

UPL
OS
T 2262

FACULTADES DE QUETZALTENANGO
UNIVERSIDAD RAFAEL LANDIVAR
FACULTAD DE HUMANIDADES

**Compendio de Química Aplicada para
Quinto Magisterio de Educación Para el Hogar**

**TESIS
PRESENTADA AL CONSEJO DE LA FACULTAD DE HUMANIDADES**

POR:
Aura Marina Calderón Gramajo de Díaz

Al Conferirle el Título de
PEDAGOGO
En el Grado Académico de
LICENCIADA

Quetzaltenango, abril del 2004



**MIEMBROS DEL CONSEJO DIRECTIVO
DEL CAMPUS CENTRAL.**

RECTOR:	Lic. Gonzalo de Villa. S. J.
VICERRECTORA GENERAL:	Licda. Guillermina Herrera Peña
VICERRECTOR ACADÉMICO	Dr. René Eduardo Poitevin.
VICERRECTOR ADMINISTRATIVO:	Arq. Carlos Haeussler.
SECRETARIO GENERAL:	Lic. Luis Estuardo Quan Mark.
VOCAL:	Lic. Richard Aitkenhead Castillo.
VOCAL:	Ing. Roberto Gutiérrez.
VOCAL:	Dr. Gabriel Medrano Valenzuela.
VOCAL:	Lic. Manuel Salazar T.
VOCAL:	Licda. Pilar Serrano de López.
VOCAL:	Licda. Raquel Zelaya.
VOCAL:	P. Carlos Cabarrús. S. J.
VOCAL:	P. José María Andrés. S. J.
VOCAL:	P. Xavier Gorostiaga. S. J.
VOCAL:	P. Juan Carlos Núñez. S. J.
VOCAL:	P. Federico Sanz. S. J.



**FACULTAD DE HUMANIDADES
CAMPUS CENTRAL**

DECANA:	Licda. María Eugenia de Sandoval.
VICE- DECANA:	Dra. Lucrecia Méndez de Penedo.
SECRETARIA DE CONSEJO:	Licda. Patricia de López.
DIRECTOR DEL DEPARTAMENTO DE CIENCIAS DE LA COMUNICACIÓN:	Dr. Jon Dunn.
DIRECTOR DEL DEPARTAMENTO DE EDUCACIÓN:	Dr. Bienvenido Argueta.
DIRECTOR DEL DEPARTAMENTO DE PSICOLOGÍA:	Dr. Fidelio Swana.
DIRECTOR DEL DEPARTAMENTO DE LETRA Y FILOSOFÍA:	Dra. Nuria Dilanova.

**MIEMBROS DEL CONSEJO
DE FACULTADES DE QUETZALTENANGO**

DIRECTOR GENERAL:	Dr. Luis Felipe Polo Gálvez.
VICE- DIRECTOR GENERAL:	Dr. Orlando Sacasa Sevilla S. J.
DIRECTORA ADMINISTRATIVA:	Licda. Gabriela González.
DIRECTORA ACADÉMICA:	Licda. Susana Kamper de De León
SECRETARIO GENERAL:	Ing. Marco Antonio Molina.
VOCAL:	Lic. Willy Aguirre.
VOCAL:	Ing. Roberto Gutiérrez.
VOCAL:	Monseñor Álvaro Ramassini.
VOCAL:	P. Juan Hernández Pico. S. J.

**TRIBUNAL QUE PRACTICÓ
EL EXAMEN PRIVADO DE TESIS**

Ing. Carmen Juliana Mazariegos.

Licda. Otilía Boj de Alvarado.

Licda. Celis Nohemí López Fuentes.

DEDICATORIA:

- A DIOS:** Fuente inagotable de sabiduría.
- A MIS PADRES:** Br. Francisco Calderón Barrios y
Eugenia Marina de Calderón.
- A MI ESPOSO:** Ing. César Israel Díaz Colomo.
- A MIS HIJOS:** María Eugenia, Aura Marina y
César Israel Díaz Calderón.
- A MIS HERMANOS:** Lic. Jeremías Israel Calderón (Q. E. P. D)
Br. Jerardín Alejandro Calderón Gramajo.
Y sus familias.
- AL ASESOR:** Ing. Álvaro Mauricio Ordóñez Cifuentes.
- A LAS CATEDRÁTICAS:** P.E.M. Sandra Leticia Maldonado Muñoz.
Licda. Otilia Boj de Alvarado.
Licda. Norma Arroyave de Prado.



**FACULTADES DE QUETZALTENANGO
UNIVERSIDAD RAFAEL LANDIVAR
FACULTAD DE HUMANIDADES
CARRERA DE LICENCIATURA EN PEDAGOGIA**

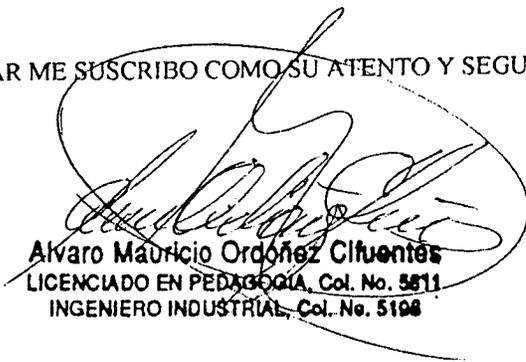
QUETZALTENANGO 22 DE JUNIO DE 2003

**DR. LUIS FELIPE POLO GALVEZ
DIRECTOR GENERAL
FACULTADES DE QUETZALTENANGO
UNIVERSIDAD RAFAEL LANDIVAR**

ESTIMADO DR. POLO:

RÉCIBA UN SALUDO CORDIAL, DESEANDOLE BENDICIONES EN SUS ACTIVIDADES COTIDIANAS. EN MI CALIDAD DE ASESOR DE LA ESTUDIANTE: PEM. AURA MARINA CALDERON GRAMAJO DE DIAZ, CON CARNE 274-80, ME ES GRATO INFORMARLE QUE HA CULMINADO SATISFACTORIAMENTE Y CUMPLIENDO CON EL REGLAMENTO VIGENTE DE TESIS, TITULADA: **COMPENDIO DE QUIMICA APLICADA PARA QUINTO MAGISTERIO DE EDUCACION PARA EL HOGAR**, PREVIO A OPTAR EL TITULO DE **PEDAGOGA** EN EL GRADO ACADÉMICO DE **LICENCIADA**. SIENDO UN GRAN APOORTE PARA LA EDUCACION GUATEMALTECA.

SIN OTRO PARTICULAR ME SUSCRIBO COMO SU ATENTO Y SEGURO SERVIDOR.


Alvaro Mauricio Ordóñez Cifuentes
LICENCIADO EN PEDAGOGIA, Col. No. 5811
INGENIERO INDUSTRIAL, Col. No. 5198

ASESOR

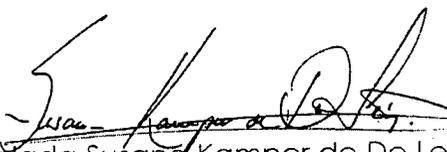


Universidad Rafael Landívar

Tradición Jesuita en Guatemala

LA DIRECCIÓN ACADÉMICA DE LAS FACULTADES DE QUETZALTENANGO, a los veintinueve días del mes marzo del año dos mil cuatro.

De acuerdo con el dictamen recibido del (la) asesor (a) del (la) Licenciado Alvaro Mauricio Ordóñez Cifuentes, de la Tesis denominada "**COMPENDIO DE QUIMICA APLICADA PARA QUINTO MAGISTERIO DE EDUCACIÓN PARA EL HOGAR**", del (la) estudiante **AURA MARINA CALDERON GRAMAJO DE DIAZ**, La Dirección Académica de las Facultades autoriza la impresión de la misma, previo a su graduación profesional.


Licenciada Susana Kamper de De León
DIRECTORA ACADÉMICA



SKdDL/sdr

NOTA: Únicamente el autor es responsable del contenido, doctrinas y criterios sustentados en esta TESIS

Índice

I. INTRODUCCIÓN.....	1
1.1. Nociones fundamentales:	6
1.1.1. Definiciones de química	6
1.1.2. Desarrollo histórico de la química	6
1.1.2.1. Tecnología y filosofía en la antigüedad	6
1.1.2.2. Filosofía natural griega	6
1.1.2.3. Alquimia: auge y declive.....	7
1.1.2.4. Dispersión del pensamiento griego	7
1.1.2.5. Resurgimiento intelectual en la edad media.....	8
1.1.2.6. El renacimiento.....	8
1.1.2.7. El nacimiento de los métodos cuantitativos.	9
1.1.2.8. Resurgimiento de la teoría atómica.....	9
1.1.2.9. Flogisto: teoría y experimento.	9
1.1.2.10. Origen de la Química analítica.	10
1.1.2.11. El nacimiento de la Química moderna.....	11
1.1.2.12. Teoría molecular.	11
1.1.2.13. Nuevos campos de la Química.....	12
1.1.2.14. Investigaciones recientes en Química	13
1.1.2.15. La industria Química	13
1.1.2.16. La Química y la sociedad	14
1.1.3. División de la Química:	15
1.1.3.1. Química orgánica	15
1.1.3.2. Química inorgánica	16
1.1.3.3. Química analítica.....	16
1.1.3.4. Química física o fisicoquímica.....	16
1.1.3.5. Bioquímica.....	17
1.1.4. Ciencias con las que se relaciona la Química.....	18
1.1.5. Química en el hogar.....	19
1.1.5.1. Medidas preventivas para utilizar productos químicos en el hogar.	20
1.2. Materia y energía:.....	21
1.2.1. Definición de materia.	21

1.2.1.1.	Estados de agregación de la materia	22
1.2.1.2.	Clasificación de los cambios de estado	22
1.2.2.	Definición de masa	23
1.2.3.	Definición de peso	23
1.2.4.	Sustancias	24
1.2.4.1.	Clasificación de las sustancias	24
1.2.5.	Definición de mezcla	24
1.2.5.1.	Características de las mezclas	25
1.2.5.2.	Métodos de separación de mezclas.	25
1.2.6.	Densidad	26
1.2.7.	Energía	27
1.2.7.1.	Fuentes de energía	27
1.3.	Estructura atómica:	28
1.3.1.	Átomo	28
1.3.1.1.	Partículas atómicas fundamentales del átomo.	28
1.3.1.2.	Características del átomo	28
1.3.2.	Teorías sobre el átomo	29
1.3.2.1.	Teoría de Dalton	29
1.3.2.2.	Teoría de Thomson	29
1.3.2.3.	Radiactividad	30
1.3.2.4.	El átomo de Rutherford	30
1.3.2.5.	El átomo de Bohr	31
1.3.2.6.	Teoría Cuántica	33
1.3.2.6.1.	Números cuánticos	34
1.3.2.6.2.	Configuración electrónica	37
1.4.	Tabla periódica	40
1.4.1.	Definición de tabla periódica	41
1.4.2.	Definición de elementos químicos	41
1.4.2.1.	División de los elementos	41
1.4.3.	Sistema periódico:	42
1.4.3.1.	Períodos	42
1.4.3.2.	Grupos	43
1.4.4.	Valencia	44
1.4.5.	Actividad química de los elementos	44

1.5. Fórmulas químicas	45
1.5.1. Definición	45
1.5.2. Enlace químico:	46
1.5.2.1. División de los enlaces químicos.....	46
1.5.2.2. Teoría de la ionización	46
1.5.3. Clasificación de los compuestos	47
1.5.4. Clasificación de los compuestos de acuerdo a su atomicidad.	47
1.5.5. Tabla de los aniones y cationes más usados.....	48
1.6. Nomenclatura	50
1.6.1. Definición	50
1.6.2. Combinaciones binarias.....	50
1.6.2.1. Combinaciones binarias con oxígeno.....	50
1.6.2.2. Compuestos hidrogenados.....	55
1.6.2.3. Compuestos sin oxígeno e hidrógeno	61
1.6.2.4. Amalgama	65
1.6.3. Compuestos ternarios	66
1.6.3.1. Hidróxidos o bases.....	66
1.6.3.2. Oxiácidos o ácidos	67
1.7. Estequiometría.....	69
1.7.1. Definición	69
1.7.2. Molécula o mol.....	69
1.7.3. Masa molecular o peso molecular.....	69
1.7.4. Composición porcentual.....	70
1.7.5. Relaciones de masa en las ecuaciones químicas.....	73
1.7.6. Ley de Avogadro y masas moleculares	75
1.7.7. Volúmenes y masas moleculares de gases	79
1.7.8. Masas y volúmenes	80
1.8. Elementos principales de la vida	84
1.8.1. Elementos químicos representativos del cuerpo humano	84
1.8.2. El oxígeno:	85
1.8.2.1. Propiedades y estado.....	86
1.8.3. El nitrógeno:.....	87
1.8.3.1. Propiedades	87

1.8.3.2. Ciclo del nitrógeno.....	88
1.8.4. El carbono.....	90
1.8.4.1. Propiedades	90
1.8.4.2. Estado natural	91
1.8.4.3. Ciclo del carbono.....	92
1.8.5. El hidrógeno:	93
1.8.5.1. Propiedades y estado natural.....	93
1.8.6. Fotosíntesis.....	94
1.8.6.1. Desarrollo de la fotosíntesis	95
1.8.6.2. Reacción lumínica	95
1.8.6.3. Reacción en la oscuridad	96
1.8.6.4. Ciclo de Calvin	97
1.8.6.5. Fotosíntesis artificial.....	97
1.9. Química en los alimentos	99
1.9.1. Agua.....	100
1.9.2. Proteínas:.....	100
1.9.2.1. Clasificación de las proteínas	101
1.9.2.2. Reacción xantoproteíca	102
1.9.3. Lípidos y grasas:.....	102
1.9.3.1. Clasificación de los lípidos	102
1.9.3.2. Grasas.....	103
1.9.4. Glúcidos:.....	103
1.9.4.1. Clasificación de los glúcidos.....	104
1.9.5. Vitaminas:	104
1.9.5.1. Clasificación	105
1.9.5.2. Funciones y efectos de su deficiencia.....	105
1.9.6. Minerales	106
1.9.7. Metabolismo:	106
1.9.7.1. Anabolismo y catabolismo.....	107
1.9.7.2. Regulación del metabolismo	108
1.9.7.3. Metabolismo de los alimentos	109
1.9.8. Ciclo de Krebs.....	111
1.10. Procesado y conservación de alimentos	113
1.10.1. Métodos:	114

1.10.1.1. Envasado	114
1.10.1.2. Congelación	115
1.10.1.3. Secado y deshidratación	115
1.10.1.4. Diversos métodos.....	116
1.10.2. Fermentaciones.....	117
1.10.3. Putrefacción y descomposición	118
1.10.3.1. Bacterias y hongos.....	119
1.10.3.2. Suelo y agua	120
1.10.3.3. Función del oxígeno	120
1.10.3.4. Descomposición y alimento.....	121
1.10.3.5. Efectos sobre otros materiales.....	122
2. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA.....	123
2.1. Objetivos.....	124
2.1.1. Generales	124
2.1.2. Específicos.....	124
2.2. Variables de estudio	124
2.3. Definición de variables.....	125
2.4. Alcances	125
2.5. Límites	125
2.6. Aporte.....	126
3. MÉTODO	127
3.1. Unidad de análisis	127
3.2. Procedimiento.....	127
3.3. Diseño	127
4. DISCUSIÓN	128
5. CONCLUSIONES	129
6. RECOMENDACIONES	130
Referencias bibliográficas	131
Anexos	
Resolución de los Ejercicios propuestos	134
Guía Curricular de Química Aplicada	147

RESUMEN

El trabajo de tesis que se presenta a continuación es un Compendio de Química Aplicada que proporciona nociones fundamentales de Química: definiciones, especialidades, ciencias con las que se relaciona y el desarrollo histórico de la misma.

Abarca generalidades sobre materia y energía, estructura atómica, tabla periódica, formación de compuestos binarios y ternarios, estequiometría, así como el estudio de algunos elementos principales de la vida.

Equilibra la teoría y las aplicaciones, con la incorporación de ejemplos reales en lo que se refiere al estudio de la Química en los alimentos y los métodos de procesado y conservación de alimentos.

Por la forma en que se exponen los contenidos, las actividades y ejercicios que se sugieren se considera una herramienta autodidáctica que se puede adaptar a diferentes estilos de aprendizaje y que hace más fácil visualizar los fenómenos químicos, estimular la curiosidad y aumentar la conciencia de los estudiantes sobre el importante papel que tiene la Química en la vida.

Como anexo aparecen la resolución de los ejercicios propuestos y la guía curricular vigente. La intención es abarcar los requerimientos del curso de Química Aplicada en la Escuela Normal de Educación para el Hogar de Quetzaltenango.

I. INTRODUCCIÓN

La Química forma parte del ser humano, ayuda al progreso de la humanidad y facilita una serie de actividades en el hogar, de ahí se deriva la importancia que ésta tiene en la vida misma. Muchas veces por no comprender esta relación, se tiene apatía hacia su estudio o por querer abarcar un sin número de contenidos no se logra comprender los principios fundamentales, ni las propiedades básicas de esta ciencia cuyo campo es ilimitado.

El curso de Química Aplicada forma parte del pensum de la carrera de Magisterio de Educación para el hogar autorizado por el Ministerio de Educación a nivel de la región sur-occidente del país. Hasta la fecha se ha comprobado a través de la experiencia que no existe algún trabajo relacionado con la asignatura, que incluya los temas de la guía curricular; es por ello que el presente trabajo de tesis consiste en la elaboración de un Compendio de Química Aplicada, el cual en el desarrollo de los contenidos pretende introducir al estudiante al conocimiento de la Química; estimular la curiosidad y capacidad de análisis sobre los procesos químicos cotidianos, con el propósito de utilizar esta información en la conservación de los alimentos y la salud y para el beneficio del hogar. En cada capítulo se incluyen actividades y ejercicios relacionados con el contenido estudiado a fin de comprobar y aplicar los conocimientos adquiridos.

Este trabajo va dirigido a catedráticos y estudiantes del nivel medio, de esta carrera con el propósito de brindarles en forma breve y precisa un auxiliar didáctico que facilite la enseñanza de la asignatura. Por la forma en que se presentan los temas y la simplicidad de los ejercicios, este Compendio es apropiado para estudiantes cuyas habilidades, intereses y metas van enfocadas más hacia las áreas prácticas y el poco espacio (número de períodos) con el que se cuenta para el desarrollo del curso.

Con relación al tema, el trabajo realizado por **Monzón, (1993)**, en su obra Principios de Química Orgánica, explica la definición, importancia y campo de estudio de la Química orgánica. Esta especialidad de la Química estudia

los compuestos del Carbono, elemento básico con el que los seres vivos forman la mayoría de sus moléculas. La importancia de esta rama de la Química radica en que a través de ella se conocen los procesos vitales y como se alteran. Para el estudio de la Química orgánica se supone que los estudiantes ya han tenido un curso de Química General, por lo que este texto no es apto para alumnos que se introducen en el estudio de esta ciencia.

Por su parte, **Dickson, (1998)**. En su manual de laboratorio *Introducción a la Química*, manifiesta que la Química es una ciencia experimental y que la experiencia en el laboratorio es una parte necesaria para su estudio, puesto que muchos conceptos y definiciones se consolidan con los ejercicios de laboratorio. Resalta las técnicas, procedimientos y precauciones del laboratorio y estimula la recolección y uso de datos experimentales. Los experimentos son de naturaleza cualitativa cuando refuerzan las observaciones de las propiedades y las reacciones de químicos y cuantitativa cuando se enfoca hacia la recolección de datos que se usan para realizar cálculos. La limitante en la aplicación de este manual es que no se cuenta con laboratorio de Química.

El trabajo de **Slabaugh, y Parsons, (1997)**. En su libro *Química General*. Desarrolla los temas de enlace químico, átomos, moléculas, gases, líquidos, sólidos, soluciones, Electroquímica, Química nuclear, Química orgánica e inorgánica y Bioquímica con mucha profundidad y de manera muy elevada. Esta obra aborda la Química en forma descriptiva, integrándola con los principios físicos y químicos, enfatiza su aplicación a las propiedades de las sustancias; en los márgenes exteriores presenta un material adicional en donde proporciona información más detallada, la cual es reforzada con una serie de ejercicios y problemas; es recomendable como un excelente recurso para ahondar en los temas, pero por complejidad de la información, no es accesible para estudiantes que se inician en un curso de Química en el nivel medio.

Con relación al tema, **Pérez, (1990)**, en su ensayo didáctico *Introducción a la Química General*, presenta una serie de conceptos básicos sobre materia y

energía, las principales unidades que se utilizan para cuantificarla y la forma para efectuar conversiones (análisis dimensional), analiza los postulados de la teoría atómica y la estructura electrónica del átomo, la tabla periódica de los elementos, la electronegatividad, enlaces químicos y escritura, balanceo de ecuaciones y resolución de problemas estequiométricos. Para la utilización del texto se dan una serie de recomendaciones y sugerencias, se pretende que el estudiante pueda leerlo y analizarlo por sí solo y que el profesor no se dedique únicamente a informar, sino que el tiempo de clase sea para profundizar, analizar y resolver temas o problemas específicamente difíciles. Sin embargo la obra está más orientada hacia las ciencias agrícolas.

Por otro lado, **Domínguez, y López, (1991)**, en su libro de texto *Comprendiendo Química*, proporciona información sobre compuestos y mezclas, estructura atómica, tabla periódica de los elementos, enlace químico, fórmulas y reacciones químicas, el estudio de algunos elementos importantes en la naturaleza como el Azufre, el Nitrógeno, el Fósforo y sus compuestos. La exposición de los temas es bastante didáctica, en cada una de las unidades incluye índice de contenidos, objetivos particulares, definiciones, actividades de laboratorio y hojas de auto evaluación, lo que permite de manera sistemática la fijación del aprendizaje. Está más enfocado hacia la Química inorgánica, lo que no permite que pueda utilizarse como libro de texto en el curso de Química Aplicada a la carrera de Educación Para El Hogar.

El trabajo desarrollado de **Prieto, (1991)**, en su ensayo didáctico *Fundamentos de Bioquímica*, expresa que la Bioquímica como rama de la Química estudia los fenómenos involucrados en los procesos biológicos, enumera y analiza nombres, estructuras y propiedades que intervienen en los procesos, así como las reacciones involucradas en los mismos. Desarrolla temas como el agua, carbohidratos, proteínas, lípidos, ciclo de Krebs, enzimas y metabolismo. En la exposición de los contenidos utiliza una metodología bastante adecuada ya que cada una de las unidades cuenta con objetivos: terminal de asignatura, de la unidad y aprendizaje, contenido teórico práctico, material complementario, auto evaluación, clave de respuestas; el uso del lenguaje

en forma diagonal estimula al estudiante en la lectura y facilita la asimilación de las ideas, incluye estrategias de estudio basadas en la actividad, la reflexión, el análisis y la síntesis. Pero lamentablemente por la complejidad de los contenidos no puede utilizarse en el Nivel Medio.

La obra de **Rodríguez, (1990)**. Nomenclatura Química Inorgánica. Divulga un método para aprender a escribir y leer fórmulas Químicas, aduce que una de las mayores dificultades para el estudio de la Química, está en que se desconoce el lenguaje de esta ciencia (nomenclatura Química), esto hace que esta materia sea desagradable para el alumno, pues no la comprende. El método se basa en la simplicidad de las explicaciones, la multiplicidad de los ejercicios y la facilidad de realizarlos en clase o como tarea en un tiempo razonable; la constante práctica de escribir y leer formulas hará que el alumno adquiera destrezas y habilidades y afirme sus conocimientos, se aplican las reglas de la IUPAC (Unión Internacional de Química pura y aplicada), trata de simplificar la nomenclatura utilizando un sistema moderno que se propone ser más lógico, más fácil y el que se usa internacionalmente. Es un excelente auxiliar para principiantes en un curso de Química. Pero únicamente abarca un tema de la guía curricular.

Por su parte **Rincón, (1993)**. En su producción ABC de la Naturaleza. Refiere información y explicaciones objetivas y accesibles sobre el área de las Ciencias Naturales, en las disciplinas de Física, Química y Biología; considera que los conocimientos de cada una de estas ciencias deben estar integrados y apoyados entre sí, puesto que los fenómenos no se producen aisladamente. La temática que aborda y la forma como la expone puede utilizarse muy afinadamente en el curso de nutrición ya que da a conocer los glúcidos, los lípidos, las proteínas en la alimentación, los minerales y las vitaminas, explica las fuentes, su función en el organismo y los efectos de sus deficiencias. Al comenzar la unidad aparecen los objetivos particulares y específicos y al final una guía de actividades que son esenciales para la comprensión, comprobación, aplicación y evaluación de los conocimientos de los alumnos.

Al mismo tiempo **Cortés, y Shirásago, (1996)**. En su cuaderno de trabajo de Química Práctica. Propone desechar cualquier enfoque teórico y abstracto en la enseñanza de la ciencia, con la finalidad de hacer atractivo, ameno e interesante para los estudiantes su acercamiento a esta disciplina; su propuesta se sustenta en la experimentación, estableciendo una relación directa con la materia para lograr así que la apropiación de los contenidos puedan llevarse a cabo por medio de la interacción personal del estudiante con los fenómenos estudiados. Para la realización de los experimentos sugieren utilizar sustancias y utensilios disponibles en cualquier lugar de fácil obtención en farmacias o tiendas de abarrotes, sin dejar de considerar experimentos formales que requieran del laboratorio escolar. Otra de las orientaciones a que se refiere es a la estrecha vinculación del desarrollo de la Química, su relación con el ambiente y la importancia que ésta tiene como coadyuvante para la solución de problemas ambientales. El inconveniente de utilizar este cuaderno de trabajo está en que tiene poca fundamentación teórica.

Así mismo, **Ordóñez, (1999)**, en su Manual de Química I, expone la importancia del estudio de la Química y las aplicaciones de esta ciencia, enfocando los aspectos positivos y negativos, lo cual ha sido en beneficio o perjuicio de la humanidad. Considera que el curso de Química se estudia únicamente como un requisito para concluir los estudios del nivel medio, porque el estudiante no tiene un entendimiento de los principios básicos de esta asignatura y su relación con la vida misma en los alimentos que se toman a diario, la ropa que se usa, las medicinas y otras áreas de la vida que son afectadas directa e indirectamente por diversas reacciones químicas. El estudio de la Química resultará interesante si se relaciona con las actividades cotidianas y al mismo tiempo servirá de base para seleccionar una carrera de nivel superior. Pero no es un texto apropiado para estudiantes de la Carrera de Educación para el Hogar, porque los contenidos no se adaptan a la temática de la guía curricular.

1.1. NOCIONES FUNDAMENTALES:

1.1.1. DEFINICIONES:

Según Redmore (1981) **QUÍMICA**: Es la ciencia que estudia la composición, caracterización y transformación de la materia. Se puede definir también como: ciencia que estudia la estructura de las sustancias o compuestos y los procesos de como llegaron a formarse.

1.1.2. DESARROLLO HISTÓRICO DE LA QUÍMICA.

Desde los primeros tiempos, los seres humanos han observado la transformación de las sustancias— la carne cocinándose, la madera quemándose, el hielo derritiéndose— y han especulado sobre sus causas. Si se sigue la historia de esas observaciones y especulaciones, se puede reconstruir la evolución gradual de las ideas y conceptos que han culminado en la Química Moderna.

1.1.2.1. TECNOLOGÍA Y FILOSOFÍA EN LA ANTIGÜEDAD

Los primeros procesos químicos conocidos fueron realizados por los artesanos de Mesopotamia, Egipto y China, trabajaban con metales nativos como el oro y el cobre, aprendieron a fundir (óxidos metálicos y los sulfuros) calentándolas con madera o carbón de leña para obtener los metales.

En esas culturas se inició también una tecnología química primitiva, los tintoreros descubrían métodos para fijar los tintes en los tejidos y los alfareros preparaban barnices y fabricaron vidrio.

1.1.2.2. FILOSOFÍA NATURAL GRIEGA

Desde los tiempos de Tales de Mileto, unos 600 años A. C. El mismo Tales pensaba que toda la materia procedía del agua, que podía solidificarse en tierra o evaporarse en aire. Sus sucesores ampliaron esta teoría en la idea de que el mundo estaba compuesto por cuatro elementos: Tierra, Agua, Aire y Fuego. Según Demócrito, los elementos anteriores estaban compuestos por átomos, partículas diminutas que se movían en el vacío. Aristóteles, creía que los elementos formaban un medio continuo de materia y, por tanto, el vacío no podía existir y además que la materia poseía cuatro cualidades: calor, frío, humedad y sequedad.



1.1.2.3. ALQUIMIA: AUGE Y DECLIVE

La teoría de Aristóteles fue aceptada por los prácticos artesanos, especialmente en Alejandría, Egipto, que después del 300 A.C. se convirtió en el centro intelectual del mundo antiguo. Ellos pensaban que los metales de la tierra tendían a ser cada vez más perfectos y a convertirse gradualmente en oro, y creían que podían realizar el mismo proceso más rápidamente en sus talleres, transmutando así de forma artificial los metales comunes en oro. A principios del año 100 de la era cristiana, esta idea dominaba la mente de los filósofos y los trabajadores del metal, y se escribió un gran número de tratados sobre el arte de la transmutación que empezaba a conocerse como Alquimia. Aunque nadie consiguió hacer oro, en la búsqueda de la perfección de los metales se descubrieron muchos procesos químicos.

Casi al mismo tiempo (y probablemente de forma independiente) apareció en China una Alquimia similar. Aquí el objetivo también era fabricar oro, aunque no por el valor monetario del metal. Los chinos consideraban al oro como una medicina que podía conferir larga vida o incluso la inmortalidad a cualquiera que la consumiera. Al igual que los egipcios, los chinos aumentaron sus conocimientos de la Química Práctica a partir de teorías incorrectas.

1.1.2.4. DISPERSIÓN DEL PENSAMIENTO GRIEGO

Después del declive del Imperio Romano, en la Europa Occidental empezaron a estudiarse menos los escritos griegos, e incluso fueron bastante abandonados en el Mediterráneo Oriental. Sin embargo, en el siglo VI, un grupo de cristianos conocidos como los nestorianos, cuyo idioma era el sirio, expandieron su influencia por Asia Menor. Establecieron una universidad en Edessa, Mesopotamia, y tradujeron al sirio un gran número de escritos filosóficos y médicos griegos para que pudieran ser utilizados por los estudiantes.

En los siglos VII y VIII, los conquistadores árabes expandieron la cultura islámica sobre gran parte de Asia Menor, norte de África y España. Los califas de Bagdad se convirtieron en mecenas activos de la ciencia y el saber. La traducción Siria de los textos griegos fue traducida de nuevo, esta vez al árabe, y junto con el resto del saber griego volvieron a florecer las ideas y la práctica de la Alquimia.

Los alquimistas árabes también estaban en contacto con China; así, a la idea del oro como metal perfecto le añadieron el concepto del oro como medicina. Se concibió un agente específico para estimular la transmutación, la "piedra filosofal", que se convirtió en el objeto de investigación de los alquimistas.

1.1.2.5. RESURGIMIENTO INTELECTUAL EN LA EDAD MEDIA

En el siglo XI comenzó en Europa occidental un gran resurgimiento intelectual, estimulado en parte por los intercambios culturales entre los estudiantes árabes y cristianos en Sicilia y España. Se crearon escuelas de traductores, y sus traducciones transmitieron las ideas filosóficas y científicas al resto de los estudiantes europeos. Así, el saber de la ciencia griega pasó por las lenguas intermedias siria y árabe, fue difundido en la lengua erudita, el latín, y posteriormente se expandió por Europa. Muchos de los manuscritos leídos con más anhelo estaban relacionados con la Alquimia.

Había dos tipos de manuscritos: unos eran puramente prácticos, y otros intentaban aplicar las teorías de la naturaleza de la materia a los problemas alquímicos. Entre los temas prácticos discutidos se encontraba la destilación. Entre los productos más importantes obtenidos así se encontraban el alcohol y los ácidos minerales: ácido nítrico, agua regia (una mezcla de ácido nítrico y clorhídrico), ácido sulfúrico y ácido clorhídrico.

El descubrimiento por parte de los chinos de los nitratos y la pólvora llegó pronto a Occidente a través de los árabes, sobre todo en lo referente a la composición de los metales.

1.1.2.6. EL RENACIMIENTO

Durante los siglos XIII y XIV, la influencia de Aristóteles sobre todas las ramas del pensamiento científico empezó a debilitarse. La observación del comportamiento de la materia arrojó dudas sobre las explicaciones relativamente simples que Aristóteles había proporcionado; estas dudas se expandieron con rapidez después de la invención de la imprenta con tipos móviles (1450). Después del 1500 aparecieron cada vez más trabajos académicos, así como trabajos dedicados a la tecnología. El resultado de este saber creciente se hizo más visible en el siglo XVI.

1.1.2.7. EL NACIMIENTO DE LOS MÉTODOS CUANTITATIVOS

Entre los libros más influyentes que aparecieron en esa época había trabajos prácticos sobre Minería y Metalurgia. Esos tratados dedicaban mucho espacio a la extracción de los metales valiosos de las minas, trabajo que requería el uso de una balanza o una escala de laboratorio y el desarrollo de Métodos Cuantitativos. Los especialistas de otras áreas, especialmente de Medicina, empezaron a reconocer la necesidad de una mayor precisión. Los médicos, algunos de los cuales eran alquimistas, necesitaban saber el peso o volumen exacto de la dosis que administraban. Así, empezaron a utilizar métodos químicos para preparar medicinas.

Paracelso pasó la mayor parte de su vida disputando violentamente con los médicos de la época, y en el proceso fundó la ciencia de la iatroquímica (uso de medicinas químicas), precursora de la Farmacología. Él y sus seguidores descubrieron muchos compuestos y reacciones químicas.

A finales del siglo XVI, Andreas Libavius publicó su Alchemia, que organizaba el saber de los iatroquímicos y que se considera a menudo como el primer libro de Química Clásica.

En la primera mitad del siglo XVII empezaron a estudiar experimentalmente las reacciones Químicas.

1.1.2.8. RESURGIMIENTO DE LA TEORÍA ATÓMICA

En el siglo XVI, los experimentos de los científicos descubrieron cómo crear un vacío. El filósofo y matemático francés René Descartes y sus seguidores desarrollaron una visión mecánica de la materia en la que el tamaño, la forma y el movimiento de las partículas diminutas explicaban todos los fenómenos observados.

El químico físico británico Robert Boyle, desarrollo estudios sobre el "muelle de aire" (elasticidad), los cuales condujeron a lo que se conoce como ley de Boyle, una generalización de la relación inversa entre la presión y el volumen de los gases.

1.1.2.9. FLOGISTO: TEORÍA Y EXPERIMENTO

Mientras muchos filósofos naturales especulaban sobre las leyes matemáticas, los primeros químicos intentaban utilizar en el laboratorio las teorías Químicas para explicar las reacciones reales que observaban. En la

segunda mitad del siglo XVII, el médico, economista y químico alemán Johann Joachim Becher construyó un sistema químico en torno a su principio. Becher anotó que cuando la materia orgánica ardía, parecía que un material volátil salía de la sustancia. Su discípulo Georg Ernst Stahl supuso que cuando algo ardía, su parte combustible era expulsada al aire. A esta parte la llamó flogisto, de la palabra griega flogistós, "inflamable". La oxidación de los metales era análoga a la combustión y, por tanto, suponía pérdida de flogisto. La explicación del flogisto no tuvo mucha influencia entre los químicos hasta que fue recuperada por el químico Antoine Laurent de Lavoisier, en el último cuarto del siglo XVIII.

1.1.2.10. ORIGEN DE LA QUÍMICA ANALÍTICA

En esa época, otra observación hizo avanzar la comprensión de la Química. Se prepararon tablas que mostraban las afinidades relativas al mezclar diferentes productos.

Todos esos avances condujeron en el siglo XVIII al descubrimiento de nuevos metales y sus compuestos y reacciones. Comenzaron a desarrollarse Métodos Analíticos Cualitativos y Cuantitativos, dando origen a la Química Analítica.

El estudio químico de los gases, empezó a adquirir importancia después de que el fisiólogo británico Stephen Hales desarrollara la cubeta o cuba neumática para recoger y medir el volumen de los gases liberados en un sistema cerrado. El estudio de los gases avanzó rápidamente y se alcanzó un nuevo nivel de comprensión de los distintos gases.

La interpretación inicial del papel de los gases en la Química se produjo en Edimburgo (Escocia) en 1756, cuando Joseph Black publicó sus estudios sobre las reacciones de los carbonatos de magnesio y de calcio.

En la década siguiente, el físico británico Henry Cavendish aisló el "aire inflamable".

El descubrimiento más importante de Priestley fue el Oxígeno.

Mientras tanto, la Química había hecho grandes progresos en Francia, particularmente en el laboratorio de Lavoisier. A éste le preocupaba el hecho de que los metales ganaban peso al calentarlos en presencia de aire, cuando se suponía que estaban perdiendo flogisto.

Priestley visitó Francia en 1774, y le comentó a Lavoisier su descubrimiento del aire deflogistizado. Lavoisier entendió rápidamente el significado de esta sustancia, y este hecho abrió el camino para la revolución Química que estableció la Química Moderna. Lavoisier lo llamó "Oxígeno", que significa "generador de ácidos".

1.1.2.11. EL NACIMIENTO DE LA QUÍMICA MODERNA

Lavoisier demostró con una serie de experimentos brillantes que el aire contiene un 20% de Oxígeno y que la combustión es debida a la combinación de una sustancia combustible con Oxígeno. Al quemar Carbono se produce aire fijo (dióxido de Carbono).

La teoría del flogisto fue sustituida rápidamente por la visión de que el Oxígeno del aire se combina con los elementos componentes de la sustancia combustible que forma los óxidos de dichos elementos.

Antonio Laurent Lavoisier (1743- 1794) Químico francés llamado Padre de la Química Moderna, hizo los siguientes aportes:

- a) Utilizó la balanza de laboratorio para darle apoyo cuantitativo a su trabajo
- b) Preparó el camino para la aceptación de La ley de Conservación de la Masa.
- c) Sustituyó el sistema antiguo de nombres químicos (basado en el uso alquímico) por la nomenclatura Química racional utilizada hoy.
- d) Ayudó a fundar el primer periódico químico.
- e) Su teoría sobre la combustión en la cual propuso que el Oxígeno era necesario para la combustión.

El químico sueco Jöns Jakob, barón de Berzelius propuso representar los símbolos de los átomos de los elementos por la letra o par de letras iniciales de sus nombres.

1.1.2.12. TEORÍA MOLECULAR

En el siglo XIX, el químico y físico francés Joseph Gay-Lussac demostró que los volúmenes de los gases reaccionantes están siempre en la relación de números enteros sencillos, es decir, la ley de las proporciones múltiples.

John Dalton supuso que cuando se mezclaban dos elementos, el compuesto resultante contenía un átomo de cada uno, se podía asignar un valor cuantitativo preciso a la masa de cada átomo.

La teoría de Dalton no explicaba por completo la ley de las proporciones múltiples y no distinguía entre átomos y moléculas.

El físico italiano Amadeo Avogadro encontró la solución a esos problemas en 1811.

Sugirió que a una temperatura y presión dadas, el número de partículas en volúmenes iguales de gases era el mismo, e introdujo también la distinción entre átomos y moléculas. Cuando el Oxígeno se combinaba con Hidrógeno, un átomo doble de Oxígeno (molécula en nuestros términos) se dividía, y luego cada átomo de Oxígeno se combinaba con dos átomos de Hidrógeno, dando la fórmula molecular de H_2O para el agua y O_2 y H_2 para las moléculas de Oxígeno e Hidrógeno, respectivamente.

En 1860 el químico italiano Stanislao Cannizzaro volvió a introducir la hipótesis de Avogadro.

El descubrimiento en 1800 de la pila voltaica, la primera pila eléctrica real, proporcionó a los químicos una nueva herramienta que llevó al descubrimiento de metales como el sodio y el potasio.

1.1.2.13. NUEVOS CAMPOS DE LA QUÍMICA

En el siglo XIX, los avances más sorprendentes de la Química se produjeron en el área de la Química orgánica. La teoría estructural, que proporcionaba una imagen de cómo se mantenían los átomos juntos, no era matemática, sino que empleaba su propia lógica. Ella hizo posible la predicción y preparación de muchos compuestos nuevos, incluyendo una gran cantidad de tintes, medicinas y explosivos importantes, que dieron origen a grandes industrias Químicas.

Al mismo tiempo, aparecieron otras ramas de la Química. En Física, se inició el estudio de la Termodinámica Química. La extensión de los estudios electroquímicos llevó al químico sueco Svante August Arrhenius a postular la disociación de las sales en disolución para formar iones portadores de cargas eléctricas. Además, comenzó una investigación fundamental sobre los coloides y la Fotoquímica. A finales del siglo XIX, todos los estudios de este tipo fueron englobados en un campo conocido como Química Física.

La Química Inorgánica también necesitaba organizarse. El sistema periódico, formulado a raíz de que el químico ruso Dimitri Ivánovich Mendeléiev en 1869 y el químico alemán Julius Lothar Meyer en 1870 elaboraran independientemente la Ley Periódica, eliminó esta confusión e indicó dónde se encontrarían los nuevos elementos y qué propiedades tendrían.

A finales del siglo XIX, se realiza el descubrimiento de la radiactividad. Otro avance importante de la Química en el siglo XX fue la fundación de la Bioquímica; empezó simplemente con el análisis de los fluidos corporales, pero pronto se desarrollaron métodos para determinar la naturaleza y función de los componentes celulares más complejos. Hacia la mitad del siglo, los bioquímicos habían aclarado el código genético y explicado la función de los genes, base de toda la vida. El campo había crecido tanto que su estudio culminó en una nueva ciencia, la Biología Molecular.

1.1.2.14. INVESTIGACIONES RECIENTES EN QUÍMICA

Los recientes avances en Biotecnología cambiarán la naturaleza de campos como la Biología Molecular y la Medicina. La Ciencia de los Materiales, una combinación interdisciplinaria de Física, Química e Ingeniería, dirige el diseño de los materiales y mecanismos avanzados. Ejemplos recientes son el descubrimiento de ciertos compuestos cerámicos que mantienen su superconductividad a temperaturas por debajo de -196°C , el desarrollo de polímeros emisores de luz y la enorme diversidad de compuestos que surgieron de la investigación sobre el buckminsterfullereno.

Incluso en los campos convencionales de la investigación Química, las nuevas herramientas analíticas están suministrando detalles sin precedentes sobre los productos químicos y sus reacciones. Por ejemplo, las técnicas de láser proporcionan información instantánea de reacciones Químicas en fase gaseosa a una escala de femto segundos (una milésima de una billonésima de segundo).

1.1.2.15. LA INDUSTRIA QUÍMICA

A principios del siglo XIX se modificó el sistema casual de educación Química. En Alemania, país con una larga tradición de investigación, se empezaron a crear universidades provinciales. En Giessen, el químico alemán Justus Liebig fundó un Centro de Investigación Química.

Así, se empezó a formar a un gran grupo de químicos jóvenes en la época en que las industrias Químicas comenzaban a explotar los nuevos descubrimientos. Esta explotación comenzó durante la Revolución Industrial; por ejemplo, el método Leblanc para la producción de sosa —uno de los primeros procesos de producción a gran escala— fue desarrollado en Francia en 1791 y comercializado en Gran Bretaña a principios de 1823.

Los laboratorios de esas industrias en franco desarrollo podían emplear a los estudiantes de Química recién formados y también podían contar con los profesores de la universidad como asesores. Esta interacción entre las universidades y la industria Química benefició a ambas, y el rápido crecimiento de la industria de la Química Orgánica hacia finales del siglo XIX dio origen a los grandes consorcios tintoreros y farmacéuticos que otorgaron a Alemania el predominio científico en ese campo hasta la I Guerra Mundial.

Después de la guerra, el sistema alemán fue introducido en todas las naciones industriales del mundo, y la Química y las industrias Químicas progresaron aún más rápidamente. Entre otros desarrollos industriales recientes se encuentra el incremento del uso de los procesos de reacción que utilizan enzimas, debido principalmente a los bajos costos y altos beneficios que pueden conseguirse. En la actualidad las industrias estudian métodos que utilizan la Ingeniería Genética para producir microorganismos con propósitos industriales.

1.1.2.16. LA QUÍMICA Y LA SOCIEDAD

La Química ha tenido una influencia enorme sobre la vida humana. En otras épocas las técnicas Químicas se utilizaban para aislar productos naturales y para encontrar nuevas formas de utilizarlos. En el siglo XIX se desarrollaron técnicas para sintetizar sustancias nuevas que eran mejores que las naturales, o que podían reemplazarlas por completo con gran ahorro. Al aumentar la complejidad de los compuestos sintetizados, empezaron a aparecer materiales totalmente nuevos para usos modernos. Se crearon tejidos y fármacos que acababan con todo tipo de enfermedades. Al mismo tiempo empezaron a unirse ciencias que antes estaban totalmente separadas. Los físicos, biólogos y geólogos habían desarrollado sus propias técnicas y su forma de ver el mundo, pero en un momento dado se hizo evidente que cada ciencia, a su modo, era el estudio de la materia y sus cambios. La Química era la base de todas ellas. La creación de disciplinas ínter científicas como la Geoquímica o la Bioquímica ha estimulado a todas las ciencias originales.

El progreso de la ciencia en los últimos años ha sido espectacular, aunque los beneficios de este progreso han acarreado los riesgos correspondientes. Los peligros más evidentes proceden de los materiales radiactivos, por su potencial para producir cáncer en los individuos expuestos y mutaciones en sus hijos.

También se ha hecho evidente que la acumulación, en las plantas o células animales, de pesticidas (que antes se consideraban inofensivos), o de productos secundarios de los procesos de fabricación, suele tener efectos nocivos. Este descubrimiento, lentamente reconocido al principio, ha llevado a establecer nuevos campos de estudio relacionados con el medio ambiente y con la Ecología en general.

1.1.3. DIVISIÓN DE LA QUÍMICA:

Según Redmore (1991). La Química generalmente se divide en cinco ramas, que son: Química Orgánica, Química Inorgánica, Química Analítica, Fisicoquímica y Bioquímica.

1.1.3.1. QUÍMICA ORGÁNICA,

Rama de la Química en la que se estudian el Carbono, sus compuestos y reacciones. Existe una amplia gama de sustancias (medicamentos, vitaminas, plásticos, fibras sintéticas y naturales, hidratos de Carbono, proteínas y grasas) formadas por moléculas orgánicas. Los químicos orgánicos determinan la estructura de las moléculas orgánicas, estudian sus reacciones y desarrollan procedimientos para sintetizar compuestos orgánicos. Esta rama de la Química ha afectado profundamente a la vida en el siglo XX: ha perfeccionado los materiales naturales y ha sintetizado sustancias naturales y artificiales que, a su vez, han mejorado la salud, han aumentado el bienestar y han favorecido la utilidad de casi todos los productos empleados en la actualidad.

La aparición de la Química Orgánica se asocia a menudo al descubrimiento, en 1828, por el químico alemán Friedrich Wöhler, de que la sustancia inorgánica cianato de amonio (ver figura No. 1) podía convertirse en urea, una sustancia Orgánica que se encuentra en la orina de muchos animales. Antes de este descubrimiento, los químicos creían que para sintetizar sustancias Orgánicas, era necesaria la intervención de lo que llamaban "La Fuerza Vital", es decir, los organismos vivos. El experimento de Wöhler rompió la barrera entre

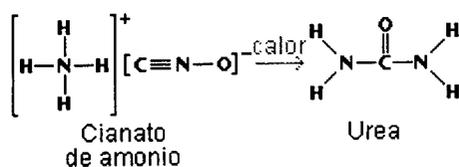


Figura 1

sustancias Orgánicas e Inorgánicas. Los químicos modernos consideran compuestos orgánicos a aquellos que contienen Carbono y otros elementos con los que se combina, tales como: Hidrógeno, Oxígeno,

Nitrógeno, Azufre y los halógenos. Por ello, en la actualidad, la Química Orgánica tiende a denominarse Química del Carbono.

1.1.3.2. QUÍMICA INORGÁNICA

Campo de la Química que estudia las reacciones y propiedades de los elementos químicos y sus compuestos, excepto el Carbono y sus compuestos, que se estudian en la Química Orgánica.

Históricamente la Química Inorgánica empezó con el estudio de los minerales y la búsqueda de formas de extracción de los metales a partir de los yacimientos

La Química Inorgánica resulta demasiado heterogénea para constituir una materia de estudio adecuada. En algunos planes de estudio se confunde la asignatura de Química Inorgánica con la Química General. La materia de esta asignatura incluye las leyes elementales de la Química con sus símbolos y nomenclatura, y una introducción a los métodos experimentales aplicados en Química, incluidas las prácticas de laboratorio propias de la Química Experimental. Se estudian conceptos como valencia, ionización, reactividad, átomo o la teoría cinética de los gases, y se le presta una atención especial a las propiedades y reacciones de las sustancias en disoluciones acuosas.

1.1.3.3. QUÍMICA ANALÍTICA,

Una de las ramas más importantes de la Química Moderna. Se subdivide en dos áreas principales, el análisis cualitativo y el cuantitativo. El primero identifica los componentes desconocidos existentes en una sustancia, y el segundo indica las cantidades relativas de dichos componentes.

1.1.3.4. QUÍMICA FÍSICA O FÍSICOQUÍMICA,

Campo de la ciencia que relaciona la estructura Química de las sustancias con sus propiedades físicas. El término Química Física se aplica normalmente al estudio de propiedades como la presión de vapor, la tensión superficial, la viscosidad, el índice de refracción y la densidad, así como al estudio de los llamados aspectos clásicos del comportamiento de los sistemas químicos, como son las propiedades térmicas, el equilibrio, la velocidad de reacción, los mecanismos de las reacciones y el fenómeno de ionización. En sus aspectos más teóricos, la Química Física intenta explicar las propiedades

espectrales de las sustancias en términos de la teoría Cuántica Fundamental; la interacción de la energía con la materia; la naturaleza de los enlaces químicos; las relaciones entre el número y estado energético de los electrones en los átomos y moléculas, y las propiedades observables en esos sistemas, y los efectos eléctricos, térmicos y mecánicos individuales de los electrones y protones sobre los sólidos y líquidos.

1.1.3.4.1. SUBDIVISIONES DE LA FÍSICO QUÍMICA

Las principales subdivisiones de la Físico Química son: la Termodinámica Química, la Cinética Química, el Estado Gaseoso, el Estado Líquido, las disoluciones, el Estado Sólido, la Electroquímica, la Química de los Coloides, la Fotoquímica y la Termodinámica Estadística.

1.1.3.5. BIOQUÍMICA

Es el estudio de la Química en los compuestos y elementos biológicamente importantes y como afectan a los organismos vivos.

EJERCICIO No. 1

Buscar las definiciones de las siguientes ciencias y términos:

- a) Termodinámica Química,
- b) Cinética Química,
- c) Estado Gaseoso,
- d) Estado Líquido,
- e) Disoluciones,
- f) Estado Sólido,
- g) Electroquímica,
- h) Química de los Coloides,
- i) Fotoquímica y
- j) Termodinámica Estadística.

1.1.4. CIENCIAS CON LAS QUE SE RELACIONA LA QUÍMICA

La Química se relaciona con todas las ciencias debido a que su objeto de estudio es la materia, la energía y las transformaciones que en ella se efectúan.

En el siguiente diagrama se encuentran algunas de las ciencias que se interrelacionan con la Química.

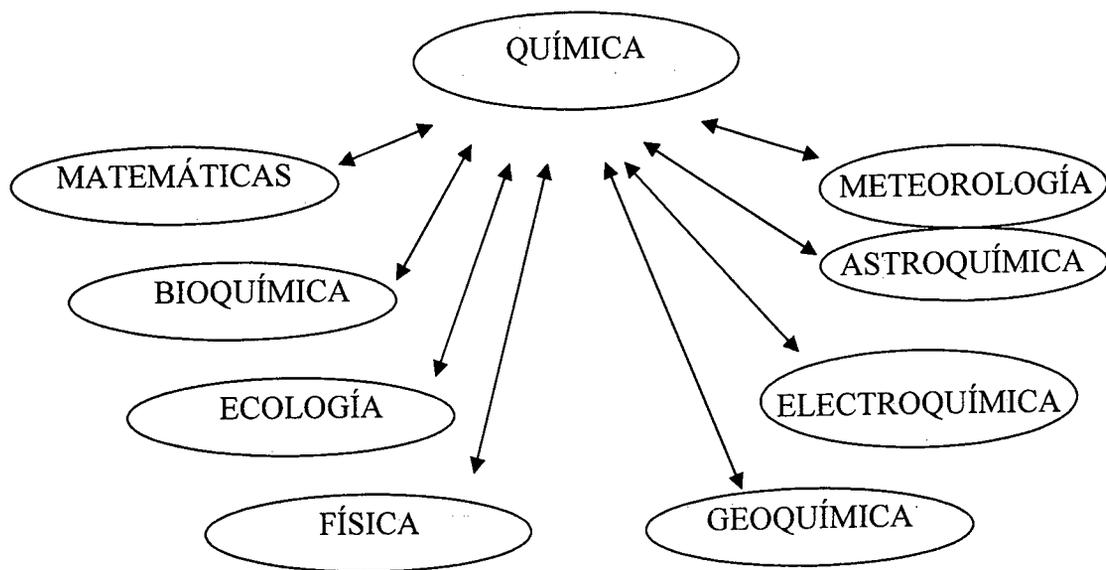


Fig. No. 2

1.1.4.1. MATEMÁTICAS:

Ciencia que estudia por razonamiento lógico los números y las figuras y sus relaciones entre ellos.

1.1.4.2. ELECTROQUÍMICA:

Estudia las transformaciones Químicas que se producen en las sustancias al ser atravesadas por una corriente eléctrica.

1.1.4.3. BIOQUÍMICA:

Estudia la estructura y función de los compuestos químicos que forman parte de los seres vivos.

1.1.4.4. ECOLOGÍA:

Estudia las relaciones que tienen los seres vivos con su medio ambiente.

1.1.4.5. FÍSICA:

Ciencia que estudia la materia y sus relaciones con la energía, es decir, se refiere al estudio de las interacciones de la materia con la materia y con la energía.

1.1.4.6. GEOQUÍMICA:

Estudia la distribución, proporción y relación de los elementos químicos de la corteza terrestre y de las leyes que los rigen.

1.1.4.7. ASTROQUÍMICA:

Estudia la naturaleza Química de los cuerpos celestes.

1.1.4.8. METEOROLOGÍA:

Estudia el tiempo, el clima y las propiedades físicas y Químicas de la atmósfera terrestre, así como su interacción con la superficie inferior constituida por tierras y mares.

1.1.5. QUÍMICA EN EL HOGAR

La Química constituye una parte muy importante de la vida diaria, se encuentra en una gran variedad de productos elaborados con sustancias químicas que se utilizan cotidianamente. Desde la cocina hasta el baño son lugares en donde se utilizan productos químicos para el aseo personal, la limpieza de la casa, para decorar y embellecer el hogar, para cocinar, en los productos de tocador, etc.

En la cocina se observa gran cantidad de sustancia de uso común en donde ocurren una serie de fenómenos o cambios químicos, por ejemplo: el gas doméstico para la estufa, utensilios de metal como cucharas, sartenes, ollas, etc. fibras textiles como toallas, manteles; sustancias para cocinar como mantecas, aceites, vinagre, sal azúcar, agua, mantequilla, carnes, leche, café, chocolate, gelatinas, verduras, frutas, etc. Entre los cambios químicos que se realizan están el cocimiento de los alimentos, la combustión del cerillo, del gas butano, etc.

En el comedor y la sala se encuentran sustancias Químicas orgánicas e inorgánicas. Entre las orgánicas están las frutas, flores, plantas, pan, madera,

etc. Entre las sustancias inorgánicas la porcelana, losa o barro de la vajilla, macetas, granito, vinil, cemento, mármol del piso, el metal de los cubiertos, vidrio de las ventanas, floreros, pinturas, etc.

En el baño el agua, jabón, plástico de cortinas, cepillos, telas de toalla y ropa, metales de las llaves y regadera, materiales de construcción de la tina, piso, paredes, jabonera, etc.

En conclusión en todos los hogares existe una gran diversidad de productos que indican la presencia de sustancias químicas.

Algunos productos como desinfectantes, disolventes de grasas, medicamentos pueden ejercer efectos nocivos para el medio ambiente como para el ser humano, por lo que es conveniente tomar ciertas precauciones al utilizarlos.

1.1.5.1. MEDIDAS PREVENTIVAS PARA UTILIZAR ALGUNOS PRODUCTOS QUÍMICOS EN EL HOGAR.

- a) Generalmente en el envase de cada producto están escritas las indicaciones del uso adecuado o de las precauciones para guardar o utilizar éstos productos, por ejemplo:
- b) Cuando se usan aerosoles o productos de amoniaco, no debe hacerse en habitaciones cerradas sin ventilación.
- c) Usar guantes para manejar limpiadores corrosivos como la sosa cáustica, esto evita lesiones o intoxicaciones a través de la piel.
- d) Guardar en lugares fríos y alejados del fuego los quitamanchas o spray que se inflaman con facilidad.
- e) Ingerir medicamentos únicamente cuando hayan sido recetados por un facultativo, porque estos pueden llegar a producir hábitos o efectos secundarios.
- f) Los plaguicidas presentan un efecto especial; cuando los animales se alimentan con forraje contaminado, y a su vez las personas consumen carne del animal que lo ha ingerido, puede envenenar; lo mismo sucede con frutas o verduras que han sido regadas con aguas contaminadas o insalubres.

Indiscutiblemente la Química forma parte de la vida diaria, permite disfrutar de muchas comodidades, tener cada vez más y mejores diversiones, alimentarse en formas más adecuada, etc.

EJERCICIO No. 2

Investigar, en la casa, tienda o supermercado, cinco productos químicos como aerosoles, fungicidas, que contengan sosa y amonio, anotarlos e indicar las precauciones que deben tenerse para su manejo.

Nombre:

Precauciones:

1.2. MATERIA Y ENERGÍA:

1.2.1. DEFINICIÓN DE MATERIA:

Brown, Lemay, Bursten, (1993) Materia es el material físico del universo, es cualquier cosa que ocupa espacio y que tiene masa.

La Química es una rama de las ciencias que estudia la materia y los cambios por los cuales pasa ésta. Por ejemplo la Química se preocupa por el medio ambiente, fuentes de energía, la producción de alimentos y medicina.

El mundo está compuesto de materia y la materia se vuelve energía. Todo lo que puede ser percibido por cualquiera de nuestros sentidos es materia. Hay dos propiedades comunes a toda clase de materia: tener masa y ocupar un lugar en el espacio (volumen)

1.2.1.1. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA:

La materia está formada por pequeñas partículas, llamadas moléculas. Las moléculas están separadas por pequeños espacios vacíos. El tamaño de los espacios depende de dos tipos de fuerzas: cohesión o atracción y repulsión o expansión. Las fuerzas de cohesión atraen las partículas entre sí, reduce el espacio que las separa. Las fuerzas de repulsión separan las partículas, lo que hace grandes los espacios entre ellas.

Según Solís A. Y Zendejas P. (1994) el estado de agregación o estado físico de un cuerpo depende de estas dos fuerzas: cohesión y repulsión.

El estado sólido se presenta cuando la cohesión (c) es mayor que la repulsión (r), se representa así $c > r$.

El estado líquido se manifiesta cuando la cohesión (c) y la repulsión (r) son casi iguales, es decir $c = r$.

El estado gaseoso se observa cuando la cohesión (c) es menor que la repulsión (r), se puede representar así $c < r$.

Los cambios de estado se pueden conseguir si varía la energía de las partículas por aumento o disminución de la presión o la temperatura.

a) Presión:

Se define como la fuerza aplicada sobre un área determinada de un cuerpo. Si aumenta la presión, las partículas de materia se acercan unas a otras, por tanto, aumenta la fuerza de cohesión entre ellas, por ejemplo, los gases se pueden transformar en líquidos si se someten a altas presiones.

b) Temperatura:

Indica la cantidad de calor que posee un cuerpo. El calor hace que las partículas de una sustancia se muevan más rápido y, por tanto, aumenta la fuerza de repulsión entre las partículas, de este modo, si se calienta un sólido, pasará al estado líquido.

1.2.1.2. CLASIFICACIÓN DE LOS CAMBIOS DE ESTADO:

Los cambios de estado dependen del estado físico inicial de una sustancia y de su estado final.

- a) Solidificación: Es el cambio de líquido a sólido por el enfriamiento del cuerpo, es decir, aumenta la cohesión de sus partículas y disminuye la repulsión.
- b) Vaporización: Cuando disminuye la cohesión de las partículas y aumenta la repulsión entre éstas por efecto del calentamiento, el líquido se convierte en vapor.
- c) Condensación: Es el cambio de vapor a líquido por enfriamiento.
- d) Fusión: Es el cambio de sólido a líquido por calentamiento.
- e) Licuefacción: Es el cambio de gas a líquido por aumento de presión y enfriamiento debido a la disminución de la repulsión.
- f) Sublimación: Es la transformación directa de un sólido en vapor sin pasar por el estado líquido o a la inversa, de gas a sólido.

Cromatografía: Los componentes de una mezcla se adhieren a la superficie de un sólido, y se separan por medio de un disolvente que los arrastra a diferentes velocidades.

1.2.2. DEFINICIÓN DE MASA:

Es la cantidad de materia que tiene un cuerpo, es decir, es el material de que está hecho un cuerpo. Un cuerpo es una porción limitada de materia y el volumen es el tamaño que tiene el cuerpo.

1.2.3. DEFINICIÓN DE PESO:

Depende del lugar en que se halla situada la masa. El peso de un cuerpo es igual al producto de su masa por la aceleración de la gravedad; es decir es la fuerza de atracción entre la masa de un cuerpo y la gravedad de la tierra.

$$N = mg. \text{ (Newtons)}$$

Ejemplo: La masa de un cuerpo es de 18 Kg., y la aceleración de la gravedad de 9.8 m/seg². Calcular su peso:

$$N = \text{Kg. m} \cdot \frac{\quad}{\text{s}^2}$$

$$p = 18 \text{ Kg} \times 9,8 \text{ m/seg}^2 = 176.4 \text{ Newtons (Nt)}.$$

EJERCICIO No. 3:

1. Un cuerpo pesa 125 Newtons, y la aceleración de la gravedad es 10 m/seg². Calcular su masa.
2. ¿A qué fuerza de gravitación se encuentra sometido un cuerpo cuya masa es de 32 Kg, y cuyo peso es de 310 Nt?
3. La masa de un cuerpo es de 125 Kg, y la aceleración de la gravedad de 9.4 m/seg². ¿Cuánto pesa el cuerpo?
4. Un cuerpo pesa 3 Nt y está sometido a una gravedad de 10 m/seg². Calcular su masa en kilogramos.
5. El peso de un cuerpo es de 6 Nt y su masa de 0.454 Kg. ¿Cuál es la fuerza de gravedad a la que está sometido el cuerpo?

1.2.4. SUSTANCIAS:

Es una forma específica de materia homogénea. Las sustancias pueden ser simples y compuestas.

1.2.4.1. CLASIFICACIÓN DE LAS SUSTANCIAS

- a) Sustancias simples: Cuando está formada por una sustancia prácticamente indescomponible, es decir, que de una sustancia simple no pueden salir dos o más sustancias de propiedades diferentes. Por ejemplo los elementos: Na (Sodio), C (Carbono), N (Nitrógeno), etc.
- b) Sustancias compuestas: Cuando pueden dividirse en dos o más sustancias simples, por ejemplo: el H₂O (agua), el Na Cl (Cloruro de Sodio o Sal Común), O₂ (Oxígeno gaseoso), etc.

1.2.5. DEFINICIÓN DE MEZCLA:

La mezcla es la unión física de dos o más sustancias; la estructura interna de las sustancias no cambia cuando se mezclan, por tanto sus propiedades Químicas permanecen constantes.

1.2.5.1. CLASIFICACIÓN DE LAS MEZCLAS:

Las mezclas se clasifican en dos formas: heterogénea y homogénea.

- a) Heterogénea: Es aquella que no es uniforme completamente, es decir, que no presenta las mismas características en todas sus partes. Por ejemplo: leche, hierro, arena.
- b) Homogénea: Es aquella que presenta las mismas características en todas sus partes, es decir, aparece uniforme en su totalidad; por ejemplo: aire, sal disuelta en agua, elementos, compuestos y soluciones.

1.2.5.2. CARACTERÍSTICAS DE LAS MEZCLAS:

- a) Los componentes de una mezcla se pueden separar por medios físicos.
- b) Las partículas de sus componentes se mantienen unidas por la fuerza de cohesión.
- c) Los componentes de una mezcla conservan sus propiedades físicas y químicas.
- d) La composición y las propiedades de una mezcla son variables.

1.2.5.3. MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE MEZCLAS:

Para obtener los componentes de una mezcla se puede recurrir a algún método físico de separación, basado en las diferentes propiedades de las sustancias, los cuales no afectan la constitución, ni las propiedades de los componentes de las mezclas.

Los métodos de separación de mezclas son:

- a) Decantación: Se separan los componentes de una mezcla heterogénea por la diferente densidad de sus componentes. Cuando se mezcla sólido-líquido, se espera que sedimente el sólido y el líquido se vierte en otro frasco.
- b) Filtración: Se utiliza una pared porosa que deja pasar partículas pequeñas y retiene partículas grandes, se emplea en la separación de mezclas heterogéneas.
- c) Cristalización: Consiste en la separación de un sólido disuelto en un disolvente caliente; al enfriarse, el sólido se cristaliza, se deposita en el fondo del recipiente y se separa la mezcla por filtración.



- d) Destilación: Puede ser simple y fraccionada. La destilación simple es un proceso para separar mezclas, donde un componente es líquido y los otros sólidos disueltos y se desea recuperar el líquido. La destilación fraccionada es el proceso de separación de mezclas líquidas.
- e) Sublimación: Consiste en calentar un sólido para que se convierta en vapor sin pasar por el estado líquido, cuando se enfrían los vapores se recupera el sólido puro. La propiedad de sublimarse solamente se presenta en algunas sustancias como el yodo, la naftalina, el fósforo, etc.

1.2.6. DENSIDAD

La densidad (d) es la masa de un cuerpo contenida en la unidad de volumen. El valor de la densidad es el cociente que resulta de dividir la masa entre el volumen, es decir,

$$d = m/v$$

La unidad del Sistema Internacional que se emplea para medir la densidad es el kilogramo sobre metro cúbico (Kg/m^3), pero frecuentemente se utiliza el gramo sobre centímetro cúbico (g/cm^3). Para medir la densidad con exactitud, se emplea el picnómetro o densímetro..

Problemas sobre densidades:

Ej: Si 90 cm^3 de aceite de oliva pesan 81.9 gr ¿Cuál es la densidad del aceite de oliva?

$$d = p / v$$

$$d = 81.9 \text{ gr} / 90 \text{ cm}^3 = 0.91 \text{ gr} / \text{cm}^3.$$

EJERCICIO No. 4

Resolver los siguientes problemas sobre densidades:

1. Si 6 litros de leche pesan 6.14 Kg ¿Es pura la leche?
2. ¿Cuánto pesa un pedazo de hielo de 500 cm^3 ?
3. Un lechero vende 9 litros de leche que pesan 9.18 Kg ¿Es pura la leche?
¿Qué cantidad de agua y de leche hay en la mezcla?
4. ¿Cuánto pesan 5 litros de vino, sabiendo que la densidad del vino es de 0.99 ?

5. Si 360 cm^3 de aceite de oliva pesan 327.6 gr . ¿Cuál es la densidad del aceite de oliva?

1.2.7. ENERGÍA:

La Energía se define como la fuerza capaz de producir o modificar un trabajo, es decir, la materia posee energía como resultado de su movimiento o de su posición en relación con las fuerzas que actúan sobre ella.

Según Allier, y otros (1994), son:

a) El movimiento del agua:

Es fuente energética natural que se ha utilizado para mover molinos, medios de transporte y principalmente para producir energía eléctrica.

b) Energía Eólica:

Se refiere a la fuerza que ejerce el aire, es utilizada para navegar, para generar electricidad, para extraer agua de pozos. etc.

c) Energía Eléctrica:

Sirve para el funcionamiento de aparatos electrónicos. Se transmite a través de cables para el uso doméstico e industrial.

d) Energía Térmica:

Se obtiene a través de la combustión del carbón mineral o vegetal, el coque, la hulla y otros combustibles.

e) Energía Solar:

Es la fuente más importante que tiene la tierra, proviene del sol, de su existencia depende la vida. Esta energía se recoge por medio de celdillas o paneles que se utilizan para generar electricidad principalmente.

f) Energía Atómica:

Se produce por la desintegración de un elemento químico.

g) Energía Química:

Es el enorme potencial que tienen los minerales, por ejemplo la combustión de una vela de parafina (derivada del petróleo).

1.3. ESTRUCTURA ATÓMICA

Según Brown, Lemay , Bursten, (1993)

1.3.1. Átomo:

Es la unidad más pequeña posible de un elemento químico. Con la llegada de la ciencia experimental en los siglos XVI y XVII, los avances en la teoría atómica se hicieron más rápidos.

Los químicos se dieron cuenta muy pronto de que todos los líquidos, gases y sólidos se pueden descomponer en sus constituyentes últimos, o elementos. Por ejemplo, se descubrió que la sal se componía de dos elementos diferentes, el sodio y el cloro, ligados en una unión íntima conocida como compuesto químico. El aire, en cambio, resultó ser una mezcla de los gases Nitrógeno y Oxígeno, que lo constituyen en su mayoría.

1.3.1.1. PARTÍCULAS ATÓMICAS FUNDAMENTALES DEL ÁTOMO:

El átomo está constituido por un núcleo que contiene los **protones** con cargas eléctricas positivas, los **neutrones** sin cargas eléctricas y una envoltura de **electrones** con cargas eléctricas negativas que giran alrededor del núcleo distribuidos en órbitas o niveles de energía.

El Número Atómico (Z) de un elemento indica el número de protones o electrones que tiene cada uno de sus átomos, la Masa Atómica (A) es la suma de sus protones y neutrones.

1.3.1.2. CARACTERÍSTICAS DEL ÁTOMO

En 1816, el químico británico William Prout sugirió que todos los elementos podrían estar compuestos por átomos de Hidrógeno. Los átomos de un mismo elemento con diferente masa se conocen como isótopos.

Durante la primera mitad del siglo XX era corriente utilizar el Oxígeno natural como patrón para expresar las masas atómicas, asignándole una masa atómica entera de 16. A principios de la década de 1960, las asociaciones internacionales de Química y física acordaron un nuevo patrón y asignaron una masa atómica exactamente igual a 12 a un isótopo de Carbono abundante, el Carbono 12. La tabla de masas atómicas basada en el Carbono 12 se aproxima bastante a la tabla antigua basada en el Oxígeno natural.

1.3.2. TEORÍAS SOBRE EL ÁTOMO

1.3.2.1. TEORÍA DE DALTON

Todos los átomos de un determinado elemento tienen las mismas propiedades Químicas. Por tanto, desde un punto de vista químico, el átomo es la entidad más pequeña que hay que considerar. Las propiedades Químicas de los elementos son muy distintas entre sí; sus átomos se combinan de formas muy variadas para formar numerosísimos compuestos químicos diferentes.

OTROS APORTES:

El profesor y químico británico John Dalton a principios del siglo XIX estudió la forma en que los diversos elementos se combinan entre sí para formar compuestos químicos. Aunque muchos otros científicos, habían afirmado ya que las unidades más pequeñas de una sustancia eran los átomos, se considera a Dalton una de las figuras más significativas de la Teoría Atómica porque la convirtió en algo cuantitativo. Mostró que los átomos se unían entre sí en proporciones definidas. Las investigaciones demostraron que los átomos suelen formar grupos llamados moléculas. Cada molécula de agua, por ejemplo, está formada por un único átomo de Oxígeno (O) y dos átomos de Hidrógeno (H) unidos por una fuerza eléctrica denominada enlace químico, por lo que el agua se simboliza como HOH o H₂O.

1.3.2.2. TEORÍA DE THOMSON:

Realizó una serie de experimentos con el tubo de Crookes que le revelaron que el átomo está constituido por partículas más pequeñas; comprobó que los rayos catódicos eran desviados por un campo magnético o un campo eléctrico y llegó a las siguientes conclusiones:

- a) El comportamiento de los rayos catódicos como partículas muestran que la materia es de naturaleza eléctrica.
- b) Los átomos son divisibles porque la acción de fuerzas eléctricas pueden extraerle sus partículas con cargas negativas.
- c) El átomo es una esfera de electrificación positiva donde se encuentran incrustados los electrones.
- d) Los electrones son partículas con carga negativa, tienen la misma masa y forman parte de todos los átomos.

1.3.2.3. RADIATIVIDAD

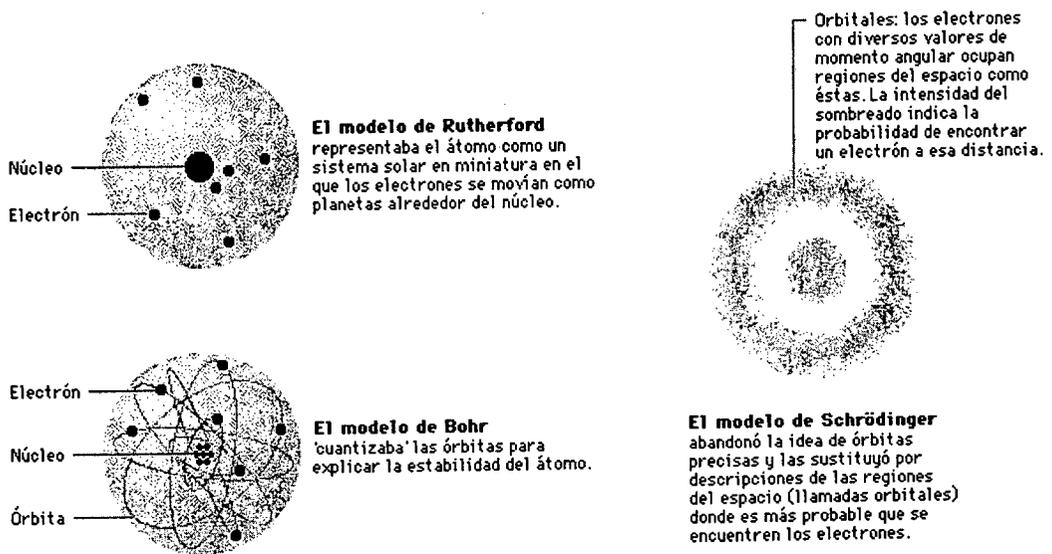
Una serie de descubrimientos importantes realizados hacia finales del siglo XIX dejó claro que el átomo no era una partícula sólida de materia e indivisible. En 1895, el científico alemán Wilhelm Conrad Roentgen anunció el descubrimiento de los rayos X, que pueden atravesar láminas finas de plomo. En 1897, el físico inglés Joseph J. Thomson descubrió el electrón, una partícula con una masa muy inferior a la de cualquier átomo. Y, en 1896, el físico francés Antoine Henri Becquerel comprobó que determinadas sustancias, como las sales de uranio, generaban rayos penetrantes de origen misterioso. El matrimonio de científicos franceses formado por Marie y Pierre Curie aportó una contribución adicional a la comprensión de esas sustancias "radiactivas". Como resultado de las investigaciones del físico británico Ernest Rutherford y sus coetáneos, se demostró que el uranio y algunos otros elementos pesados, como el torio o el radio, emiten tres clases diferentes de radiación, inicialmente denominadas rayos alfa (α), beta (β) y gamma (γ). Las dos primeras, que según se averiguó están formadas por partículas eléctricamente cargadas, se denominan actualmente partículas alfa y beta. Posteriormente se comprobó que las partículas alfa son núcleos de helio y las partículas beta son electrones. Estaba claro que el átomo se componía de partes más pequeñas. Los rayos gamma fueron finalmente identificados como ondas electromagnéticas, similares a los rayos X pero con menor longitud de onda.

1.3.2.4. EL ÁTOMO DE RUTHERFORD

Rutherford dedujo que la masa del átomo está concentrada en su núcleo. También postuló que los electrones, de los que ya se sabía que formaban parte del átomo, se movían en órbitas alrededor del núcleo. El núcleo tiene una carga eléctrica positiva; los electrones tienen carga negativa. La suma de las cargas de los electrones es igual en magnitud a la carga del núcleo, por lo que el estado eléctrico normal del átomo es neutro.

El descubrimiento de la naturaleza de las emisiones radiactivas permitió a los físicos profundizar en el átomo, que según se vio consistía principalmente en espacio vacío. En el centro de ese espacio se encuentra el núcleo, que sólo mide, aproximadamente, una diezmilésima parte del diámetro del átomo.

La evolución de los modelos físicos del átomo se vio impulsada por los datos experimentales. El modelo de Rutherford, en el que los electrones se mueven alrededor de un núcleo positivo muy denso, explicaba los resultados de experimentos de dispersión, pero no el motivo de que los átomos sólo emitan luz de determinadas longitudes de onda (emisión discreta). Bohr partió del modelo de Rutherford (ver figura No. 3) pero postuló además que los electrones sólo pueden moverse en determinadas órbitas; su modelo explicaba ciertas características de la emisión discreta del átomo de Hidrógeno, pero fallaba en otros elementos. El modelo de Schrödinger, que no fija trayectorias determinadas para los electrones sino sólo la probabilidad de que se hallen en una zona, explica parcialmente los espectros de emisión de todos los elementos; sin embargo, a lo largo del siglo XX han sido necesarias nuevas mejoras del modelo para explicar otros fenómenos espectrales.



© Microsoft Corporation. Reservados todos los derechos.

Figura No.3

1.3.2.5. EL ÁTOMO DE BOHR

Para explicar la estructura del átomo, el físico danés Niels Bohr desarrolló en 1913 una hipótesis conocida como Teoría Atómica de Bohr. Bohr supuso que

los electrones están dispuestos en capas definidas, o Niveles Cuánticos, a una distancia considerable del núcleo. La disposición de los electrones se denomina configuración electrónica. El número de electrones es igual al número atómico del átomo: el Hidrógeno tiene un único electrón orbital, el helio dos y el uranio 92. Las capas electrónicas se superponen de forma regular hasta un máximo de siete, y cada una de ellas puede albergar un determinado número de electrones. La primera capa está completa cuando contiene dos electrones, en la segunda caben un máximo de ocho, y las capas sucesivas pueden contener cantidades cada vez mayores. Ningún átomo existente en la naturaleza tiene la séptima capa llena. Los "últimos" electrones, los más externos o los últimos en añadirse a la estructura atómica, determinan el comportamiento químico del átomo.

Todos los gases inertes o nobles (helio, neón, argón, kriptón, xenón y radón) tienen llena su capa electrónica externa. No se combinan químicamente en la naturaleza, aunque los tres gases nobles más pesados (kriptón, xenón y radón) pueden formar compuestos químicos en el laboratorio. Por otra parte, las capas exteriores de los elementos como litio, sodio o potasio sólo contienen un electrón. Estos elementos se combinan con facilidad con otros elementos (transfiriéndoles su electrón más externo) para formar numerosos compuestos químicos. De forma equivalente, a los elementos como el flúor, el cloro o el bromo sólo les falta un electrón para que su capa exterior esté completa. También se combinan con facilidad con otros elementos de los que obtienen electrones.

Las capas atómicas no se llenan necesariamente de electrones de forma consecutiva. Los electrones de los primeros 18 elementos de la tabla periódica se añaden de forma regular, llenando cada capa al máximo antes de iniciar una nueva capa. El resultado es la repetición regular de las propiedades Químicas de los átomos, que se corresponde con el orden de los elementos en la tabla periódica.

Resulta cómodo visualizar los electrones que se desplazan alrededor del núcleo como si fueran planetas que giran en torno al Sol. No obstante, esta visión es mucho más sencilla que la que se mantiene actualmente. Ahora se sabe que es imposible determinar exactamente la posición de un electrón en el átomo sin perturbar su posición. Esta incertidumbre se expresa atribuyendo

al átomo una forma de nube en la que la posición de un electrón se define según la probabilidad de encontrarlo a una distancia determinada del núcleo. Esta visión del átomo como "nube de probabilidad" ha sustituido al modelo planetario.

Los átomos excitados por energía suministrada por una fuente externa emiten luz de frecuencias bien definidas. Si, por ejemplo, se mantiene gas Hidrógeno a baja presión en un tubo de vidrio y se hace pasar una corriente eléctrica a través de él, desprende luz visible de color rojizo. El examen cuidadoso de esa luz mediante un espectroscopio muestra un espectro de líneas, una serie de líneas de luz separadas por intervalos regulares. Cada línea es la imagen de la ranura del espectroscopio que se forma en un color determinado, tiene una longitud de onda definida y una determinada energía asociada.

La teoría de Bohr permite a los físicos calcular esas longitudes de onda de forma sencilla. Se supone que los electrones pueden moverse en órbitas estables dentro del átomo. Mientras un electrón permanece en una órbita a distancia constante del núcleo, el átomo no irradia energía. Cuando el átomo es excitado, el electrón salta a una órbita de mayor energía, a más distancia del núcleo. Cuando vuelve a caer a una órbita más cercana al núcleo, emite una cantidad discreta de energía que corresponde a luz de una determinada longitud de onda. El electrón puede volver a su órbita original en varios pasos intermedios, ocupando órbitas que no estén completamente llenas. Cada línea observada representa una determinada transición electrónica entre órbitas de mayor y menor energía.

En muchos de los elementos más pesados, cuando un átomo está tan excitado que resultan afectados los electrones internos cercanos al núcleo, se emite radiación, penetrante (rayos X). Estas transiciones electrónicas implican cantidades de energía muy grandes.

1.3.2.6. TEORÍA CUÁNTICA

El desarrollo de la teoría cuántica y su aplicación a la estructura atómica, enunciada por el físico danés Niels Bohr y otros científicos, ha aportado una explicación fácil a la mayoría de las características detalladas del sistema periódico. Cada electrón se caracteriza por cuatro números cuánticos que

designan su movimiento orbital en el espacio. Por medio de las reglas de selección que gobiernan esos números cuánticos, y del principio de exclusión de Wolfgang Pauling, que establece que dos electrones del mismo átomo no pueden tener los mismos números cuánticos, los físicos pueden determinar teóricamente el número máximo de electrones necesario para completar cada capa, confirmando las conclusiones que se infieren del sistema periódico.

Posteriores desarrollos de la teoría cuántica revelaron por qué algunos elementos sólo tienen una capa incompleta (en concreto la capa exterior, o de valencia), mientras que otros también tienen incompletas las capas subyacentes. En esta última categoría se encuentra el grupo de elementos conocido como lantánidos, que son tan similares en sus propiedades que Mendeléiev llegó a asignarle a los 14 elementos un único lugar en su sistema.

1.3.2.6.1. LOS NÚMEROS CUÁNTICOS:

Según el modelo de Borh, los electrones solamente pueden localizarse en los niveles principales de energía, pero en el modelo del átomo de la mecánica cuántica o mecánica ondulatoria, estos niveles de energía están constituidos por uno o más subniveles de energía, los que a su vez tienen varios estados de energía electrónica llamados orbitales y en los cuales pueden encontrarse los electrones. Los cuatro números cuánticos relacionados con el comportamiento de los electrones en los átomos son: **n**, **l**, **m**, **s**, los cuales tienen valores dependientes entre sí.

a) Número Cuántico Principal, n:

Indica el número de niveles de energía del átomo por medio de valores enteros y positivos: $n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ que corresponden a las letras K, L, M, N, O, P, y Q. Determina también el número máximo de electrones que puede contener cada nivel de energía de acuerdo con la fórmula $2n^2$.

Además, el número cuántico principal está relacionado con el tamaño o volumen del espacio ocupado por un orbital. Los electrones con el mismo valor n se encuentran en la misma capa o nivel.

b) Número Cuántico Secundario, l:

Señala el número de subniveles posibles de cada nivel de energía, sus valores son: 0, 1, 2, 3... hasta $n-1$ que es su valor máximo. Por ejemplo si

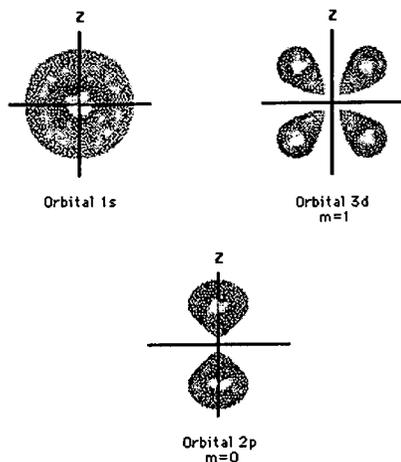
$n = 3$, los valores posibles de l son: 0, 1 y 2 y como a cada uno de estos valores le corresponde un subnivel, el número de subniveles del tercer nivel de energía es de tres. El número cuántico secundario y el principal, determinan la distancia entre el electrón y el núcleo.

A los valores de l se les asigna los valores **s, p, d, f**, tienen capacidad de 2, 6, 10 y 14 electrones respectivamente e indican la forma del orbital. Conociendo el número de orbitales de un subnivel de energía, se determina su total de electrones.

Los orbitales atómicos son descripciones matemáticas de la probabilidad de encontrar en un lugar determinado los electrones de un átomo o molécula. Estas descripciones se obtienen resolviendo la llamada ecuación de Schrödinger. Los orbitales mostrados ilustran la distribución espacial de electrones con momento angular progresiva-mente mayor (s, p, d, f). Nunca puede haber más de dos electrones en un mismo orbital. La distribución global de los electrones de un átomo es la suma de muchos orbitales semejantes. Esta descripción se ha visto confirmada por muchos experimentos físicos y químicos, entre ellos una imagen real de un orbital p obtenida por un microscopio de barrido de efecto túnel.

c) Número Cuántico Magnético, m :

Define las orientaciones de la nube de electrones u orbital de un campo magnético. Como el electrón es una partícula con carga eléctrica negativa, la nube de electrones puede ser afectada por un campo magnético y adquirir orientaciones que correspondan a los diferentes valores del número cuántico m , el que puede ser cualquier número entero entre $-l$ y $+l$ pasando por 0. Para determinarlo se aplica la fórmula $m = 2l + 1$. El número de los diferentes valores de m es igual al número de orbitales para un valor determinado de l en cualquier nivel de energía. Si $l = 0$, aplicando la fórmula $m = 2l + 1$ se obtiene como resultado 1, el cual indica que m sólo puede tener un valor que es 0, esto hace comprender que el subnivel s es esférico y no está influido por un campo magnético. Si $l = 1$, m puede adquirir tres valores $-1, 0, +1$, por lo que el subnivel p en un campo magnético puede tener tres orbitales. En la misma forma se obtienen matemática y geoméricamente las orientaciones d y f.



© Microsoft Corporation. Reservados todos los derechos.

Figura 4

d) Número Cuántico de Giro del Electrón o de Spin, s :

Es el cuarto Número Cuántico, se llama Spin porque se refiere al giro del electrón sobre si mismo. Los valores que toma este número cuántico son $+1/2$ y $-1/2$, según el sentido de su rotación que puede ser contrario o igual al de las manecillas del reloj, porque al girar los electrones en sentidos opuestos producen campos magnéticos diferentes.

Dos electrones que se encuentran en el mismo orbital han de tener su Número Cuántico s opuesto, es decir, sus rotaciones tienen sentido contrario y se representan por $\uparrow\downarrow$.

Principio de exclusión de Pauling:

Los cuatro Números Cuánticos de un átomo no pueden ser iguales, cuando menos uno es diferente, porque dos electrones no pueden estar en el mismo lugar al mismo tiempo.

Orbital: El orbital de un electrón en el átomo es la región del espacio alrededor del núcleo donde hay más probabilidad de encontrar un electrón. Cada orbital tiene capacidad para dos electrones ya que en esa región el Spin de un electrón tiene que ser anulado por el de segundo electrón. Esto se representan por dos flechas en sentidos opuestos $\uparrow\downarrow$.

Las configuraciones electrónicas son una forma de representar la distribución de los electrones en los subniveles. La representación gráfica

de la configuración electrónica además de representar la distribución de los electrones en los subniveles, permite analizar su distribución en los orbitales.

Regla de Hund o Principio de la Multiplicidad Máxima:

Establece que los electrones al ocupar un subnivel se reparten en el mayor número de orbitales posible, esto es, uno por orbital, hasta que todos los orbitales de ese subnivel tengan un electrón; sólo entonces, los siguientes electrones formarán pares en los orbitales.

1.3.2.6.2. CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ELEMENTOS:

Con los conceptos de niveles y subniveles de energía se puede escribir la configuración que representa la estructura electrónica de los elementos. La notación que se emplea se describe con el ejemplo siguiente:



3: número del nivel principal

p: letra del subnivel

4: número de electrones en el subnivel p

como los electrones de un átomo no excitado tienden a ocupar las posiciones de energía más bajas disponibles, generalmente se acepta el siguiente orden de la energía creciente de los orbitales:

1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p...

Figura No. 5

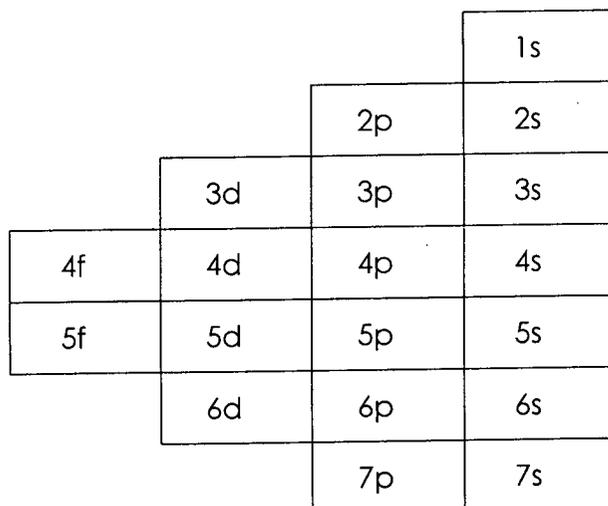


Tabla No. 1

Ejemplos de configuraciones electrónicas y gráficas de algunos elementos:

Elemento	Configuración Electrónica	Representación gráfica
$_{10}\text{Ne}$	$1s^2, 2s^2 2p^6.$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $1s 2s 2p \ 2p \ 2p$
$_{20}\text{Ca}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 3s^2 3p^6, 4s^2$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $1s 2s 2p \ 2p \ 2p 3s 3p \ 3p \ 3p$ $ 4s$
$_{26}\text{Fe}$	$1s^2, 2s^2 2p^6, 2s^3 3p^6, 4s^2 3d^6$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow $ $1s 2s 2p \ 2p \ 2p 3s 3p \ 3p \ 3p$ $ 4s $ $\uparrow\downarrow \ \uparrow \ \uparrow \ \uparrow \ \uparrow$ $3d \ 3d \ 3d \ 3d \ 3d$

EJERCICIO No. 5:

Hacer la configuración electrónica y la representación gráfica de los siguientes elementos:

1. Nitrógeno

2. Bromo

3. Zinc

4. Cloro

5. Rubidio

1.4. LA TABLA PERIÓDICA

Tabla No. 2

1 A	2 IIA													13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIA	18 0 He											
H	Li	Be												B	C	N	O	F	Ne											
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar							K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr															
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe													
Cs	Ba		Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn													
Fr	Ra		Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt																						

Para más información, haga clic en un elemento

- Metales alcalinos
- Metales alcalinotérreos
- Metales de transición
- Lantánidos
- Actínidos
- Otros metales
- No metales
- Gases nobles

Según Enciclopedia Microsoft Encarta (2000)

A mediados del siglo XIX, varios químicos se dieron cuenta de que las similitudes en las propiedades Químicas de diferentes elementos suponían una regularidad que se podía ilustrar ordenándolos de forma tabular o periódica. El químico ruso Dimitri Mendeléiev propuso una tabla de elementos llamada tabla periódica, en la que los elementos están ordenados en filas y columnas de forma que quedan agrupados los que tienen propiedades Químicas similares. Según este orden, a cada elemento se le asigna un número (número atómico) de acuerdo con su posición en la tabla, que va desde el 1 para el Hidrógeno hasta el 92 para el uranio, que tiene el átomo más pesado de todos los elementos que existen de forma natural en nuestro planeta. Como en la época de Mendeléiev no se conocían todos los elementos, se dejaron espacios en blanco en la tabla periódica correspondientes a elementos que faltaban. Las investigaciones posteriores, facilitadas por el orden que los elementos conocidos ocupaban en la tabla, llevaron al descubrimiento de los elementos restantes.

1.4.1. DEFINICIÓN DE TABLA PERIÓDICA:

Es la descripción de las características físicas y Químicas de todos los elementos que existen en la naturaleza, ordenados según su número atómico.

1.4.2. DEFINICIÓN DE ELEMENTOS QUÍMICOS:

Son sustancias que están formadas de la misma clase de átomos y se representa con un símbolo. Los primeros elementos que fueron descubiertos tienen nombres de origen del latín y los elementos que fueron descubiertos posteriormente se representan con la primera letra mayúscula y la segunda minúscula. Ejemplos: Carbono (C), Cobre (Cu), Cobalto (Co), Cromo (Cr), etc.

1.4.2.1. DIVISIÓN DE LOS ELEMENTOS:

Los elementos se dividen en Metales y No Metales.

a) METALES: Se encuentran debajo de la línea con negrilla en forma de grada , en las dos últimas filas de la parte de la Tabla.

Todos los metales se encuentran en estado sólido, menos el Mercurio que es líquido. Los metales se encuentran presentes en algunos alimentos, por ejemplo: Hierro (Fe) en los frijoles; Calcio (Ca), en los huevos y la leche; Manganeso (Mg) en las nueces; Potasio (K) en los plátanos.

b) NO METALES: Se encuentran sobre la línea con negrilla en forma de escalera a excepción del Hidrógeno que se encuentra entre los Metales.

Los no metales son de vital importancia para la vida humana, entre ellos se encuentra el Oxígeno, el cual se inhala en el proceso de la respiración, además conforma el aire y el agua. Otro elemento muy importante es el Carbono, el cual forma grandes cadenas para obtener Hidrocarburos, Alcoholes, Arimpaticos, etc.

1.4.3. SISTEMA PERIÓDICO:

Los siete renglones horizontales se llaman **Períodos o Filas**: 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7 que corresponden a cada una de las siete capas o niveles de energía de los átomos: K, L, M, N, O, P, Q.

El número de columnas verticales son los grupos I, II, III, IV, V, VI, VII y VIII para que los elementos de propiedades semejantes se encuentren unos debajo de otros, cada uno de los **grupos** ha sido dividido en dos subgrupos, a los cuales se les designa con las letras A y B.

1.4.3.1. PERIODOS

Descripción de los períodos del sistema periódico:

Cada período comienza con un elemento que tiene un electrón de valencia y termina con un gas noble, inerte o raro que tiene ocho electrones en su última capa. Todos los elementos comprendidos en el mismo período tienen sus átomos con igual número de capas electrónicas o niveles de energía, por ejemplo: el Ca y el Br por estar en el cuarto período tienen 4 capas (K, L, M, N) en donde se distribuyen los electrones que les corresponden.

- a) Primer período: Tiene 2 elementos: el H y el He, sus átomos tienen un nivel de energía que corresponde a la capa K.
- b) Segundo período: Se llama período corto por consta únicamente de 8 elementos, comienza con Li y termina con el Ne, sus átomos tienen dos niveles de energía y las capas K y L.
- c) Tercer período: Comprende también 8 elementos, principia con el Na y termina con el Ar. Sus átomos tienen hasta la capa M o tercer nivel de energía.
- d) Cuarto período: Comienza con el K y termina con el Kr, los átomos de estos elementos tienen cuatro niveles de energía por lo que su última capa es la N. Sus 10 elementos con números atómicos del 21 al 30 se llaman metales de transición y tiene valencia variable.
- e) Quinto período: Tiene 18 elementos, principia con Rb y termina con el Xe.

- f) Sus átomos tienen hasta el quinto nivel de energía o capa O. Los metales de transición de este período tienen números atómicos del 39 al 48.
- g) Sexto período: Es un período extra largo que consta de 32 elementos del Cs al Rn. Sus átomos tienen 6 niveles de energía y su última capa es la P. Los 15 elementos del número atómico 57 al 71 se llaman **Lantánidos o Tierras Raras**. Este período tiene 10 metales de transición.
- h) Séptimo período: Es otro período extra largo con 19 elementos que comprenden del Fr al Ha. Sus átomos tienen 7 niveles de energía y por lo tanto hasta la capa Q. En este período se encuentra la serie de los actínidos, y el último de los elementos separados naturales es el U que tiene 92 de número atómico; a partir del 93 se llaman **Transuránicos**; son radiactivos, inestables y creados artificialmente en reactores nucleares. Por lo que los lantánidos y los actínidos están colocados en dos filas.

1.4.3.2. GRUPOS

Descripción de los grupos del sistema periódico:

Los grupos de la tabla periódica se integran con los elementos que se asemejan en sus propiedades Químicas y físicas.

Por regla general los elementos del mismo grupo tienen la misma valencia (con sus excepciones).

- a) Grupo IA. Son los metales **Alcalinos**: Litio, Sodio, Potasio, Rubidio, Cesio. Reciben este nombre debido a la propiedad de ser bases o sales, tienen valencia 1, son muy reactivos y no se encuentran puros. El Sodio y Potasio son muy abundantes.
- b) Grupo IIA. Son los metales **Alcalino-térreos**: Berilio, Magnesio, Calcio, Estroncio, Bario y Radio. Tienen propiedades de Sales y de Metales. Su Valencia es 2.
- c) Grupo IIIA. Son los metales ó **Térreos**: Boro y Aluminio.
- d) Grupo IVA. Forma la **Familia del Carbono**: Reciben este nombre porque el Carbono es el primer elemento en la columna. Son no metales los dos primeros (Carbono y Silicio); metales los tres últimos (Germanio, Plomo y Estaño). Tienen Valencia 2 y 4.

- e) Grupo VA. Agrupa la **Familia del Nitrógeno**: Nitrógeno y Fósforo (no metales), Arsénico, Antimonio, y Bismuto.
- f) Grupo VIA. Integra la **Familia del Oxígeno**: Oxígeno, Azufre, Selenio y Teluro (no metales). Las Valencias son 2, 4, 6.
- g) Grupo VIIA: Llamados **Halógenos** por ser reactivos: Flúor, Cloro, Bromo y Yodo. (no metales), Sirven para combinarse con Alcalinos para formar sales, con el Hidrógeno para formar ácidos.
- h) Grupos IB, IIB, IIB, IVB, VB, VIB; VIIB, y VIIIB. Son los elementos de transición, todos metales, entre los que destacan los del grupo VIII, que en cada período abarca tres elementos: Hierro, Cobalto y Níquel; Rutenio, Rodio, y Paladio; Cadmio, Iridio y Platino.

Grupo VIII B: Son los **Gases Nobles**: Helio, Neón, Argón, Kriptón, Xenón y Radón. Se llaman Gases Nobles, Inertes o Raros son los únicos elementos que no se pueden combinar por tener completo el Octeto Por lo tanto no tienen Valencia.

1.4.4. VALENCIA.

Indica la capacidad de los elementos para combinarse entre sí, también recibe el nombre de Número de Oxidación.

Valencia Positiva: Es el número de electrones existentes en el último nivel de electrones.

Valencia Negativa: Es el número de electrones faltantes para alcanzar una configuración electrónica estable; es decir los electrones faltantes para 8.

1.4.5. ACTIVIDAD QUÍMICA DE LOS ELEMENTOS.

Los metales que son elementos electropositivos, ceden sus electrones de valencia. Del Grupo I a III A ceden electrones (e^-) y del grupo IV a VI IA ganan electrones (e^-)

Por ejemplo:

En el grupo de los metales alcalinos el Cesio es más activo debido a que fácilmente cede su electrón de valencia por estar más alejado del núcleo de sus átomos; el Litio es el menos activo.

Los no metales que son elementos electronegativos, tienden a ganar electrones para completar 8 y tener una configuración estable; son más activos los de menor número atómico, porque en éste caso la distancia entre el núcleo de sus átomos y los electrones de valencia es menor. Así, en el grupo de los halógenos el más activo es el flúor y el menos activo el Yodo.

En los metales del mismo período es más activo el que tiene un número menor de electrones en su capa externa. Comparando el sodio y el aluminio que se encuentran en el período dos, el sodio es más activo porque tiene un electrón de valencia y el aluminio tiene tres; es más fácil que un átomo ceda un electrón que dos o más.

En los no metales del mismo período ocurre lo contrario; el más activo es el que tiene mayor número de electrones de valencia.

EJERCICIO No. 6:

Relacione las dos columnas:

- | | |
|--|---------------------------------|
| <input type="checkbox"/> Columnas de la Tabla Periódica. | 1. Grupo VI A |
| <input type="checkbox"/> Renglones de la Tabla Periódica. | 2. Grupo VIII |
| <input type="checkbox"/> Tienen propiedades Químicas similares. | 3. Períodos |
| <input type="checkbox"/> Tienen el mismo número de niveles. | 4. Grupos |
| <input type="checkbox"/> Se designan los grupos de la tabla periódica. | 5. Grupo II A |
| <input type="checkbox"/> Metales Alcalino Térreos | 6. Grupo III A |
| <input type="checkbox"/> Familia del Oxígeno | 7. Grupo III A |
| <input type="checkbox"/> Halógenos | 8. Grupo VII A |
| | 9. Elementos del mismo período. |
| | 10. Elementos del mismo grupo. |
| | 11. Con número romano y letra. |

1.5. FORMULAS QUÍMICAS

1.5.1. DEFINICIÓN:

Una Fórmula Química es una expresión que representa a los elementos que intervienen en la formación de un compuesto.

Cuando el ión que lleve subíndice está constituido de dos o más elementos se tiene que emplear paréntesis y el subíndice fuera de éste.

1.5.2. ENLACE QUÍMICO

Según Domínguez, y López (1991)

ENLACE QUÍMICO: Es la unión entre dos átomos. Los iones positivos se unen a los negativos para formar una molécula eléctricamente NEUTRA. $\text{Na}^+ \text{Cl}^-$. Al sumar una carga positiva con una carga negativa se anulan.

1.5.2.1. DIVISIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS

a) Enlace Iónico:

Es el enlace entre átomos donde unos ceden electrones y otros los ganan formando iones y quedando unidos eléctricamente. A este tipo de enlaces, también se les denomina enlace electrovalente o unión polar.

b) Enlace Covalente:

Es el enlace de átomos donde se comparten pares de electrones para alcanzar configuraciones electrónicas estables. A este tipo de enlaces también se les denomina enlaces o uniones no polares.

c) Enlace Covalente Coordinado:

Es aquel donde un átomo o ión, sin ceder ni ganar electrones o compartirlos, emplea un par electrónico de otro átomo para alcanzar una configuración electrónica estable.

1.5.2.2. TEORÍA DE LA IONIZACIÓN:

Las moléculas de las sustancias electrolíticas al disolverse en el agua se dividen en dos partes con carga eléctrica llamados IONES. Estos iones serán positivos y negativos (cationes y aniones)

Al electrodo NEGATIVO se le llama CATODO y por lo tanto los iones positivos que son atraídos se denominan CATIONES. En el caso del electrodo POSITIVO se le llama ANODO y a los iones negativos atraídos por éste se llaman ANIONES.

ELECTROLISIS: Es el fenómeno de descomposición de los enlaces iónicos de un compuesto por medio de la corriente eléctrica.

1.5.3. CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS

De acuerdo con el número de elementos que constituyen a un compuesto, éstos se clasifican en:

- a) Binarios: Con dos Elementos
- b) Ternarios: Con tres Elementos
- c) Cuaternarios: Con cuatro elementos

1.5.4. CLASIFICACIÓN DE LOS COMPUESTOS DE ACUERDO A SU ATOMICIDAD

Al número total de átomos que constituyen una molécula, se le llama ATOMICIDAD.

De acuerdo a la atomicidad, las moléculas se clasifican en:

- d) Monoatómicas: con 1 átomo
- e) Diatómicas: con 2 átomos.
- f) Triatómicas: con 3 átomos
- g) Tetra-Atómicas: con 4 átomos
- h) Poliatómicas: con 5 ó más átomos.

Aun cuando se pueden especificar como PENTA-ATÓMICA a la de 5 átomos, HEXA-ATÓMICA a la de 6, etc.

Se llama NÚMERO DE OXIDACIÓN, VALENCIA EN EJERCICIO o NUMERO POLAR a la valencia con que está unido un determinado átomo en un compuesto específico.

El Oxígeno siempre se combina con valencia -2.

El Hidrógeno y los iones metálicos se combinan con la valencia indicada en la tabla.

1.5.5. TABLA DE LOS ANIONES Y CATIONES MÁS USADOS

Tablas No. 3 y 4

CATIONES (iones positivos)

Valencia	Representación	Nombre			
Valencia +1	H ⁺¹ Li ⁺¹ Na ⁺¹ K ⁺¹ Ag ⁺¹ Cu ⁺¹ Au ⁺¹ Hg ⁺¹ NH ₄ ⁺¹	Hidrógeno Litio Sodio Potasio Plata Cuproso o cobre I Auroso U Oro I Mercuroso o Mercurio I Amonio	Valencia +3	Au ⁺³ Al ⁺³ Fe ⁺³ As ⁺³ Sb ⁺³ Bi ⁺³	Aurico u Oro III Aluminio Férrico o Hierro III Arsenioso o Arsénico III Antimonioso o Antimonio III Bismuto
	Valencia +2	Cu ⁺² Mg ⁺² Ca ⁺² Ba ⁺² Sr ⁺² Hg ⁺² Cd ⁺² Zn ⁺² Sn ⁺² Pb ⁺² Fe ⁺² Co ⁺² Ni ⁺² Mn ⁺²		Cúprico o Cobre II Magnesio Calcio Bario Estroncio Mercurioso o Mercurio II Cadmio Zinc Estañoso o Estaño II Plumboso o Plomo II Ferroso o Hierro II Cobaltoso o Cobalto II Niqueloso o Níquel II Manganeso	Valencia +4
Valencia +5			Valencia +5	As ⁺⁵ Sb ⁺⁵	

ANIONES (iones Negativos)		
Valencia	Representación	Nombre
Valencia +1	F ⁻¹	Fluoruro
	Cl ⁻¹	Cloruro
	Br ⁻¹	Bromuro
	I ⁻¹	Yoduro
	OH ⁻¹	Hidróxido
	ClO ⁻¹	Hipoclorito
	ClO ₂ ⁻¹	Clorito
	ClO ₃ ⁻¹	Clorato
	ClO ₄ ⁻¹	Perclorato
	BrO ⁻¹	Hipobromito
	BrO ₂ ⁻¹	Bromito
	BrO ₃ ⁻¹	Bromato
	BrO ₄ ⁻¹	Perbromato
	IO ⁻¹	Hipoyodito
	IO ₂ ⁻¹	Yodito
	IO ₃ ⁻¹	Yodato
	IO ₄ ⁻¹	Peryodato
	NO ₂ ⁻¹	Nitrito
	NO ₃ ⁻¹	Nitrato
	CN ⁻¹	Cianuro
	MnO ₄ ⁻¹	Permanganato
	HCO ₃ ⁻¹	Carbonato Ácido
	HSO ₄ ⁻¹	Sulfato Ácido
	HSO ₃ ⁻¹	Sulfito Ácido
	H ₂ PO ₄ ⁻¹	Fosfato Diácido

ANIONES (iones Negativos)		
Valencia	Representación	Nombre
Valencia -2	O ⁻²	Oxido
	S ⁻²	Sulfuro
	SO ₃ ⁻²	Sulfito
	SO ₄ ⁻²	Sulfato
	CO ₃ ⁻²	Carbonato
	CrO ₄ ⁻²	Cromato
	Cr ₂ O ₇ ⁻²	Dicromato
	SiO ₃ ⁻²	Silicato
Valencia -3	HPO ₄ ⁻²	Difosfato
	PO ₄ ⁻³	Trifosfato

1.6. NOMENCLATURA QUÍMICA

Según Ordóñez (1999)

1.6.1. DEFINICIÓN:

Es el conjunto de reglas para nombrar a los compuestos químicos, establecidas por la IUPAC (Unión Internacional de la Química Pura y Aplicada).

1.6.2. COMBINACIONES BINARIAS:

1.6.2.1. COMBINACIONES BINARIAS CON OXIGENO:

1.6.2.1.1. ÓXIDOS

CASO 1: si es un metal con el oxígeno se llama óxidos básicos o sencillamente óxidos. Óxidos es la combinación del oxígeno (O^{-2}) con los metales.

NOMBRE GENÉRICO (N. G): OXIDO

NOMBRE ESPECÍFICO (N. E): se presentan tres casos:

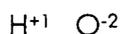
- Cuando el elemento tiene 2 valencias: si se trabaja con la mayor se utiliza el sufijo "ico" y si se trabaja con la menor se utiliza la terminación "oso".
- Cuando el elemento tiene 1 valencia: solo se escribe el nombre del elemento o el sufijo "ico".
- Cuando el elemento tiene varias valencias se seleccionan las dos menores y se utilizan los sufijos correspondientes y con el resto forman anhídridos.

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Se escribe el símbolo del metal después el símbolo del oxígeno con valencias, según el sufijo se determina la valencia del elemento y se escribe. Las valencias pasan a ser subíndices del otro elemento en forma cruzada. Si simplifican los subíndices. La valencia del oxígeno pasa con valor absoluto.

EJEMPLOS:

- Óxido de Hidrógeno (agua):



Se cruzan las valencias y pasan a ser subíndices



b) Óxido de Aluminio:



Se cruzan las valencias y pasan a ser subíndices



EJERCICIO No. 7:

Escribir la formula de los siguientes óxidos:

1. Oxido de Sodio: _____
2. Oxido de Calcio: _____
3. Oxido Cuproso: _____
4. Oxido Cúprico: _____
5. Oxido de Magnesio: _____
6. Oxido Aúrico: _____
7. Oxido Auroso: _____
8. Oxido de Cromo: _____
9. Oxido Mercuríco: _____
10. Oxido Mercuroso: _____

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Se escribe la valencia del oxígeno (O^{-2}) y luego el subíndice del oxígeno pasa a la valencia del metal y según esto se escribe el sufijo correspondiente.

EJEMPLOS:

- a) $\text{V}_2\text{O}_3 = \text{V}^3 \quad \text{O}^{-2} = \text{Oxido Vanádico u Oxido de Vanadio}$
- b) $\text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe}^3 \quad \text{O}^{-2} = \text{Oxido Férrico}$
- c) $\text{FeO} = \text{Fe}^2 \quad \text{O}^{-2} = \text{Oxido de Hierro u Oxido Ferroso}$

EJERCICIO No. 8:

Escribir el nombre de los siguientes óxidos:

1. Al_2O_3 : _____
2. ZnO : _____
3. Na_2O : _____
4. K_2O : _____
5. CaO : _____
6. MgO : _____
7. BaO : _____
8. Ag_2O : _____
9. Li_2O : _____
10. Co_2O_3 : _____

1.6.2.1.2. ANHÍDRIDOS

CASO 2: Si es un no-metal con el oxígeno se llaman Óxidos Ácidos o Anhídridos. Anhídrido es la combinación del Oxígeno (O^{-2}) con los no metales que se encuentran en columna par y trabajan con valencia par. Y los que se encuentran en columna impar que trabajan con valencia impar, además con los metales que tengan más de dos valencias y se trabaja con los mayores o iguales de cuatro valencias por lo general.

NOMBRE GENÉRICO (N. G): Anhídrido

NOMBRE ESPECIFICO (N. E): según la tabla siguiente:

Tabla No. 5

VALENCIA	PREFIJO	SUFIJO
1 - 2	Hipo	Oso
3 - 4	_____	Oso
5 - 6	_____	Ico
7	Per	Ico

Notas: 1: en las columnas 5 - 7 tiene la valencia 1 - n
2: con los metales no tiene que ver nada la columna.

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Se escribe el símbolo del elemento seguido el del Oxígeno. El Oxígeno siempre tiene valencia -2 , se determina la valencia del elemento con el nombre específico y se escribe dicha valencia. Las valencias pasan a ser subíndices del otro elemento (la del oxígeno pasa con valor absoluto), en forma cruzada. Se simplifican los subíndices.

EJEMPLOS:

a) Anhídrido Nitroso:

$N^{+3} O^{-2}$ se cruzan las valencias y pasan a ser subíndices



b) Anhídrido Carbónico o Dióxido de Carbono:



$C_2 O_4$ se simplifican



EJERCICIO No. 9:

Escribir la fórmula de los siguiente Anhídridos:

1. Anhídrido Sulfuroso: _____
2. Anhídrido Sulfúrico: _____
3. Anhídrido Nitroso: _____
4. Anhídrido Nítrico: _____
5. Anhídrido Cloroso: _____
6. Anhídrido Clórico: _____
7. Anhídrido Perclórico: _____
8. Anhídrido Hipocloroso: _____
9. Anhídrido Bromoso: _____
10. Anhídrido Yódico: _____

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Los subíndices pasan a la valencia del otro elemento, se determina el prefijo y el sufijo correspondientes según la tabla. Si el elemento tiene subíndice 1 quiere decir que se simplificó por lo que se multiplica por dos y es el mismo procedimiento de los óxidos.

EJEMPLOS:

- a) MnO_3 se multiplican los subíndices por 2,
 Mn_2O_6 se cruzan y se colocan como valencias
 Mn_6O_2 = Anhídrido Mangánico
- b) N_2O_3 se cruzan los subíndices y se colocan como valencias
 N^3O^2 = Anhídrido Nitroso

EJERCICIO No. 10:

Escribir el nombre de los siguientes Anhídridos

1. N_2O_5 _____
2. Cl_2O_5 _____
3. As_2O_3 _____
4. SeO_3 _____
5. Cl_2O_7 _____
6. Br_2O _____
7. W_2O_5 _____
8. SO_2 _____
9. SO_3 _____
10. Cl_2O _____

1.6.2.1.3. PERÓXIDOS

Peróxidos es la combinación del oxígeno O^{-1} con los elementos de las columnas IA y IIA.

NOMBRE GENÉRICO (N. G.): PEROXIDO

NOMBRE ESPECÍFICO (N. E.): ELEMENTO

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Se escribe el símbolo del metal y luego el del oxígeno. Si el elemento es de la columna IA el compuesto es diatómico y si es de la IIA monodiatómico.

EJEMPLOS:

a) Peróxido de Sodio: $\text{Na}_2 \text{O}_2$

b) Peróxido de Bario: Ba O_2

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Se escribe Peróxido de (Nombre Genérico) y el nombre del elemento (Nombre Específico).

EJEMPLOS:

a) Sr O_2 = Peróxido de Estroncio

b) $\text{Li}_2 \text{O}_2$ = Peróxido de Litio

EJERCICIO No. 11:

A) Escribir la fórmula de los siguientes peróxidos:

1. Peróxido de Zinc _____

2. Peróxido de Potasio _____

3. Peróxido de Radio _____

4. Peróxido de Galio _____

5. Peróxido de Cesio _____

B) Escribir el nombre de los siguientes peróxidos:

6. $\text{Cs}_2 \text{O}_2$ _____

7. $\text{K}_2 \text{O}_2$ _____

8. Ca O_2 _____

1.6.2.2. COMPUESTOS HIDROGENADOS:

1.6.2.2.1. HIDRUROS

Es la combinación del Hidrógeno con los metales y no metales

1.6.2.2.1.1. HIDRÓGENO (H^{-1}) CON LOS GRUPOS IA, IIA, IIIA,

El Hidrógeno se combina con valencia -1 con los grupos IA, IIA y IIIA (menos el Boro) y con los metales.

NOMBRE GENÉRICO (N. G): HIDRUROS

NOMBRE ESPECIFICO (N. E): El elemento más las terminaciones "ico" u "oso", según el caso.

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Se escribe el símbolo del elemento y luego el del Hidrógeno. Se determina si el nombre tiene sufijo "ico" (si la valencia es mayor) u "oso" (si la valencia es menor), y el hidrógeno con valencia -1 (H^{-1})

Las valencias pasan a ser subíndice del otro elemento en forma cruzada (las valencias del Hidrógeno pasan con valor absoluto) y se simplifican los subíndices.

EJEMPLOS:

a) Hidruro Mangánico:

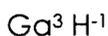


$Mn^3 H^{-1}$ como la valencia del Manganeso es mayor el sufijo es ico

$Mn^3 H^{-1}$ se cruzan las valencias y pasan a ser subíndices.



b) Hidruro de Galio



DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Se escribe la valencia del Hidrógeno (H^{-1}) se determinan las valencias del elemento y los subíndices pasan a ser valencias.

EJEMPLOS:

a) $Mn H_3$ fórmula

$Mn^3 H^{-1}$ se determinan las valencias

$Mn^{-1} H_3$ se cruzan las valencias pasan a ser subíndices y se simplifica, como la valencia del Mn es mayor la terminación es ico

$Mn H_3$ Hidruro Mangánico

b) Fe H₂ la fórmula

Fe₂ H₋₁ se determinan las valencias

Fe H₂ se cruzan las valencias pasan a ser subíndices, como la valencia del Fe es menor la terminación es oso

Fe H₂ Hidruro ferroso

EJERCICIO No. 12:

A) Escribir el nombre de los siguientes hidruros:

1. Ca H _____

2. Li H _____

3. Sn H₄ _____

4. Fr H _____

5. Al H₃ _____

B) Escribir la fórmula de los siguientes hidruros:

6. Hidruro Crómico _____

7. Hidruro Férrico _____

8. Hidruro Talioso _____

9. Hidruro de Calcio _____

10. Hidruro Cúprico _____

1.6.2.2.1.2. HIDRÓGENO (H⁻¹) CON EL GRUPO IV A,

HIDROCARBUROS

Son los compuestos formados por Carbono e Hidrógeno

NOMBRE ESPECÍFICO el sufijo "ano" el nombre del elemento, a excepción del carbono que se denomina Metano, trabajan con valencias 4.

EJEMPLOS:

a) C H₄ Metano

b) Pb H₄ Plomano

EJERCICIO No. 13:

A) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. Sn H₄ _____
2. Pb H₄ _____
3. Ge H₄ _____
4. Si H₄ _____
5. C H₄ _____

B) Escribir el nombre de los siguientes compuestos

6. Metano _____
7. Estaniano _____
8. Silano _____
9. Germano _____
10. Plomano _____

1.6.2.2.1.3. HIDRÓGENO (H⁺¹) CON EL GRUPO V A,

Los elementos trabajan con valencia 3.

NOMBRE ESPECÍFICO se escribe el sufijo "ina" al elemento menos para el Nitrógeno que trabaja con valencia 2 y 4, y recibe el nombre especial de Amino, Amonio o Amoníaco según su valencia.

EJEMPLOS

- a) N H₃ Amoníaco
- b) P H₃ Fosfina
- c) N H₄ Amonio

EJERCICIO No. 14:

Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. As H₃ _____
2. Sb H₃ _____
3. Bi H₃ _____
4. P H₃ _____
5. N H₃ _____

1.6.2.2.1.4. HIDRÓGENO (H^{+1}) CON EL GRUPO VI y VII

Únicamente en este caso la valencia del Hidrógeno es positiva por ser catión, los elementos del grupo VI trabajan con valencia -2 y los del grupo VII con valencia -1 .

A) GASES

NOMBRE GENÉRICO: el del no-metal más el sufijo "uro"

NOMBRE ESPECÍFICO: de Hidrógeno.

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Primero se escribe el símbolo del Hidrógeno y después el del elemento no-metal, seguidamente se escriben las valencias (H^{+1} por ser catión) y los del elemento dependen de las columnas, así la columna VI tiene valencia -2 y la columna VII A tiene valencia -1 . Las valencias pasan a ser subíndices del otro elemento (solo el valor absoluto) y se simplifican los subíndices.

EJEMPLOS:

a) Teluro de Hidrógeno

H T: se escriben los símbolos

$H^{+1} T^{-2}$: se anotan las valencias

$H_2 T$: se cruzan las valencias y pasan a ser subíndices

$H_2 T$

b) Cianuro de Hidrógeno

H (C N): se escriben los símbolos

$H^{+1} (C N)^{-1}$: se anotan las valencias, se toman solo valores absolutos y se cruzan

$H_1 (C N)_1$: se omite el 1

H (C N)

EJERCICIO No. 15:

a) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. $H_2 T$ _____
2. $H_2 S$ _____
3. H B _____
4. H Cl _____
5. H I _____

b) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

6. Selenuro de Hidrógeno _____
7. Sulfuro de Hidrógeno _____
8. Bromuro de Hidrógeno _____
9. Cianuro de Hidrógeno _____
10. Yoduro de Hidrógeno _____

B) ÁCIDOS O HIDRÁCIDOS:

NOMBRE GENÉRICO: Ácido

NOMBRE ESPECIFICO: el elemento más el sufijo "hídrico"

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Son los mismos pasos que en el estado gaseoso.

EJEMPLOS:

a) Ácido Clorhídrico

H Cl se escriben los símbolos

H¹ Cl¹ se determinan valencias

H₁ Cl₁ se cruzan las valencias y omite el 1

H Cl_(aq)

b) Ácido Cianhídrico

H C N se escriben los símbolos

H¹ (C N)⁻¹ se determinan las valencias

H₁ (C N)₁ se cruzan las valencias y se omite el 1

H (C N)_(aq)

NOTA: el H (C N) es compuesto ternario

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE

Se escribe el nombre genérico Ácido y el específico el elemento más el sufijo "hídrico".

EJEMPLOS:

a) H I_(aq) Ácido Yodhídrico

b) H₂ Se_(aq) Ácido Selenhídrico

EJERCICIO No. 16

a) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. H Br _____
2. H₂ S _____
3. H₂ T _____
4. H (C N) _____

b) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

5. Ácido Astathídrico _____
6. Ácido Ciniahídrico _____
7. Ácido Bromhídrico _____
8. Ácido Telhídrico _____

1.6.2.3. COMPUESTOS SIN OXÍGENO E HIDRÓGENO (ENTRE ELEMENTOS)

1.6.2.3.1. COMPUESTOS ENTRE NO METALES

NOMBRE GENÉRICO: El elemento más electronegativo más la terminación "uro".

NOMBRE ESPECÍFICO: el otro no-metal.

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Primero se escribe el elemento menos electronegativo y luego el más electronegativo. Se escriben las valencias en ambos elementos, éstas pasan a ser subíndices y se simplifican los subíndices.

VALENCIAS

- ❖ Las de la columna V A trabajan con ± 3 y/o ± 5 .
- ❖ Los de la Vi A trabajan con ± 2
- ❖ Los de la VII A trabajan con ± 1 .

EJEMPLOS:

a) Fluoruro de Boro

B F: se escribe el símbolo de los elementos

$B^3 F^{-1}$: se determinan las valencias y se cruzan

B F₃: las valencias pasan a ser subíndices

B F₃

b) Selenuro Arsénico

As Se: se escribe el símbolo de los elementos

$As^5 Se^{-2}$: se determinan las valencias y se cruzan

As₂ Se₅: las valencias pasan a ser subíndices

As₂ Se₅

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Se escribe el nombre genérico el más electronegativo más la terminación "uro", luego el nombre del otro metal.

EJEMPLOS:

a) S₅ N₂: Nitruro de Azufre

b) I Br: Bromuro de Yodo

EJERCICIO No. 17

a) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. P Cl₃: _____

2. Te I₂: _____

3. Se S: _____

4. I Br: _____

5. B F₃: _____

b) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

6. Cloruro de Azufre: _____

7. Selenuro Arsénico: _____

8. Cloruro de Yodo: _____

9. Nitruro de Azufre: _____

10. Cloruro Fosforoso: _____

1.6.2.3.2. COMPUESTOS ENTRE METALES

NOMBRE GENÉRICO: Aleación

NOMBRE ESPECÍFICO: de los metales

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA

Primero se escribe el más electronegativo y luego el otro elemento.

EJEMPLOS:

a) Aleación de Cromo y Hierro

Fe Cr

b) Aleación de Zinc y Cobre (Latón)

Cu Zn

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Se escribe el nombre genérico y el nombre específico o sus nombres especiales en algunos casos.

EJEMPLOS:

a) Cu Sn: Aleación de Estaño y Cobre o Bronce

b) Fe C N: Aleación de Carbono, Nitrógeno y Hierro o Acero

EJERCICIO No. 18

a) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. Pb Zn: _____

2. Fe Cr: _____

3. Pb Sn: _____

4. Cu Ni: _____

b) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

5. Aleación de Zinc y Cobre: _____

6. Aleación de Estaño y Plomo o Peltre: _____

7. Aleación de Estaño y Cobre: _____

8. Aleación de Hierro y Cobre: _____

1.6.2.3.3. COMPUESTOS FORMADOS POR UN METAL Y UN NO-METAL

NOMBRE GENÉRICO: el del no-metal más la terminación "uro".

NOMBRE ESPECÍFICO: el metal más el sufijo "ico" u "oso".

VALENCIAS:

- ❖ Las de la columna V A, trabajan con -3 y -5 .
- ❖ Los de la columna VI A, trabajan con -2
- ❖ Los de la columna VII A, trabajan con -1

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Primero se escribe el símbolo del metal luego el del no-metal. Se escriben las valencias, pasan a ser subíndices y se simplifican.

EJEMPLOS:

a) Teluro Cúprico:

Cu Te: se escriben los símbolos

$\text{Cu}^2 \text{Te}^{-2}$: se determinan las valencias

$\text{Cu}_2 \text{Te}_2$: se cruzan las valencias que pasan a ser subíndices.

$\text{Cu}_2 \text{Te}_2$: simplificar Cu Te

b) Bromuro de Aluminio

Al Br: se escriben los símbolos

$\text{Al}^3 \text{Br}^{-1}$: se determinan las valencias

$\text{Al}_1 \text{Br}_3$: se cruzan las valencias que pasan a ser subíndices y se simplifican

Al Br₃

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE

Se escribe el nombre genérico y el nombre específico.

EJEMPLOS:

a) Mn S: Sulfuro Manganeso

b) Mg I₂: Yoduro de Magnesio

EJERCICIO No. 19

a) Escribir el nombre de los siguientes compuestos:

1. Na Cl: _____
2. Na₂ S: _____
3. Fe Cl₂: _____
4. K Cl: _____
5. Na F: _____

b) Escribir la fórmula de los siguientes compuestos:

6. Cloruro de Calcio: _____
7. Bromuro de Potasio: _____
8. Sulfuro de Calcio: _____
9. Cloruro de Aluminio: _____
10. Sulfuro de Magnesio: _____

1.6.2.4. AMALGAMA

Es la combinación del Mercurio con un metal.

NOMBRE GENÉRICO: Amalgama

NOMBRE ESPECIFICO: el metal

No se toman en cuenta las valencias.

EJEMPLOS:

a) Amalgama de Plata:

Ag Hg: se escriben los símbolos

b) Amalgama de Oro:

Au Hg

EJERCICIO No. 20

Escribir el nombre de las siguientes Amalgamas:

1. Pt Hg: _____
2. Cu Hg: _____
3. Zn Hg: _____
4. Cd Hg: _____
5. Pd Hg: _____

1.6.3. COMPUESTOS TERNARIOS

1.6.3.1. HIDRÓXIDOS O BASES (O H) ⁻¹

Es el producto de la reacción de un óxido más el agua.

NOMBRE GENÉRICO: Hidróxido

NOMBRE ESPECÍFICO: el metal más "íco" u "oso".

DADO EL NOMBRE ESCRIBIR LA FORMULA:

Se escribe el metal y el (OH) se escribe la valencia del metal y del (OH) ⁻¹, la valencia del Hidróxido es -1. las valencias pasan a ser subíndices y luego se simplifican.

EJEMPLOS

a) Hidróxido de Aluminio

Al (OH) se escriben los símbolos

Al³ (OH) ⁻¹ se determinan las valencias

Al₋₁ (OH)₃ se cruzan las valencias y se simplifican

Al (OH)₃

b) Hidróxido Cúprico

Cu (OH) se escriben los símbolos

Cu² (OH) ⁻¹ se determinan las valencias

Cu₋₁ (OH)₂ se cruzan las valencias y se simplifican

Cu (OH)₂

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Se menciona primero el Hidróxido y luego el metal. Es decir, primero el nombre genérico y luego el específico.

EJEMPLOS:

a) $Mg(OH)_2$ Hidróxido de Magnesio

b) $Cu(OH)_3$ Hidróxido Cuproso

EJERCICIO No. 21

a) Escribir la fórmula de los siguientes hidróxidos:

1. Hidróxido de Litio: _____

2. Hidróxido de Zinc: _____

3. Hidróxido de Potasio: _____

4. Hidróxido de Vanadio: _____

5. Hidróxido Cobaltoso: _____

b) Escribir el nombre de los siguientes hidróxidos:

6. $Ca(OH)_2$: _____

7. $Mg(OH)_2$: _____

8. $W(OH)_3$: _____

9. $Cs(OH)$: _____

10. $Be(OH)_2$: _____

1.6.3.2. OXÁCIDOS O ÁCIDOS

Es la hidratación de anhídrido con una molécula de H_2O . El Fósforo y el Arsénico se pueden hidratar hasta con 3 moléculas de agua.

NOMBRE GENÉRICO: Ácido

NOMBRE ESPECIFICO: el anhídrido que le dio origen.

Se hidrata el anhídrido que le dio origen, se coloca una flecha \rightarrow para formar el ácido, que es el Hidrógeno, el no-metal y se suman los oxígenos. Se simplifican los subíndices.

EJEMPLOS:

a) Ácido Peryódico $I_2 O_7$: se escribe el anhídrido

$I_2 O_7 + H_2O$ se hidrata el anhídrido



$H I O_4$ se simplifica

b) Ácido Brómico $Br_2 O_5$ se escribe el anhídrido



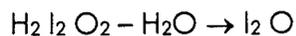
$H Br O_3$

DADA LA FORMULA ESCRIBIR EL NOMBRE:

Al Ácido se le quita una molécula de H_2O , es decir, se deshidrata. Se restan los elementos algebraicamente colocando primero el metal y luego el Oxígeno. Si la fórmula está simplificada se multiplica por 2. se nombra el anhídrido y el ácido recibe el nombre del Anhídrido que le dio origen.

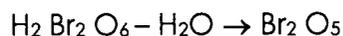
EJEMPLOS

a) $H I O$ (x 2)



Ácido Hipoyodoso

b) $H Br O_3$ (X 2)



Ácido Brómico

EJERCICIO No. 22

a) Escribir la fórmula de los siguientes ácidos

1. Ácido Sulfúrico _____

2. Ácido Fosfórico _____

3. Ácido Mangánico _____

4. Ácido Crómico _____

5. Ácido Carbónico _____

b) Escribir el nombre de los siguientes ácidos

6. $H I O_4$ _____

7. $H_2 S O_4$ _____

8. $H N O_3$ _____

9. $H Cl O_3$ _____

10. $H Mn O_4$ _____

1.7. ESTEQUIOMETRÍA:

1.7.1. DEFINICIÓN

Estequiometría es la parte de la Química que tiene por objeto calcular las cantidades en masa y volumen de las sustancias reaccionantes y los productos de una reacción Química a partir de las masas atómicas de sus constituyentes.

Es el proceso que consiste en encontrar reactivos y productos a través de una ecuación química.

Mediante cálculos estequiométricos se puede determinar la cantidad de Oxígeno que se obtiene de 20 g de clorato de potasio, el porcentaje de cloro que hay en 200 g de cloruro de sodio, o cuántos litros de Hidrógeno se desprenden de 80 g de ácido clorhídrico.

1.7.2. MOLÉCULA O MOL:

Es la unión de dos o más átomos.

1.7.3. MASA MOLECULAR O PESO MOLECULAR

Es el peso en gramos de una molécula.

En los cálculos estequiométricos, es fundamental escribir correctamente la fórmula del compuesto, por ejemplo, del NH_3 (amoníaco) expresa lo siguiente:

- Que está constituido por un átomo de N y tres de H.
- Que tiene una masa molecular de 17 (masa de los átomos de H 1×3 y 14 del átomo de N)
- Que en el estado gaseoso y en condiciones normales de presión y temperatura (NTP), es decir, a la temperatura de 0°C o 273°K y 760 mm de Hg, ocupa un volumen de 22.4 lts.

El Peso Molecular de una sustancia se obtiene sumando las masas atómicas de cada elemento multiplicadas por el subíndice que se encuentra formando parte de la fórmula.

EJEMPLOS:

a) Encontrar el peso molecular del Cloruro de Sodio o Sal Común.

Na Cl		
Na	23 X 1	23
Cl	35 X 1	35
Sumatoria		<hr/> 58 gramos mol

b) Hallar la masa molecular del Azúcar

C ₁₂ H ₂₂ O ₁₂		
C ₁₂	12 X 12	144
H ₂₂	1 X 22	22
O ₁₂	16 X 12	192
Suma		<hr/> 358 uma

NOTA: El Peso o Masa molecular se puede expresar en gramos/mol o unidades de masa atómica.

EJERCICIO No. 23

Hallar el peso molecular de los siguientes compuestos:

1. Na O H
2. Ca (O H)₂
3. Pb Sn
4. Cu Zn
5. K N O₃
6. H Cl
7. H₂ C O₃
8. Ba (N O₃)₂
9. H₂ S O₄
10. K Mn O₄

1.7.4. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

Es el porcentaje de cada elemento presente en el compuesto.

$\% \text{ del Elemento} = \frac{\text{m elemento}}{\text{M compuesto}} \times 100$

% = porcentaje

H	1	X	1	=	1	gr/mol
N	14	X	1	=	14	gr/mol
O ₃	16	X	3	=	48	gr/mol
					63	
% de N:	$\frac{14}{63}$	X	100	=	22.2%	

EJERCICIO No. 24

Calcular el % de cada uno de los elementos de los siguientes compuestos:

1. Mn Cl₂
2. Na S O₄
3. 3 Na O H
4. C₂ H₄ O₃
5. C₃ H₆ O₃
6. Mg₃ N₂
7. Ag Br
8. Ca (O H)₂
9. Na₂ O
10. Ba (O H)₂

1.7.5. RELACIONES DE MASA EN LAS ECUACIONES QUÍMICAS

La resolución de este tipo de problemas se basa en la ecuación química, pues cada una de las sustancias que la forman tiene masas definidas.

La suma de las sustancias reaccionantes es igual a la suma de las sustancias producidas, según la Ley de Lavoisier de la Conservación de la Materia.

EJEMPLOS:

a) Calcular la cantidad de Oxígeno que se puede obtener calentando 100g de Clorato de Potasio.

Masas atómicas K = 39 Cl = 35.5 O = 16

- ❖ Escribir correctamente la ecuación y subrayar en ella las dos fórmulas consideradas en los datos del problema.



Δ : indica aplicación de calor

- ❖ Calcular las masas moleculares de las sustancias y anotarlas debajo de las rayas que les corresponden; y arriba de las fórmulas, las masas o los volúmenes con las unidades (100 g de KClO_3 y Xg de O_2)

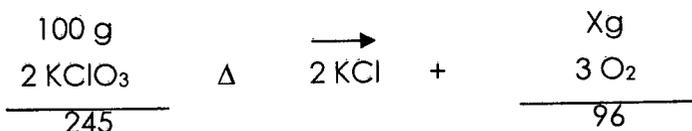
$$\text{K} \quad 39 \times 1 = 39 \qquad 3 \text{O}_2 = 16 \times 2 \times 3 = 96$$

$$\text{Cl} \quad 35.5 \times 1 = 35.5$$

$$\text{O}_3 \quad 16 \times 3 = 48$$

$$\text{KClO}_3 = 122.5$$

$$2 \text{KClO}_3 = 245$$



❖ Escribir la ecuación con los datos y valores numéricos calculados.

$$\frac{100 \text{ grs.}}{245} = \frac{X}{96}$$

❖ Despejar y hacer operaciones.

$$\frac{100 \text{ grs.} \times 96}{245} = X$$

245

X = **39.18** grs. de Oxígeno.

b) Si 20 grs. de cobre reaccionan con ácido concentrado ¿qué cantidad de nitrato cúprico se obtiene?

Masas atómicas

Cu = 63

N = 14

O = 16

Masas Moleculares

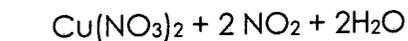
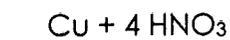
$$\text{Cu} \quad 63 \quad X \quad 1 \quad = \quad 63$$

$$(\text{NO}_3)_2 \quad 2(14 + 16 \times 3) \quad = \quad 124$$

$$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \quad = \quad 187$$

20 grs.

X grs.



63

187

$$\frac{20 \text{ grs.}}{63} = \frac{X}{187}$$

$$\frac{20 \text{ grs.} \times 187}{63} = X$$

63

187

63

X = **59** grs. de Cu (NO₃)₂

1.7.6. LEY DE AVOGADRO Y MASAS MOLECULARES

LEY DE AVOGADRO: El estudio de los gases atrajo la atención del físico italiano Amedeo Avogadro, que en 1811 formuló una importante ley que lleva su nombre. Esta ley afirma que dos volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas si sus condiciones de temperatura y presión son las mismas. Si se dan esas condiciones, dos botellas idénticas, una llena de Oxígeno y otra de Helio, contendrán exactamente el mismo número de moléculas. Sin embargo, el número de átomos de Oxígeno será dos veces mayor puesto que el Oxígeno es diatómico.

De la ley de Avogadro se desprende que las masas de un volumen patrón de diferentes gases (es decir, sus densidades) son proporcionales a la masa de cada molécula individual de gas. Si se toma el Carbono como patrón y se le asigna al átomo de Carbono un valor de 12,0000 unidades de masa atómica (u), resulta que el Hidrógeno tiene una masa atómica de 1,0079 u, el helio de 4,0026, el flúor de 18,9984 y el sodio de 22,9898. En ocasiones se habla de "peso atómico" aunque lo correcto es "masa atómica". La masa es una propiedad del cuerpo, mientras que el peso es la fuerza ejercida sobre el cuerpo a causa de la gravedad.

El número de Avogadro es igual 6.02×10^{23} átomos o moléculas.



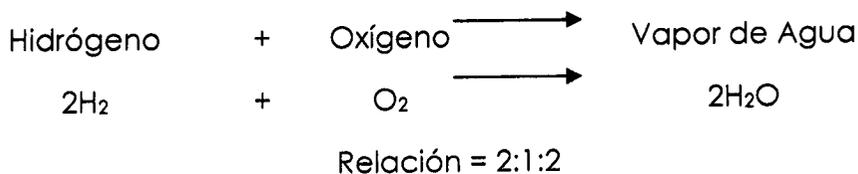
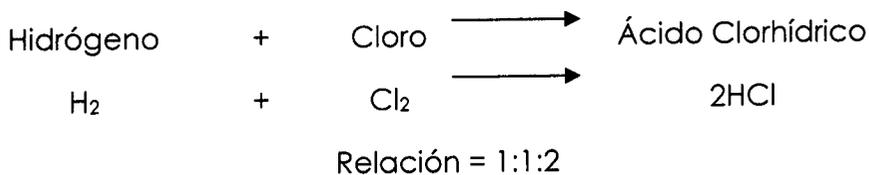
Joseph Louis Gay Lussac químico francés (1805), al sintetizar algunos compuestos gaseosos observó que los volúmenes de los gases requeridos guardaban entre sí una relación de números enteros y sencillos, si sus temperaturas y presiones eran las mismas (los volúmenes pueden ser litros, centímetros cúbicos o alguna unidad de volumen).

Por ejemplo,

- 1 volumen de Hidrógeno y 1 volumen de cloro hacen 2 volúmenes de ácido clorhídrico;

b) 2 volúmenes de Hidrógeno y 1 volumen de Oxígeno forman 2 volúmenes de vapor de agua en lugar de 3.

La razón de estos resultados se explica con la Ley de Avogadro



En 1811 Amadeo Avogadro, profesor italiano de Física, que había estado estudiando el comportamiento de los gases, llegó a la conclusión de que no están constituidos por átomos separados, como lo habían creído anteriormente Dalton y Gay Lussac, sino que todos los gases están formados por moléculas de dos o más átomos y que el espacio que ocupa cierta cantidad de ellos depende de la temperatura y presión que soportan.

Basándose en estas suposiciones emitió su hipótesis que dice "Volúmenes iguales de cualquier gas, bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas". Su hipótesis se ha comprobado experimentalmente y se llama Ley de Avogadro y es reconocida como una de las más importantes para la Química.

El método encontrado para determinar la masa molecular se basa en la Ley de Avogadro y se resume en los siguientes puntos:

- Los átomos de Oxígeno tienen asignada una masa relativa de 16.
- Una molécula de Oxígeno (O_2) tiene una masa relativa de 32 (16×2)
- 32 g de Oxígeno ocupan un volumen de 22.4 lts. en condiciones NTP
- Cualquier gas que ocupe un volumen de 22.4 lts. en condiciones NTP tiene el mismo número de moléculas que 22.4 lts de Oxígeno.

- e) El número de moléculas en 22.4 lts, en condiciones NTP, es conocido como número de Avogadro; se ha determinado experimentalmente en 602 sextillones de moléculas, o en notación científica 6.02×10^{23}
- f) Una mol es la masa molecular de una molécula indicada en gramos; por ejemplo, para el $O_2 = 32$ g para el $H_2O = 18$ g, para el $HCl = 36.5$ g
- g) El volumen molecular gramo es de 22.4 lts. y es igual para todas las sustancias gaseosas, o sea, el volumen que ocupa una mol en condiciones NTP.

Por ejemplo: 1 mol de $HCl = 36.5$ g ocupa un volumen de 22.4 lts. el cual es su volumen molecular gramo.

Ejemplos:

- a) Convertir 10 moles de H_2O a gramos

El peso molecular o masa molecular de 10 moles de H_2O es igual 180 gramos/mol.

$$\begin{array}{r}
 10 \text{ moles de } H_2O \quad \times \quad \frac{1 \text{ mol}}{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}} \quad \times \quad \frac{180 \text{ gramos}}{1 \text{ mol}} \quad \times \quad \frac{1800 \text{ gramos}}{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}} \quad = \\
 \\
 \frac{1.8 \times 10^2}{6.02 \times 10^{23}} \quad = \quad 2.99 \times 10^{-21} \text{ gr.}
 \end{array}$$

- b) Convertir 400 gramos de carbono a moléculas

$$\begin{array}{r}
 400 \text{ gramos de C} \quad \times \quad \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ gramos}} \quad \times \quad \frac{6.02 \times 10^{23} \text{ mol}}{1 \text{ mol}} \quad = \quad \frac{2408 \times 10^{23} \text{ mol}}{12 \text{ gramos}} \quad = \\
 \\
 200.6 \times 10^{23} \text{ mol} \quad = \quad 2 \times 10^{25}
 \end{array}$$

EJERCICIO No. 25

Realizar las siguiente conversiones

1. 1.5×10^3 átomos de C O_2 a moles
2. 710 gramos de Cl Na a moles
3. 3.5×10^{15} moles de Ag a gramos
4. 4.2×10^5 moles de Fe a Kg.
5. 25×10^3 gramos de Na (OH) a moles

Tabla No. 6

TABLA EXPLICATIVA

Sustancia Gaseosa	Masa Molecular	Peso de 1 mol 6.02×10^{23} moléculas	Volumen Molecular gramo
H ₂	2.0 uma	2.0 grs.	22.4 lts.
N ₂	28.0 uma	28.0 grs.	22.4 lts.
O ₂	32.0 uma	32.0 grs.	22.4 lts.
NH ₃	17.0 uma	17.0 grs.	22.4 lts.
HCl	36.5 uma	36.5 grs.	22.4 lts.
CO ₂	44.0 uma	44.0 grs.	22.4 lts.

uma: significa unidades de masa atómica.

1.7.7. VOLÚMENES Y MASAS MOLECULARES DE GASES

EJEMPLOS:

a) Determinar la masa molecular de un gas si 600 ml tienen de masa 1.5 g en condiciones NTP (22.4 volumen molecular gramo).

❖ Establecer la ecuación:
$$\frac{X \text{ g}}{22.4 \text{ lts.}} = \frac{1.5 \text{ grs}}{0.600 \text{ lts.}}$$

❖ Despejada:

$$X = \frac{1.5 \times 22.4}{0.600}$$

$$X = 56 \text{ g/mol}$$

b) Encontrar el volumen ocupado por 50 g de Oxígeno en condiciones NTP .

❖ Masa atómica: O = 16

❖ Cálculo de la masa molecular gramo (mol)

$$\text{O}_2: 16 \times 2 = 32 \text{ grs.}$$

❖ Establecer la ecuación

$$\frac{22.4 \text{ lts.}}{32 \text{ grs.}} = \frac{X}{50 \text{ grs.}}$$

❖ Despejada:

$$\frac{22.4 \text{ lts.} \quad X \quad 50 \text{ grs.}}{32 \text{ grs.}} = X$$

$$X = 35 \text{ lts. de O}_2$$

1.7.8. MASAS Y VOLÚMENES

a) Calcular la masa del cloruro de sodio que producirán 30 litros de ácido clorhídrico al reaccionar con ácido sulfúrico.

❖ Masas atómicas Na = 23 Cl = 35.5

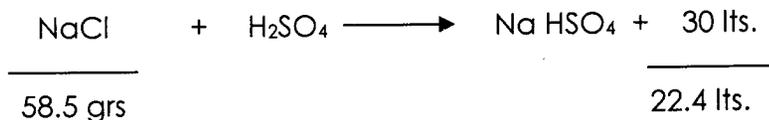
❖ Masa molecular

$$\text{Na} \quad 23 \quad X \quad 1 \quad = \quad 23$$

$$\text{Cl} \quad 35.5 \quad X \quad 1 \quad = \quad 35.5$$

$$\text{NaCl} \quad = \quad 58.5$$

Xg



$$\frac{X}{58.5 \text{ grs.}} = \frac{30 \text{ lts.}}{22.4 \text{ lts.}} \quad x = \frac{30 \text{ lts.} \times 58.5 \text{ grs.}}{22.4 \text{ lts.}}$$

$$X = 78 \text{ grs. de NaCl}$$

b) ¿Cuántos litros de dióxido de Carbono se obtienen calentando 400 g de carbonato de calcio?

❖ Masas atómicas

$$\text{Ca} = 40$$

$$\text{C} = 12 \quad \text{O} = 16$$

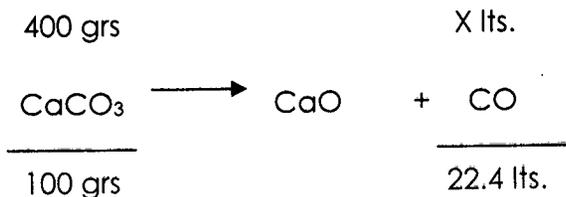
❖ Masa molecular

$$\text{Ca} \quad 40 \quad \times \quad 1 \quad = \quad 40$$

$$\text{C} \quad 12 \quad \times \quad 1 \quad = \quad 12$$

$$\text{O}_3 \quad 16 \quad \times \quad 3 \quad = \quad 48$$

$$\text{CaCO}_3 \quad = \quad 100$$



$$\frac{400 \text{ grs.}}{100 \text{ grs.}} = \frac{x}{22.4 \text{ lts.}} \quad \frac{400 \text{ grs.} \times 22.4 \text{ lts.}}{100 \text{ grs.}}$$

$$X = 89.6 \text{ lts. de CO}_2$$

EJERCICIO No. 26

a) Utilizando la tabla periódica de los elementos:

1. Determinar la masa molecular de los siguientes Compuestos

- a. KCl
- b. CaCO_3
- c. H_3PO_4
- d. $\text{Al}(\text{OH})_3$
- e. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- f. $\text{Ca}(\text{ClO}_3)_2$

2. Encontrar el porcentaje de composición de cada elemento que forma el Sulfato de Sodio:

- a. Masa molecular del Na_2SO_4
- b. Na ... %
- c. S ... %
- d. O ... %

3. Calcular el porcentaje de composición de cada elemento que forma el Carbonato de Amonio.

- a. Masa molecular del $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. . .
- b. N: . . . %
- c. H: . . . %
- d. C: . . . %
- e. O: . . . %

b) COMPLETAR

1. La masa molecular de un compuesto gaseoso expresado en gramos es la masa de _____
2. Una mol de O_2 ($Z = 16$) es de _____
3. El volumen ocupado por una mol de algún gas en condiciones normales de temperatura y presión es de _____
4. El volumen que ocupa una mol de un gas en condiciones NTP se llama _____

5. Si se tienen recipientes de 22.4 l llenos con diferentes compuestos gaseosos en condiciones NTP, el número de moléculas contenido en cada uno de ellos es: _____

c) RESOLVER

1. ¿Cuántos gramos de cloruro de bario se necesitan para reaccionar completamente con 171 g de sulfato de aluminio?



2. ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se requieren para neutralizar 20 g de ácido sulfúrico?



3. ¿Cuántos litros de Oxígeno se obtienen calentando 150 g de clorato de potasio?



1.8. ELEMENTOS PRINCIPALES DE LA VIDA

Gran cantidad de las sustancias que se consumen, como el agua, los frutos, la leche, la sal, las grasas, ayudan a conservar la vida.

Toda la materia viva está formada por elementos llamados biogénicos, que son los elementos químicos que la constituyen. Según Wolfe, (1996). Los cuatro elementos más abundantes en los seres vivos son: Oxígeno, Carbono, Nitrógeno e Hidrógeno. Estos elementos comprenden el 99.4% de los átomos que al combinarse forman un gran cantidad de moléculas que constituyen los seres vivos.

Tabla No. 7

1.8.1. TABLA DE ELEMENTOS QUÍMICOS REPRESENTATIVOS DE CUERPO HUMANO

Elemento	Símbolo	Porcentaje	Composición
Oxígeno	O	65	Constituyente del agua y de las moléculas orgánicas; tienen funciones en la respiración de las células
Carbono	C	18	Se encuentra en las moléculas orgánicas
Hidrógeno	H	10	Conforma el agua, los alimentos y la mayor parte de las moléculas orgánicas,
Nitrógeno	N	3	Constituye las proteínas y las moléculas de ácidos nucleicos
Calcio	Ca	1.5	Componente básico de los huesos y dientes, indispensable en la coagulación de la sangre y la contracción de los músculos.
Hierro	Fe	*	Constituyente principal de la hemoglobina y de las enzimas de la respiración.

Fósforo	P	1	Conforma gran cantidad de proteínas, ácidos nucleicos y ATP, elemento importante de huesos, dientes y del tejido nervioso,
Cloro	Cl	0.15	Elemento esencial para el movimiento del agua que hay entre las células.
Elemento	Símbolo	Porcentaje	Composición
Sodio	Na	0.15	Componente importante de los huesos, de la sal que mantiene el agua en el cuerpo.
Azufre	S	0.23	Forma parte de diversas proteínas.
Magnesio	Mg	0.05	Elemento constituyente de gran cantidad de enzimas.
Potasio	K	0.35	Indispensable en el crecimiento del ser humano, importante para la conducción nerviosa y la contracción de los músculos.
Yodo	I	*	
Silicio	Si	*	
Bario	Ba	*	
Vanadio	V	*	
Molibdeno	Mb	*	

*Se encuentran en proporción menor al 1%

1.8.2. OXÍGENO

Es un gas incoloro, sin sabor ni olor, ligeramente más denso que el aire. Reacciona con la mayor parte de los elementos, se puede combinar tanto con metales como con no metales, para formar óxidos metálicos y óxidos no metálicos.

La mayor parte de las reacciones en las que participa el O_2 requiere de temperaturas y presiones superiores a las condiciones ambientales.

El Oxígeno es el elemento que mantiene la vida. Una interrupción, aunque sea breve, del suministro de O_2 puede ocasionar daños en el cerebro y aun la muerte.

Las plantas desempeñan un papel significativo en el mantenimiento de la concentración de O_2 en la atmósfera.

De símbolo O, es un elemento gaseoso ligeramente magnético, incoloro, inodoro e insípido. El Oxígeno es el elemento más abundante en la Tierra. Fue descubierto en 1774 por el químico británico Joseph Priestley e independientemente por el químico sueco Carl Wilhelm Scheele; el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier demostró que era un gas elemental realizando sus experimentos clásicos sobre la combustión.

1.8.2.1. PROPIEDADES Y ESTADO NATURAL

El Oxígeno gaseoso se condensa formando un líquido azul pálido fuertemente magnético. El Oxígeno sólido de color azul pálido se obtiene comprimiendo el líquido. La masa atómica del Oxígeno es 15,9994; a la presión atmosférica, el elemento tiene un punto de ebullición de $-182,96^\circ C$, un punto de fusión de $-218,4^\circ C$ y una densidad de 1,429 g/l a $0^\circ C$.

El Oxígeno representa entre un 60% y 65% del cuerpo humano. Se encuentra en todos los tejidos vivos. Casi todas las plantas y animales, incluyendo los seres humanos, requieren Oxígeno, ya sea en estado libre o combinado, para mantenerse con vida.

Se conocen tres formas estructurales del Oxígeno: el Oxígeno ordinario, que contiene dos átomos por molécula y cuya fórmula es O_2 ; el ozono, que contiene tres átomos por molécula y cuya fórmula es O_3 , y una forma no magnética azul pálida, el O_4 , que contiene cuatro átomos por molécula, y se descompone fácilmente en Oxígeno ordinario. Se conocen tres isótopos estables del Oxígeno: el Oxígeno 16 (de masa atómica 16) es el más abundante. Representa un 99,76% del Oxígeno ordinario y se utilizó en la determinación de las masas atómicas hasta la década de 1960.

El Oxígeno se prepara en el laboratorio a partir de ciertas sales como el clorato de potasio, el peróxido de bario y el peróxido de sodio. Los métodos industriales más importantes para la obtención de Oxígeno son la electrólisis del agua y la

destilación fraccionada de aire líquido. En este último método, se licúa el aire y se deja evaporar. En el aire líquido, el Nitrógeno es más volátil y se evapora antes, quedando el Oxígeno en estado líquido. A continuación el Oxígeno se almacena y se transporta en forma líquida o gaseosa.

El Oxígeno está presente en muchos compuestos orgánicos e inorgánicos. Forma compuestos llamados óxidos con casi todos los elementos, incluyendo algunos de los gases nobles. La reacción Química en la cual se forma el óxido se llama oxidación. La velocidad de la reacción varía según los elementos. La combustión ordinaria es una forma de oxidación muy rápida. En la combustión espontánea, el calor desarrollado por la reacción de oxidación es suficientemente grande para elevar la temperatura de la sustancia hasta el punto de producir llamas. Por ejemplo, el fósforo combina tan vigorosamente con el Oxígeno, que el calor liberado en la reacción hace que el fósforo se funda y arda. Algunas sustancias finamente divididas presentan un área tan grande de superficie al aire, que arden formando llamas por combustión espontánea; a éstas se las llama sustancias pirofóricas. El azufre, el Hidrógeno, el sodio y el magnesio combinan con el Oxígeno menos energéticamente y sólo arden después de la ignición. Algunos elementos como el cobre y el mercurio reaccionan lentamente para formar los óxidos, incluso cuando se les calienta. Los metales inertes, como el platino, el iridio y el oro únicamente forman óxidos por métodos indirectos.

1.8.3. NITRÓGENO

Nitrógeno, de símbolo N, es un elemento gaseoso que compone la mayor parte de la atmósfera terrestre. Su número atómico es 7 y pertenece al grupo VA de la tabla periódica.

El Nitrógeno fue aislado por el físico británico Daniel Rutherford en 1772 y reconocido en 1776 como gas elemental por el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier.

1.8.3.1. PROPIEDADES

El Nitrógeno es un gas no tóxico, incoloro, inodoro e insípido. Puede condensarse en forma de un líquido incoloro que, a su vez, puede comprimirse como un sólido cristalino e incoloro. El Nitrógeno aparece en dos formas isotópicas naturales; artificialmente se han obtenido cuatro isótopos radiactivos. Tiene un

punto de fusión de -210.01°C , un punto de ebullición de -195.79°C y una densidad de 1.251 g/l a 0°C y 1 atmósfera de presión. Su masa atómica es 14.007. Se obtiene de la atmósfera haciendo pasar aire por cobre o hierro calientes; el Oxígeno se separa del aire dejando el Nitrógeno mezclado con gases inertes. El Nitrógeno puro se obtiene por destilación fraccionada del aire líquido. Al tener el Nitrógeno líquido un punto de ebullición más bajo que el Oxígeno líquido, el Nitrógeno se destila antes, lo que permite separarlos.

El Nitrógeno constituye cuatro quintos (78.03%) del volumen del aire. Es inerte y actúa como agente diluyente del Oxígeno en los procesos de combustión y respiración. Es un elemento importante en la nutrición de las plantas. Ciertas bacterias del suelo fijan el Nitrógeno y lo transforman (por ejemplo, en nitratos) para poder ser absorbido por las plantas, en un proceso llamado fijación de Nitrógeno. En forma de proteína es un componente importante de las fibras animales. El Nitrógeno aparece combinado en los minerales, como el salitre (KNO_3) y el nitrato de Sodio (NaNO_3), dos importantes productos comerciales.

Se combina con otros elementos únicamente a altas temperaturas y presiones. Se hace activo sometándolo a una descarga eléctrica a baja presión, combinándose con metales alcalinos para formar ácidos; con vapor de cinc, mercurio, cadmio y arsénico para formar nitruros, y con numerosos hidrocarburos para formar ácido cianhídrico (HCN) y cianuros (CCN), también llamados nitrilos. El Nitrógeno activado se vuelve Nitrógeno ordinario apenas en un minuto.

En estado combinado, interviene en muchas reacciones. En compuestos, el Nitrógeno aparece con todas las valencias que van de $+3$ a -5 . El amoníaco, la hidracina y la hidroxilamina son ejemplos de compuestos en los que la valencia del Nitrógeno es $+1$ a -5 . Los óxidos del Nitrógeno son un ejemplo de compuestos en los que el Nitrógeno tiene todas las valencias positivas.

El proceso mediante el cual el N_2 se combina a un compuesto de Nitrógeno se denomina fijación del Nitrógeno.

1.8.3.2. CICLO DEL NITRÓGENO

Proceso cíclico natural en el curso del cual el Nitrógeno se incorpora al suelo y pasa a formar parte de los organismos vivos antes de regresar a la atmósfera. El Nitrógeno, una parte esencial de los aminoácidos, es un elemento básico de

la vida. Se encuentra en una proporción del 79% en la atmósfera, pero el Nitrógeno gaseoso debe ser transformado en una forma Químicamente utilizable antes de poder ser usado por los organismos vivos. Esto se logra a través del Ciclo del Nitrógeno, en el que el Nitrógeno gaseoso es transformado en amoníaco o nitratos. La energía aportada por los rayos solares y la radiación cósmica sirven para combinar el Nitrógeno y el Oxígeno gaseosos en nitratos, que son arrastrados a la superficie terrestre por las precipitaciones. La fijación responsable de la mayor parte del proceso de conversión del Nitrógeno, se produce por la acción de bacterias libres fijadoras del Nitrógeno, bacterias simbióticas que viven en las raíces de las plantas (sobre todo leguminosas y alisos), algas verdeazuladas, ciertos líquenes y epifitas de los bosques tropicales. El Nitrógeno fijado en forma de amoníaco y nitratos es absorbido directamente por las plantas e incorporado a sus tejidos en forma de proteínas vegetales. Después, el Nitrógeno recorre la cadena alimenticia desde las plantas a los herbívoros, y de estos a los carnívoros. Cuando las plantas y los animales mueren, los compuestos nitrogenados se descomponen produciendo amoníaco, un proceso llamado amonificación. Parte de este amoníaco es recuperado por las plantas; el resto se disuelve en el agua o permanece en el suelo, donde los microorganismos lo convierten en nitratos o nitritos en un proceso llamado nitrificación. Los nitratos pueden almacenarse en el humus en descomposición o desaparecer del suelo por lixiviación, siendo arrastrado a los arroyos y los lagos. Otra posibilidad es convertirse en Nitrógeno mediante la desnitrificación y volver a la atmósfera.

En los sistemas naturales, el Nitrógeno que se pierde por desnitrificación, lixiviación, erosión y procesos similares es reemplazado por el proceso de fijación y otras fuentes de Nitrógeno. La interferencia humana en el Ciclo del Nitrógeno puede, no obstante, hacer que haya menos Nitrógeno en el ciclo, o que se produzca una sobrecarga en el sistema. Por ejemplo, los cultivos intensivos, su recogida y la tala de bosques han causado un descenso del contenido de Nitrógeno en el suelo (algunas de las pérdidas en los territorios agrícolas sólo pueden restituirse por medio de fertilizantes nitrogenados artificiales, que suponen un gran gasto energético). Por otra parte, la lixiviación del Nitrógeno de las tierras de cultivo demasiado fertilizadas, la tala indiscriminada de bosques, los residuos animales y las aguas residuales han

añadido demasiado Nitrógeno a los ecosistemas acuáticos, produciendo un descenso en la calidad del agua y estimulando un crecimiento excesivo de las algas. Además, el dióxido de Nitrógeno vertido en la atmósfera por los escapes de los automóviles y las centrales térmicas se descompone y reacciona con otros contaminantes atmosféricos dando origen al smog fotoquímico.

1.8.4. CARBONO

De símbolo C, es un elemento crucial para la existencia de los organismos vivos, y que tiene muchas aplicaciones industriales importantes. Su número atómico es 6; y pertenece al grupo IVA del sistema periódico.

1.8.4.1. PROPIEDADES

La masa atómica del Carbono es 12.01115. Las tres formas de Carbono elemental existentes en la naturaleza (diamante, grafito y Carbono amorfo) son sólidos con puntos de fusión extremadamente altos, e insolubles en todos los disolventes a temperaturas ordinarias. Las propiedades físicas de las tres formas difieren considerablemente a causa de las diferencias en su estructura cristalina. En el diamante, el material más duro que se conoce, cada átomo está unido a otros cuatro en una estructura tridimensional, mientras que el grafito consiste en láminas débilmente unidas de átomos dispuestos en hexágonos.

El Carbono amorfo se caracteriza por un grado de cristalización muy bajo. Puede obtenerse en estado puro calentando azúcar purificada a 900° C en ausencia de aire.

El Carbono tiene la capacidad única de enlazarse con otros átomos de Carbono para formar compuestos en cadena y cíclicos muy complejos. Esta propiedad conduce a un número casi infinito de compuestos de Carbono, siendo los más comunes los que contienen Carbono e Hidrógeno. Sus primeros compuestos fueron identificados a principios del siglo XIX en la materia viva, y debido a eso, el estudio de los compuestos de Carbono se denominó Química 'Orgánica'.

A temperaturas normales, el Carbono se caracteriza por su baja reactividad. A altas temperaturas, reacciona directamente con la mayoría de los metales formando carburos, y con el Oxígeno formando monóxido de Carbono (CO) y dióxido de Carbono (CO₂). El Carbono en forma de coque se utiliza para eliminar el Oxígeno de las menas que contienen óxidos de metales, obteniendo

así el metal puro. El Carbono forma también compuestos con la mayoría de los elementos no metálicos, aunque algunos de esos compuestos, como el tetracloruro de Carbono (CCl_4), han de ser obtenidos indirectamente.

1.8.4.2. ESTADO NATURAL

El Carbono es un elemento ampliamente distribuido en la naturaleza, aunque sólo constituye un 0.025% de la corteza terrestre, donde existe principalmente en forma de carbonatos. El dióxido de Carbono es un componente importante de la atmósfera y la principal fuente de Carbono que se incorpora a la materia viva. Por medio de la fotosíntesis, los vegetales convierten el dióxido de Carbono en compuestos orgánicos de Carbono, que posteriormente son consumidos por otros organismos

El Carbono amorfo se encuentra con distintos grados de pureza en el carbón de leña, el carbón, el coque, el negro de Carbono y el negro de humo. El negro de humo, al que a veces se denomina de forma incorrecta negro de Carbono, se obtiene quemando hidrocarburos líquidos como el queroseno, con una cantidad de aire insuficiente, produciendo una llama humeante. El humo u hollín se recoge en una cámara separada. Durante mucho tiempo se utilizó el negro de humo como pigmento negro en tintas y pinturas, pero ha sido sustituido por el negro de Carbono, que está compuesto por partículas más finas. El negro de Carbono, llamado también negro de gas, se obtiene por la combustión incompleta del gas natural y se utiliza sobre todo como agente de relleno y de refuerzo en el caucho o hule.

En 1985, los científicos volatilizaron el grafito para producir una forma estable de molécula de Carbono consistente en 60 átomos de Carbono dispuestos en una forma esférica desigual parecida a un balón de fútbol.

El Carbono existe principalmente en dos formas cristalinas, el grafito y el diamante. Las formas diferentes de un elemento en el mismo estado físico se denominan alótropos, así, el grafito y el diamante son alótropos del Carbono. El grafito también llamado plomo negro, es un sólido de color negro y es un conductor de la electricidad. El diamante es un conductor excelente del calor, pero no es conductor de la electricidad y es la sustancia de mayor dureza entre las sustancias naturalmente duras. Un gran porcentaje de compuestos de Carbono se encuentran en el agua y en las rocas.

1.8.4.3. CICLO DEL CARBONO

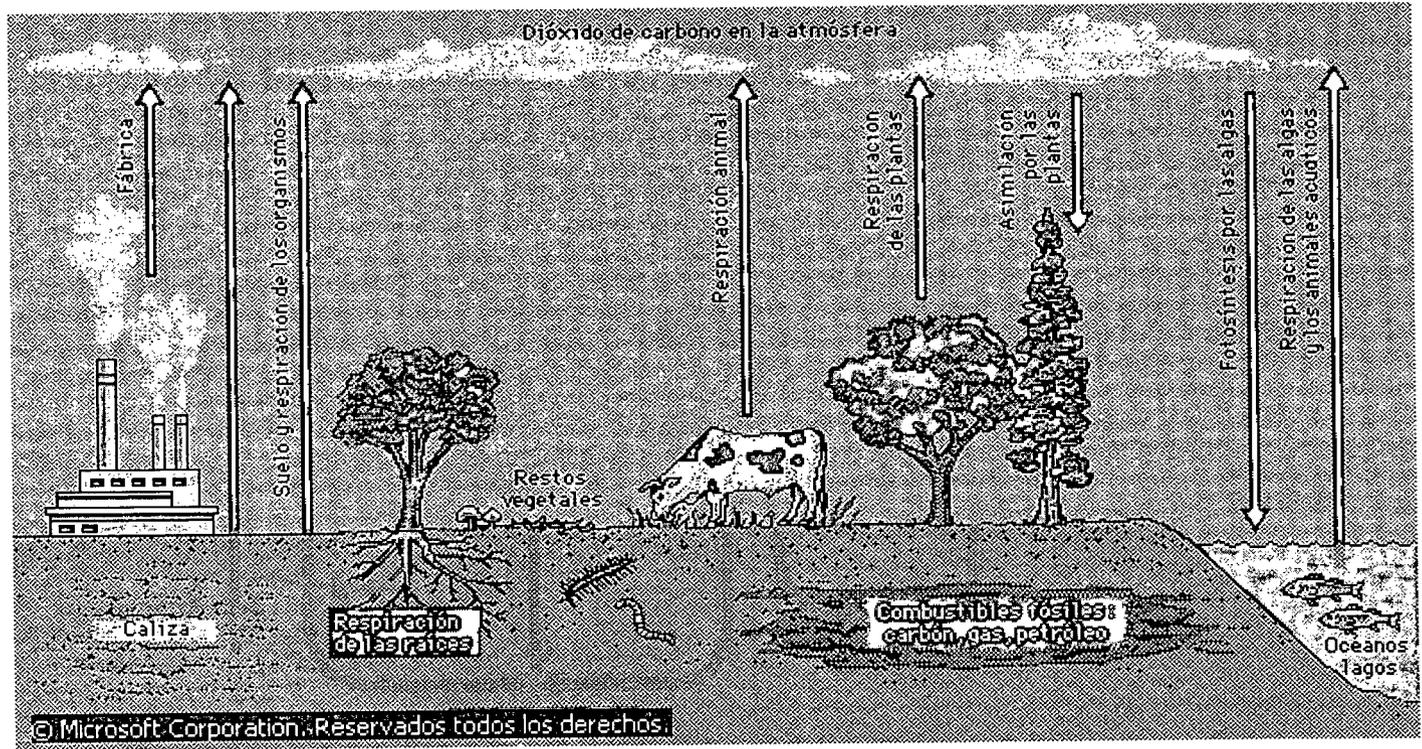


Figura No. 5, Según Enciclopedia Encarta (2000)

El Carbono, vital para todos los seres vivos, circula de manera continua en el ecosistema terrestre. En la atmósfera existe en forma de dióxido de Carbono, que emplean las plantas en la fotosíntesis. Los animales usan el Carbono de las plantas y liberan dióxido de Carbono, producto del metabolismo. Aunque parte del Carbono desaparece de forma temporal del ciclo en forma de carbón, petróleo, combustibles fósiles, gas y depósitos calizos, la respiración y la fotosíntesis mantienen prácticamente estable la cantidad de Carbono atmosférico. La industrialización aporta dióxido de Carbono adicional al medio ambiente.

1.8.5. HIDRÓGENO:

Hidrógeno (en griego, 'creador de agua'), de símbolo H, es un elemento gaseoso reactivo, insípido, incoloro e inodoro. Su número atómico es 1 y pertenece al grupo IA del sistema periódico.

En un principio no se le distinguía de otros gases hasta que el químico británico Henry Cavendish demostró en 1766 que se formaba en la reacción del ácido sulfúrico con los metales. El químico británico Joseph Priestley lo llamó 'aire inflamable' en 1781, y el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier le dio finalmente el nombre de Hidrógeno.

1.8.5.1. PROPIEDADES Y ESTADO NATURAL

Como la mayoría de los elementos gaseosos, el Hidrógeno es diatómico (sus moléculas contienen dos átomos), pero a altas temperaturas se disocia en átomos libres. Sus puntos de ebullición y fusión son los más bajos de todas las sustancias, a excepción del helio. Su punto de fusión es de -259.2°C y su punto de ebullición de -252.77°C . A 0°C y bajo 1 atmósfera de presión tiene una densidad de 0,089 g/l. Su masa atómica es 1.007. El Hidrógeno líquido, obtenido por primera vez por el químico británico James Dewar en 1898 es incoloro (excepto en capas gruesas, que tienen un aspecto azul pálido) y tiene una densidad relativa de 0.070. Si se deja evaporar rápidamente bajo poca presión se congela transformándose en un sólido incoloro.

El Hidrógeno es una mezcla de dos formas diferentes, ortohidrógeno (los núcleos giran en paralelo) y parahidrógeno (los núcleos no giran en paralelo). El Hidrógeno ordinario está compuesto de unas tres cuartas partes de ortohidrógeno y una cuarta parte de parahidrógeno. Los puntos de ebullición y fusión de ambas formas difieren ligeramente de los del Hidrógeno ordinario. El Hidrógeno puro puede obtenerse por adsorción del Hidrógeno ordinario en carbón a una temperatura de -225°C .

Se sabe que el Hidrógeno tiene tres isótopos. El núcleo de cada átomo de Hidrógeno ordinario está compuesto de un protón. El deuterio, que está presente en la naturaleza en una proporción de 0,02%, contiene un protón y un neutrón en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de dos. El tritio, un isótopo radiactivo e inestable, contiene un protón y dos neutrones en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de tres.

El Hidrógeno en estado libre sólo se encuentra en muy pequeñas cantidades en la atmósfera, aunque en el espacio interestelar abunda en el Sol y otras estrellas, siendo de hecho el elemento más común en el Universo. En combinación con otros elementos se encuentra ampliamente distribuido en la Tierra, en donde el compuesto más abundante e importante del Hidrógeno es el agua, H_2O . El Hidrógeno se halla en todos los componentes de la materia viva y de muchos minerales. También es parte esencial de todos los hidrocarburos y de una gran variedad de otras sustancias orgánicas. Todos los ácidos contienen Hidrógeno; una de las características que define a los ácidos es su disociación en una disolución, produciendo iones Hidrógeno.

El término Hidrógeno significa literalmente formador de agua. Casi todo el Hidrógeno en la tierra está combinado con otros elementos, el mayor porcentaje con el Oxígeno en las moléculas de agua. La configuración electrónica del H es $1s^1$. La adición de Hidrógeno a una sustancia se llama reacción de hidrogenación. El papel más importante del H en los seres vivos es la producción de energía en un sistema de transporte de electrones. Los carbohidratos, los lípidos y las proteínas liberan átomos de Hidrógeno que se combinan con estructuras más complejas que son componentes de las enzimas; es decir ocurren reacciones de oxidación-reducción. La energía liberada por estas reacciones es atrapada y utilizada por las células para llevar a cabo las actividades de la vida.

1.8.6. FOTOSÍNTESIS.

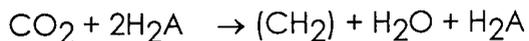


Según Enciclopedia Encarta (2000)

Fotosíntesis, proceso en virtud del cual los organismos con clorofila, como las plantas verdes, las algas y algunas bacterias, capturan energía en forma de luz y la transforman en energía Química. Prácticamente toda la energía que

consume la vida de la biosfera terrestre —la zona del planeta en la cual hay vida— procede de la fotosíntesis.

Una ecuación generalizada y no equilibrada de la fotosíntesis en presencia de luz sería:

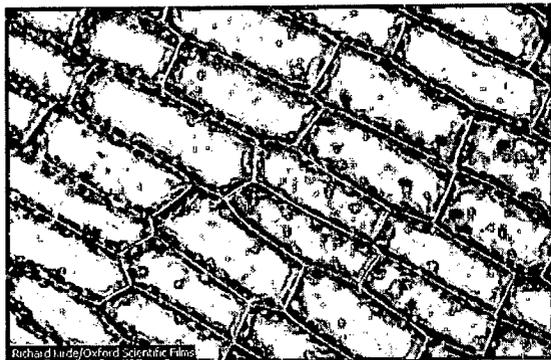


El elemento H_2A de la fórmula representa un compuesto oxidable, es decir, un compuesto del cual se pueden extraer electrones; CO_2 es el dióxido de Carbono; CH_2 una generalización de los hidratos de Carbono que incorpora el organismo vivo. En la gran mayoría de los organismos fotosintéticos, es decir, en las algas y las plantas verdes, H_2A es agua (H_2O); pero en algunas bacterias fotosintéticas, H_2A es anhídrido sulfúrico (H_2S). La fotosíntesis con agua es la más importante y conocida y, por tanto, será la que se aborde con detalle.

1.8.6.1. DESARROLLO DE LA FOTOSÍNTESIS:

La fotosíntesis se realiza en dos etapas: una serie de reacciones que dependen de la luz y son independientes de la temperatura, y otra serie que dependen de la temperatura y son independientes de la luz. La velocidad de la primera etapa, llamada reacción lumínica, aumenta con la intensidad luminosa (dentro de ciertos límites), pero no con la temperatura. En la segunda etapa, llamada reacción en la oscuridad, la velocidad aumenta con la temperatura (dentro de ciertos límites), pero no con la intensidad luminosa. Según Enciclopedia Encarta (2000)

1.8.6.2. REACCIÓN LUMÍNICA



Los cloroplastos son diminutas estructuras esféricas verdes esenciales para la fotosíntesis. La molécula de clorofila, un compuesto orgánico muy complejo de magnesio, Carbono e Hidrógeno, regula la absorción de las porciones roja, violeta y azul del espectro visible.

La primera etapa de la fotosíntesis es la absorción de luz por los pigmentos. La clorofila es el más importante de éstos, y es esencial para el proceso. Captura la luz de las regiones violeta y roja del espectro y la transforma en energía

Química mediante una serie de reacciones. Los distintos tipos de clorofila y otros pigmentos, llamados carotenoides y ficobilinas, absorben longitudes de onda luminosas algo distintas y transfieren la energía a la clorofila A, que termina el proceso de transformación. Estos pigmentos accesorios amplían el espectro de energía luminosa que aprovecha la fotosíntesis.

La fotosíntesis tiene lugar dentro de las células, en orgánulos llamados cloroplastos que contienen las clorofilas y otros compuestos, en especial enzimas, necesarios para realizar las distintas reacciones. Estos compuestos están organizados en unidades de cloroplastos llamadas tilacoides; en el interior de éstos, los pigmentos se disponen en subunidades llamadas fotosistemas. Cuando los pigmentos absorben luz, sus electrones ocupan niveles energéticos más altos, y transfieren la energía a un tipo especial de clorofila llamado centro de reacción.

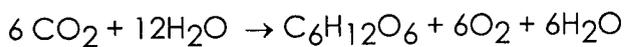
En la actualidad se conocen dos fotosistemas, llamados I y II. La energía luminosa es atrapada primero en el fotosistema II, y los electrones cargados de energía saltan a un receptor de electrones; el hueco que dejan es reemplazado en el fotosistema II por electrones procedentes de moléculas de agua, reacción que va acompañada de liberación de Oxígeno. Los electrones energéticos recorren una cadena de transporte de electrones que los conduce al fotosistema I, y en el curso de este fenómeno se genera un trifosfato de adenosina o ATP, rico en energía. La luz absorbida por el fotosistema I pasa a continuación a su centro de reacción, y los electrones energéticos saltan a su aceptor de electrones. Otra cadena de transporte los conduce para que transfieran la energía a la coenzima, nicotinamida adenina dinucleótico fosfato o NADP que, como consecuencia, se reduce a nicotinamida adenina dinucleótico difosfato o NADPH_2 . Los electrones perdidos por el fotosistema I son sustituidos por los enviados por la cadena de transporte de electrones del fotosistema II. La reacción en presencia de luz termina con el almacenamiento de la energía producida en forma de ATP y NADPH_2 .

1.8.6.3. REACCIÓN EN LA OSCURIDAD

La reacción en la oscuridad tiene lugar en el estroma o matriz de los cloroplastos, donde la energía almacenada en forma de ATP y NADPH_2 se usa para reducir el dióxido de Carbono a Carbono orgánico. Esta función se lleva

a cabo mediante una serie de reacciones llamada Ciclo de Calvin, activadas por la energía de ATP y NADPH₂. Cada vez que se recorre el ciclo entra una molécula de dióxido de Carbono, que inicialmente se combina con un azúcar de cinco Carbonos llamado ribulosa 1,5-difosfato para formar dos moléculas de un compuesto de tres Carbonos llamado 3-fosfoglicerato. Tres recorridos del ciclo, en cada uno de los cuales se consume una molécula de dióxido de Carbono, dos de NADPH₂ y tres de ATP, rinden una molécula con tres Carbonos llamada gliceraldehído 3-fosfato; dos de estas moléculas se combinan para formar el azúcar de seis Carbonos glucosa. En cada recorrido del ciclo, se regenera la ribulosa 1,5-difosfato.

Por tanto, el efecto neto de la fotosíntesis es la captura temporal de energía luminosa en los enlaces químicos de ATP y NADPH₂ por medio de la reacción en presencia de luz, y la captura permanente de esa energía en forma de glucosa mediante la reacción en la oscuridad. En el curso de la reacción en presencia de luz se escinde la molécula de agua para obtener los electrones que transfieren la energía luminosa con la que se forman ATP y NADPH₂. El dióxido de Carbono se reduce en el curso de la reacción en la oscuridad para convertirse en base de la molécula de azúcar. La ecuación completa y equilibrada de la fotosíntesis en la que el agua actúa como donante de electrones y en presencia de luz es



1.8.6.4. CICLO DE CALVIN

Proceso que detecta la secuencia de reacciones Químicas producida por las plantas al convertir dióxido de Carbono gaseoso y agua en Oxígeno e hidratos de Carbono.

1.8.6.5. FOTOSÍNTESIS ARTIFICIAL

Si los químicos logran reproducir la fotosíntesis por medios artificiales, se abriría la posibilidad de capturar energía solar a gran escala. En la actualidad se trabaja mucho en este tipo de investigación. Todavía no se ha logrado sintetizar una molécula artificial que se mantenga polarizada durante un tiempo suficiente para reaccionar de forma útil con otras moléculas, pero las perspectivas son prometedoras.

Ejercicio No. 27

Buscar en el diccionario el significado de los siguientes términos:

1. Espectro _____

2. Carotenoides _____

3. Ficobilinas _____

4. Cloroplastos _____

5. Tilacoides _____

6. Estroma _____

1.9. QUÍMICA EN LOS ALIMENTOS

Una de las funciones vitales del ser humano es la de alimentarse; si carece de las sustancias nutritivas esenciales, el cuerpo sufrirá un desgaste progresivo que llevaría a la muerte en poco tiempo.

El cuerpo humano requiere de distintos tipos de alimentos para realizar adecuadamente sus funciones. Los alimentos que se consumen provienen de animales, plantas, vegetales y minerales.

Los alimentos son muy importantes en el organismo por la aportación energética, es decir, la capacidad para reparar la pérdida de energía y los nutrientes indispensables para la formación, renovación y mantenimiento de las células y tejidos.

Según Rincón (1991) Existen seis categorías esenciales de alimentos además del agua y son:

1. Proteínas,
2. Lípidos,
3. Grasas
4. Glúcidos
5. Sales Minerales
6. Vitaminas

1.9.1. AGUA:



Es una molécula triatómica y los átomos que la constituyen forman un ángulo de 105° grados. La geometría de la molécula de agua hace que se formen dos regiones de carga: negativa, cerca del átomo de oxígeno, y positiva, cerca de los átomos de hidrógeno.

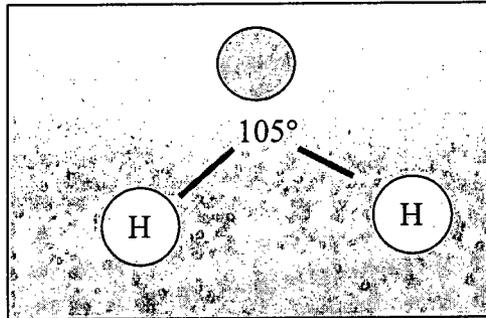


Figura No. 6

La naturaleza bipolar de la molécula de agua es la causa de una de sus principales características, la formación de los puentes de hidrógeno. Debido a los puentes de hidrógeno, el agua tiene propiedades fisicoquímicas especiales: una temperatura de ebullición muy alta y un estado sólido menos denso que el líquido.

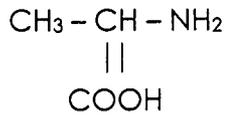
El agua es un líquido esencial para el desarrollo y sostenimiento de la vida. Este líquido es el medio donde las células realizan todas sus actividades; es la base de la sangre, la orina y saliva. Además al evaporarse ayuda a mantener constante la temperatura del cuerpo.

1.9.2. PROTEÍNAS:

Las proteínas son los compuestos bioquímicos más abundantes en los seres vivos. Son las sustancias centrales en casi todos los procesos biológicos.

Estas sustancias son la base de la vida y su función principal es la de constituir y regenerar las partes del organismo, sintetizar enzimas (catalizadoras de reacciones orgánicas del cuerpo), hormonas (reguladoras de las funciones del cuerpo y hemoglobina (portadora del oxígeno de la sangre. Se encuentran en todas las células y constituyen el material fundamental de músculos, huesos, piel, uñas, articulaciones, sangre, nervios; es decir son la materia del organismo.

Químicamente, las proteínas son polímeros. Se forman de la unión de cientos o miles de unidades de aminoácidos. Uno de los aminoácidos más pequeños es la alanina.



Para formar una proteína se pueden polimerizar hasta 20 diferentes aminoácidos, por lo que se trata de una copolimerización.

La mayoría de las enzimas, además de catalizadores de muchas reacciones que ocurren en el cuerpo humano, son proteínas. Para tener un buen crecimiento y funcionamiento, el cuerpo humano requiere proteínas, grasas y carbohidratos en forma equilibrada

1.9.2.1. CLASIFICACIÓN DE LAS PROTEÍNAS

Las proteínas se clasifican en: Sencillas y Conjugadas.

Proteínas Sencillas:

- a) Albúmina: Existe en los músculos, en la sangre, huevos de ave, leche.
- b) Protaminas: Están en los granos de los cereales.
- c) Albuminoides: Se encuentran en el esqueleto y en el tejido conjuntivo.
- d) Queratina: Constituye la epidermis, uñas, pezuñas, pelo, plumas.
- e) Colágenos: Son principalmente constituyentes del tejido conjuntivo y cartilaginoso.
- f) Elastina: Es la constituyente esencial de los tendones.

Proteínas Conjugadas

- a) Fosfoproteínas: La principal es la caseína de la leche.
- b) Nucleoproteínas: Se encuentran en los núcleos de las células
- c) Cromoproteínas: La más común es la hemoglobina.
- d) Glicoproteínas: Algunas se hallan en las secreciones mucosas de los animales. Se forman en las glándulas salivales, en el hígado en las glándulas del estómago y de los intestinos. Otras glicoproteínas se encuentran en el huevo y en cuerpo vítreo del ojo.

1.9.2.2. REACCIÓN XANTROPROTEÍCA:

Identifica las proteínas. Una proteína con el ácido nítrico concentrado da una coloración amarilla, esta puede aparecer en la piel en las uñas cuando se maneja sin precaución el ácido nítrico.

1.9.3. LÍPIDOS Y GRASAS:

Los lípidos son compuestos bioquímicos, solubles en solventes no polares como el tetracloruro de carbono CCl_4 , benceno C_6H_6 y éter $(\text{CH}_3\text{CH}_2)_2\text{O}$.

Los lípidos son componentes estructurales de la membrana celular. Algunos son reservas a largo plazo que las células metabolizan para producir energía.

1.9.3.1. CLASIFICACIÓN DE LOS LÍPIDOS:

- a) Glicéridos: Son grasas animales y vegetales, sólidos y líquidos. Las grasas en estado de pureza son incoloras, insolubles en agua, ligeramente solubles en alcohol y solubles en éter, cloroformo, acetona, etc. Con el agua producen emulsiones y se pueden saponificar para formar jabones.
- b) Céridos: Sus principales componentes son ésteres de ácidos monobásicos. Ejemplo el esperma de ballena, la lanolina extraída de la lana de carneros y la cera de abeja.
- c) Etólidos: Son ceras producidas por las coníferas (pinos, abetos, sabinos, etc)
- d) Estéridos: Son líquidos que se encuentran en las células de los animales y vegetales, como el colesterol o colessterina que se ha separado del cerebro; la bilis, las cápsulas suprarrenales, etc, el Ergosterol que se encuentra en casi todas las células vegetales y animales.
- e) Fosfolípidos: Se encuentran en todas las células de los tejidos, en la yema del huevo, la leche, la sangre, el cerebro, el tejido nervioso, etc.
- f) Cerebrósidos. Se hallan en las células cerebrales, glóbulos rojos y blancos, células del bazo, espermatozoides.
- g) Sulfátidos: Estos lípidos contienen azufre y se ha descubierto en el tejido cerebral.
- h) Carotenoides: Son sustancias colorantes contenidas en las plantas y animales, por ejemplo, en la yema del huevo, en el suero sanguíneo, en las zanahorias, etc.

1.9.3.2. GRASAS.

Una grasa que es un lípido puede resultar teóricamente de la reacción entre la glicerina $C_3H_5(OH)_3$ y el ácido palmítico $C_{15}H_{31}COOH$. (Fórmula Química)



(Fórmula Nominal)

Químicamente, las grasas se forman de glicéridos, moléculas del grupo de los alcoholes derivados de distintos ácidos grasos, que son cadenas largas de hidrocarburos que tienen un grupo ácido $COOH$. La reacción de un alcohol con un ácido orgánico da lugar a compuestos llamados ésteres. Las grasas que se consumen como alimento son generalmente mezclas de varios ésteres, las mezclas sólidas o casi sólidas a temperatura ambiente se llaman grasas; las líquidas se llaman aceites. Los organismos vegetales y animales acumulan grasas para utilizarlas, cuando sea necesario, como fuente de energía. Cuando se ingiere más alimento del necesario, el exceso se guarda como grasa. Cuando se hace ejercicio y se come poco, el organismo quema la grasa acumulada para obtener energía.

Grasas saturadas y no saturadas; Algunos aceites comestibles se anuncian como polinsaturados, significa que las grasas contenidas en ellos provienen de ácidos grasos cuyas moléculas presentan dobles ligaduras de Carbono Carbono ($C = C$) y que por esto se llaman ácidos grasos no saturados. Los alcanos, que sólo tienen enlaces simples de Carbono Carbono $C-C$, son representativos del grupo de los compuestos saturados.

1.9.4. GLÚCIDOS.

Los glúcidos son compuestos que contienen únicamente Carbono, Hidrógeno y Oxígeno y comprenden azúcares, almidones, féculas, celulosas y otros compuestos orgánicos menos conocidos. Se han llamado Hidratos de Carbono a los compuestos que en sus moléculas tienen Carbono y un número de Hidrógenos que es el doble de los átomos de Oxígeno, por ejemplo la sacarosa, la glucosa y el almidón..

Las plantas durante la fotosíntesis elaboran glúcidos para su propia nutrición y para los demás seres vivos que no pueden producirlos.

1.9.4.1. CLASIFICACIÓN DE LOS GLÚCIDOS

Los glúcidos se pueden dividir en monosacáridos, disacáridos y polisacáridos.

- a) Monosacáridos: Los monosacáridos más pequeños tienen una cadena de 5 o 6 Carbonos, por lo que se clasifican como pentosas o hexosas. Ejemplos de monosacáridos son la glucosa y la fructuosa.
- b) Disacáridos: Son los glúcidos formados por dos monosacáridos, como: la sacarosa, la maltosa y la lactosa, ésta última se encuentra en una concentración de 5% tanto en la leche de vaca como en la leche materna humana.
- c) Polisacáridos: Se descomponen en muchos sacáridos. Ejemplos: almidón y celulosa.

Almidón: Se le encuentra en la semilla de las plantas, en los tubérculos de la papa como fécula, y en otros vegetales.

Celulosa: Su fórmula más sencilla es $C_6 H_{10} O_5$, similar a la de un almidón, es abundante porque forma las paredes de las células de las plantas. La madera contiene casi el 50% de celulosa y el algodón más del 90%. La celulosa se extrae de las coníferas, de la paja de las plantas gramíneas, como el trigo, de los residuos de la elaboración del cáñamo, y caña de azúcar.

A partir de la celulosa se fabrican muchos productos químicos, como la película fotográfica, celofán, rayón, algodón, pólvora; sin embargo, las industrias del papel y del algodón son las que consumen más celulosa.

1.9.5. VITAMINAS:

Se encuentran en cantidades muy pequeñas en el cuerpo humano. A pesar de ser compuestos orgánicos simples no pueden ser elaborados por las células; se obtienen de los alimentos. Se les llamó vitaminas porque pertenecían al grupo de sustancias orgánicas llamadas aminos. Las vitaminas son catalizadoras que hacen posibles muchas funciones vitales en el cuerpo humano; su ausencia en los alimentos producen enfermedades y trastornos orgánicos.

Se ha clasificado a las vitaminas en dos grupos: a las que se disuelven en el agua se les llama hidrosolubles, y a las que se disuelven en grasa se les denomina liposolubles.

VITAMINA	ALIMENTOS EN LOS QUE SE ENCUENTRA	FUNCIONES PRINCIPALES	EFECTOS DE LA DEFICIENCIA
Liposoluble			
A	Vegetales, productos lácteos, Hígado	Componente de pigmentos sensibles a la luz. Afecta a la vista y al mantenimiento de la piel	Ceguera nocturna, ceguera permanente, sequedad en la piel
D	Productos lácteos, huevos, aceite de hígado de pescado, luz ultravioleta	Absorción de calcio, formación de los huesos	Raquitismo
E	Margarina, semillas, verduras de hoja verde	Protege contra la oxidación de ácidos grasos y membranas celulares	Anemia
K	Verduras de hoja verde	Coagulador sanguíneo	Inhibición de la coagulación de la sangre
Hidrosoluble			
B ₁ (Tiamina)	Vísceras, cerdo, cereales, legumbres	Metabolismo de los hidratos de carbono. Regulación de las funciones nerviosas y cardíacas	Beriberi (debilidad muscular, mala coordinación e insuficiencia cardíaca)
B ₂ (Riboflavina)	Productos lácteos, hígado, huevos, cereales, legumbres	Metabolismo	Irritación ocular, inflamación y ruptura de células epidérmicas
B ₃ (Nicotinamida)	Hígado, carne magra, cereales, legumbres	Reacciones de oxidación-reducción en la respiración celular	Pelagra (dermatitis, diarrea y trastornos mentales)
B ₅ (Ácido pantoténico)	Productos lácteos, hígado, huevos, cereales, legumbres	Metabolismo	Fatiga, pérdida de coordinación
B ₆ (Piridoxina)	Cereales, verduras, carnes	Metabolismo de los aminoácidos	Convulsiones, alteraciones en la piel y cálculos renales
B ₁₂ (Cobalamina)	Carnes rojas, huevos, productos lácteos	Metabolismo de los ácidos nucleicos	Anemia perniciosa, trastornos neurológicos
Biotina	Carnes, verduras, legumbres	Síntesis de ácidos grasos y metabolismo de aminoácidos	Depresión, fatiga, náuseas
C (Ácido ascórbico)	Cítricos, verduras de hoja verde, tomates	Formación de colágeno en dientes, huesos y tejido conectivo de vasos sanguíneos	Escorbuto (hemorragias y caída de dientes)
Ácido fólico	Alimentos integrales, verduras de hoja verde, legumbres	Metabolismo de los ácidos nucleicos	Anemia, diarrea

Tabla No. 8

1.9.6. MINERALES:

Los elementos químicos y minerales más importantes que necesita el cuerpo humano son: Oxígeno, Agua, Cloruro de Sodio, Calcio, Fósforo, Hierro, Yodo, etc.

Según Allier (1996)

Elementos Químicos en los alimentos.
Tabla No. 9

Elemento	Porcentaje	Elemento	Porcentaje
Oxígeno (O)	65	Azufre (S)	0.25
Carbono (C)	18	Sodio (Na)	0.15
Hidrógeno (H)	10	Cloro (Cl)	0.15
Nitrógeno (N)	3	Magnesio (Mg)	0.05
Calcio (C)	1.5	Hierro (Fe)	0.004
Fósforo (P)	1.0	Yodo (I)	0.00004
Potasio (K)	0.35		

1.9.7. METABOLISMO

Conjunto de reacciones Químicas que tienen lugar dentro de las células de los organismos vivos, las cuales transforman energía, conservan su identidad y se reproducen. Todas las formas de vida, desde las algas unicelulares hasta los mamíferos, dependen de la realización simultánea de centenares de reacciones metabólicas reguladas con absoluta precisión, desde el nacimiento y la maduración hasta la muerte. Las células tienen una serie de enzimas o catalizadores específicos que se encargan de activar, controlar y terminar todas estas reacciones, cada una de las cuales está a su vez coordinada con muchas otras que se producen en todo el organismo.

1.9.7.1. ANABOLISMO Y CATABOLISMO

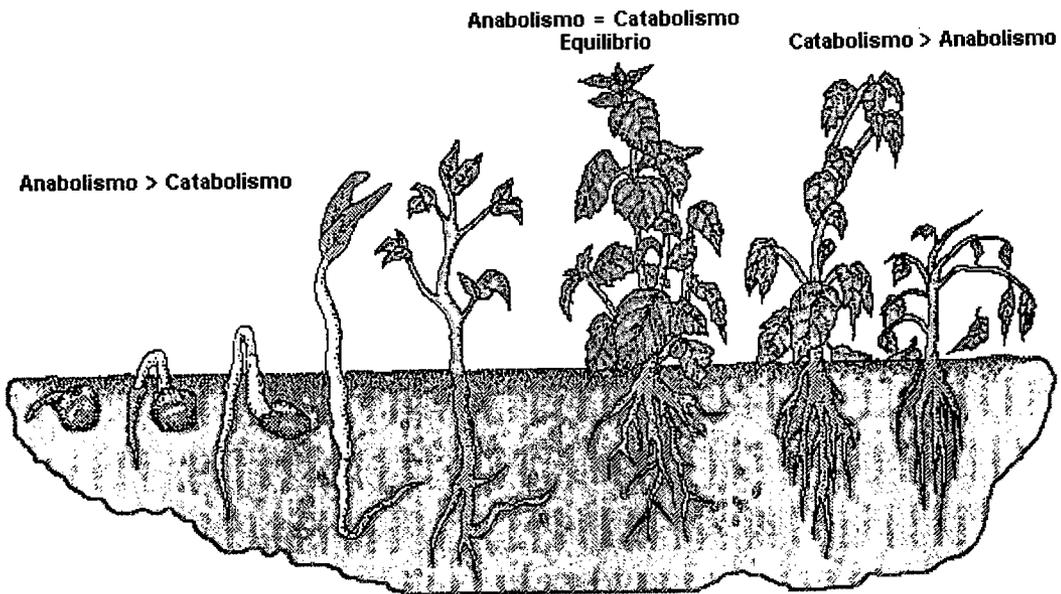


Figura No. 7 (según Enciclopedia Encarta 2000)

Las pautas de crecimiento y degradación de un organismo son consecuencia del equilibrio entre las fuerzas opuestas del anabolismo (síntesis) y el catabolismo (destrucción). Ambos procesos actúan durante toda la vida del organismo. Las primeras fases de la vida de una planta constituyen un periodo de crecimiento, caracterizado por el predominio de la actividad anabólica sobre la catabólica. Cuando anabolismo y catabolismo se igualan, la planta se estabiliza. Y cuando el catabolismo supera al anabolismo, se marchita y muere.

Hay dos grandes procesos metabólicos: anabolismo o biosíntesis y catabolismo. Se llama anabolismo, o metabolismo constructivo, al conjunto de las reacciones de síntesis necesarias para el crecimiento de nuevas células y el mantenimiento de todos los tejidos. El catabolismo, o metabolismo destructivo, es un proceso continuo centrado en la producción de la energía necesaria para la realización de todas las actividades físicas externas e internas. El catabolismo engloba también el mantenimiento de la temperatura corporal e implica la degradación de las

moléculas Químicas complejas en sustancias más sencillas, que constituyen los productos de desecho expulsados del cuerpo a través de los riñones, el intestino, los pulmones y la piel.

Las reacciones anabólicas y catabólicas siguen lo que se llaman rutas metabólicas; ambos tipos de rutas se combinan unas con otras para producir compuestos finales específicos y esenciales para la vida. La Bioquímica ha determinado la forma en que se entretajan algunas de estas rutas, pero muchos de los aspectos más complejos y ocultos se conocen sólo en parte. En esencia, las rutas anabólicas parten de compuestos químicos relativamente simples y difusos llamados intermediarios. Estas vías utilizan la energía que se obtiene en las reacciones catalizadas por enzimas y se orientan hacia la producción de compuestos finales específicos, en especial macromoléculas en forma de hidratos de carbono, proteínas y grasas. Valiéndose de otras secuencias enzimáticas y moviéndose en sentido contrario, las rutas catabólicas disgregan las macromoléculas complejas en compuestos químicos menores que se utilizan como bloques estructurales relativamente simples.

Cuando el anabolismo supera en actividad al catabolismo, el organismo crece o gana peso; si es el catabolismo el que supera al anabolismo, como ocurre en periodos de ayuno o enfermedad, el organismo pierde peso. Cuando ambos procesos están equilibrados, se dice que el organismo se encuentra en equilibrio dinámico.

1.9.7.2. REGULACIÓN DEL METABOLISMO

El hecho de que células y tejidos mantengan el equilibrio dinámico durante la vida del organismo demuestra con claridad que los procesos metabólicos están sujetos a un control exacto. Células y tejidos mueren continuamente, pero el metabolismo aporta, en un equilibrio casi perfecto, todos los ingredientes químicos necesarios para reponer y crear células y productos celulares nuevos.

Aunque todavía queda mucho por averiguar sobre los procesos metabólicos, los investigadores están de acuerdo en que las enzimas reguladoras o limitadoras de velocidad son elementos primordiales de estas reacciones. Cada una de estas moléculas enzimáticas, que influyen sobre las rutas metabólicas desde sus primeras etapas, tiene un punto específico o activo que encaja en el sustrato o compuesto sobre el cual actúa la enzima y se forma un producto. La precisión con que las enzimas limitadoras de la velocidad y los sustratos se acoplan para iniciar reacciones específicas impide que las reacciones se produzcan de forma indiscriminada dentro de las células, donde hay un continuo fluir de compuestos químicos muy diversos. Cantidades mínimas de una enzima de este tipo puede inducir cambios profundos en el metabolismo celular.

Otra forma de controlar las rutas metabólicas es la retroalimentación negativa. Así, cuando una célula ha sintetizado una cantidad equilibrada de un compuesto, como ATP, la acumulación de dicho producto inhibe a las enzimas que activan su producción.

El metabolismo, sobre todo en los animales superiores, está también regulado por el sistema nervioso, el páncreas, la glándula pituitaria y las glándulas suprarrenales. Las hormonas, que se vierten en el torrente sanguíneo, alcanzan los tejidos diana y en muchos casos modifican la permeabilidad de las membranas celulares; alteran de ese modo las cantidades de sustancias que entran en las células y salen de ellas. Las hormonas, que también afectan al metabolismo vegetal, cambian las rutas metabólicas, para ello modifican los puntos catalíticos de las enzimas limitantes de la velocidad.

1.9.7.3. METABOLISMO DE LOS ALIMENTOS

Aunque los tres tipos principales de alimentos —proteínas, hidratos de carbono y grasas— tienen distintas composiciones Químicas y siguen rutas bioquímicas independientes, en cierta fase de las reacciones metabólicas todos ellos forman compuestos de carbono. Estos compuestos siguen la misma pauta de reacciones oxidativas que terminan por rendir dióxido de carbono y agua, que se excretan del organismo. Cada etapa está formada por varias reacciones bioquímicas muy complejas y convergentes.

a) Proteínas

Las proteínas complejas se absorben en el aparato digestivo y se descomponen en unos veinte aminoácidos, necesarios para el anabolismo celular. Los aminoácidos pueden experimentar nuevas alteraciones químicas que los transforman en compuestos de secreción interna, como hormonas y enzimas digestivas. Los aminoácidos que no hacen falta para reponer las células y fluidos orgánicos se catabolizan en dos pasos. El primero es la desaminación, que consiste en la separación de la porción de la molécula que contiene nitrógeno, que a continuación se combina con carbono y oxígeno para formar urea, amoníaco y ácido úrico, que son los productos nitrogenados del metabolismo proteico. Después de la desaminación, los aminoácidos experimentan nuevas degradaciones químicas y forman nuevos compuestos que a su vez son catabolizados con frecuencia en rutas bioquímicas comunes a las que se unen compuestos similares derivados del catabolismo de hidratos de carbono y grasas. Los productos finales de estas porciones proteicas son dióxido de carbono y agua.

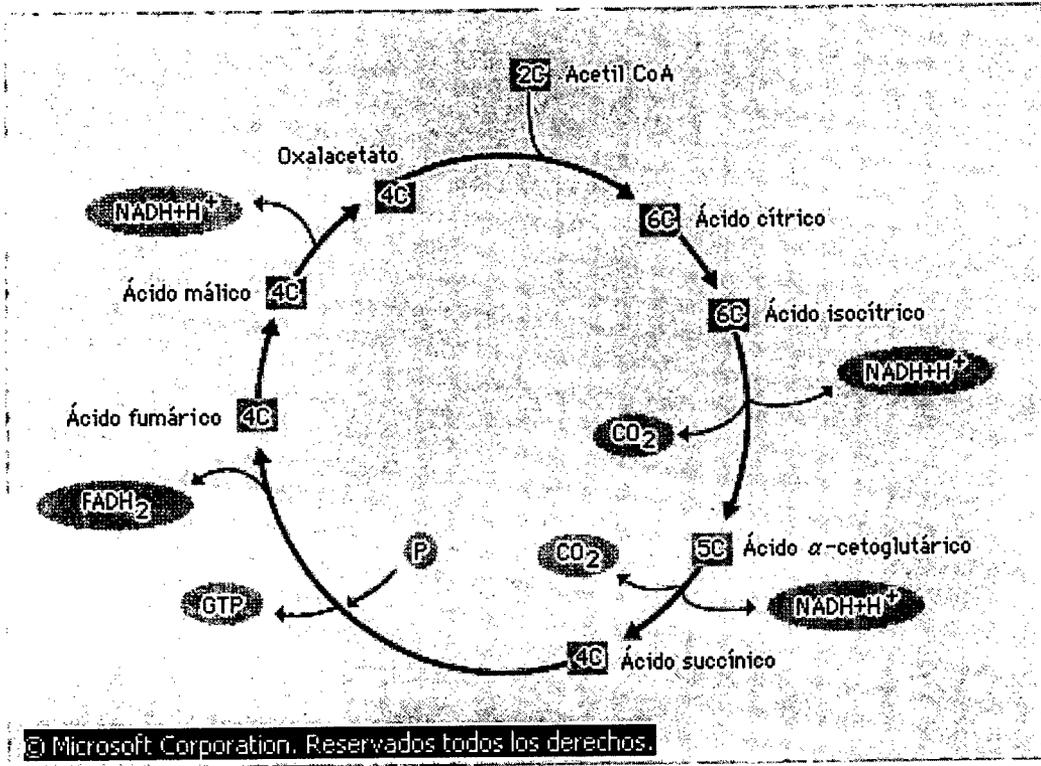
b) Hidratos de Carbono

Los hidratos de carbono se absorben en el aparato digestivo en forma de azúcares simples, en especial glucosa. Ésta se mantiene en la sangre a concentración aproximadamente constante y se cataboliza con facilidad para satisfacer las necesidades energéticas del organismo. En este proceso, la molécula de glucosa se descompone en compuestos de carbono que se oxidan a dióxido de carbono y agua, y a continuación se excretan. La glucosa que no se utiliza inmediatamente para la producción de energía se almacena en forma de glucógeno en el hígado y los músculos. Cuando estas reservas se colman, la glucosa se convierte en grasa y se deposita en el tejido adiposo.

c) Grasas

En la digestión, las grasas se hidrolizan o descomponen en glicerina y ácidos grasos. A continuación, éstos se transforman mediante síntesis en grasas neutras, compuestos de colesterol y fosfolípidos, que son grasas

Figura No. 8



Según Enciclopedia Encarta 2000

Sucesión de reacciones Químicas que ocurren dentro de la célula, mediante las cuales se realiza la descomposición final de las moléculas de los alimentos y en las que se producen dióxido de carbono, agua y energía. Este proceso, que se lleva a cabo por la acción de siete enzimas, es conocido también por Ciclo de los Ácidos Carboxílicos. El ciclo de Krebs ocurre en todos los animales, plantas superiores y en la mayoría de las bacterias. En los organismos que tienen células con núcleo, el ciclo tiene lugar dentro de un orgánulo membranoso que se llama mitocondria, una estructura que se compara a menudo con la central de producción de energía de la célula. El descubrimiento del ciclo es obra de sir Hans Adolf Krebs, un bioquímico británico que presentó este importante avance científico en 1937.

Los alimentos, antes de poder entrar en el Ciclo del Ácido Cítrico, deben descomponerse en pequeñas unidades llamadas grupos acetilo.

Cada grupo acetilo (CH_3CO) contiene sólo dos átomos de carbono, junto con hidrógeno y oxígeno. Al comienzo del ciclo, un grupo acetilo se combina con una molécula con cuatro átomos de carbono llamada oxalacetato, para producir un compuesto con seis átomos de carbono: el ácido cítrico. En los restantes pasos del ciclo, la molécula de ácido cítrico se transforma, y pierde dos de sus átomos de carbono, que salen en forma de dióxido de carbono. Así mismo, se liberan también cuatro electrones. Estos viajan dentro de la célula gracias a una serie de moléculas transportadoras, la cadena transportadora de electrones, en la que se produce energía en forma de una molécula rica en energía llamada trifosfato de adenosina, o ATP, antes de reaccionar con el oxígeno para formar agua. Un producto adicional del ciclo es otra molécula con gran contenido energético, llamada trifosfato de guanosina, o GTP. La célula utiliza estas moléculas, el ATP y el GTP, como combustible en muchos procesos. Otra molécula usada como combustible, el fosfato de creatina, puede servir también para proveer de energía extra a las células del cerebro y de los músculos. La molécula original de oxalacetato se regenera al final del ciclo. Esta molécula puede reaccionar entonces con otro grupo acetilo y comenzar el ciclo de nuevo. En cada giro del ciclo se produce energía.

El Ciclo de Krebs es una vía eficaz para convertir, dentro de la célula, los componentes de los alimentos en energía utilizable. En el ciclo, sólo se destruyen los grupos acetilo; tanto las siete enzimas que llevan a cabo las diferentes reacciones, como los compuestos intermedios sobre los que actúan, pueden volver a utilizarse una y otra vez. Muchos de los compuestos intermedios que se producen en el ciclo se usan también como materiales de construcción para la síntesis de aminoácidos, hidratos de carbono y otros productos celulares.

1.10. PROCESADO Y CONSERVACIÓN DE LOS ALIMENTOS

Según la Enciclopedia Encarta (2000). El procesado y conservación de los alimentos son los mecanismos para proteger a los alimentos contra los microbios y otros agentes responsables de su deterioro para permitir su futuro consumo. Los alimentos en conserva deben mantener un aspecto, sabor y textura apetitosos así como su valor nutritivo original.

Hay muchos agentes que pueden destruir las peculiaridades sanas de la comida fresca. Los microorganismos, como las bacterias y los hongos, estropean los alimentos con rapidez. Las enzimas, que están presentes en todos los alimentos frescos, son sustancias catalizadoras que favorecen la degradación y los cambios químicos que afectan, en especial, la textura y el sabor. El oxígeno atmosférico puede reaccionar con componentes de los alimentos, que se pueden volver rancios o cambiar su color natural. Igualmente dañinas resultan las plagas de insectos y roedores, que son responsables de enormes pérdidas en las reservas de alimentos. No hay ningún método de conservación que ofrezca protección frente a todos los riesgos posibles durante un periodo ilimitado de tiempo. Los alimentos enlatados almacenados en la Antártica cerca del Polo Sur, por ejemplo, seguían siendo comestibles al cabo de 50 años, pero esta conservación a largo plazo no puede producirse en el cálido clima de los trópicos. Además del enlatado y la congelación, existen otros métodos tradicionales de conservación como el secado, la salazón y el ahumado. La desecación por congelación o es un método más reciente. Entre las nuevas técnicas experimentales se encuentran el uso de antibióticos y la exposición de los alimentos a la radiación nuclear.

1.10.1. MÉTODOS PARA CONSERVAR Y PROCESAR LOS ALIMENTOS.

Según Potter, (1993), Existen los siguientes métodos: Envasado, congelación, secado y deshidratación, y otros.

1.10.1.1. ENVASADO

El proceso de envasado recibe a veces el nombre de esterilización porque el tratamiento por calor al que se somete a los alimentos elimina todos los microorganismos que pueden echarlos a perder, así como aquellos que pueden ser perjudiciales para la salud como las bacterias patógenas y aquellas que producen toxinas letales. La mayoría de las operaciones de envasado comercial se basan en el principio de que la destrucción de bacterias se decuplica por cada 10 °C de incremento en la temperatura. Los alimentos expuestos a temperaturas elevadas durante unos pocos minutos o segundos conservan una mayor parte de su sabor natural. En el

proceso Flash 18, un sistema continuo, los alimentos se esterilizan casi de forma instantánea en una cámara a presión para impedir que hiervan al ser introducidos en los recipientes. No es necesaria esterilización ulterior alguna.

1.10.1.2. CONGELACIÓN

Aunque el hombre prehistórico almacenaba la carne en cuevas de hielo, la industria de congelados tiene un origen más reciente que la de envasado. El proceso de congelación fue utilizado comercialmente por primera vez en 1842, pero la conservación de alimentos a gran escala por congelación comenzó a finales del siglo XIX con la aparición de la refrigeración mecánica.

La congelación conserva los alimentos impidiendo la multiplicación de los microorganismos. Dado que el proceso no destruye a todos los tipos de bacterias, aquellos que sobreviven se reaniman en la comida al descongelarse y a menudo se multiplican mucho más rápido que antes de la congelación.

1.10.1.3. SECADO Y DESHIDRATACIÓN



(Según
Enciclopedia
ENCARTA 2000)

El secado de la fruta, el pescado o la carne es un excelente método de conservación. Reduce el volumen del producto en un 50%, y su peso en un 80%, por eliminación gradual del agua. La deshidratación impide el deterioro al inhibir el crecimiento de los microorganismos y reduce o detiene

la actividad enzimática y las reacciones Químicas. Los alimentos desecados se conservan casi indefinidamente, siempre y cuando no sean rehidratados.

Aunque ambos términos se aplican a la eliminación del agua de los alimentos, en la tecnología de los alimentos el término secado se refiere a la desecación natural, como la que se obtiene exponiendo la fruta a la acción del sol, y el de deshidratación designa el secado por medios artificiales, como una corriente de aire caliente. En la desecación por congelación o liofilización, se someten alimentos congelados a la acción del vacío en una cámara especial hasta lograr la sublimación de la mayor parte de su contenido en agua. La eliminación del agua ofrece una excelente protección frente a las causas más comunes de deterioro de los alimentos.

1.10.1.4. MÉTODOS DIVERSOS

Se pueden usar otros métodos o combinaciones de métodos para conservar los alimentos.

- a) La Salitración del pescado y el cerdo: Es una práctica muy antigua. La sal penetra en los tejidos y, a todos los efectos, fija el agua, inhibiendo así el desarrollo de las bacterias que deterioran los alimentos.
- b) El ahumado: que se utiliza a menudo para la conservación del pescado, el jamón y las salchichas. El humo se obtiene por la combustión de madera, con una aportación limitada de aire. En este caso, parte de la acción preservadora se debe a agentes bactericidas presentes en el humo, como el metanol y la creosota, así como por la deshidratación que se produce durante el proceso. El ahumado suele tener como finalidad dar sabor al producto, además de conservarlo.
- c) El azúcar: uno de los principales ingredientes de las mermeladas y las jaleas, es otro agente conservador. Para que el método sea eficaz, el contenido total de azúcar debe ser al menos de un 65% del peso total del producto final. El azúcar, que actúa de un modo muy similar al de la sal, inhibe el crecimiento bacteriano una vez calentado el producto.
- d) El vinagre (Ácido Acético): Debido a su elevado grado de acidez actúa como conservante en los encurtidos y otros productos calentados con antelación.

- e) La fermentación: Producida por ciertas bacterias que generan ácido láctico es la base de la conservación de las salchichas fermentadas.
- f) El Benzoato de Sodio: Cuya concentración no puede exceder el 0.1%, se usa en productos derivados de la fruta para protegerlos contra las levaduras y los mohos.
- g) El Dióxido de Azufre: otro conservante químico, ayuda a mantener el color de los alimentos deshidratados.
- h) El Propionato de Calcio: se añade a veces a los productos de repostería y panadería para inhibir el crecimiento de hongos.
- i) Conservación de frutas y verduras: otro método que está en estudio es la conservación por un tratamiento anaeróbico inmediato de los alimentos con gases como el Dióxido de Carbono, el Monóxido de Carbono y el Nitrógeno.
- j) Esterilizados: también está en estudio el tratamiento de productos envasados esterilizados como la leche.
- k) Radiaciones ionizantes: Debido a la creciente preocupación por el uso de productos químicos que pueden ser tóxicos, podrían utilizarse en su lugar las radiaciones ionizantes. La irradiación retarda la maduración de la fruta y la verdura, inhibe la germinación en bulbos y tubérculos, desinfecta el grano, los cereales, las frutas frescas y secas, y elimina los insectos de las verduras; también destruye las bacterias en la carne fresca. No obstante, la preocupación del público acerca de la seguridad de la radiación ha limitado su uso a gran escala.

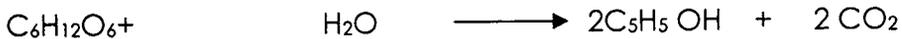
1.10.2. FERMENTACIONES.

Según Allier, y otros (1994) Fermentación es la transformación química de una sustancia orgánica, llamada fermentable, producida por la acción de otra sustancia orgánica llamada fermento (levaduras, bacterias, hongos, etc)

El proceso de fermentación más conocido es la fermentación del zumo de uva madura en vino; en este proceso existe un abundante desprendimiento de gas carbónico CO₂.

a) Fermentación Alcohólica: Utiliza como principales materias primas a las melazas y los jugos de cualquier fruta madura (uva, manzana, caña de azúcar, cebada en germinación etc. El mosto se coloca en tinajas de madera abiertas por un extremo y la levadura que se encuentra ahí transforma el azúcar del mosto en CO₂ (dióxido de carbono) y en alcohol; si el recipiente se tapa no hay contacto con el oxígeno del aire y por lo tanto no se produce el fenómeno de la fermentación.

Glucosa + Levadura + Agua \longrightarrow Alcohol + Dióxido de Carbono.



b) Fermentación Acética (Vinagre): El sabor ácido del vinagre, se debe al ácido acético que se forma por la oxidación de líquidos alcohólicos (en particular del vino).

Las bacterias de vinagre (aerobias) y el oxígeno propician la oxidación y transformación del alcohol para dar lugar al vinagre (Ácido Acético) y agua.

Alcohol + Oxígeno \longrightarrow Ácido Acético + Agua



c) Fermentación Láctea: El ácido láctico se produce por las bacterias que hacen reaccionar a las melazas u otras sustancias que contengan azúcar. Durante el proceso se agrega carbonato de calcio (CaCO₃), provocando la coagulación de la caseína. Esta fermentación es muy importante para la obtención de quesos, yogurt, cremas, etc.

Hay otros tipos de fermentaciones importantes para la industria y para la preparación de alimentos como el pan. También se produce fermentación en la digestión de los alimentos, al realizarse la degradación de los azúcares, en otras moléculas más simples.

1.10.3. PUTREFACCIÓN Y DESCOMPOSICIÓN

Según Enciclopedia Encarta (2000). Putrefacción y descomposición es la degradación de plantas y animales muertos o de materia orgánica, como restos animales o vegetales. Si la Tierra no está totalmente cubierta de vegetación muerta, excreciones y cadáveres de animales es gracias a las

reacciones biológicas de putrefacción y descomposición, diferentes de la descomposición Química que lleva a determinados compuestos a escindirse espontáneamente en sus elementos constituyentes.

En el curso de la descomposición biológica, los nutrientes asimilados en los compuestos orgánicos inicialmente por las plantas (como productoras primarias) y reciclados a lo largo de las redes tróficas vuelven de nuevo a la biosfera, que conserva un estado más o menos estable. El ciclo de la materia, llamado mineralización, está totalmente mediado por microorganismos, aunque también el fuego hace una pequeña contribución, y es la ruta de reciclaje de todos los elementos de importancia biológica dentro de la biosfera.

1.10.3.1. BACTERIAS Y HONGOS

Bacterias y hongos son los principales agentes de descomposición, por lo que reciben también el nombre de descomponedores. Actúan sobre la materia orgánica vegetal muerta y sobre los productos de excreción y los cadáveres de los animales superiores. Los organismos que viven de materia muerta se llaman saprofitos. Los organismos vivos se protegen a sí mismos de la descomposición; por tanto, el ciclo de la materia está vinculado con la duración de la vida de las plantas y los animales.

La descomposición microbiana es la principal ruta de vuelta a la atmósfera del dióxido de carbono absorbido inicialmente por las plantas durante la fotosíntesis. También es esencial para la eliminación de aguas residuales, un aspecto decisivo para la salud.

Los saprofitos son variados, y la diversidad de su metabolismo demuestra la capacidad de cada tipo para degradar compuestos orgánicos determinados. Todos los compuestos orgánicos de origen natural son susceptibles de descomposición, sea por un solo microorganismo o por varias especies que actúan en combinación. Algunos componentes orgánicos de las plantas son más resistentes a la descomposición microbiana que otros y se acumulan en el medio ambiente. Esta materia vegetal, conocida como humus, es el principal componente orgánico del suelo y determina la fertilidad, pues afecta a la capacidad de drenaje y a la penetración del oxígeno.

Los hongos suelen ser los primeros en colonizar la materia orgánica, pues tienen la capacidad metabólica de degradar la pared celular y liberar el contenido del protoplasma, más fácilmente degradable. También hay bacterias capaces de degradar la celulosa de la pared celular vegetal; comunidades de estas bacterias viven en el intestino de los animales herbívoros y son los responsables de la descomposición de la celulosa en el rumen o estómago de muchos animales domésticos importantes. La descomposición de la madera puede acelerarse mediante la actividad de insectos xilófagos, como las termitas, que dependen de comunidades microbianas especializadas que mantienen en su intestino para que liberen los nutrientes de la madera.

1.10.3.2. SUELO Y AGUA

Los microorganismos abundan en el suelo y el agua. Una cucharilla llena de agua natural sin contaminar contiene aproximadamente un millón de bacterias, y en los 15 cm superiores de un suelo bien fertilizado puede haber más de cinco toneladas de bacterias y hongos por hectárea. La descomposición de materia orgánica proporciona energía para la proliferación y división de los microorganismos. Estas enormes poblaciones sirven de alimento a los protozoos, cuyos procesos metabólicos reciclan rápidamente los nutrientes asimilados por las bacterias. Este fenómeno, llamado bucle microbiano, corta de forma brusca la red trófica normal y empieza a considerarse una importante vía de reciclaje en aguas superficiales. La presión nutritiva de los protozoos es vital para controlar el número de bacterias, pues la descendencia de una sola bacteria que se divide una vez cada 20 minutos superaría el millar en poco más de 3 horas.

1.10.3.3. FUNCIÓN DEL OXÍGENO

La descomposición es más rápida en presencia de oxígeno. Si escasea, como ocurre en los sedimentos de lagos productivos o en suelos inundados, la descomposición actúa más despacio. Hay ciertos microorganismos (llamados anaerobios) que actúan en ausencia de oxígeno y que, en presencia de materia orgánica, pueden contribuir a la descomposición. Las bacterias desnitrificantes, reductoras de sulfatos y productoras de metano

utilizan nitratos, sulfatos y dióxido de carbono, respectivamente, para generar energía, de forma muy parecida al uso del oxígeno que hacen los microbios anaerobios. Otros anaerobios (bacterias de la fermentación) generan energía transformando compuestos orgánicos.

En determinadas condiciones, si persiste la baja concentración de oxígeno, la descomposición es tan lenta que la materia orgánica se acumula en grandes cantidades. Los ejemplos más notables son las turberas, en las que la materia orgánica saturada de agua llega a alcanzar varios metros de espesor. A lo largo de tiempos geológicos, la compresión de los depósitos de turba (formados durante el carbonífero), con ayuda de otros factores químicos y físicos, ha dado lugar a la formación de carbón. Las bacterias metanogénicas producen metano y la escasa actividad de los organismos en los depósitos de turba antiguos es probablemente la causa del metano contenido en las extensas acumulaciones de gas natural, por lo general asociado con filones de carbón y muy utilizado en décadas recientes como combustible. También es probable que las bolsas de petróleo sean el resultado de la escasa actividad de las bacterias anaerobias sobre la materia orgánica antigua, pero esta teoría debe demostrarse en condiciones controladas.

1.10.3.4. DESCOMPOSICIÓN Y ALIMENTO

La descomposición por microorganismos afecta también a la economía industrial. Ciertos productos alimenticios, como el queso y el yogurt, se forman gracias a la actividad de microorganismos específicos, pero el resultado se degrada rápidamente cuando el proceso se ve contaminado por otros microbios. Asimismo, la colonización microbiana de los alimentos altera la consistencia, el olor y el sabor y los hace menos apetitosos.

El crecimiento de grupos determinados de organismos durante la preparación o la conservación de alimentos provoca a veces su intoxicación. La descomposición microbiana de los alimentos se frena mediante técnicas como la conservación en medios muy ricos en sal o en azúcar o en ácidos débiles (encurtido), la desecación, la refrigeración o la destrucción de los microorganismos por calor (enlatado y pasteurización) o por radiaciones.

Cuando los productos congelados se descongelan, los desecados se rehidratan o los enlatados se abren, quedan de nuevo expuestos a la descomposición, pues los saprofitos de la atmósfera empiezan a contaminarlos. La velocidad de la actividad microbiana depende de la temperatura del medio. Cuanto más baja es ésta, tanto más lenta es la actividad; no obstante, incluso los alimentos congelados terminan por deteriorarse, aunque el proceso es muy lento. Sólo la inhibición Química de la actividad microbiana puede proteger los alimentos una vez expuestos a la atmósfera. Sin embargo, algunos microorganismos, en particular los hongos, proliferan en presencia de concentraciones elevadas de sal o azúcar. Pero estas proliferaciones suelen ser muy visibles, como las colonias de hongos que se forman en la superficie de la mermelada, y llevan a rechazar los productos afectados.

1.10.3.5. EFECTOS SOBRE OTROS MATERIALES

La descomposición microbiana puede afectar a muchos otros aspectos de la vida. Las maderas de construcción deben mantenerse secas o tratarse con conservantes para evitar su descomposición. Hay que renovar con regularidad el agua almacenada para impedir la descomposición selectiva de los componentes hidrocarbonados. Algunos elementos de materiales plásticos y pinturas pueden degradarse y perder propiedades determinadas o decolorarse. Las tuberías de hierro se corroen y los edificios de piedra y hormigón se debilitan por la acción de los ácidos producidos por el metabolismo microbiano. Los sectores económicos afectados son conscientes de los aspectos negativos de la descomposición microbiana.

El hombre ha controlado de muchas formas la capacidad destructiva de los microbios. La eliminación de aguas residuales es buen ejemplo; pero los microorganismos son también esenciales para limpiar la contaminación por petróleo, neutralizar la capacidad tóxica de los metales pesados y descontaminar los vertederos. Aunque la descomposición microbiana es causa de complicaciones, la vida pronto desaparecería de la Tierra sin la colaboración de los microorganismos.

II. PLANTEAMIENTO DEL PROBLEMA

Para el desarrollo de una asignatura se requiere del uso de materiales bibliográficos con sugerencias académicas y metodológicas que contribuyan al proceso educativo.

La problemática en el aprendizaje de la Química se debe en parte a la escasez de textos apropiados para el curso de Química Aplicada en la carrera de Educación para el Hogar, en su mayoría los libros de texto, no se adaptan al nivel educativo nacional, puesto que van dirigidos a estudiantes con un buen nivel matemático, inclusive en otros países se llevan cursos de Química en el Ciclo Básico, además no poseen la temática que el curso requiere, por tener la característica de que los contenidos son aplicados a cursos de Alimentos, Nutrición y Biología.; de ahí surge la necesidad de elaborar un compendio de Química Aplicada en el que se organizan los contenidos programáticos en base a la guía curricular con elementos valiosos, interesantes y variados que permitan a los educandos aprender conceptos, definiciones, principios y leyes, desarrollar destrezas por medio de ejercicios y actividades que le servirán para fortalecer el aprendizaje, facilitar la comprensión y fijación de los temas.

El presente trabajo de investigación se realiza como un aporte para contrarrestar dicha problemática y se plantean la interrogante siguiente:

¿Cómo debe estar estructurado un Compendio de Química Aplicada a los cursos de Alimentos, Nutrición y Biología?

2.1. OBJETIVOS.

2.1.1 GENERALES

- a) Aportar a las Escuelas Normales y Colegios que imparten la carrera de Educación para el Hogar en el Sur-Occidente del país, material didáctico para el curso de Química Aplicada.
- b) Proporcionar a los docentes y alumnos del nivel medio, un Compendio de Química Aplicada con los conocimientos elementales de Química y su aplicación a las asignaturas de Alimentos, Nutrición y Biología.

2.1.2 ESPECÍFICOS:

- a) Desarrollar el contenido con definiciones, principios, teorías y leyes fundamentales, métodos de solución de operaciones y problemas, ejemplos descriptivos, problemas propuestos y ejercicios.
- b) Proponer actividades y ejercicios como base para su aprendizaje, mediante la observación, la experimentación, la ejercitación e interpretación de los resultados.

2.2. VARIABLES DE ESTUDIO

- a) COMPENDIO DE QUÍMICA APLICADA.
- b) EDUCACIÓN PARA EL HOGAR.

2.3. DEFINICIÓN DE VARIABLES:

a) COMPENDIO DE QUÍMICA APLICADA:

Según Diccionario Enciclopédico Sopena (1995) Compendio de Química Aplicada es un escrito abreviado o exposición resumida de Química: Ciencia que estudia las transformaciones conjuntas de la materia, de las sustancias y de la energía; y cuyos principios, leyes y propiedades se aplican a cursos específicos como Biología, Alimentos y Nutrición.

b) EDUCACIÓN PARA EL HOGAR:

Según Diccionario Porrúa de Pedagogía y Ciencias de la Educación (1982). Educación para el Hogar se refiere a la ciencia y arte aplicados al manejo del hogar, promoviendo la participación del individuo y la familia en su contexto social para que, mediante la búsqueda, creación y utilización de los recursos mejore su calidad de vida. La influencia de la familia o el hogar es decisiva en la formación y educación de la niñez y la juventud, la cual se complementa con las instituciones escolares, extraescolares y la sociedad en general.

2.4. ALCANCES:

Con la realización del presente trabajo de investigación se proporcionará al estudiante de Quinto Magisterio de Educación para el Hogar material bibliográfico sobre Química y su aplicación a otras asignaturas afines a la carrera.

2.5. LIMITES:

Ante la gran cantidad de información que se tiene sobre Química, ha sido bastante difícil resumir o compendiar únicamente la temática a la que se circunscribe la guía curricular (ver anexo), dejando de abordar otros contenidos que son de suma importancia en Química General y valiosos para la formación profesional del estudiante.

2.6. APORTE:

Este trabajo de tesis constituye un documento muy importante para el desarrollo del curso de Química Aplicada que se imparte en establecimientos públicos y privados del sur-occidente del país. Se caracteriza por presentar la Química en forma amena, demuestra la utilidad y aplicación práctica de su contenido y estimula el desarrollo de la capacidad analítica. Va dirigido a docentes como una guía didáctica, la cual puede ser enriquecida con otras investigaciones, actividades y experimentos; y para alumnos que se inician en el estudio del maravilloso mundo de la Química en la carrera de Magisterio de Educación para el Hogar. Por la simplicidad de los contenidos y la utilización de un lenguaje asequible puede utilizarse como un texto autodidáctico que facilitará la comprensión y el aprendizaje de esta asignatura, así como el entendimiento de los principios básicos en los sistemas biológicos, en los alimentos y otros aspectos de la vida que son afectados directamente por las sustancias que se estudian en este Compendio.

La recopilación de la información que se presenta es el resultado de la investigación y experiencia que se ha tenido al impartir el curso durante diez años. Espero que la herramienta presentada sea de utilidad tanto a docentes como a estudiantes.

III. MÉTODO

3.1. UNIDAD DE ANÁLISIS

Libros de texto:

Para la fundamentación teórica de definiciones y tablas se consultaron libros de Química General, Química Orgánica, Química Inorgánica, Ciencia de los Alimentos, Enciclopedias, que se describen en las referencias bibliográficas.

3.2. PROCEDIMIENTO.

3.2.1 SELECCIÓN DEL TEMA

3.2.2 APROBACIÓN DEL TEMA

3.2.3 REVISIÓN BIBLIOGRÁFICA

3.2.4 ELABORACIÓN DEL ANTE-PROYECTO

3.2.5 ELABORACIÓN DEL INFORME FINAL.

3.3. DISEÑO:

Según Achaerandio, (2000) la Investigación Documental Bibliográfica consiste en recopilar los datos documentales (a partir de libros) sobre un tema o tópico determinado, es decir se acude a la memoria de la humanidad como fuente de información, por lo que se contrapone a la investigación de campo y a la investigación de laboratorio.

IV. DISCUSIÓN

Ante la escasez de libros de Química adecuados a la Carrera de Educación Para el Hogar, que estén al alcance de los estudiantes, estructurados didácticamente y con base a la guía curricular autorizada por el Ministerio de Educación, se propone el presente trabajo de tesis titulado "COMPENDIO DE QUÍMICA APLICADA PARA QUINTO MAGISTERIO DE EDUCACIÓN PARA EL HOGAR", el cual aparece en el Marco Teórico y está diseñado de acuerdo a las exigencias pedagógicas; puesto que el contenido que se abarca en este texto se presenta en forma clara, sencilla y práctica al incluir definiciones, ejemplos, ejercicios, figuras y tablas explicativas que facilitan al estudiante el aprendizaje básico de esta disciplina y le ayuda considerablemente a mantener la motivación, el interés y dedicación para alcanzar un mejor nivel de comprensión, aprendizaje y autoevaluación.

El material bibliográfico seleccionado se sustenta científicamente con lo escrito por otros autores y sirve de apoyo para los docentes que imparten esta asignatura, de tal forma que puede trabajarse en forma conjunta con los alumnos a fin de maximizar la efectividad de los resultados en el proceso educativo.

Uno de los rasgos fundamentales que determinan la educación en general es el desarrollo de las capacidades intelectuales, la adquisición de conocimientos y habilidades en el proceso del aprendizaje de las ciencias; es de suma importancia el desarrollo del pensamiento de los alumnos y la formación de la concepción científica del mundo, lo cual se logra a través del estudio de la Química entre otras asignaturas que le dan un carácter activo a la educación general de los estudiantes.

V. CONCLUSIONES

1. Una de las limitantes con las que se enfrenta el docente y el estudiante de la Carrera de Educación para el Hogar es que no existe adecuada bibliografía en la que los contenidos se adapten a las características propias de la carrera y cuya configuración pedagógica facilite la asimilación y comprensión de los conocimientos de Química.
2. El enfoque metodológico que se utiliza en la presentación del Compendio de Química Aplicada para la Carrera de Educación Para El Hogar es fundamentalmente Inductivo – Deductivo, predominando el Análisis Cuantitativo y Cualitativo de los principales fenómenos estudiados.
3. La Lógica que se sigue en la exposición del sistema de conocimientos parte del análisis de fenómenos, de la definición de las propiedades y cantidades; para lograr esta secuencia la organización que se adoptó en la presentación de los temas es la siguiente: Desarrollo del Tema, Ejemplos Resueltos y Ejercicios o Actividades a final del tema o capítulo.
4. En la elaboración del presente texto se ha tomado en cuenta el planteamiento de preguntas y ejercicios para la comprobación de objetivos con el fin de alcanzar un máximo de efectividad en el trabajo, las tareas están destinadas para que los alumnos apliquen y desarrollen el sistema de conocimientos y habilidades adquiridos a un nivel de profundidad y generalidad mayor; razón por la cual se presentan en el mismo orden en que se expone el contenido y en orden gradual atendiendo al nivel de complejidad.
5. La exposición de este material de estudio por el lenguaje sencillo en que está redactado permite utilizarse en forma autodidáctica, especialmente para estudiantes que se inician en el curso de Química, el cual puede ser ampliado por los docentes con otros temas o actividades.

VI. RECOMENDACIONES

1. El presente compendio de Química Aplicada en la Carrera de Educación Para el Hogar se sugiere como libro para los estudiantes de Quinto Magisterio, el cual puede ser enriquecido especialmente en el aspecto del área experimental ya que ésta permite una correcta articulación entre las actividades prácticas y el material teórico, lo que influye decisivamente en la obtención de buenos resultados. Esto es permisible siempre y cuando se cuente con un laboratorio de Química en la institución; por lo que se recomienda la creación de un laboratorio de Química en las escuelas Normales de Educación Para el Hogar que aun no cuenten con él.
2. Entre las recomendaciones metodológicas para la aplicación del presente compendio es conveniente que al iniciar un tema o capítulo se destaque la importancia que éste tiene y la interconexión con los temas anteriores y otras ciencias afines lo que permite la consolidación de los distintos temas de estudio con el objetivo de desarrollar las habilidades, fijar los conocimientos y hacer aplicaciones de estos contenidos a situaciones nuevas, así como una clase final de sistematización y control que permita sintetizar las ideas esenciales de cada capítulo o tema para lo cual se sugiere la elaboración de cuadros sinópticos, esquemas, resúmenes o mapas conceptuales que permitan analizar la conexión final de los elementos más importantes.
3. Este Manual de estudio se considera didáctico sin embargo, se sugiere a los profesores prestar atención especial en la preparación de sus clases a fin de que al inicio de un tema se haga una introducción que familiarice al estudiante con los nuevos elementos conceptuales y se dé una secuencia a los conocimientos ya adquiridos, realizando experimentos demostrativos, exposiciones, explicación de la metodología para la solución de ejercicios y problemas; a fin de mantener la incentivación y orientación necesaria para que el estudiante se apropie en forma sistemática y reiterada de cada uno de los pasos y etapas principales para la correcta resolución de los ejercicios propuestos.

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Achaerandio, L. (2000) **Iniciación a la Práctica de la Investigación**. Quinta Edición. Guatemala: Universidad Rafael Landívar.
- Allier, R., Castillo, A., Fuse, L. y Moreno, E.(1994) **La Magia de la Química**. México: Ediciones Pedagógicas, S.A. de C. V.
- Brown, T., Lemay , H., Bursten, B .(1993) **Química la Ciencia Central**. Segunda Edición. México: Editorial Prentice -Hall Hispanoamericana. S.A.
- Cortés, A. y Shirásago, R. (1996) **Química Práctica**. Segunda Edición. México: Fernández Editores. S.A. de C. V.
- Diccionario Enciclopédico **Sopena S. A** (1995) España. Editorial Ramón Sopena, S. A.
- Diccionario **Porrúa de Pedagogía y Ciencias de la Educación**. (1982) México. Editorial Porrúa, S.A.
- Dickson, T. (1998) **Introducción a la Química** (Laboratorio) México. Publicaciones Cultural, S.A.
- Domínguez, R. y López R. (1991) **Comprendiendo Química**. Segunda Edición. México: Editorial Herrero, S. A de C. V.
- Enciclopedia **Microsoft Encarta** (2000) Discos Compactos I y II. Estados Unidos.
- Monzón, S (1993) **Principios de Química Orgánica**. Guatemala. Editorial Universitaria. Universidad de San Carlos de Guatemala.
- Ordóñez, A. (1999) **Manual de Química I**. Guatemala, Rapicopias Cifuentes Quetzaltenango.
- Pérez, R. (1990). **Introducción a la Química General**. Guatemala: Universidad Rafael Landívar.
- Potter, N. (1993) **La Ciencia de los Alimentos**. México. Editorial Edutex, S.A.
- Prieto, T. (1991) **Fundamentos de Bioquímica General**. Guatemala: Universidad Rafael Landívar.

Redmore, F. (1991) **Fundamentos de Química**. México: Editorial Prentice – Hall Hispanoamericana, S.A.

Rincón, A y Rocha, A. (1991) **A B C de Química**. México: Ediciones Numancia S.A.

Rincón, A. (1993) **ABC de la Naturaleza 3**. México. Ediciones Numancia, S.A.

Rodríguez, X.(1990) **Nomenclatura Química Inorgánica**. Segunda Edición. México: Editorial Trillas, S.A.

Slabaugh, W. y Parsons T. (1997) **Química General**. México: Editorial Limusa.

Solis, A., Zendejas, P. (1994). **Química**. México. Editorial Santillana, S.A.

Wolfe, D. (1995) **Química General Orgánica y Biológica**. Segunda Edición. México: Editorial McGraw- Hill Latinoamericana, S.A.

Anexos

RESOLUCIÓN DE LOS EJERCICIOS PROPUESTOS.

No. 1.

SUBDIVISIONES DE LA QUÍMICA FÍSICA

Las principales subdivisiones de la química física son: la termodinámica química, la cinética química, el estado gaseoso, el estado líquido, las disoluciones, el estado sólido, la electroquímica, la química de los coloides, la fotoquímica y la termodinámica estadística.

1. Termodinámica química Esta rama estudia la energía en sus diferentes formas tal como se relaciona con la materia. Examina las formas en que se relacionan la energía interna, el grado de organización u orden y la capacidad para realizar un trabajo útil con la temperatura, el calor absorbido o emitido, el cambio de estado (de líquido a gas, de gas a líquido o de sólido a líquido).

2. Cinética química Este campo estudia las velocidades de los procesos químicos en función de la concentración de las especies que reaccionan, de los productos de reacción, de los catalizadores e inhibidores, de los diferentes medios disolventes, de la temperatura, y de todas las demás variables que pueden afectar a la velocidad de una reacción.

3. El estado gaseoso
Esta rama estudia las propiedades de los gases, en particular la ley que interrelaciona la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de un gas.

4. El estado líquido Este campo estudia las propiedades de los líquidos, en particular la presión de vapor, el punto de ebullición, el calor de evaporación, la capacidad calorífica, el volumen por mol, la viscosidad y la compresibilidad

5. Disoluciones Esta rama estudia las propiedades especiales que surgen cuando una sustancia se disuelve en otra. En particular, investiga la solubilidad de las sustancias y cómo se ve afectada por la naturaleza química del soluto y del disolvente.

6. El estado sólido En este campo se estudia la estructura interna, a escala molecular y atómica, de los sólidos, y se explican sus propiedades físicas en función de su estructura.

7. Electroquímica El objeto de estudio de esta rama son los efectos químicos producidos por el paso de una corriente eléctrica a través de zonas de interfase (como el límite entre un electrodo y una disolución), y viceversa: los efectos eléctricos producidos por el desplazamiento o transporte de iones a través de zonas limítrofes entre gases, líquido o sólidos.

8. Química de los coloides Esta rama estudia la naturaleza de las superficies y de las zonas de interfase, y su efecto sobre las propiedades macroscópicas de las sustancias. Estos estudios investigan la propagación de líquidos en sólidos, la absorción de gases o iones en disolución sobre las superficies sólidas, el movimiento de las partículas en suspensión, la emulsión, la coagulación y otras propiedades de los sistemas en los que se sumergen partículas diminutas en un medio fluido.

9. Fotoquímica

Este campo investiga los efectos que resultan de la absorción de radiación electromagnética por parte de las sustancias, así como la capacidad de las sustancias de emitir radiación electromagnética cuando son excitadas en distintas formas. Ejemplos de reacciones fotoquímicas son la decoloración de los tintes cuando están expuestos a la luz solar, la generación de vitamina D en la piel humana por acción de la luz solar y la formación de ozono en la capa superior de la atmósfera por la radiación ultravioleta del Sol.

10. Termodinámica Estadística Esta rama trata del cálculo de la energía interna, el grado de orden o desorden (entropía), la capacidad para realizar trabajo útil (energía libre) y otras propiedades, como la ecuación de estado de los gases, la presión de vapor de los líquidos, las formas moleculares adoptadas por las cadenas poliméricas y la conductividad eléctrica.

No. 2.

Nombre:

Precauciones:

Desodorante Ambiental

No usarlo en habitaciones sin ventilación.

Sosa Cáustica

Usar guantes para evitar lesiones o intoxicaciones a través de la piel.

Spray

Deben guardarse en lugares fríos y alejados del fuego.

Medicamentos

Ingerirlos únicamente cuando han sido recetados.

Plaguicidas:

Pueden contaminar los alimentos y producir envenenamientos.

Tintes para el pelo

Por contener amoníaco pueden producir Intoxicaciones, no usarlos en lugares cerrados.

Limpiadores:

Usar mascarilla al aplicarlos.

No. 3.

1. $m = 12.5 \text{ Kg.}$

2. $g = 9.69 \text{ m / seg}^2$

3. $W = 1,175 \text{ Nt.}$

4. $m = 0.3 \text{ Kg.}$

5. $W = 13.21 \text{ m/ seg}^2$

No. 4.

1. No es pura porque debería de pesar 6.18 Kg.
2. $\rho = 460 \text{ gr.}$
3. La leche no es pura debería de pesar 9.27 Kg. Hay 6 litros e leche y 3 litros de agua.
4. $\rho = 4.95 \text{ Kg.}$
5. $D = 0.91 \text{ gr /cm}^3$

II. No. 5

Nitrógeno : $1 s^2, 2 s^2 2 p^3$

Bromo: $1 s^2, 2 s^2 2 p^6, 3 s^2 3p^6, 4s^2 3d^{10} 4p^5$

Zinc : $1 s^2, 2 s^2 2 p^6, 3 s^2 3p^6, 4s^2 3d^{10}$

Cloro: $1 s^2, 2 s^2 2 p^6, 3 s^2 3p^5$

Rubidio : $1 s^2, 2 s^2 2 p^6, 3 s^2 3p^6, 4s^2 3d^{10} 4p^6, 5 s^1$

III. No. 6

(4)

(3)



(10)

(9)

(11)

(5)

(1)

(8)

No. 7.

1. Na_2O
2. CaO
3. Cu_2O
4. CuO
5. MgO
6. Au_2O_3
7. Au_2O

8. CrO
9. HgO
10. Hg_2O

No. 8.

1. Trióxido de Aluminio.
2. Óxido de Zinc.
3. Óxido de Sodio.
4. Óxido de Potasio.
5. Óxido de Calcio.
6. Óxido de Magnesio.
7. Óxido de Bario.
8. Óxido de Plata.
9. Óxido de Litio.
10. Trióxido Cobaltoso.

No. 9.

1. SO_2

2. SO_3

3. N_2O_3

4. NO_2

5. ClO

6. Cl_2O_5

7. Cl_2O_7

8. Cl_2O

9. Br_2O_5

10. I_2O_5

No. 10.

1. Anhídrido Nítrico

2. Anhídrido Clórico

3. Anhídrido Arsenoso

4. Anhídrido Selénico

5. Anhídrido Perclórico

6. Anhídrido Hipobromoso

7. Anhídrido Wolfrámico

8. Anhídrido Sulfuroso

9. Anhídrido Sulfúrico

10. Anhídrido Hipocloroso

IV. No. 11

1. ZnO_2
2. K_2O_2
3. Ra_2O_2
4. Ga_2O_3
5. Cs_2O_2
6. Peróxido de Cesio
7. Peróxido de Potasio
8. Peróxido de Calcio.

No. 12.

- A.
1. Hidruro de Calcio.
 2. Hidruro de Litio
 3. Hidruro de Estánico
 4. Hidruro de Francio
 5. Hidruro de Aluminio.
- B.
6. CrH_3
 7. FeH_3
 8. TaH
 9. CaH_2
 10. CuH_2

No. 13.

- A.
1. Estañoso
 2. Plomano
 3. Germaniano
 4. Siliciano
 5. Metano

B.



No. 14.

1. Arsénico
2. Antimonioso
3. Bismutino
4. Fosfina
5. Amoníaco.

V. No. 15

1. Teluro de Hidrógeno
2. Selenuro de Hidrógeno
3. Boruro de Hidrógeno
4. Cloruro de Hidrógeno
5. Yoduro de Hidrógeno
6. H_2Se
7. H_2S
8. H Br
9. H (C N)
10. H I

VI. No. 16

1. Ácido Bromhídrico
2. Ácido Selenhídrico
3. Ácido Telhídrico
4. Ácido Coianhídrico
5. H_2At
6. H (CN)
7. H B
8. H_2T

No. 17.

1. Cloruro de Plomo
2. Yoduro de Tel
3. Sulfuro de Selenio
4. Bromuro de Yodo
5. Fluoruro de bario.
6. S Cl
7. $As_2 Se_5$
8. I Cl
9. $S_5 N_2$
10. Fe Cl₂

VII.No. 18

1. Aleación de Plomo y Zinc.
2. Aleación de Cromo y Hierro
3. Aleación de Estaño y Plomo
4. Aleación de Cobre y Níquel
5. Cu Zn
6. Pb Sn
7. Cu Sn
8. Cu Fe.

No. 19.

1. Cloruro de Sodio
2. Sulfuro de Sodio
3. Cloruro Ferroso
4. Cloruro de Potasio
5. Fluoruro de Sodio.
6. Ca Cl
7. K Br
8. Ca S
9. Al Cl₃
10. Mg S

No. 20.

1. Amalgama de Platino
2. Amalgama de Cobre
3. Amalgama de Zinc
4. Amalgama de Cadmio
5. Amalgama de Paladio.

No. 21

1. Li (OH)
2. Zn (OH)_2
3. K (OH)
4. V (OH)_2
5. Co (OH)_2
6. Hidróxido de Calcio
7. Hidróxido de Magnesio
8. Hidróxido Wolfrámico
9. Hidróxido de Cesio
10. Hidróxido de Berilio.

No. 22.

1. H_2SO_4
2. HPO_3
3. HMnO_2
4. H_2CrO_2
5. H_2CO_3
6. Ácido Yodhídrico
7. Ácido Sulfúrico
8. Ácido Nítrico
9. Ácido Clórico
10. Ácido Permangánico.

No. 23.

1. 40 gr / mol ó uma.
2. 74 gr / mol
3. 326 uma
4. 129 gr / mol
5. 101 uma
6. 36 gr / mol
7. 62 uma
8. 261 gr / mol
9. 98 uma
10. 158 gr / mol

No. 24.

1. Mn 43.66 %
Cl 56.34 %
2. Na 19.31 %
S 26.93 %
O 53.76 %
3. Na 80.23 %
O 18.60 %
H 1.16 %
4. C 31.58 %
H 5.31 %
O 63.11 %
5. C 39.99 %
H 6.73 %
O 53.28 %
6. Mg 61.33 %
N 38.67 %
7. Ag 57.44 %
Br 42.55 %
8. Ca 54.05 %
O 43.24 %
H 2.70 %
9. Na 74.18 %
O 25.82 %
10. Ba 80.15 %
O 18.67 %
H 1.18 %

No. 25.

1. Mn 43.66 %
Cl₂ 56.34 %
2. Na 19.31 %
S 26.93 %
O₄ 53.76 %
3. Na 80.23 %
O 18.60 %
H 1.16 %
4. C₂ 31.58 %
H₄ 5.31 %
O₃ 63.11 %
5. C₃ 39.99 %
H₆ 6.73 %
O₃ 53.28 %
6. Mg₃ 61.33 %
N₂ 38.67 %
7. Ag 57.44 %
Br 42.55 %
8. Ca 54.05 %
O 43.24 %
H 2.70 %
9. Na₂ 74.16 %

A. O 25.82 %
10. Ba 80.15 %
O 18.67 %
H 1.18 %

VIII. No. 25

1. 2.49×10^{-21} moles de C O_2
2. 7.37×10^{24}
3. 5.69×10^{-7} gr.
4. 3.89×10^{-20}
5. 3.76×10^{26} moles

IX. No. 26

1.
 - a) 74 gr/mol
 - b) 100 gr/mol
 - c) 98 gr/mol
 - d) 78 gr/mol
 - e) 342 gr/mol
 - f) 206 gr/mol
2. Peso Molecular 142 gr/mol.
Na 32.39 %
S 22.54 %
O 45.59 %
3. Peso Molecular 96 uma
N 29.16 %
H 8.34 %
C 12.5 %
O 50.0 %

B.

- 1.
2. 32 gr/mol
3. 22.4 litros en Condiciones NTP.
4. Volumen molecular gramo.
5. Igual.

C.

1. 310.5 gr.
2. 22.8 gr
3. 41.3 litros.

X. No. 27

Coptejar con las respuestas de otros u otras compañeras.

Guía Curricular

Nombre del Curso:	Química Aplicada
Participantes en la elaboración del Curso:	PEM Hermana Reyna Isabel Estrada Granados PEM Mirna Leticia Aguilar Jérez PEM Aura Marina Calderón de Díaz
Establecimiento:	Escuela Normal para Maestras de Educación para el Hogar Prof. Humberto Miranda Fuentes, de Quetzaltenango

Descripción del Curso:

El curso de Química aplicada hace énfasis en los principios fundamentales de la misma y le proporciona a la estudiante los conocimientos básicos para relacionar los contenidos en Nutrición, Biología, en los contenidos, se ha prestado cuidadosa atención en la distribución de las unidades para que la alumna con estos conocimientos tenga facilidad de resolver los problemas aplicados a su profesión.

No. de unidades del Curso: 4 (cuatro)

No. de Períodos: 4 (cuatro)

Objetivos Generales:

1. Incorporar a la estudiante al estudio de la Química como un fundamento de su formación profesional.
2. Entender los principios, teorías y leyes fundamentales de la Química y el porque es importante en la Vida.
3. Aprender que es la Química y ser capaz de aplicarla a las asignaturas de alimentos: Biología, Artesanías y Agropecuaria.
4. Reconocer la estructura de los diferentes compuestos químicos aplicables a la carrera.

Objetivos Específicos Por Unidad	Contenidos	Actividad Metodológica	Recursos	Evaluación
1. Definir los conceptos fundamentales de materia, densidad, temperatura, específicos, masa, peso y hacer cálculos utilizando estos contenidos.	I UNIDAD <u>Materia y Energía</u> 1. Ramas de la Química 2. Conceptos Fundamentales. 2.1. Materia 2.2. Masa 2.3. Peso 2.4. Longitud 2.5. Temperatura 2.6. Energía 2.7. Calor Específico 2.8. Densidad 3. Clasificación de la Materia 3.1. Átomos 3.2. Moléculas 3.3. Compuestos 3.4. Mezclas 3.5. Propiedades 3.6. Leyes.	1. Exposición de Conceptos generales y ejercitación. • Cálculos con las distintas unidades.	1. Fundamentos de Química, Fred Redmore. 2. Química, Choppin 3. Química, Shaum 4. Alcántara Barbosa, María del Consuelo, Química de Hoy. 5. Hein, Química Hein, Grupo Edit. Iberoamericana. 6. Garzón G. Guillermo, Fundamentos de Química General, Manual de laboratorio, 2ª. Edición. 7. Miller Agustine, Química Básica, Happer & Row, Latinoamericana, México.	1. Trabajos de Investigación 2. Calificación y Registro constante de Tareas. 3. Ejercitación constante en clase. 4. Evaluación Escrita

Objetivos Específicos Por Unidad	Contenidos	Actividad Metodológica	Recursos	Evaluación
2. Aprender la Estructura del átomo y configuración electrónica	<p align="center">II UNIDAD</p> <p><u>Tabla Periódica</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Períodos <ol style="list-style-type: none"> 1.1. Grupos 1.2. Familias 2. Clases de Elementos <ol style="list-style-type: none"> 2.1. Nomenclatura 2.2. Nombres 2.3. Fórmulas 3. Compuestos Binarios <ol style="list-style-type: none"> 3.1. Ácidos 3.2. Bases 3.3. Hidróxidos 3.4. Procesos de oxidación y reducción 	2. Ejemplificación y ejercitación en la escritura y lectura de las fórmulas de los diferentes Compuestos.		<ol style="list-style-type: none"> 1. Trabajos de Investigación 2. Calificación y Registro constante de Tareas. 3. Ejercitación constante en clase. 4. Evaluación Escrita
	<p align="center">III UNIDAD</p> <p><u>Introducción a la Bioquímica.</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Estructura y Metabolismos de: <ol style="list-style-type: none"> 1.1. Carbohidratos 1.2. Vitaminas 1.3. Grasas 1.4. Proteínas 1.5. Hormonas 	3. Explicación y Lectura sobre temas relacionados con Bioquímica.		<ol style="list-style-type: none"> 1. Trabajos de Investigación 2. Calificación y Registro constante de Tareas. 3. Ejercitación constante en clase. 4. Evaluación Escrita

Objetivos Específicos Por Unidad	Contenidos	Actividad Metodológica	Recursos	Evaluación
4. Aplicar los conocimientos de la Química de los Alimentos.	<p style="text-align: center;">IV UNIDAD</p> <p><u>Bioquímica de los Alimentos</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Energía y Metabolismo <ol style="list-style-type: none"> 1.1. Catabolismo 1.2. Anabolismo 2. Respiración (Ciclo de Krebs) 3. Fermentación 4. Preservatismos Químicos en productos de Frutas. 	4. Aplicación de los principios de Química a la Bioquímica de los Alimentos.		