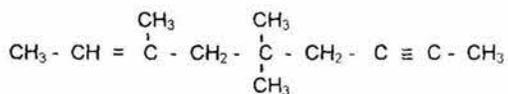
EJEMPLO



3-metil-4-octino

Cuando existen dobles y triples enlaces en la misma molécula, la nomenclatura se maneja insertando números dentro del nombre básico a fin de indicar la posición de cada enlace múltiple. Por convención *eno* precede a *ino*

EJEMPLO.



3,5,5-trimetil-2-nonén-7-ino

B).- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

1.- 3-metilpentano

2.- 1,1,2,2-tetrametilciclobutano

3.- 3-etil-2,2-dimetilheptano

4.- 2,5-dimetilhexano

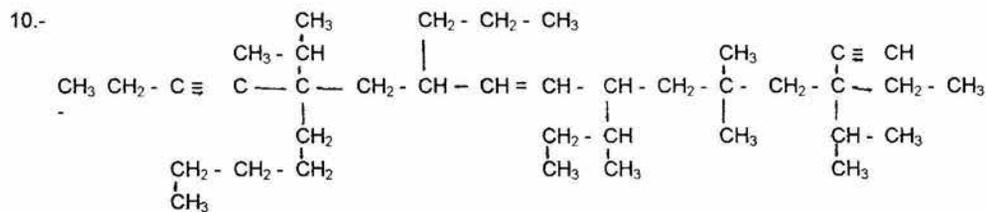
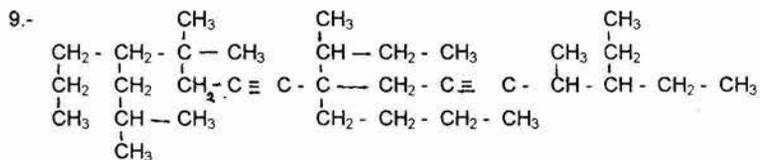
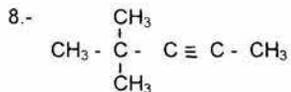
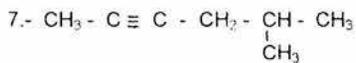
5.- 3-etil-3-metilpentano

6.- 8-terbutil-3,6-dimetildecano

7.- 9-secbutil-7-terbutil-4-etil-12-isopropil-2,2-dimetilhexadecano

8.- 7-n-butil-7-secbutil-19-terbutil -5,16,22-trietil-11,13-diisopropil-2,3,3,9,13,19,23-heptametilhexasano

9.- 14-terbutil-6,7,21-trietil-15-isobutil-4,9,17,25-tetraisopropil-11,23-dimetil-10,17-dipropil nonaeicosano



D).- Escriba la fórmula de los siguientes compuestos:

1. - 3,6-dimetil-2-octeno

2. - Propeno

3. - 2,4,4-trimetil-2-penteno

4. - trans-3,4-dimetil-3-hexeno

5. - 2,4-hexadieno

6.- 7-secbutil -3-etil-9-isopropil-11,6-dimetil- 2,10-tridecadieno

7.- 10-12-dietil-4,11-diisopropil-2,6,13,13,16-pentametil-5-propil-3,7-heptadecadieno

8.- 3-propil-1,4-pentadiino

9.- Etil, isopropilacetileno

10.- Vinilacetileno

11.- Ciclohexil-ciclopropil-acetileno

12. - 7-terbutil-7-etil-5-isopropil-10-propil-3,8-tridecadiino

13. - 5-etil-4,10-diisopropil-3,12,12-trimetil-6,13-pentadecadiino

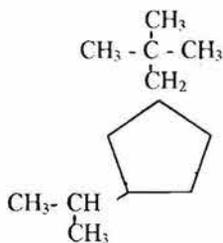
HIDROCARBUROS CICLICOS

Son hidrocarburos de cadena cerrada, que pueden presentar dobles o triples enlaces.

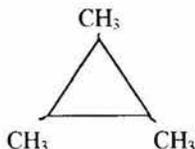
Se nombran de acuerdo al número de carbonos con el prefijo "ciclo", y se representan con la figura geométrica del polígono regular correspondiente al número de carbonos.

Si están ramificados se comienza a numerar a partir del radical menos complejo o que se escriba en primer lugar en orden alfabético. En caso de presentar enlaces múltiples o grupos funcionales estos tienen preferencia.

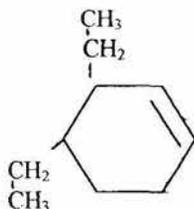
Por ejemplo:



1- isopropil-3-neopentilciclopentano



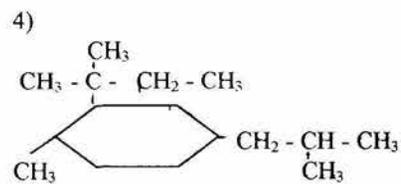
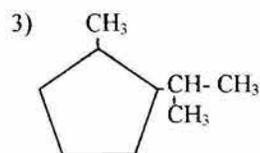
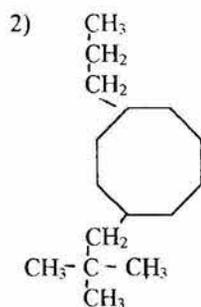
Trimetilciclopropano

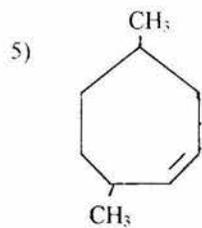


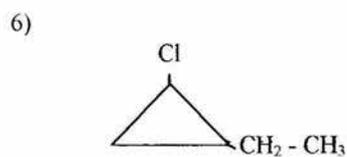
3,4-diethylciclohexeno

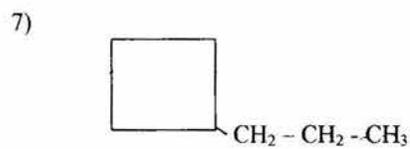
EJERCICIOS

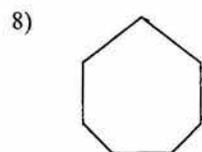
A) - Escribe el nombre de los siguientes compuestos

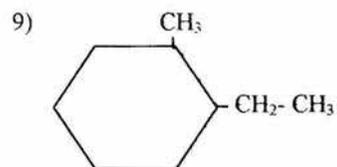




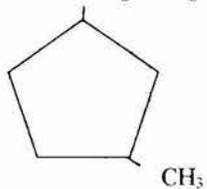








10) $\text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$



B) Escribe las fórmulas correspondientes.

1.- Ciclopropano

2.- 1-isopropil 3-neopentilciclopentano

3.- 3-terbutilcicloocteno

4.- 1-etil-3-neopentilcicloundecano

5.- 1,3,5-ciclooctatrieno

6.-Cicloicosano

7.- 4-n-butilciclohexeno

8.-4,7-dietilciclononeno

9.- 2,5-dimetil-1,3-ciclopentadieno

10.- Isopentilciclobutano

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS DE HIDROCARBUROS

ALCANOS

Obtención:

Se obtienen del gas natural y del petróleo.

Gas: 80% metano

10% etano

10% mezcla de alcanos superiores.

Propiedades Físicas

- Presentan moléculas no polares insolubles en agua pero no en disolventes orgánicos como el tetracloruro de carbono (líquido quitamanchas).
- Son menos densos que el agua. Por ejemplo:

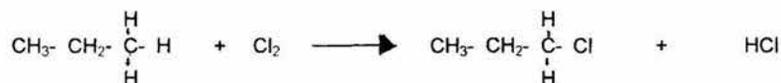
| | |
|---------|-----------|
| Heptano | 0.68 g/ml |
| Decano | 0.73 g/ml |
- Son incoloros, inoloros e insípidos.
- Los cuatro primeros son gases, del pentano al heptadecano líquidos, y el primer sólido es el octadecano.
- El punto de ebullición aumenta al aumentar el número de carbonos. Por ejemplo:

| | |
|----------|-------|
| Propano | -42°C |
| n-Octano | 125°C |

Propiedades Químicas

- Son los menos reactivos de los hidrocarburos, por lo tanto se usan como disolventes.
- En condiciones favorables reaccionan con el oxígeno (combustión), HNO₃, Cl₂ y Br₂ por sustitución.

a) Sustitución: Halogenación de alcanos.

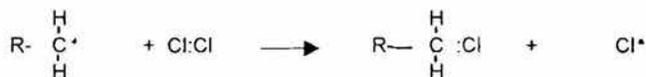
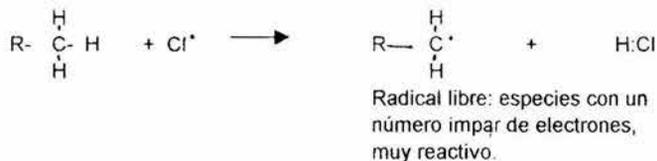


Mecanismo:

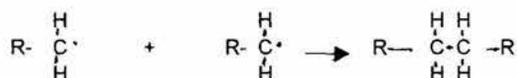
1) Iniciación:



2) Propagación:



3.- Terminación

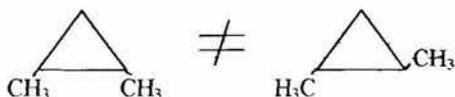


Esta reacción no se lleva a cabo con flúor porque es muy reactivo y con yodo no reacciona. Son difíciles de controlar generalmente se produce una mezcla. Por ejemplo:

El metano produce: $\text{CH}_3\text{-Cl}$; $\text{CH}_2\text{-Cl}_2$; CH-Cl_3 ; CCl_4

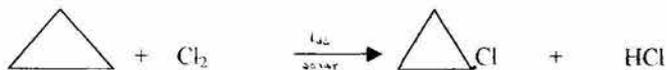
Cíclicos:

No tienen libre rotación, tiene posición rígida:



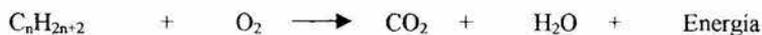
Ciclopropano.- Gas incoloro, de olor agradable, es el más potente anestésico por inhalación, tiende a linealizarse:





b) Combustión:

Ecuación general:



Usos:

Son combustibles. Por ejemplo: gasolina (mezcla de heptano y octano)

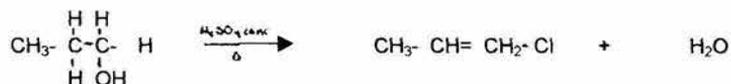
Gas doméstico: butano

Biogás: metano

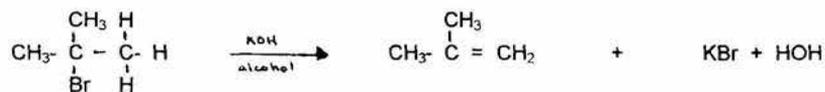
ALQUENOS

Obtención:

a) Deshidratación de alcoholes:



b) Deshidrohalogenación de haluros de alquilo:



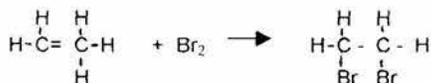
Propiedades físicas:

- Son insolubles en agua, solubles en disolventes orgánicos.
- Sus puntos de fusión y ebullición son similares a los de alcanos.

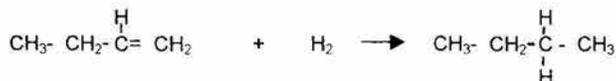
Propiedades Químicas:

Son muy reactivos.

a) Halogenación:



b) Hidrogenación:



c) Polimerización:

El más conocido es el polietileno (polimerización de billones de monómeros de etileno).

Caucho natural: polímero de 2-metil-1,3-butadieno (isopreno).

Usos:

Polietileno en E.U se producen anualmente un millón de toneladas, se usa en aislantes eléctricos, recipientes de plástico, empaques, el caucho natural en fabricación de llantas, la industria chiclera etc.

ALQUINOS

Obtención:

Es difícil por la reactividad del triple enlace. Se prepara a partir de caliza, carbón mineral y agua:



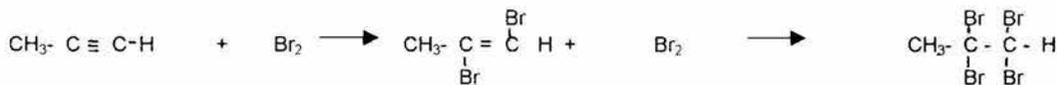
Propiedades físicas:

- Incoloro insoluble en agua, olor un poco desagradable, gas se condensa a líquido a -84°C y 1 atm de presión.
- Líquido es sensible al impacto y muy explosivo (se transporta disuelto en acetona a presión moderada)
- Llama muy luminosa (lámparas de minero, antiguas).

Propiedades químicas:

Analógicas a alquenos.

a) Halogenación: Simétricos dos etapas.



b) Formación de sales:



De cobre (Cu) y de plata (Ag) son muy explosivos en estado seco y muy sensibles al impacto.

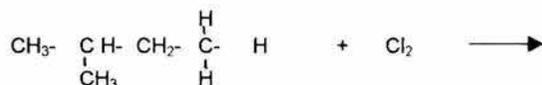
Usos:

Se usa en sopletes para soldar y cortar metales. Se usó en lámparas para minero y posteriormente en bicicletas y automóviles.

EJERCICIOS:

Completa las siguientes reacciones:

A)



B)



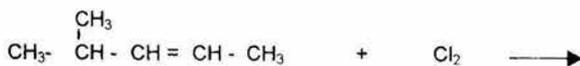
C)



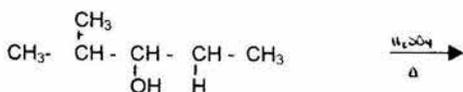
D)



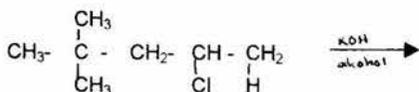
E)



F)



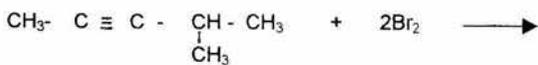
G)



H)



I)



J)



GRUPOS FUNCIONALES

Son el átomo o grupo de átomos que definen la estructura de una clase particular de compuestos orgánicos y determina sus propiedades. La familia que caracteriza a los grupos funcionales se llama función química.

Los grupos funcionales son:

| FORMULA GENERAL | GRUPO FUNCIONAL | FUNCION QUIMICA | TERMINACION |
|------------------------|------------------------|-----------------------------|--------------------|
| R-X (X= Cl, Br, I, F) | HALOGENURO | HALOGENURO DE ALQUIL O ARIL | -URO |
| R-OH | HIDROXILO | ALCOHOLES | -LO |
| R-CH=O | FORMILO | ALDEHIDOS | -AL |
| R-C-R O | OXO | CETONAS | -ONA |
| R-COOH | CARBOXILO | ACIDOS | -OICO |
| R-O-R | OXA | ETERES | ETER |
| R-COO-R | CARBOXILATO DE ALQUILO | ESTERES | -ATO |
| R-NH ₂ | AMINO | AMINAS | AMINA |
| R-CO-NH ₂ | AMIDA | AMIDAS | AMIDA |

EJERCICIOS:GRUPOS FUNCIONALES (NOMENCLATURA)

I.- Escribe la fórmula del grupo funcional que identifica a cada uno de los siguientes compuestos:

- 1.- Alcohol _____
- 2.- Acido carboxílico _____
- 3.- Eter _____
- 4.- Cetona _____
- 5.- Amina _____
- 6.- Ester _____
- 7.- Aldehído _____
- 8.- Amida _____
- 9.- Halogenuro _____

II.- Relaciona ambas columnas escribiendo el número correspondiente dentro del parentesis.

- | | | |
|-------------------------|----------|--------|
| 1.- Alcohol | R-COOH | () |
| 2.- Acido | R- CO-R | () |
| 3.- Cetona | R-CH=O | () |
| 4.- Aldehído | R-COO-R' | () |
| 5.- Eter | R-X | () |
| 6.- Ester | R-O-R | () |
| 7.- Derivado halogenado | R-OH | () |
| 8.- Organometálicos | | |
| 9.- Amina | | |
| 10.- Amida | | |

III.- Relaciona las siguientes columnas:

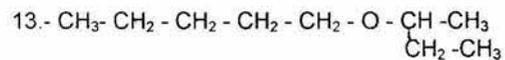
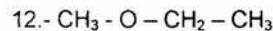
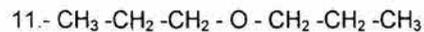
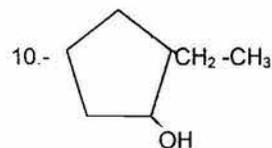
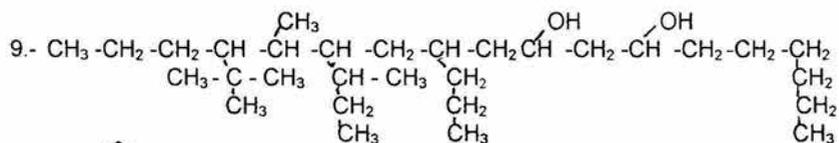
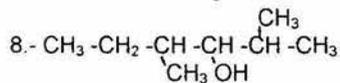
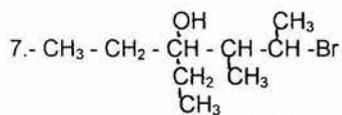
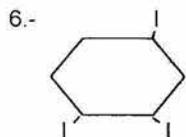
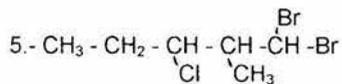
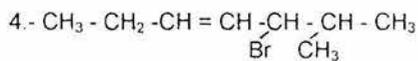
- | Compuestos | Funciones químicas |
|---|--------------------------|
| () HCOOK | a) Halogenuro de alquilo |
| () $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{NH}_2 \end{array}$ | b) Alcohol |
| () $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_3$ | c) Eter |
| () $\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$ | d) Aldehído |
| () $\text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3$ O | e) Cetona |
| () $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ | f) Acido |
| () $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O}$ | g) Sal orgánica |
| () $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{OH} \end{array}$ | h) Ester |
| () $\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3-\text{C}-\text{NH}_2 \end{array}$ | i) Amina |
| | j) Amida |

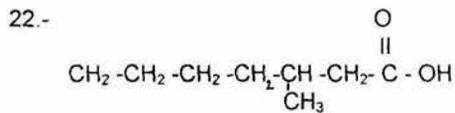
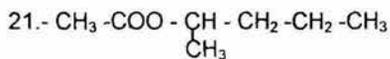
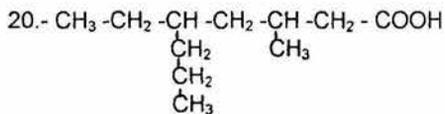
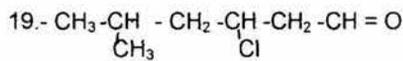
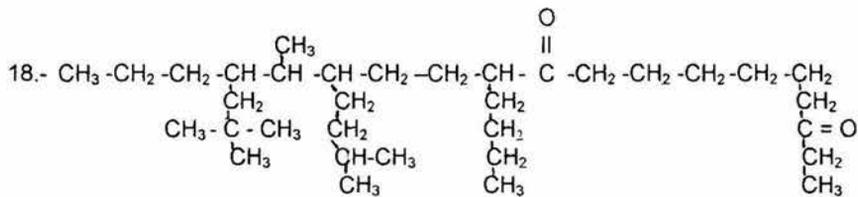
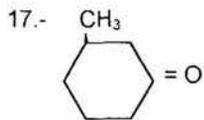
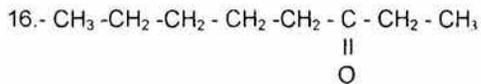
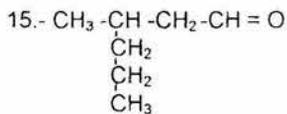
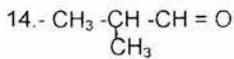
IV.- Escribe el nombre del grupo funcional presente en cada uno de los siguientes compuestos:

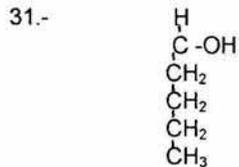
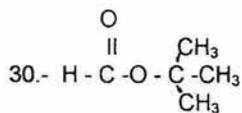
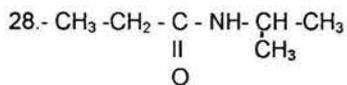
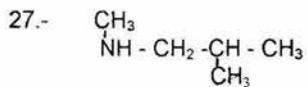
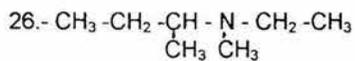
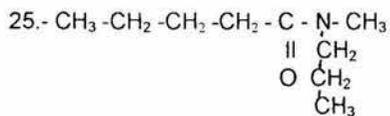
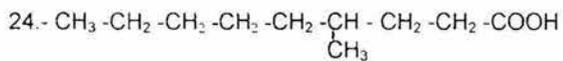
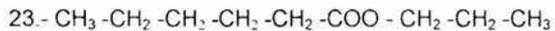
- 1.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-OH}$ _____
- 2.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-O-CH}_3$ _____
- 3.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-NH}_2$ _____
- 4.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH=O}$ _____
- 5.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-CH}_3$ _____
- 6.- $\text{CH}_3\text{-COO-CH}_3$ _____
- 7.- $\text{CH}_3\text{-CO-NH}_2$ _____
- 8.- $\text{CH}_3\text{-C(=O)-OH}$ _____
- 9.- $\text{CH}_3\text{-CH(OH)-CH}_2\text{-CH}_3$ _____
- 10.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C(=O)-H}$ _____
- 11.- $\text{CH}_3\text{-CH(CH}_3\text{)-COO-CH}_3$ _____
- 12.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-C(=O)-NH}_2$ _____
- 13.- $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_2\text{-C(=O)-OH}$ _____

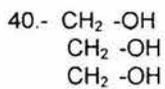
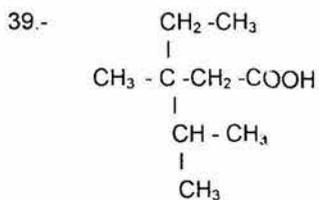
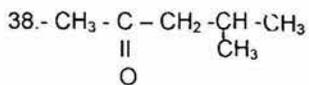
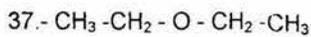
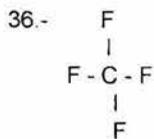
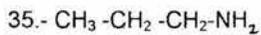
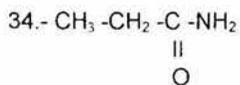
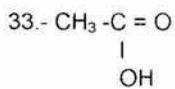
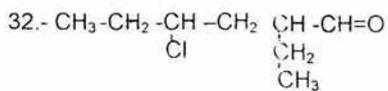
V.- Escribe el nombre de los siguientes compuestos.

- 1.- $\text{CH}_2\text{Br-CH}_2\text{Br}$
- 2.- $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)(Cl)-CH}_3$
- 3.- $\text{CH}_3\text{-C(CH}_3\text{)(F)-CH}_2\text{-CH(CH}_2\text{CH}_3\text{)-CH}_2\text{-C(CH}_3\text{)(F)-CH}_2\text{-CH}_3$









VI.- Escribe la fórmula de los siguientes compuestos:

a) 1,2-dibromobutano

b) 1,3,5-triclorociclohexano

c) 1-cloro-2-metilpropano

d) 2,5-difluoro-2,4,7-trimetildecano

e) 4-metil-2-pentanol

f) 2-cloro-3-isopropilciclohexanol

g) 2,4,4-trimetil-2-heptanol

h) isopropil,metil éter

i) terbutil neopentil éter

j) disecbutil éter

k) 3,3-dimetilbutanal

l) 4-hexén-2-ona

m) ciclopentanona

n) 2-etil-3-yodoheptanal

o) 2,3-butanodiona

p) pentadecanal

r) ac. Octanoico

s) Ac. 2,2-dimetilvaleriánico

t) Ac. 5-cloro-7-etil-4-fluornonanoico

u) propanato de secbutilo

v) isopropilato de neopentilo

w) hexanato de metilo

x) acetato de propilo

y) N-propilhexanamida

z) N,N-dietilbutanamida

aa) tripentil amina

bb) isopentil amina

cc) Ciclooctil amina

dd) N-cloro-N-ciclohexilpentanamida

ee) diterbutil eter

ff) Ac. Butírico

gg) formiato de isobutilo

hh) 5-terbutil-4-etil-6,8-tetradecadiona

ii) heptanal

jj) N-hexil-etanamida

kk) 3,8-nonanodiol

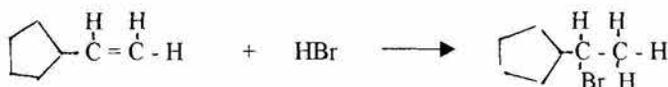
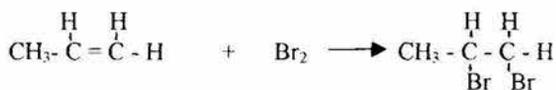
ll) butanato de metilo

PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS DE LOS GRUPOS FUNCIONALES

HALOGENUROS DE ALQUILO

Obtención : A partir de:

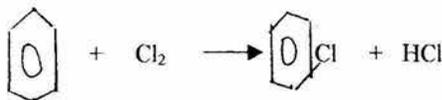
a) Alquenos:



b) Alcoholes:



c) Halogenación de aromáticos



Propiedades físicas:

- Son insolubles en agua
- Los cloruros son más ligeros que el agua, bromuros y yoduros son mas pesados.
- Su punto de ebullición se comporta como sigue:

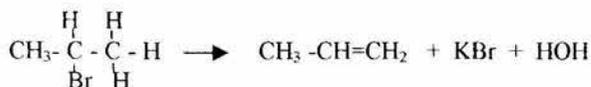
| | Cl | Br | I |
|------------|-----|----|-----|
| metilo | -24 | 5 | 43 |
| etilo | 12 | 38 | 72 |
| n-propilo | 47 | 38 | 102 |
| isopropilo | 37 | 60 | 90 |

Propiedades químicas:

Presentan dos tipos de reacciones:

a) Reacciones de eliminación.

1.- Deshidrohalogenación.- Se produce la pérdida de una molécula simple con la formación de un enlace múltiple. Ejemplo:



Esta reacción sirve para la preparación de alquenos y alquinos.

2.- Reacciones de sustitución.

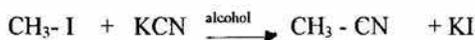
El átomo del halógeno es desplazado por un centro negativo.

Ecuación general:



A= un nucleófilo OH, OR, CN, NH₂, SH

Ejemplo:

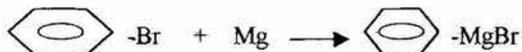


Reacción con metales:

Reaccionan con litio y magnesio formando compuestos organometálicos. Ej:



La reacción con el magnesio es descubierta por Grignard:

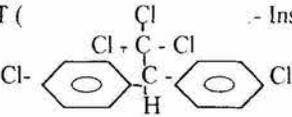


Los productos se conocen como reactivos de Grignard que son intermediarios en la síntesis de otros compuestos.

Halogenuros de alquilo importantes.

Casi todos son tóxicos, la exposición prolongada produce daños al hígado.

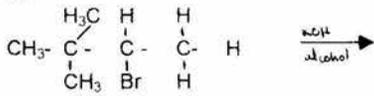
- Cloruro de etilo (CH₃ - CH₂ - Cl).- anestésico temporal, se rocía cloruro de etilo licuado en el área afectada al evaporarse extrae el calor, el tejido se congela y temporalmente se insensibiliza al dolor.
- Tetracloruro de carbono (CCl₄).- Es un disolvente, principal componente del líquido quitamanchas, es venenoso, se usa con ventilación.

- Cloroformo (CHCl₃).- Anésteico por inhalación, causa cáncer en ratas, acción depresiva cardíaca y respiratoria.
- Gas mostaza (Cl - CH₂ - CH₂ - S - CH₂ - CH₂ - Cl).- Usado en las guerras químicas, es un agente inflamatorio dermatológico, produce ampollamiento severo de lenta curación.
- Diclorofeniltricloroetano DDT () - Insecticida de uso extendido.

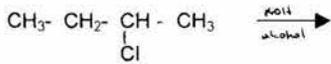
EJERCICIO

Completa las siguientes reacciones:

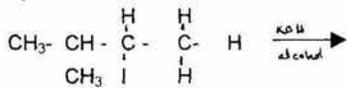
A)



B)



C)



D)



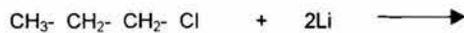
E)



F)



G)



RESPUESTAS

UNIDAD III. QUIMICA DEL CARBONO

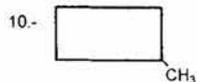
Hibridación y enlaces

- 1.- sp^2 8 1
- 2.- sp^3 10 0
- 3.- sp^2 6 2
- 4.- sp^3 13 0
- 5.- sp 9 2
- 6.- sp^3 4 0
- 7.- sp^3 16 0
- 8.- sp^2 5 1
- 9.- sp^2 11 1
- 10.- sp 6 2

Tipos de esqueletos

I

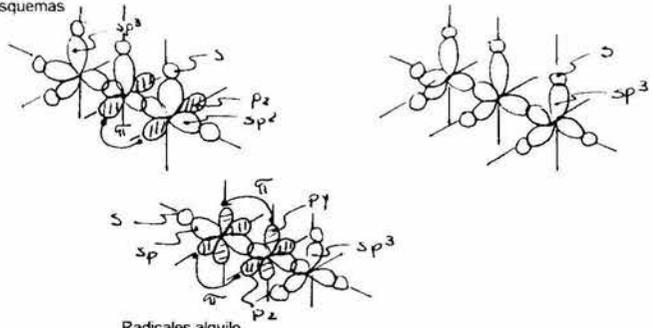
- 1.- $CH_3 - CH_2 - CH_3$
- 2.- $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH} - CH_3$
- 3.- $CH_3 - CH = CH_2$
- 4.- $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{C} = CH_2$



II

- 1.- Acíclica insaturada lineal
- 2.- Acíclica insaturada ramificada
- 3.- Acíclica saturada ramificada
- 4.- Acíclica lineal saturada
- 5.- Aromática
- 6.- Homocíclica saturada simple
- 7.- Heterocíclica saturada simple

Esquemas



Radicales alquilo

A)

- 1.- n-propil
- 2.- isopentil
- 3.- n-pentil
- 4.- etil
- 5.- isopropil
- 6.- butil
- 7.- neopentil
- 8.- isobutil
- 9.- metil
- 10.- n-pentil
- 11.- terbutil
- 12.- secpentil (1-metilbutilo)
- 13.- isopentil

B)

- 1.- $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH} - CH_3$
- 2.- $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_2 -$
- 3.- $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{C} - CH_3$
- 4.- $CH_3 -$
- 5.- $CH_3 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH} - CH_2 - CH_2 -$
- 6.- $CH_3 - CH_2 - \underset{\begin{array}{c} | \\ CH_3 \end{array}}{CH} -$
- 7.- $CH_3 - CH_2 -$

HIDROCARBUROS

a) Nombres de alcanos

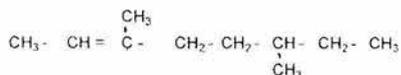
- 1.- 3-metilpentano
- 2.- 2-metilbutano
- 3.- 2,3,5,7-tetrametilnonano
- 4.- 6,7-dietil-4-isopropil-2,4,12,16-tetrametil-7-terpentil-14-n-propilheptadecano
- 5.- 17-n-butil-18-etil-6-flúor-4,10,19-triisopropil-2,5,13,20-tetrametildeoicosano
- 6.- 7-secbutil-16-etil-10-isobutil-6,13-diisopropil-2,5,19,20-tetrametil-4-n-propiltrieicosano

b) Nombres de insaturados

- 1.- Dimetil acetileno / 2-butino
- 2.- 2-etil-1-buteno
- 3.- 2-etil-4-metil-1-hexeno
- 4.- 18-etil-16-isobutil-11-isopropil-2,3,5,7,17-pentametil-13-propil-3,4,15-uneicosatrieno
- 5.- 4-secbutil-12-terbutil-13-isopropil-5-propil-3,8-heptadecadieno
- 6.- etilmetilacetileno / 2-pentino
- 7.- isobutilmetilacetileno / 5-metil-2-hexino
- 8.- terbutilmetilacetileno / 4,4-dimetil-2-pentino
- 9.- 8-n-butil-8-secbutil-3-etil-11-isobutil-4,12,12-trimetil-5,9-hexadecadieno
- 10.- 7-secbutil-3-etil-3,12-diisopropil-5,5-dimetil-12-n-pentil-10-n-propil-8-hexadecén-1,13-diino

D) Fórmulas insaturados

1.- 3,6-dimetil-2-octeno



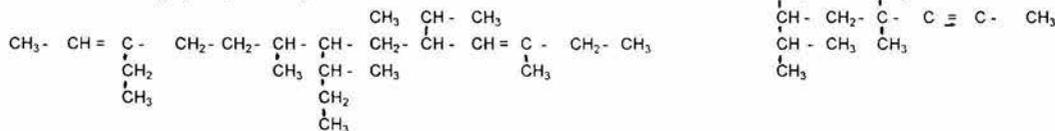
2.- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$

3.- $\text{CH}_3 - \overset{\text{C}}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}} = \text{CH} - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}} - \text{CH}_3$

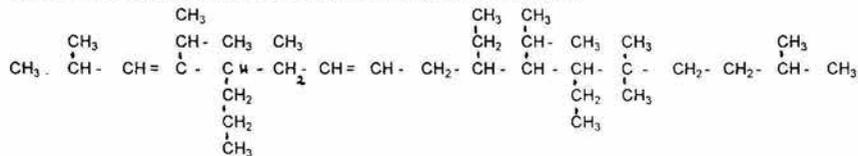
4.- $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \overset{\text{CH}_3}{\underset{\text{C}}{\text{C}}} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

5.- $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$

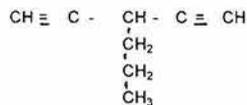
6.- 7-secbutil-3-etil-9-isopropil-11,6-dimetil-2,10-tridecadieno



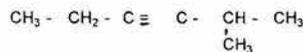
7.- 10,12-dietyl-4,11-diisopropil-2,6,13,13,16-pentametil-5-propil-3,7-heptadecadieno



8.-

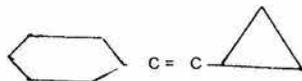


9.-

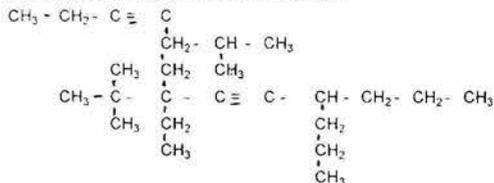


10.- $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{C} \equiv \text{CH}$

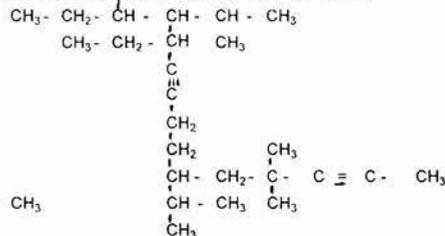
11.-



12.- 7-terbutil-7-etil-5-isopropil-10-propil-3,8-tridecino



13.- 5-etil-3,12,12-trimetil-4,10-diisopropil-6,13-pentadecadieno



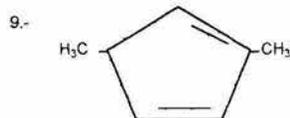
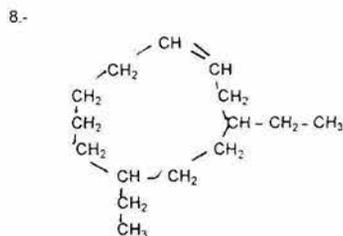
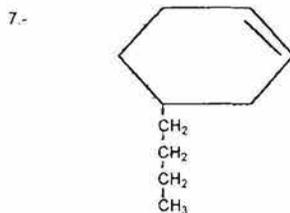
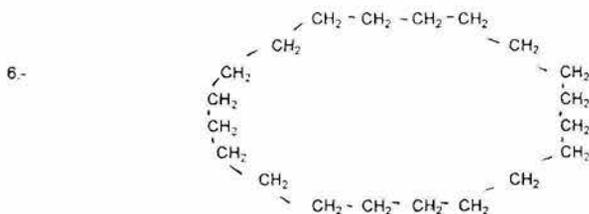
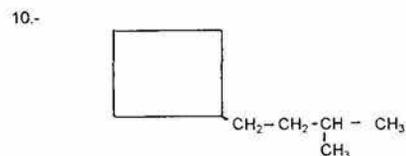
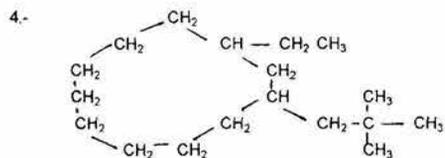
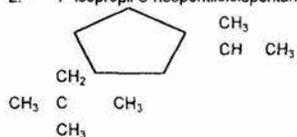
HIDROCARBUROS CICLICOS

A) Nombres

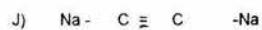
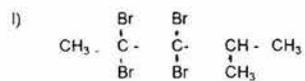
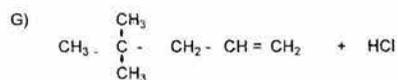
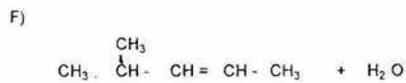
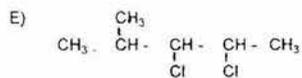
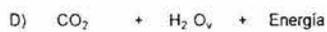
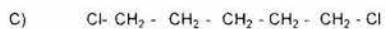
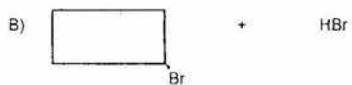
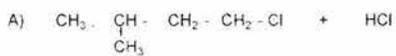
- 1.- 1,3-ciclobutadieno
- 2.- 1-neopentil-4-n-propilciclooctano
- 3.- 1-isopropil-2-metilcicloheptano
- 4.- 1-isobutil-4-metil-3-terpenticiclohexano
- 5.- 3,6-dimetilciclohepteno
- 6.- 1-cloro-2-etilciclopropano
- 7.- n-propilciclobutano
- 8.- cicloheptano
- 9.- 1-etil-2-metilciclohexano
- 10.- 1-n-hexil-3-metilcicloheptano



- 2.- 1-isopropil-3-neopentilcicloheptano



PROPIEDADES FISICAS Y QUIMICAS DE HIDROCARBUROS



GRUPOS FUNCIONALES

I

- 1.- R - OH
- 2.- R - COOH
- 3.- R - O - R
- 4.- R - C O - R
- 5.- R - N H₂
- 6.- R - C OO-R
- 7.- R - C H=O
- 8.- R - C O - H₂
- 9.- R - X X = Cl, Br, I, F

II

III

- | | |
|---|---|
| 2 | g |
| 3 | i |
| 4 | h |
| 6 | c |
| 7 | e |
| 5 | b |
| 1 | f |
| | j |

IV

- 1.- Hidroxilo / oxidrilo
- 2.- Oxa
- 3.- Amino
- 4.- Formilo
- 5.- Oxo
- 6.- Carboxilato de alquilo
- 7.- Amida
- 8.- Carboxilo
- 9.- Hidroxilo / oxidrilo
- 10.- Formilo
- 11.- Carboxilato de alquilo
- 12.- Amida
- 13.- Carboxilo

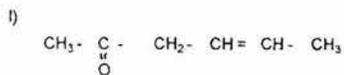
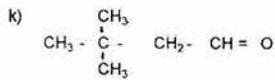
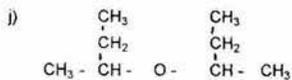
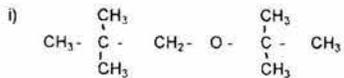
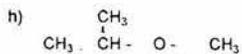
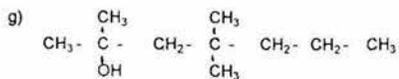
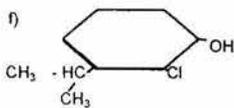
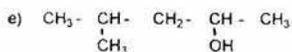
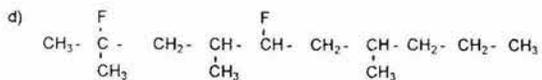
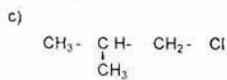
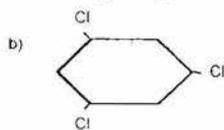
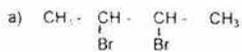
V

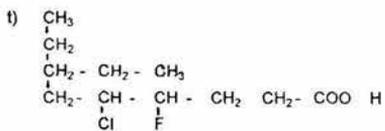
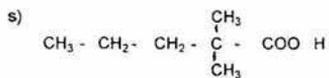
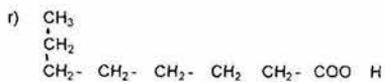
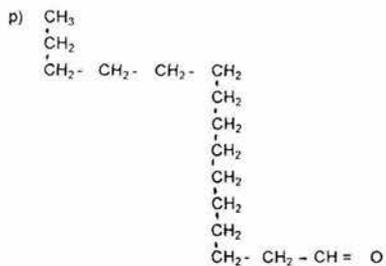
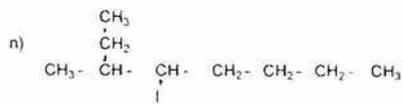
Nombres

- 1.- Tribromuro de metilo
- 2.- Cloruro de terbutilo
- 3.- 4-etil-2,6-difluor-2-metiloctano
- 4.- 5-bromo-6-metil-3-hepteno
- 5.- 1,1-dibromo-3-cloro-2-metilpentano
- 6.- 1,2,4-triodocicohexano
- 7.- 5-bromo-3-etil-4-metil-3-hexanol
- 8.- 2,4-dimetil-3-hexanol
- 9.- 13-secbutil-15-terbutil-14-metil-11-n-propil-7,9-octadecanodiol
- 10.- 2-etilciclopentanol

- 11.- Dipropil eter
- 12.- etilmetileter
- 13.- secbutilpentileter
- 14.- 2-metilpropanal
- 15.- 3-metilhexanal
- 16.- 3-octanona
- 17.- 2-metilciclopentanona
- 18.- 11-butil-14-isopentil-15-metil-16-neopentil-3,10-nonadecanodiona
- 19.- 3-cloro-5-metilhexanal
- 20.- Ac. 5-etil-3-metiloctanoico
- 21.- Etanato de secpentilo
- 22.- Ac. 3-metilheptanoico
- 23.- Hexanato de propilo
- 24.- Ac. 4-metilnonanoico
- 25.- N-metil-N-propilpentanamida
- 26.- secbutiletimetilamina
- 27.- isobutimetilamina
- 28.- N-isopropilpropanamida
- 29.- Ac. Ciclohexilmetanoico
- 30.- Metanato de terbutilo
- 31.- 1-ciclopentil-1-pentanol
- 32.- 4-cloro-2-etilhexanal
- 33.- Ac. Acético
- 34.- Propanamida
- 35.- Ciclohexilpropilamina
- 36.- Tetrafluoruro de carbono
- 37.- Dietileter
- 38.- 4-metil-2-pentanona
- 39.- Ac. 3-etilpentanoico
- 40.- 1,2,3-propanotriol

VI. - Fórmulas





v)

