

QUIMICA

UN NUEVO ENFOQUE PREUNIVERSITARIO



Dr. Miguel Eduardo Hurtado Gastañadui
COORDINADOR DE QUÍMICA – CEPUNT

Ing. Aníbal Benjamín Cortez Gonzales
PROFESOR DEL ÁREA DE QUÍMICA – CEPUNT

Ing. Emer Dímer de la Cruz Delgado
PROFESOR DEL ÁREA DE QUÍMICA - CEPUNT

Mg. César Rolando Poémape López
PROFESOR DEL ÁREA DE QUÍMICA – CEPUNT



CEPUNT

Centro de Estudios Preuniversitarios de la Universidad
Nacional de Trujillo

COMITÉ DIRECTIVO

Dra. Edith Loreley Vasquez Correa
Directora

Elmer González López
Subdirector Académico

Trujillo - 2018

INDICE

PRIMER SUMATIVO CEPUNT

Semana 01 : Conceptos Generales de la Química

Introducción a la Química	01
Materia y energía	09
La Energía	31
Calor sensible	36
Unidades de medición	39
Factores de conversión o factores Unitarios	44
Conceptos Fisicos	45
Evaluación	54

Semana 02 : Teoría y Modelos Atómicos

Principales Teorías Atómicas	60
Ondas Electromagneticas	68
Teoría Cuántica de Max Planck	71
Espectros Atómicos	77
Modelo Atómico Actual	84
Química Nuclear	94
Energía Nuclear	99
Evaluación	103

Semana 03 : Modelo Mecánico – Ondulatorio del Átomo

Ondas Electromagnéticas	108
Postulados de Niels Bohr	113
Modelo Mecánico Ondulatorio	115
Números Cuánticos	118
Configuración Electrónica	125
Excepciones o anomalías en la Configuración	131
Configuración Electrónica de Iones	133
Evaluación	135

Semana 04 : Tabla Periódica y Propiedades Atómicas

La Tabla Periódica de los Elementos Químicos	140
Características de la tabla Periódica	144
Grupos notables en la tabla Periódica	146
Propiedades Periódicas en la Tabla	148
Evaluación	155

Semana 05 : Teoría del enlace Químico

Historia del Enlace Químico	159
Enlace Químico	163
Tipos de Enlace Químico	165
Geometría Molecular	172
Hibridación	176

Polaridad de una molécula	186
Resonancia	196
Enlaces Intermoleculares	198
Evaluación	202

SEGUNDO SUMATIVO CEPUNT

Semana 06 : Nomenclatura Química y Formación de compuestos inorgánicos

Valencia y Estado de oxidación	209
Funciones Químicas Inorgánicas	215
Sistemas de nomenclatura	217
Compuestos Binarios de Hidrogeno	219
Funciones Binarias del Oxigeno	223
Compuestos Ternarios y Superiores	228
Sales Inorgánicas	239

Semana 07 : Reacciones y Ecuaciones Químicas

Reacción Química	255
Clasificación de las Reacciones Químicas	257
Reacciones Redox	265
Balance de Ecuaciones Químicas	269
Balance de Ecuaciones Redox	272
Evaluación	279

Semana 08 : Estequiometria

Unidades Químicas de masa	285
Cálculos en sustancias Puras	294
Formulas Empíricas y Moleculares	297
Leyes Ponderales y Volumétricas	304
Cálculos en Reacciones Químicas	310
Evaluación	328

Semana 09 : Soluciones

Componentes de una Solución	333
Propiedades de las Soluciones	335
Unidades de Concentración	339
Unidades Físicas de Concentración	339
Unidades Químicas de Concentración	343
Dilución de Soluciones	356
Mezcla de Soluciones	358
Evaluación	360

Semana 10 : Electroquímica

Introducción a la electroquímica	363
Aplicaciones Electroquímicas	364
Celdas Electrolíticas	365

Leyes de la electrolisis	369
Celdas Galvánicas	371
Evaluación	378

TERCER EXAMEN SUMATIVO

Semana 11 : Cinética y Equilibrio Químico

Velocidad de una Reacción Química	383
Catalizador	385
Equilibrio Químico	387
Constante de Equilibrio	389
Principio Le Chatelier	389
Evaluacion	391

Semana 12 : Teoría Acido - Base

Definiciones de ácidos y bases	396
Fuerza Relativa de Ácidos y Bases	405
Equilibrio Iónico	410
Escala de pH	411
Neutralización Acido Base	412
Evaluación	415

Semana 13 : Química Orgánica

Introducción a la Química Orgánica	417
------------------------------------	-----

Propiedades del Átomo de Carbono	421
Hibridación del Átomo de Carbono	429
Hidrocarburos	435
Alcanos	437
Obtención de Alcanos	446
Reacciones de Alcanos	449
Evaluación	450

Semana 14 : Hidrocarburos Insaturados

Alquenos , Olefinas o etilenicos	459
Obtención de Alquenos	462
Reacciones de Alquenos	463
Alquinos - Alqueninos	467
Obtención de Alquinos	469
Reacciones de Alquinos	470
Compuestos Aromáticos	473
Benceno	476
Nomenclatura de los derivados del Benceno	485
Reacciones de Aromáticos	489
Evaluación de Alcanos	494
Evaluación de Alquenos	498

Evaluación de Alquinos	501
Evaluación de Aromáticos	505

Semana 15 : Compuestos Orgánicos Oxigenados

Función Alcohol, Nomenclatura y Reacciones	509
Fenoles y Éteres , , Nomenclatura y Reacciones	523
Ácidos Carboxílicos, Nomenclatura	535
Reacciones de Ácidos Carboxílicos	548
Función Ester, Nomenclatura, propiedades, reacciones	552
Jabones y Detergentes	560
Evaluación de compuestos orgánicos oxigenados	564

Semana 16 : Compuestos Orgánicos Nitrogenados

Función Amina, Propiedades, Nomenclatura y Reacciones	582
Función Amida, Propiedades, Nomenclatura y Reacciones	594
Función Nitrilo, Propiedades, Nomenclatura y Reacciones	597
Evaluación de nitrogenados	601

APENDICE

Claves a los ejercicios propuestos	617
------------------------------------	-----

PRIMER EXAMEN SUMATIVO

CONCEPTOS FUNDAMENTALES
DE QUIMCA

SEMANA 01

INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA

OBJETIVOS

- Comprender la importancia de la química como una ciencia central que sirve de base a otras ciencias y que permite satisfacer las necesidades humanas.
- Comprender como se lleva acabo la investigación científica aplicando el método científico.
- Reconocer el objeto de estudio de la química y las diversas ramas en la cual se divide.

CONTENIDOS

1. La Química. 2. Ramas. 3. El método científico. 4 Influencia en la civilización.

I.1 LA QUÍMICA

Algo que quizás sea permanente en nuestro universo e inherente a la actividad humana es el CAMBIO. Cambios de la naturaleza cosmológica, geoquímica y bioquímica han fascinado a los seres humanos desde hace muchos años, y han motivado la observación de la naturaleza en forma más cuidadosa, con la esperanza de conocer mejor el medio que nos rodea. La necesidad de dar respuesta acerca de las transformaciones de la materia y los cambios que en ella ocurren condujo al hombre hacia la creación de una nueva Ciencia.

La QUÍMICA es la ciencia que estudia la materia, sus propiedades físicas y químicas, los cambios y combinaciones que experimenta y las variaciones de energía que acompañan a dichas transformaciones.

La química, entonces, se involucra en casi todos los aspectos de nuestras vidas, nuestra cultura y nuestro entorno; como parte integral de la actividad humana cuyo conocimiento es generado por la curiosidad de conocer nuestra semejanza y relación con el mundo natural, ya que el proceso de transformación que tiene lugar en el universo también ocurre dentro de nosotros. En ella se estudia el aire que respiramos, los alimentos que consumimos, los líquidos que tomamos, nuestra vestimenta, la vivienda, el transporte y los suministros de combustible.

Algunos autores consideran a la química como la CIENCIA CENTRAL, ya que se apoya en los fundamentos matemáticos y físicos y a su vez es el fundamento de las ciencias biológicas que, intentando ser más precisas, actualmente están más orientadas a la química con la finalidad de explicar mejor la salud y la enfermedad.

El hombre, al conocer los ritmos y modelos naturales diseñó estrategias con la finalidad de modificarlos, ya sea aligerándolos, haciéndolos más lentos o aún invirtiéndolos. El problema que actualmente afrontamos es haber considerado que los recursos naturales eran inagotables e infinitamente manejables y sólo recientemente hemos tomado conciencia de lo contrario y a pesar de ello nos resistimos a considerar como

alternativa los procesos de reciclado, por sus elevados costos y alto consumo de energía.

I.2 RAMAS DE LA QUÍMICA

La química en sus inicios, hace 500 años, se desarrolló como una ciencia experimental cuyo interés fundamental fue el descubrimiento de nuevas técnicas para el aprovechamiento de los recursos naturales. El ingenio y habilidad humana han permitido construir una teoría química que incluye la estructura conceptual mediante la cual interactuamos con el mundo material y, para comprenderlo mejor, ha dividido a la química en cinco amplias áreas.

1. FISICOQUÍMICA

Estudia las leyes generales que rigen el comportamiento de toda la materia; por ejemplo, las fuerzas directrices que generan la formación de una sustancia a partir de otros materiales.

2. QUÍMICA ANALÍTICA

Se dedica al estudio de las técnicas que se utilizan para conocer la composición de la materia, por ejemplo, el análisis de hipoclorito en un blanqueador comercial o la determinación del contenido de alcohol en una cerveza. El análisis puede ser cualitativo o cuantitativo.

3. QUÍMICA ORGÁNICA

Está relacionada principalmente con el estudio de los compuestos que contienen al elemento carbono, con excepción de los carbonatos. Por ejemplo, preparación de la aspirina. Actualmente, nuevos materiales orgánicos poliméricos proporcionan una nueva dimensión en el desarrollo de sensores.

4. QUÍMICA INORGÁNICA

Comprende el estudio de los elementos y compuestos que no son orgánicos, los minerales, por ejemplo. Actualmente al incluir una serie de especializaciones entre las que se encuentran la química organometálica, la química del estado sólido y la química de los

metales de transición, ha contribuido al desarrollo de nuevos materiales de alta tecnología.

5. BIOQUÍMICA

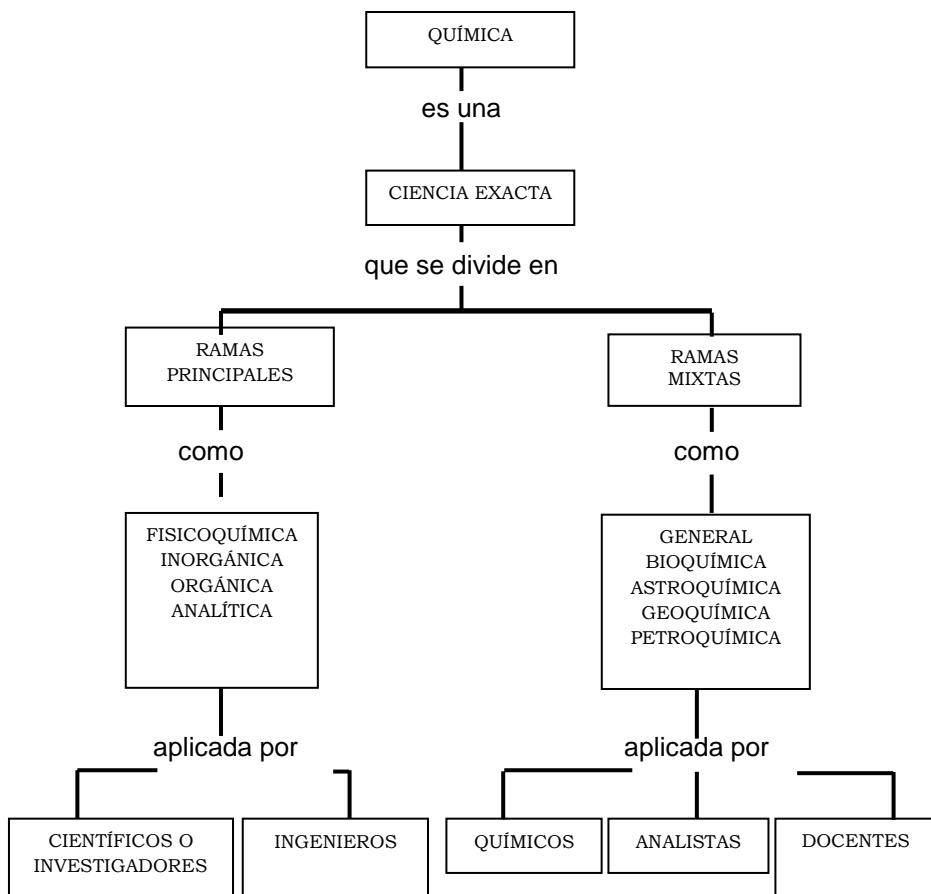
Estudia los procesos y las reacciones químicas que ocurren en los sistemas vivos, tales como la utilización de los alimentos que producen energía y la síntesis de los compuestos biológicos que están activos en los seres vivos.

En los últimos años, como sucede con la mayor parte de las ciencias, la química se ha extendido de tal forma que se superpone con disciplinas cercanas, dando lugar a nuevas áreas de estudio interdisciplinario. La biología molecular, por ejemplo, está estrechamente relacionada con la Bioquímica y estudia la reproducción de macromoléculas (moléculas gigantes) en sistemas vivos. Por otro lado, la química teórica generaliza las leyes de los fenómenos químicos, usando los métodos más poderosos de las matemáticas para su solución rigurosa. Desde el punto de vista práctico y tecnológico está relacionada con la ingeniería química para la elaboración de un producto de interés económico, luego de haber sido investigado por la química a nivel de laboratorio.

Al ser la química una ciencia, su conocimiento y desarrollo han sido logrado a través de la experimentación constituyendo ésta la base del método científico donde todos los conceptos requieren ser comprobados y verificados.

Sin embargo, debemos indicar que no existe un método infalible que los científicos utilicen paso a paso. El trabajo que cada uno de ellos realice dependerá de su temperamento, formación y las circunstancias que motiven la investigación. En lo que a química se refiere, se intenta establecer algunos límites entre cada una de las etapas que incluyen el método científico.

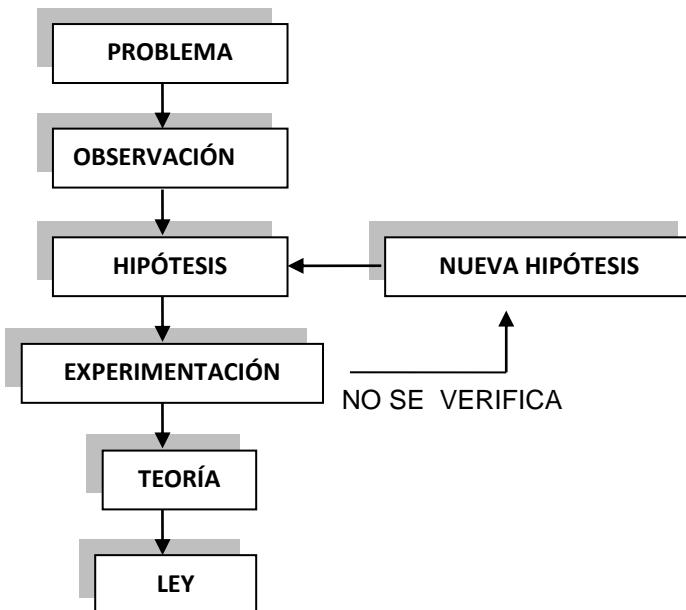
¿QUE ESTUDIA LA QUÍMICA?



I.3 EL MÉTODO CIENTÍFICO.

El avance de la química, en muchos aspectos, es el reflejo de problemas prácticos que se presentan en el desarrollo técnico y cultural de la sociedad humana. Es así como la curiosidad innata del hombre y el deseo de comprender las cosas que lo rodean le han conducido hacia el conocimiento químico, cuya sistematización considera lo siguiente:

- **Observación** de los fenómenos naturales con recolección de muestras y datos bajo condiciones experimentales cuidadosamente planeadas y verificadas.
- Análisis y correlación de los hechos para plantear una **Hipótesis**, situación que se imagina y propone con el fin de explicar ciertos sucesos naturales que coinciden con la observación experimental.
- El desarrollo extenso de experimentos adicionales y bajo condiciones controladas, con la finalidad de confirmar o refutar el modelo propuesto, constituye la **Etapa Experimental**.
- Si los resultados obtenidos en la etapa experimental son congruentes con todos los hechos observados y la hipótesis resiste de manera continua cada prueba realizada, convierten al a hipótesis en una **Teoría**, que es la que explica los sucesos y proporciona las bases para explicar algunas leyes.
- **Una Ley Científica** es un enunciado exacto del comportamiento de la naturaleza sin excepciones, la que ha sido derivada de una experimentación extensa y que muchas veces se expresa en términos precisos utilizando las matemáticas.



I.4. INFLUENCIA DE LA QUÍMICA EN LA CIVILIZACIÓN

Los problemas prácticos que se presentan a diario en el desarrollo técnico y cultural de la sociedad humana constituyen sólo algunos de los aspectos básicos para el avance de la química. Su naturaleza dinámica le permite asimilar información nueva de otros campos, abordar nuevos problemas o examinar problemas antiguos con nuevas perspectivas.

Un aspecto que tiene gran importancia en nuestra vida es la síntesis y preparación de nuevos productos o la mejora de los ya existentes.

Se han sintetizado fibras nuevas, medicinas, fertilizantes, pesticidas y materiales estructurales, muchos de los cuales no tienen uso comercial, pero tienen importancia para los químicos, porque les permiten contestar algunas interrogantes sobre la estructura de la materia, diseñar los medios adecuados para la síntesis de nuevos materiales o conocer los factores que rigen la rapidez y la extensión de los cambios.

QUÍMICA

Campos como la nutrición y ciencia de los alimentos son abordados por la química en varios niveles de sofisticación, incluyendo la cinética de deterioro de los alimentos, prediciendo pérdidas de vitaminas y oxidación de lípidos. Nos permite saber que los sistemas alimenticios son complejos y que muchas de las interacciones que tienen lugar en el interior de tales sistemas permanecen aún desconocidos. También nos enseña que las condiciones físicas, como la temperatura y presión, frecuentemente tienen efectos pronunciados sobre los sistemas alimenticios al modificar la velocidad de los cambios que en ella ocurren. La emulsificación y la formación de emulsiones en muchos sistemas alimenticios son ejemplos importantes que nos muestran no sólo la naturaleza coloidal de estos sistemas sino también su influencia en el diseño de nuevos productos alimenticios. Otro aspecto importante, que también es manejo de la química, está relacionado con el conocimiento de las propiedades y características de los materiales; es decir no sólo se preocupa por conocer la naturaleza y concentración de las sustancias, sino que establece la relación existente entre la composición y la estructura con sus propiedades. La identificación de sustancias en algunos compuestos activos, desde el punto de vista fisiológico, los resultados químicos de la utilización de un fármaco en el organismo, la cantidad de mercurio en un lago, la concentración de un contaminante en el aire o la cantidad de oro en una mina, son algunos ejemplos en los cuales ella interviene.

Los avances de la química en la ciencia de los materiales han conducido a la aplicación de estructuras químicas en sistemas de conversión de energía solar, sondas biológicas y sensores. Los materiales electrónicos, primero el germanio y luego el silicio, desarrollados en la última década, han revolucionado el sistema de comunicaciones y la preocupación reside en el diseño de estructuras sintéticas capaces de mejorar los sistemas de comunicación actual. La atención de los últimos diez años se ha centrado en el desarrollo de los materiales sintéticos que pueden formar la base de los sensores para la determinación de compuestos orgánicos, desde moléculas pequeñas, como los aminoácidos, hasta macromoléculas, como las proteínas.

MATERIA Y ENERGIA

- Analizar la interacción materia-energía y definir las leyes de conservación.
- Identificar las formas en las que se presenta la materia y sus propiedades.
- Describir las propiedades físicas y químicas de la materia.
- Describir los cambios energéticos que ocurren en los fenómenos físicos y químicos.
- Entender la necesidad de realizar mediciones para cuantificar fenómenos físicos y químicos utilizando sistemas de unidades, especialmente el Sistema Internacional (S.I.)
- Ser capaz de convertir cualquier unidad de medida de un sistema a otro mediante el método factor de conversión.

CONTENIDOS

1. Materia. 2. Clasificación. 3. Propiedades. 4. Estados Físicos. 5. Transformaciones en la materia. 6. La Energía. 7. Clases de energía. 8. Transferencia y medida de calor. 9. Leyes de Conservación. 10 Cálculos químicos. Sistema de Unidades y Notación Científica.

MATERIA: Es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio, posee masa, tiene existencia en el universo y es susceptible a nuestros sentidos. La idea general sobre materia, todo aquello que constituye el mundo físico.

Así, el agua, la madera, el hierro, el vidrio, etc., son formas de materia. No debemos confundir materia con cuerpo, ya que éste es una porción limitada de materia, por ejemplo: Una silla de madera, un tubo de ensayo, una enciclopedia, un vaso con agua, etc.

La materia es constantemente alterada, es decir, modificada por las fuerzas de la naturaleza. Por ejemplo: un terremoto puede destruir muchas

QUÍMICA

casas, la lluvia y el sol hacen crecer las plantas, el ser humano crece a cada instante.

MATERIA es todo aquello que ocupa un lugar en el espacio y tiene masa.

MASA es una medida de la cantidad de materia que hay en una muestra de cualquier material. Cuanto mayor masa tiene un objeto, más fuerza se requerirá para moverlo. Para medir la masa se compara la cantidad de materia del objeto que se desea medir con una masa estándar o patrón. En el laboratorio se utiliza la balanza para medir esta magnitud, colocando en ella el material que se desea medir y se equilibra con tantas unidades de masa estándar como se necesiten.

EL PESO de un cuerpo se debe a su masa y se define como la fuerza de atracción entre la tierra y un cuerpo. La masa de los cuerpos es constante, el peso de los cuerpos no lo es. El peso de un cuerpo varía con la distancia que hay entre el y el centro de la tierra. La expresión que relaciona la masa y el peso es:

$$W = m \cdot g$$

Donde:

W: peso m: masa g : aceleración de la gravedad

Según la ecuación (2.1) como "g" es constante, se deduce que en un mismo lugar dos cuerpos de igual masa tienen pesos iguales. Por esta razón en química la distinción entre masa y peso casi siempre es inadvertida y se usan indistintamente

CARACTERÍSTICAS DE LA MATERIA:

- Ocupa un lugar en el espacio
- Se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso
- Posee propiedades físicas comunes
- En su naturaleza se producen cambios físicos y cambios químicos que originan las mezclas y combinaciones.
- Tienen masa y volumen
- Existen independientemente a nuestra voluntad.

FENÓMENOS EN LA NATURALEZA

Acontecimiento que provoca cambios en la estructura de la materia.

1. Fenómeno Físico: Cambia solo la estructura física (externa) de la materia.

Ejm.

- Disolver azúcar en agua
- Hervir agua para que pase de líquido a vapor
- Cortar madera en trozos
- Conducción del calor de un alambre
- Sublimación del yodo
- Unir tierra y agua para formar barro

2. Fenómeno Químico. Cambia de identidad química de la materia, convierte a una sustancia en otra.

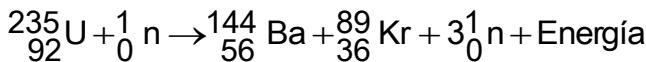
Ejm.

- Quemar papel
- Encostramiento de la sangre
- Digestión de los alimentos
- Cocer un huevo
- Fotosíntesis de las plantas
- Combustión de la materia
- Electrólisis del agua
- Putrefacción del pescado

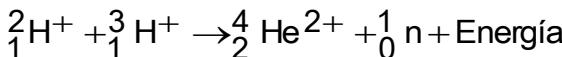
3. Fenómeno Nuclear. Cambia de identidad nuclear de la materia o sea cambia la naturaleza de los elementos que constituyen la materia inicial, con gran desprendimiento de energía.

Ejm.

- a) Fisión nuclear: Lo que ocurre en la bomba atómica.



- b) Fusión nuclear. Lo que ocurre en las entrañas del sol. (el hidrógeno se convierte en Helio)



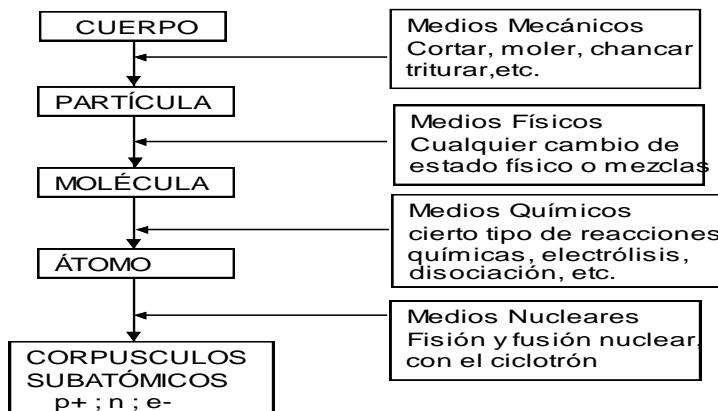
Observación:



La energía liberada en la fusión nuclear es mucho mayor que la liberada en la fisión nuclear, pero a la vez es menos dañina.

DIVISIÓN DE UN CUERPO

Se logra por diferentes medios cada vez más sofisticados hasta un límite de división, veamos.



Sustancia química.

Es la formación más pura de materia macroscópica formada por la unión de elementos químicos, toda sustancia se reconoce y representa por su fórmula química.

Hay dos clases.

a) Sustancia Simple.

Esta formada por una sola clase de elemento químico o sea es no naria.

Ejm.

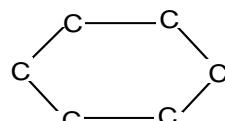
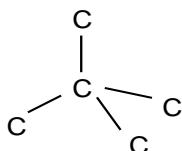
SUSTANCIA	FORMULA	ATOMICIDAD
Oxígeno	$O_2(g)$	2
Ozono	$O_3(g)$	3
Cloro	$Cl_2(g)$	2
Azufre	S_4	4
Hierro	Fe	1

◆ Sustancias Alotrópicas

Son sustancias simples de un mismo elemento, en el mismo estado físico, pero con diferentes fórmula o estructura cristalina.

Ejm. Son alótropos

- Oxígeno y ozono
- Azufre rómrico y monoclinico
- Fósforo blanco y fósforo rojo
- Diamante y grafito



◆ **Sustancia Compuesta o Compuesto Químico**

Aquella cuya fórmula está formada por 2 o más elementos diferentes.

Sustancia	Fórmula	Según el # de elementos	Según el # de átomos
Agua	H ₂ O	Binario	Triatómico
Calcita	CaCO ₃	Ternario	Pentaatómico

Observación



La mínima porción de una sustancia que mantiene intacta las propiedades químicas de esta, es la molécula (si la sustancia es orgánica molecular) o la celda cristalina (si es inorgánica iónica, covalente y metálica).

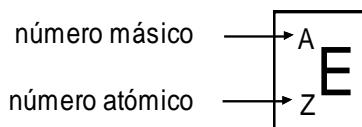
Ejm.

- Azúcar: su mínima porción es la molécula de sacarosa C₁₂H₂₂O₁₁
- Sal: su mínima porción es la celda cristalina formada por iones: cationes y aniones .

Elemento Químico

Es la forma más simple de materia, formada por una mezcla de átomos de igual naturaleza (con igual número atómico: Z; pero con diferente Número de Masa: A) llamados isótopos.

Todo elemento representa y reconoce por su símbolo químico representación:



PROPIEDADES DE LA MATERIA

Las propiedades de la materia se pueden agrupar en:

I. Propiedades generales extrínsecas o extensivas:

Son aquellas características que son comunes a toda materia que se encuentra en la naturaleza, depende de la masa y gozan de la propiedad aditiva, entre estas tenemos:

- a. **Extensión:** Propiedad por la cual todo cuerpo ocupa un lugar en el espacio. Debido a esta propiedad toda materia puede ser medida, y el espacio que ocupa se llama volumen.
- b. **Inercia:** Propiedad por la cual la materia no puede cambiar su estado de reposo o de movimiento, mientras no intervenga una fuerza externa.
- c. **Impenetrabilidad:** Mediante esta propiedad se determina, que el lugar ocupado por un cuerpo no puede ser ocupado al mismo tiempo por otro.
- d. **Porosidad:** Propiedad por la cual todos los cuerpos poseen en el interior de su masa, espacios que se llaman poros o espacios intermoleculares, que pueden ser: visibles a simple vista (corcho, esponja, ladrillo, piedra, pόmez, etc.), invisibles a simple vista (tiza, poros del vidrio, metales como: oro, plata, cobre, etc.).
- e. **Divisibilidad:** Propiedad por la cual la materia puede ser dividida en partículas cada vez más pequeñas, sin perder sus propiedades. Esta división se puede efectuar por:
Procedimientos mecánicos: en partículas
Procedimientos físicos: en moléculas
Procedimientos químicos: en átomos.
- f. **Ponderabilidad o Peso:** Propiedad por la cual todo cuerpo está sujeto a las leyes de la gravitación, es decir, goza de las propiedades de atracción mutua con respecto a los otros cuerpos. A esta propiedad se debe el peso de los cuerpos.

g) Indestructibilidad: Esta propiedad se basa en el principio de conservación de la materia que dice: "La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma en el transcurso de los fenómenos"

II. Propiedades Intensivas: No dependen de la masa, ni gozan de la propiedad aditiva, tenemos:

- 1. Color:** Propiedad de la materia de tener una característica particular. Así, la leche es blanca, el agua es incolora.
- 2. Olor:** Propiedad de la materia de presentar un aroma característico o ser inodora sin olor. Al presentar un aroma esta puede ser: agradable como el perfume de las flores, o desagradable como el de las cosas podridas.
- 3. Sabor:** Propiedad por la cual la materia puede ser: dulce, salada, ácida, insípida o amarga. Así, el chocolate es dulce, el limón amargo.
- 4. Brillo:** Propiedad de la materia, que se caracteriza de reflejar (brillantez) o absorber (opacidad) la luz. Por ejemplo: el espejo.
- 5. Dureza:** Propiedad de la materia, en que algunos cuerpos ofrecen resistencia a ser rayados por otros. El cuerpo más duro es el diamante, y entre los blandos está el talco.
- 6. Maleabilidad:** Propiedad por la cual algunos cuerpos se dejan reducir a láminas muy delgadas, tenemos: oro, plata, platino, etc.
- 7. Ductibilidad:** Propiedad de la materia por la cual algunos cuerpos se dejan reducir a hilos muy delgados, tenemos al cobre, oro, plata, etc.
- 8. Tenacidad:** Propiedad de la materia, en que algunos cuerpos ofrecen resistencia a ser rotos por torsión o atracción. El metal más tenaz es el hierro, el que le sigue es el cobre.
Torsión : Es el efecto y acción de torcer
Tracción : Es la acción de estirar un cuerpo material, para romperla.
- 9. Compresibilidad:** Propiedad de los gases que permite reducir su volumen

10. Tensión superficial: Propiedad de los líquidos, fuerza necesaria para mantener en equilibrio una película de un líquido.

11. Viscosidad: Propiedad de la materia gas o líquido (fluidos), de presentar resistencia a los cuerpos que se mueven en su seno.

PROPIEDADES QUÍMICAS:

Estas involucran cambios en la estructura y en la composición que ocurren cuando la sustancia se somete a diferentes condiciones.

Composición: Cantidad de componentes de la que se encuentra formado una sustancia

Estructura: Arreglo o distribución espacial que tiene lugar los componentes de la sustancia.

Todo cambio, en la naturaleza es un fenómeno. Esta diferencia es motivada por dos tipos de cambio en la materia.

CAMBIOS FÍSICOS Y QUÍMICOS

A. Cambios físico: Son aquellos que sufre la materia en su estado, volumen o forma, sin alterar su composición o naturaleza, tenemos: partir la madera, plomo que conduce la corriente eléctrica, al sublimarse el hielo seco (CO_2) y el yodo, etc.

B. Cambios químicos: Aquellos en las que la materia, sufre variaciones en su composición o naturaleza. Estos cambios tienen lugar en las reacciones químicas donde influyen los factores como: luz, la presión, reactivos, y los catalizadores. Tenemos: al quemar la madera, al oxidarse el clavo, al vinagrarse la leche, etc. Todos los cambios físicos como los químicos ocurren constantemente en la naturaleza.

ESTADOS DE LA MATERIA

La hipótesis molecular permite explicar la existencia de los estados físicos de la materia, tenemos:

Estado Sólido: Son cuerpos compactos dado que las fuerzas de cohesión de las moléculas son mayores que las fuerzas de repulsión de las mismas, se caracteriza por tener forma y volumen definido.

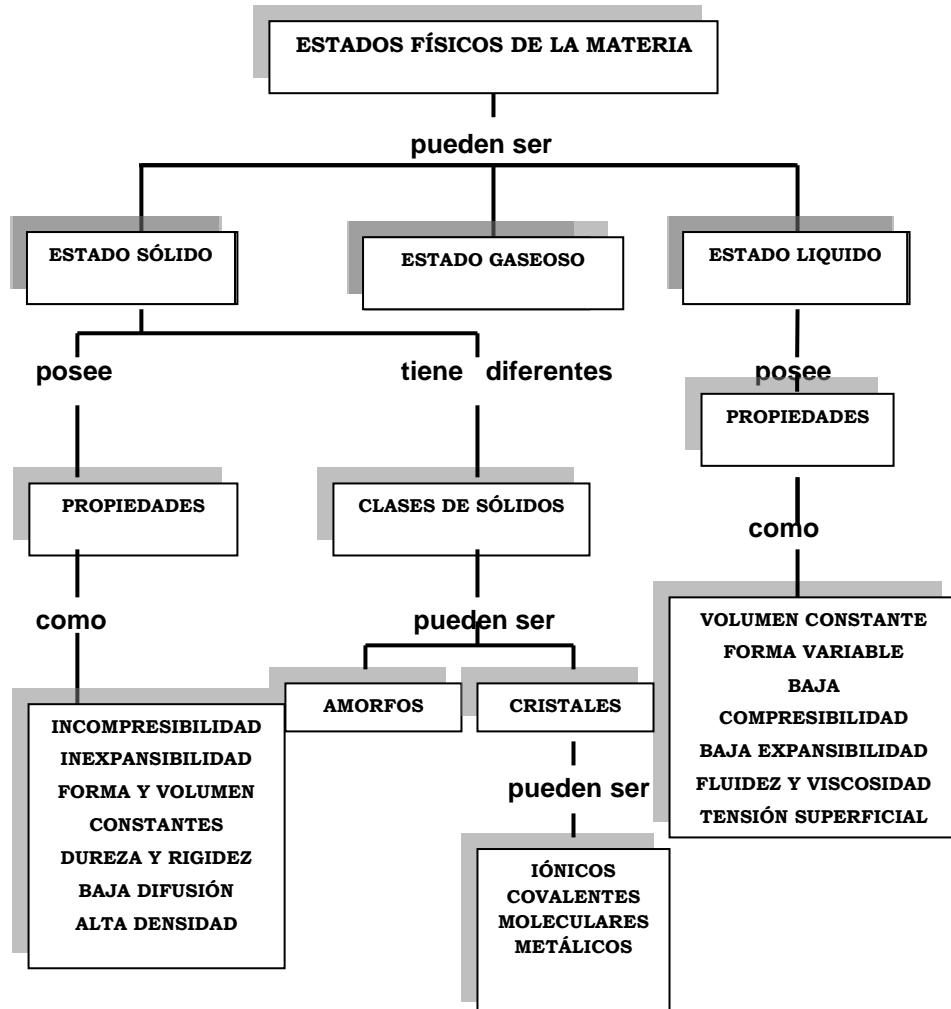
Estado líquido: En este estado las fuerzas de atracción y repulsión actúan con igual intensidad en sus moléculas, se caracteriza por tener volumen definido (constante), y forma indefinida. Es el estado que más abunda en la superficie de la tierra, el agua es el que cubre aproximadamente las 3/4 partes de la superficie terrestre.

Estado gaseoso: Es un estado donde las moléculas tienen un movimiento caótico debido a que las fuerzas de cohesión de las moléculas son mucho menores que las fuerzas de repulsión de las mismas. Se caracteriza por no tener forma y volumen definidos debido a que ambos dependen del recipiente que los contienen.

Estado plasmático: Es un estado de alto contenido energético, a temperaturas elevadas las moléculas gaseosas se ionizan a expensas de los choques de los átomos o moléculas que se mueven rápidamente. El plasma es un gas ionizado parcial o totalmente en forma tal que las densidades de carga positiva y negativa son prácticamente iguales, esto es, de que es un sistema eléctricamente neutro, en un plasma totalmente ionizado no existen átomos neutros.

ESTADOS DE AGREGACIÓN FÍSICA DE LA MATERIA

	Estado	forma	volumen	fuerzas intermoleculares
1	sólido	definida	definido	$F_{\text{cohesión}} > F_{\text{repulsión}}$
2	líquido	variable	definido	$F_{\text{cohesión}} \leftrightarrow F_{\text{repulsión}}$
3	gaseoso	variable	variable	$F_{\text{cohesión}} < F_{\text{repulsión}}$



Propiedades del estado plasmatico

- Al aumentar la distancia entre las partículas cargadas del plasma, las fuerzas de coulomb existentes disminuyen.
- A medida que aumenta el grado de ionización del plasma, su conductividad aumenta.
- El plasma se encuentra en la ionósfera 100 a 300 km. sobre la superficie de la tierra.
- Es el estado que más abunda en el universo 99%. Así tenemos el sol, cuya enorme bola turbulenta de plasma esta formada en un 98% de iones atómicos ligeros de hidrógenos y helio, y cuya temperatura varía entre $15 \cdot 10^6$ °K en el centro y $6 \cdot 10^6$ °K en la zona externa (corona).

Aplicaciones del estado plasmatico:

- Se utiliza en los láseres de gas o generadores cuánticos de luz.
- El plasmatrón permite obtener chorros potentes de plasma y nos facilita en soldar, cortar metales, perforar pozos, etc.

ESTADOS	PROPIEDADES	EJEMPLO
SÓLIDO	<ul style="list-style-type: none"> Las fuerzas de cohesión predominan sobre las de repulsión. Tiene un volumen fijo y forma definida. NO FLUYEN. No se les puede reducir el volumen en forma apreciable. Por lo tanto, son incompresibles. Algunos sólidos forman cristales mientras que otros no lo hacen y son amorfos. 	<ul style="list-style-type: none"> Madera Hielo Ladrillo Cable de cobre
LÍQUIDO	<ul style="list-style-type: none"> Las fuerzas de cohesión y de repulsión tienen intensidades parecidas, favoreciendo su extensión a lo largo de superficies. Tiene volumen fijo, conservan la forma y los contornos del recipiente que los contiene. Son prácticamente incompresibles a presiones moderadas. 	<ul style="list-style-type: none"> Alcohol Benceno Petróleo Tetracloruro de carbono
GASEOSO	<ul style="list-style-type: none"> Las fuerzas de repulsión son más intensas que las de cohesión. No tiene forma ni volumen definido. Fluye y se expande para adoptar la forma del recipiente que lo contiene ocupando todo su volumen, sin importar que tan grande o pequeño sea. Se puede comprimir fácilmente. 	<ul style="list-style-type: none"> Aire Propano Dióxido de azufre Oxígeno

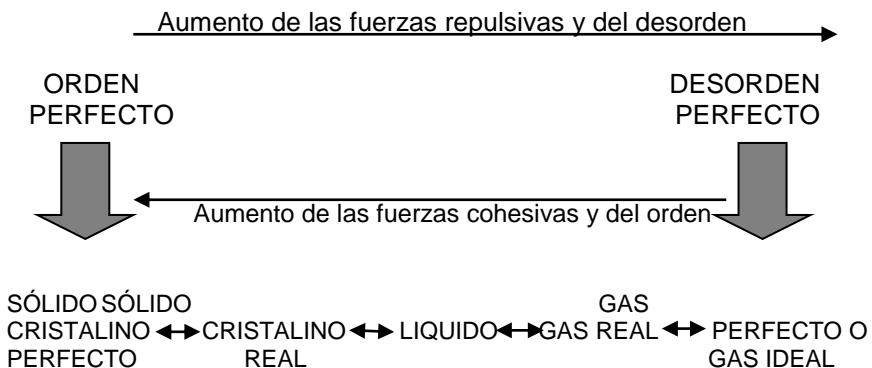
CAMBIOS DE ESTADO

Un cambio de estado es aquel fenómeno físico que consiste en la transformación del ordenamiento molecular experimentado por un cuerpo como consecuencia de la absorción o pérdida de calor bajo determinadas condiciones de temperatura y presión.

Consideraciones:

- Durante la ejecución de un cambio de estado de la temperatura y presión permanecen constante.
- Todo cambio de estado implica la desaparición de ciertas propiedades y la adopción y modificación de otras.
- Un cambio de estado se efectúa bajo determinados valores de temperatura y presión. La temperatura de cambio de estado puede ser modificada si se varía la presión.
- En un cambio de estado la cantidad de calor que ingresa o sale no altera la temperatura.

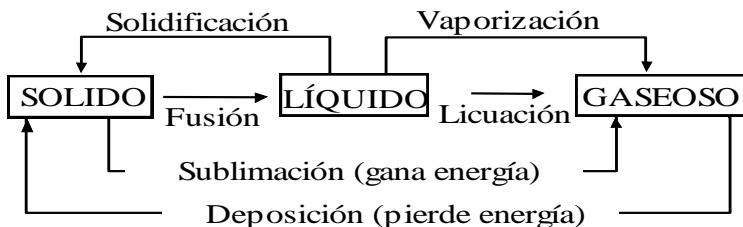
ESTADOS FÍSICOS IDEALES Y REALES DE LA MATERIA





¡ATENCIÓN!

El alumno debe tener presente que en general todo cambio o transformación de la materia sea físico, químico, nuclear etc, está asociado siempre a un cambio en su energía. Si esta energía es absorbida por la sustancia o por el sistema el cambio es ENDOTÉRMICO, y si es emitida por la sustancia o por el sistema entonces es EXOTÉRMICO.



1) Sublimación progresiva: Es la transformación directa, sin pasar por otro estado intermedio, de una materia en estado sólido a estado gaseoso al aplicarle calor. Ejemplo:

Hielo (agua en estado sólido) + temperatura = vapor (agua en estado gaseoso)

2) Fusión: Es la transformación de un sólido en líquido al aplicarle calor. Ejemplos:

Cobre sólido + temperatura = cobre líquido.

Cubo de hielo (sólido) + temperatura = agua (líquida).

3) Evaporación: Es la transformación de las partículas de superficie de un líquido, en gas, por la acción del calor.

Este cambio ocurre en forma normal, a temperatura ambiente, en algunas sustancias líquidas como agua, alcohol y otras.

Ejemplo: cuando nos lavamos las manos y las ponemos bajo la máquina que tira aire caliente, estas se secan.

Sin embargo si le aplicamos mayor temperatura la evaporación se transforma en **ebullición**.

Ebullición: Es la transformación de todas las partículas del líquido en gas por la acción del calor aplicado.

Hay una temperatura especial para cada sustancia a la cual se produce la ebullición y la conocemos como punto de ebullición.

Ejemplos: El agua tiene su punto de ebullición a los 100º C, alcohol a los 78º C. (el término hervir es una forma común de referirse a la ebullición).

CLASES DE VAPORIZACIÓN

- a) **Evaporación.** El agua de la superficie del mar se evapora lentamente
- b) **Ebullición.** Cuando toda la masa de H_2O hiere bruscamente
- c) **Volatilización.** Cuando un líquido se “evapora” rápidamente, debido a que la fuerza de cohesión intermolecular es relativamente débil

Ejm. acetona, bencina, thiner, gasolina, etc.

Cambios regresivos: Estos cambios se producen por el enfriamiento de los cuerpos y también distinguimos tres tipos que son:

- 1) **Sublimación regresiva:** Es el cambio de una sustancia de estado gaseoso a estado sólido, sin pasar por el estado líquido.
- 2) **Solidificación:** Es el paso de una sustancia en estado líquido a sólido.
Este cambio lo podemos verificar al poner en el congelador un vaso con agua, o los típicos cubitos de hielo.
- 3) **Condensación:** Es el cambio de estado de una sustancia en estado gaseoso a estado líquido.

Ejemplo: El vapor de agua al chocar con una superficie fría, se transforma en líquido. En invierno los vidrios de los micros se empañan y luego le corren "gotitas"; es el vapor de agua que se ha condensado. En el baño de la casa cuando nos duchamos con agua muy caliente y se empana el espejo, luego le corren las "gotitas" de agua.

- 4) Licuación:** Paso del estado gaseoso al estado líquido, por otra parte es conveniente atribuir el término condensación cuando se trata de pasar del estado de vapor a líquido.



El alumno debe tener presente que el proceso físico de licuación siempre se realiza por un cambio en la presión, en cambio el proceso de condensación siempre se realiza por un cambio en la temperatura del cuerpo.

CLASES DE MATERIA

La materia de acuerdo a su constitución, se clasifica:

I. Sustancias Puras: Constituida por un solo elemento o molécula. Son sustancias puras el agua destilada, el cobre, el oro y el azúcar. Las sustancias puras tienen una composición constante, sus propiedades son únicas, no pueden repetirse en otras sustancias, sin descomponerse en sustancias más simples.

I.1 Simples (Elementos): No pueden descomponerse en dos o más sustancias diferentes, en su composición sólo hay un mismo tipo de átomos. Los elementos se clasifican en metales, no metales y gases nobles. Ejemplo: Diamante, grafito, oro, plata.

I.2. Compuestas: Sustancias constituidas de moléculas que contienen en su estructura átomos de diferentes elementos, es decir, son sustancias obtenidas por la combinación de los elementos. De acuerdo al número de elementos que constituyen la molécula pueden ser: binarias, ternarias, cuaternarias, etc. Según sean de dos, tres, cuatro elementos.

Los compuestos se clasifican en inorgánicos como el ácido sulfúrico (H_2SO_4), cloruro de sodio ($NaCl$), que son aproximadamente 300 000 y en orgánicos, que sobrepasan los tres millones tenemos el metano, el propano, etc.

Molécula es una asociación de átomos iguales o diferentes. Si los átomos son iguales, la molécula es de una sustancia elemental; así por ejemplo, O₂, N₂, son moléculas de los elementos oxígeno, nitrógeno, respectivamente y si los átomos son diferentes, la molécula es de un compuesto.

El SO₂, por ejemplo, es la molécula del compuesto dióxido de azufre; así como el CH₂ = CH₂ es la molécula del compuesto eteno.



Se debe tener presente que el concepto de molécula no solamente es exclusivo de los compuestos, se conoce que existen muchos elementos que pueden estar en forma molecular como por ejemplo: O₂, P₄, S₈, I₂.

II. MEZCLAS: Materia formada por la unión de dos o más sustancias que no reaccionan químicamente, cuyos componentes se encuentran en cualquier proporción sin sufrir cambios en sus propiedades pudiéndose separar por medios físicos. Tenemos, por ejemplo: El suelo, el concreto.

De acuerdo al aspecto que presenta a la vista humana las mezclas pueden ser:

II.1 Mezclas Homogéneas: Cuando físicamente no presenta discontinuidad en sus propiedades, ni con ayuda del microscopio pueden ser diferenciados, esto es, cualquier porción de ella siempre tendrá las mismas propiedades. Pudiendo ser:

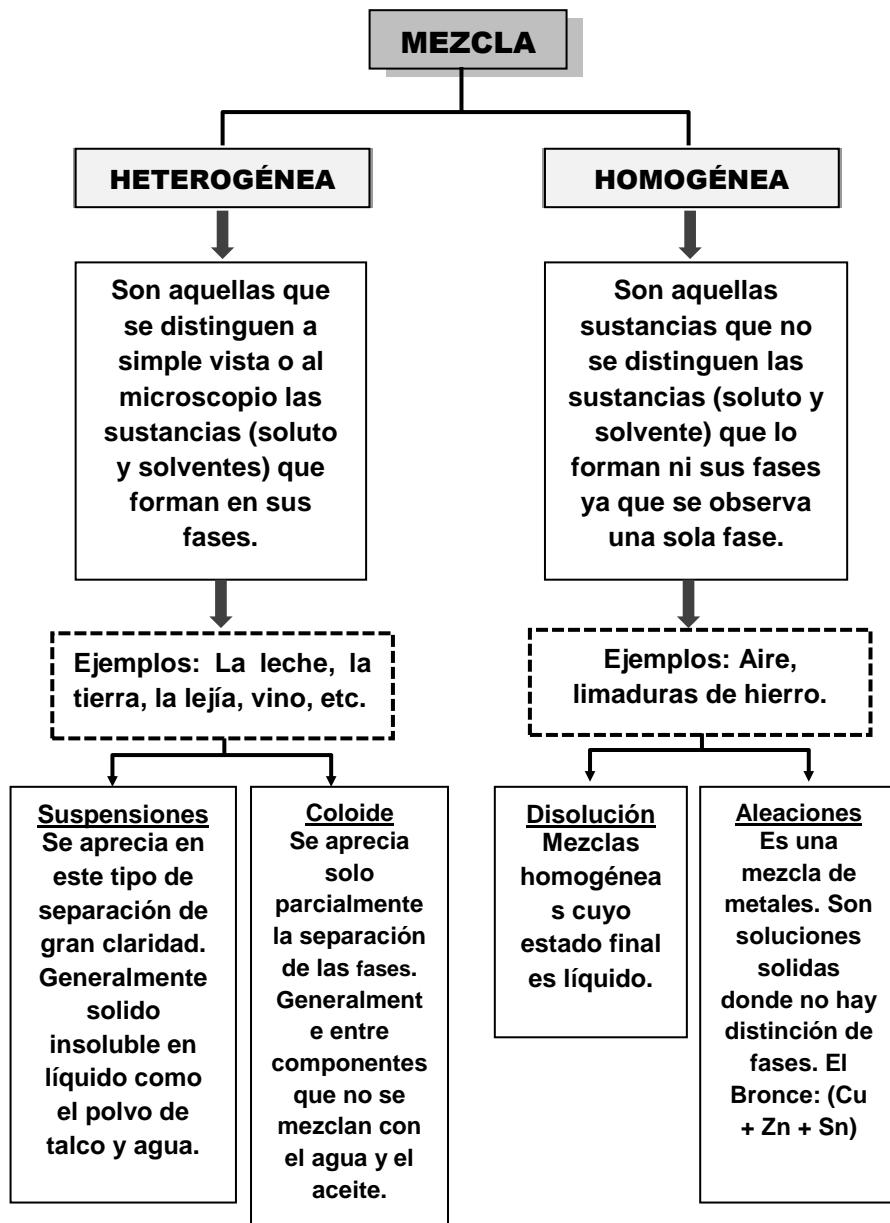
Soluciones: Mezcla de dos o más especies químicas diferentes, pero sin llegar a combinarse entre ellas, y están por lo general formadas por dos componentes: El disolvente y el soluto. En las soluciones no interesa la proporción de sus componentes, así, mismo dichos pueden separarse por medios físicos.

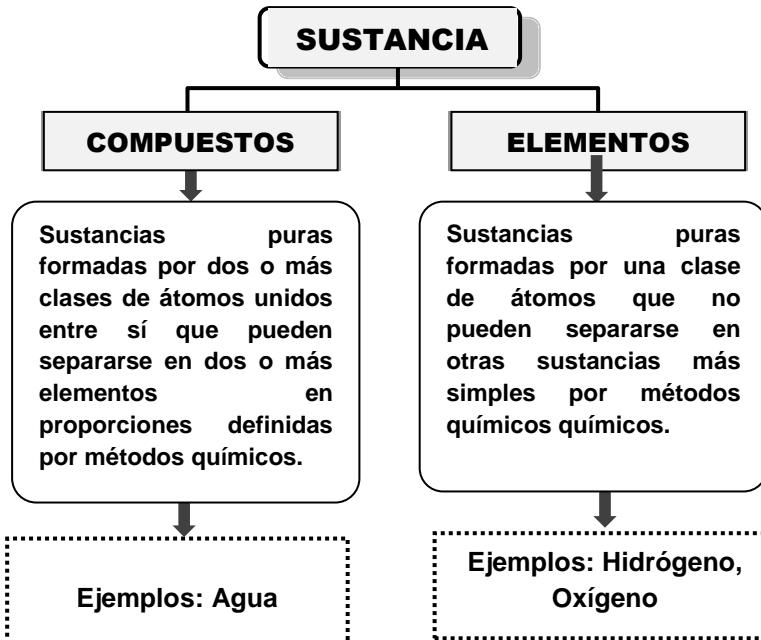
II.2. Mezclas Heterogéneas: Cuando físicamente presenta discontinuidad en sus propiedades, es decir, que en cualquier porción de ella no tienen las mismas propiedades pudiéndose diferenciar a simple vista. Tenemos, por ejemplo: arena con cemento, agua con arena, y de líquidos no miscible aceite y agua.

II.2.1 Suspensiones: Dispersiones de partículas que se separan al reposar, resulta ser mezclas de sólidos con líquidos. Por ejemplo: El café.

II.2.2 Emulsiones: Dispersiones coloidales en pequeñísimas gotas de un líquido sobre otro líquido inmiscible. Ejemplo: Aceite con Agua

II.2.3. Coloidales: Materia que se encuentra finamente dividida en partículas pequeñísimas llamadas miscelas, las mismas que pueden atravesar los poros de los filtros, sin embargo son más grandes que los átomos de muchas moléculas. Los coloides dependen únicamente de las dimensiones de las partículas y constituyen un estado esencial de la materia. Los coloides se clasifican según la afinidad en: Liófilos si hay afinidad, y liófobos en caso contrario.





Tipos de Mezcla	Métodos de separación	Ejemplos
Mezclas de sólidos	Tamizado	Separación de arena y cemento Separación de harina (polvo fino) y afrecho (polvo grueso)
	Levigación	Separación de minerales
	Decantación	Separación de arena y agua
	Sifón	Extracción de agua madre dejando el azúcar cristalizado.
Mezclas de sólidos y líquidos	Filtración	Separación de las semillas y otras partículas de jugo de limón.
	Centrifugación	Separación de partículas sólidas del jugo de caña de azúcar
	Cristalización	Por vía húmeda: cristalización de azúcar. Por vía seca: cristalización de yodo.
Mezcla de líquidos	Destilación Simple	Separar sal (NaCl) de agua, por calentamiento
	Destilación fraccionada	Separación de líquidos miscibles (agua y alcohol)
	Decantación o sifón	Separación de líquidos miscibles (agua y aceite)

Las mezclas se pueden separar por medios físicos, ya que cada componente retiene sus propiedades, y los métodos por los que pueden efectuarse separaciones tenemos:

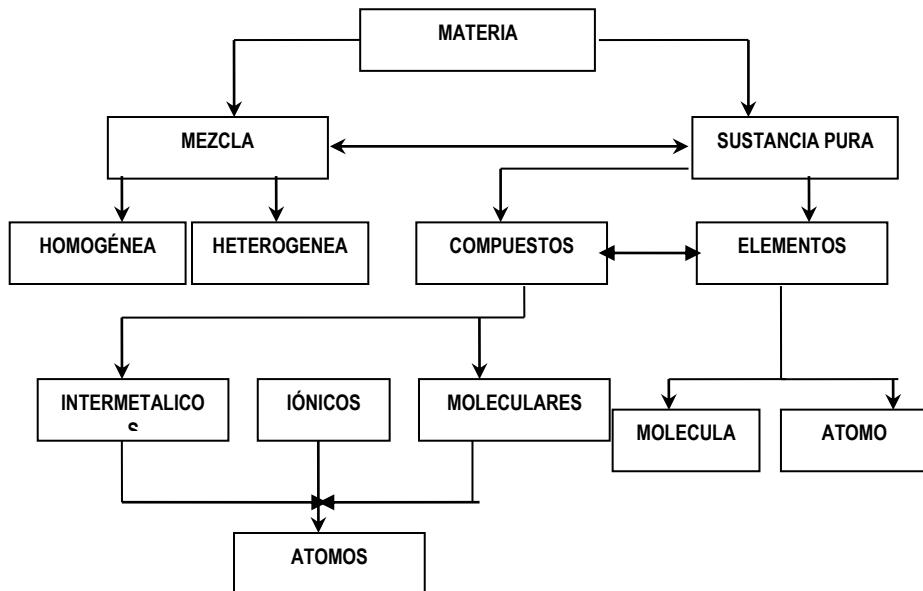
Filtración: Proceso que permite separar los sólidos que se encuentran suspendidos en los líquidos, que al pasar la mezcla a través del embudo de filtración las partículas sólidas se retienen en él.

Destilación: Método por el cual se puede separar en sus componentes una mezcla que contenga sustancias volátiles.

El líquido con el punto de ebullición más bajo en forma general se destila primero.

Cromatografía: Consiste en diversas técnicas para separar mezclas. En ella se emplea una fase estacionaria y una móvil. Tenemos cromatografía en papel y cromatografía en columna.

- **Cromatografía en papel:** Las fibras húmedas del papel son la fase estacionaria y la solución de tinta es la fase móvil.
- **Cromatografía en columna:** Se hace pasar una mezcla líquida a través de una columna empacada con material absorbente.



LA ENERGIA

Capacidad de realizar trabajo o transferir calor. Es una cualidad intangible que causa cambio o reagrupamiento.

Se conocen diversas formas de energía: Energía mecánica, eléctrica, calorífica, luminosa, química, térmica, etc.

ENERGÍA CINÉTICA (E_c).

Es la energía que posee un cuerpo debido a su movimiento.

$$E_c = \frac{1}{2} m v^2 \quad (2,2)$$

m : masa

v : velocidad

ENERGÍA POTENCIAL (E_p).

Es la energía que posee un cuerpo debido a su estado de reposo o posición. La E_p es una forma de trabajo.

$$E_p = m.g.h \quad (2.3)$$

m : masa

g : aceleración de la gravedad

h : altura

Cuando un cuerpo está en movimiento está sujeto a los dos tipos de energía mencionados anteriormente y se expresa mediante la siguiente ecuación:

$$E_T = E_c + E_p$$

RELACIÓN ENTRE MATERIA Y ENERGÍA

Einstein predijo en 1905 que el contenido de energía era directamente proporcional a su masa. $E \propto m$, y la constante de proporcionalidad predicha es la velocidad de la luz al cuadrado, esto es:

$$E = mc^2$$

E = equivalente de energía;

m : masa equivalente;

c : velocidad de la luz

$$c = 3 \cdot 10^5 \frac{\text{km}}{\text{s}} = 3 \cdot 10^8 \frac{\text{m}}{\text{s}} = 3 \cdot 10^{10} \frac{\text{cm}}{\text{s}}$$

Esta predicción de la relación entre materia y energía surgió en 1939 al inducir artificialmente y por primera vez, la conversión de un elemento en otro mediante la fisión nuclear. Con esta reacción Otto Hahn convirtió la materia en energía de acuerdo con la predicción de Einstein según la cual la materia y la energía son una misma entidad, aunque en diferentes formas.

Por lo tanto, la materia puede considerarse como energía congelada, mientras que la energía parece ser una forma transitoria de la materia.

Dado que al alterar la energía de una partícula puede variar la magnitud de su masa, entonces nuestro punto de vista de considerar la masa como una propiedad constante y fija debe modificarse, y según la teoría de la relatividad la variación de la masa se escribe con la expresión:

$$m_f = m_o \left(\frac{1}{1 - v^2/c^2} \right)^{1/2}$$

m_f : Masa final a la velocidad “v”

m_o : Masa inicial en reposo

v : velocidad de la partícula en el instante de estudio.

c : velocidad de la luz

UNIDADES DE ENERGÍA:

1 ergio (erg)	=	1 g cm ² /s ²
1 joule	=	10 ⁷ erg = 1kg·m ² /s ²
1 caloría (cal)	=	4,184 J
1 Btu	=	252 cal
1 electrón volt (eV)	=	1.6·10 ⁻¹⁹ J

TRANSFERENCIA Y MEDIDA DE CALOR

CALOR es una forma de energía.

Las unidades de calor y de trabajo (formas simples de energía) son interconvertibles.

La cantidad de calor transferida en un proceso se expresa frecuentemente en calorías o en la unidad del SI (Joule)

- **caloría (cal)**: Actualmente se le define por su equivalente en joules.

$$1 \text{ cal} = 4,184 \text{ J} \text{ (exactamente)}$$

$$1 \text{ k cal} = 1\,000 \text{ cal} = 4,184 \text{ kJ}$$

- **joule o julio (J)**: En el S.I. es la unidad de trabajo. Es el trabajo realizado cuando la fuerza de un Newton (N) actua a través de la distancia de un metro.

$$W = F \times d$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \times 1 \text{ m}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg} \cdot \frac{m}{s^2} \times m$$

$$1 \text{ J} = 10^7 \text{ ergios}$$

- **CALOR ESPECÍFICO (C._e)**: Es la cantidad de calor necesaria para elevar la temperatura de un gramo de sustancia en un grado centígrado (o un grado Kelvin) sin cambio de fase.

$$C_e = \frac{Q}{m \Delta T} = \frac{\text{Cantidad de calor (J)}}{\text{masa de la sustancia (g)} \times \text{cambio de temp.}}$$

El calor específico se expresa en:

$$\frac{\text{cal}}{\text{g. } ^\circ\text{C} \text{ (ó K)}} \text{ ó } \frac{\text{J}}{\text{g. } ^\circ\text{C} \text{ (ó K)}}$$

El calor específico (c.e.) de una sustancia difiere para las fases sólida, líquida y gaseosa de la sustancia. Así, por ejemplo, el c.e. del hielo es 2,09 J/g. °C cerca de los 0 °C, para el agua líquida es 4,18 J/g°C, mientras que para el vapor es 2,03 J/g°C; cerca de los 100 °C. El calor específico del agua es bastante elevado.

CALORES ESPECÍFICOS DE VARIAS SUSTANCIAS

SUSTANCIA	C _e (cal/g. °C)
SÓLIDOS	
Aluminio	0,21
Asbesto	0,20
Latón	0,094
Cobre	0,093
Vidrio (valor normal)	0,16
Hielo	0,50
Hierro	0,113
Plomo	0,031
Plata	0,056
Tierra (valor normal)	0,25
Madera (valor normal)	0,40
LÍQUIDOS	
Alcohol etílico	0,60
Benceno	0,41
Gasolina	0,50
Mercurio	0,033
Agua	1,00
GASES	
Aire	0,17
Vapor	0,48

QUÍMICA

Una vez establecidos los calores específicos de gran número de materiales en muchos experimentos pueden determinarse la energía liberada o absorbida según:

$$Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T$$

Donde:

Q : cantidad de calor

m : masa

C_e : Calor específico

ΔT : variación de temperatura

También, debemos notar que el calor específico de una sustancia varía con la temperatura, aumentando cuando esta aumenta; pero en nuestro curso consideramos que no varía.

El calor específico del agua es la excepción a esta regla, pues disminuye cuando la temperatura aumenta en el intervalo de 0° a 35°C y crece cuando la temperatura es superior a 35°C .

En nuestro curso consideraremos el calor específico del agua “constante” en el intervalo de 0°C a 100°C y es igual a $1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$

Tabla de calores específicos de algunas sustancias.

$$C_{\text{Agua}} = 1 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Hielo}} = 0,5 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Aire}} = 0,24 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Aluminio}} = 0,217 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Pb}} = 0,03 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Hierro}} = 0,114 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Latón}} = 0,094 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Mercurio}} = 0,033 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Cobre}} = 0,092 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$C_{\text{Plata}} = 0,056 \text{ cal/g } ^\circ\text{C}$$

$$\Delta T = (T_f - T_i)$$

En todo sistema, el principio de equilibrio térmico dice “que siempre y cuando varios objetos se coloquen juntos dentro de un recipiente aislado, alcanzará finalmente la misma temperatura”. Lo anterior es el resultado de una transferencia de energía térmica de los cuerpos calientes a los fríos. Si la energía se conserva, se dice que el calor perdido por los cuerpos calientes debe ser igual al calor ganado por los cuerpos fríos.

$$Q_{\text{perdido}} = Q_{\text{ganado}}$$

$$Q_{\text{perdido}} + Q_{\text{ganado}} = 0$$

CALOR SENSIBLE

Si al proporcionar o quitar calor a un cuerpo, éste logra variar su temperatura exclusivamente por esta razón, se dice que ha sido afectado por un calor sensible. De esto diremos que el calor sensible es aquel que solo produce cambios en la temperatura de los cuerpos, y cuyo valor viene dado así:

$$Q = m.Ce.\Delta T$$

Q : Calor ganado o perdido (cal, Kcal,...)

m : masa (g, Kg,...)

Ce : Calor específico (cal/g.°C, Kcal / Kg.°C)

ΔT : variación de temperatura (°C)

“Cuando mezclamos dos o más cuerpos a diferentes temperaturas, ocurre que el calor que pierden los cuerpos calientes lo ganan los cuerpos fríos”. Esto no es más que el principio de conservación de la energía.

$$\sum Q_{\text{ganado}} = \sum Q_{\text{perdido}}$$

CALOR LATENTE DE UN CUERPO:

Es aquel que causa en el cuerpo un cambio de estado físico (sólido, líquido o gaseoso) sin que se produzca la variación de temperatura. Es decir permanece constante.

$$Q = m. L$$

PRINCIPIOS DE CALORIMETRÍA

1er Principio: "Cuando 2 o más cuerpos con temperaturas diferentes son puestos en contacto, ellos intercambian calor entre sí hasta alcanzar equilibrio térmico"

2do Principio: "La cantidad de calor recibida por un sistema durante una transformación es igual a la cantidad de calor por el en la transformación inversa"

LEYES DE CONSERVACIÓN.

1. Ley de Conservación de la Materia

"La materia no puede crearse ni destruirse, solamente transformarse de una forma a otra" (LAVOISIER)

2. Ley de Conservación de la Energía

"La energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma de una forma a otra" (MEYER – JOULE)

3. Ley de Conservación de la Materia y la Energía o de la Masa:

Fue postulada en 1905 por ALBERT EINSTEIN. "La masa de toda la materia y la masa equivalente de toda la energía en el universo permanecen constantes".

La interconversión de la materia y la energía se describe por medio de la ecuación:

$$E = m c^2$$

Donde:

E : energía, en julio

m: defecto de masa, (masa final - masa inicial) en kilogramos

c : velocidad de la luz en el vacío

CALCULOS MATEMÁTICOS

EXACTITUD: Se refiere a que tan cerca concuerdan las mediciones individuales con el valor correcto o sea el “verdadero”.

PRECISIÓN: Es una medida de que tan cerca concuerda una medición con cada una de las otras.

En general, cuanto más precisa sea una medición, más exacta será. Tenemos más confianza en la exactitud de una medición si obtenemos el mismo valor en varios experimentos diferentes.

Ejemplo: Se pide a 3 estudiantes que determinen la masa de una pieza de alambre de cobre cuya masa real es de 2,000 g. Los resultados de dos pesadas sucesivas hechas por cada estudiante son :

n	ESTUD. A	ESTUD. B	ESTUD. C
1	1,964 g	1,972	2,000
2	1,978 g	1,968	2,002
\bar{x}	1,971 g	1,970	2,001

Los resultados de B son más precisos que los del estudiante A(1,972g y 1,968 g) se desvían menos de 1,970 g que 1,964 g y 1,978 g de 1,971 g. Sin embargo ninguno de estos conjuntos de resultados es muy exacto.

Los resultados de C no sólo son precisos sino también los más exactos, dado que el valor promedio es el más cercano al real. Las medidas muy exactas suelen ser precisas también.

Las mediciones demasiado precisas no necesariamente garantizan resultados exactos. Así, una regla de madera mal calibrada, una balanza defectuosa pueden dar por resultado lecturas muy precisas pero erróneas.

UNIDADES DE MEDICIÓN:

Unidades de S.I : En 1960 la conferencia general de pesas y medidas, la autoridad internacional en lo que respecta a unidades, propuso una revisión y modernización del sistema métrico llamado sistema internacional (S.I.) de unidades cuadro N° 1. Los cuales son 7 unidades SI básicas a partir de las mismas pueden derivarse las demás unidades necesarias.

Como las unidades métricas, las unidades SI cambian en múltiplos de 10 y se denota mediante una serie de prefijos los cuales se muestran en el cuadro N°2.

CUADRO N° 1: Unidades SI básicas

Cantidad Básica	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	Kilogramo	k
Tiempo	segundo	s
Corriente eléctrica	Ampere	A
Temperatura	Kelvin	K
Cantidad de sustancia	mol	mol
Intensidad luminosa	Candela	Cd

- Unidades suplementaria de S.I. : Angulo plano: radian \Rightarrow rad

CUADRO N° 2

PREF	SÍMBOLO	SIGNIFICADO	EJEMPLO
Exa	E	10^{18}	1 Exametro (Em) = 10^{18} m
Peta	P	10^{15}	1 Petametro (Pm) = 10^{15} m
Tera	T	10^{12}	1 Terametro (Tm) = 10^{12} m
Giga	G	10^9	1 Gigametro (Gm) = 10^9 m
Mega	M	10^6	1 Megametro (Mm) = 10^6 m
Kilo	k	10^3	1 Kilómetro (km) = 10^3 m
Hecto	h	10^2	1 Hectómetro (hm) = 10^2 m
Deca	da	10	1 Decámetro (dam) = 10 m
deci	d	10^{-1}	1 Decímetro (dm) = 10^{-1} m
centi	c	10^{-2}	1 Centímetro (cm) = 10^{-2} m
mili	m	10^{-3}	1 Milímetro (mm) = 10^{-3} m
Micro	μ	10^{-6}	1 Micrómetro (mm) = 10^{-6} m
nano	n	10^{-9}	1 Nanometro (mm) = 10^{-9} m
pico	p	10^{-12}	1 Picometro (mm) = 10^{-12} m
femto	f	10^{-15}	1 Femtómetro (mm) = 10^{-15} m
atto	a	10^{-18}	1 Attometro (mm) = 10^{-18} m

**UNIDADES BASICAS (SI) -UNIDADES DERIVADAS (SI) Y
FACTORES DE CONVERSION**

MAGNITUD	UNIDAD	FACTORES
LONGITUD	m	$1 \text{ A} = 10^{-8} \text{ cm}$ $1 \mu = 10^{-6} \text{ m}$ $1 \text{ pulg} = 2,54 \text{ cm}$ $1 \text{ pie} = 12 \text{ pulg} = 30,48 \text{ cm}$ $1 \text{ Yd} = 3 \text{ pies} = 91,44 \text{ cm}$ $1 \text{ m} = 100 \text{ cm} = 1000 \text{ mm}$ $1 \text{ Km} = 1000 \text{ m}$ $1 \text{ Milla Terrestre} = 1609 \text{ m}$ $1 \text{ Milla marina} = 1852 \text{ m}$
MASA	Kg	$1 \text{ onza} = 28,35 \text{ g}$ $1 \text{ Lb} = 454 \text{ g} = 16 \text{ onzas}$ $1 \text{ Kg} = 1000 \text{ g} = 2,2 \text{ Lb}$ $1 \text{ Ton} = 1000 \text{ Kg}$ $1 \text{ u.m.a} = 1,6 \times 10^{-24} \text{ g}$
VOLUMEN	m^3	$1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ $1 \text{ dm}^3 = 1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$ $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ L}$ $1 \text{ pie}^3 = 28,32 \text{ L}$ $1 \text{ Galon USA} = 3,785 \text{ L}$ $1 \text{ Galon ingles} = 4,545 \text{ L}$ $1 \text{ Gal Peruano} = 4,0 \text{ L}$
TIEMPO	s	$1 \text{ min} = 60 \text{ s}$ $1 \text{ h} = 60 \text{ min} = 3600 \text{ s}$ $1 \text{ dia} = 24 \text{ h} = 86400 \text{ s}$
ENERGIA	J	$1 \text{ Cal} = 4,184 \text{ J}$ $1 \text{ J} = 0,24 \text{ Cal}$ $1 \text{ J} = 10^7 \text{ Ergio}$ $1 \text{ e}^- \text{V} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$
PRESION	Pa	$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$ $1 \text{ atm} = 14,7 \text{ psi}$ $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$ $1 \text{ atm} = 1033 \text{ gf/cm}^2$

Unidades Derivadas SI. Expresadas a Partir de las Unidades Base

Magnitud	Símbolo
• Velocidad	m.s^{-1}
• Área, superficie	m^2
• Volumen	m^3
• Volumen específico	$\text{m}^3.\text{kg}^{-1}$
• Aceleración	m.s^{-2}
• Densidad	kg.m^{-3}
• Concentración molar	mol.m^{-3}
• Número de onda	m^{-1}

Cantidad Física	Nombre de la Unidad	Símbolo	Definición
Fuerza	Newton	N	kg.m.s^{-2}
Presión	Pascal	Pa	$\text{kg.m}^{-1}.\text{s}^{-2} (\text{N.m}^{-2})$
Energía	Joule	J	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-2}$
Potencia	Watt	W	$\text{kg.m}^2\text{s}^{-3} (\text{J.s}^{-1})$
Carga Eléctrica	Coulomb	C	A.s
Diferencia de potencial eléctrico	Voltio	V	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-3}.\text{A}^{-1}$
Resistencia Eléctrica	Ohm	Ω	$\text{kg.m}^2.\text{s}^{-3}.\text{A}^{-2} (\text{VA}^{-1})$
Frecuencia	Hertz	Hz	s^{-1} (ciclo por segundo)

SISTEMA MÉTRICO DECIMAL*

MAGNITUDES	UNIDADES MKS	UNIDADES CGS	EQUIVALENCIAS
Longitud	metro = m	centímetro = cm	
Masa	kilogramo = kg	gramo = g	
Volumen	litro = l	mililitro = ml	1 ml = 1 cm ³
Tiempo	Segundo = s	segundo = s	1 kg = 1 000 g

- El sistema métrico utiliza los mismos prefijos descritos para el SI.

SISTEMA INGLES

MAGNITUDES	UNIDADES	SÍMBOLOS	EQUIVALENCIAS
Longitud	pulgada pie yarda milla	pulg pie yd mi	1 pulg = 2,54 cm 1 pie = 30,48 cm 1 yd = 91,44 cm 1 mi = 1 609 km
Masa	onzá libra* tonelada	oz lb Ton	oz = 28,35 g lb = 454 g ton = 1000 kg/ton = 2200 lb
Volumen	Onza fluida pinta cuarto galón pulgada ³	fl oz pt qt gal pulg ³	1 fl oz = 29,6 ml 1 pt = 0,473 l 1 qt = 0,946 l / 1 qt = 2 pt 1 gal = 3,7851 / 1 gal = 8 pt 1 pulg ³ = 16,39 cm ³
Tiempo	Segundo	seg (s)	1 seg = 1 s

FACTORES DE CONVERSIÓN O FACTORES UNITARIOS

Se denomina así, al cociente entre un número de unidades en un sistema y su valor equivalente en otras unidades del mismo sistema o sistemas diferentes. Todo factor de conversión es igual a uno por lo tanto para utilizarlo bastará con multiplicar la cantidad cuyas unidades se desea cambiar por el o los factores de conversión necesarios.

Ejemplo:

$$(1 \text{ pulg./2,54cm}) = 1; (3,7850 \text{ cc} / 1\text{gal USA})=1; (1\text{lb}/453,6\text{g}) = 1$$

PROBLEMA 1

$$\text{Si } Q = 20 \frac{\text{m.kg}}{\text{s}} . \text{ Cual es su valor en } \frac{\text{Pieslb}}{\text{mín}}$$

RESOLUCIÓN:

$$Q = 20 \frac{\text{m.kg}}{\text{s}} \left(\frac{3,28 \text{ pies}}{1\text{m}} \right) \left(\frac{2,21\text{b}}{1\text{kg}} \right) \left(\frac{60\text{s}}{1\text{mín}} \right)$$

$$= 20 \cdot (3,28) \cdot (2,20) \cdot 60 \frac{\text{Pieslb}}{\text{mín}}$$

$$\therefore Q = 8659,2 \frac{\text{Pieslb}}{\text{mín}}$$

PROBLEMA 2

Si $A = B \cdot C$, siendo $B = 4\text{g/cm}^3$; $C = 3\text{m}$. Hallar el valor de A en Kg/cm^2

RESOLUCIÓN:

Reemplazando B y C en $A = B \cdot C$

$$A = 4(\text{g/cm}^3) \cdot 3\text{m} = 4(\text{g/cm}^3) \cdot 300\text{cm} = 1200(\text{g/cm}^2)$$

$$A = 1200(\text{g/cm}^2)(\text{Kg}/1000\text{g}) = 1,2 \text{ Kg/cm}^2$$

Por lo tanto : $A = 17,06 \text{ lb/pulg}^2$

PROBLEMA 3

El peso aproximado de un nuevo sol es 2500 mg. ¿Cuál será el valor de una tonelada de monedas de un nuevo sol?.

RESOLUCIÓN:

Se sabe: $1\text{Ton} = 10^3 \text{ kg} = 10^6 \text{ g} = 10^9 \text{ m}$

como S/. 1,00 nuevo sol pesa 2500 mg \Rightarrow Total de nuevos soles = $10^9 / 2500$

Total S/. 400 000 nuevos soles.

CONCEPTOS FÍSICOS

DEFINICIÓN: Son aquellos parámetros físicos como: la densidad, peso específico, presión y temperatura, que son indispensables para el estudio completo de la química y que nos permite resolver problemas principalmente de gases, estequiométría, soluciones, etc. sin ninguna dificultad.

DENSIDAD

Definición: Relación entre la masa y el volumen de un cuerpo, también se dice que la masa de un cuerpo por unidad de volumen.

$$\delta_{\text{abs}} = \frac{m}{v}$$

Densidad relativa (δ_r) : Relación entre la densidad absoluta de un cuerpo y la de otro tomado como patrón. Para los líquidos y sólidos se toma como patrón el agua cuya densidad absoluta es 1 g/cc y 62,4 lb/pie³ y para gases la densidad del aire 1,29 g/L.

$$\delta_r = \frac{\delta_{\text{abs}}}{\delta_{H_2O}}$$

δ_r : Densidad relativa

δ_{abs} : densidad absoluta del cuerpo

δ_{H_2O} : Densidad del agua

PESO ESPECÍFICO

Definición: Peso por unidad de volumen de un cuerpo.

$$\rho_{\text{abs}} = \frac{W}{V}$$

ρ_{abs} = peso específico del cuerpo

W = peso del cuerpo (masa x gravedad)

V = volumen del cuerpo

Peso específico relativo (p.c): Peso de un cuerpo sobre el peso de igual volumen de agua. Se denota también como : g.e, sp - gr.

$$g.e = \frac{\rho_{abs}}{\rho_{H_2O}}$$

g.e = peso específico relativo del cuerpo

ρ_{abs} = peso específico del cuerpo

ρ_{H_2O} = peso específico del agua

- La densidad relativa y el peso específico relativo no tienen unidades.

DENSIDAD DE UNA MEZCLA

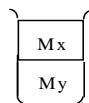
Definición: Relación de la masa total entre el volumen total de la mezcla o aleación:

$$\delta_m = \frac{m_1 + m_2 + m_3 + \dots + m_n}{V_1 + V_2 + V_3 + \dots + V_n} = \frac{m_{Total}}{V_{Total}};$$

$$m_1 = \delta_1 V_1, \quad m_2 = \delta_2 V_2, \dots \text{ etc} \quad m_1 = \delta_1 V_1, \dots \text{ etc} \quad m_1 = \delta_1 V_1, \dots \text{ etc}$$

m_{Total} : Masa total ; V_{Total} volumen total; δ_m : densidad de la mezcla.

Porcentaje: Cuando uno o más componentes de la mezcla esta expresado como la relación del peso o masa existente en la mezcla respecto al peso o masa total de la misma multiplicado por 100%.



$$M_{\text{tot}} = M_x + , M_y$$

$$\% M_x = (M_x / M_{\text{tot}}) \cdot 100$$

$$\% M_y = (M_y / M_{\text{tot}}) \cdot 100$$

$$\% M_x + \% M_y = 100\%$$

TERMOMETRÍA

Definición: Es la parte de la química que estudia la temperatura de los cuerpos.

TEMPERATURA: Medida relativa del grado de agitación molecular de un cuerpo (intensidad del calor).

La temperatura no mide la cantidad de calor que tiene un cuerpo, porque se puede tener cuerpos que conteniendo diferentes cantidades de calor posean la misma temperatura.

UNIDADES DE TEMPERATURA: LA TEMPERATURA SE MIDE EN GRADOS.

Escalas de Temperatura: Tenemos:

- Escalas Relativas :

Centígrado o Celsius - Sistema Métrico Decimal (SMD)

Fahrenheit - Sistema Inglés

- Escalas Absolutas :

Kelvin - Sistema métrico Decimal (SMD)

Rankine - Sistema Inglés

	$^{\circ}\text{C}$	$^{\circ}\text{F}$	$^{\circ}\text{K}$	$^{\circ}\text{R}$
Punto de ebullición del agua	100	212	373	672
Punto de congelación del agua	0°	32°	273°	492°
Cero absoluto	-273	-460	0	0

Fórmula general:

$$\frac{^{\circ}\text{C}}{5} = \frac{^{\circ}\text{F} - 32}{9} = \frac{^{\circ}\text{K} - 273}{5} = \frac{^{\circ}\text{R} - 492}{9}$$

$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273 \quad \text{y} \quad ^{\circ}\text{F} = ^{\circ}\text{R} - 460$$

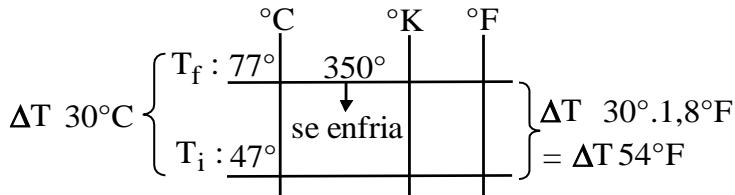
Relación de variación de temperatura:

$$\Delta T 5^{\circ}\text{C} = \Delta T 5\text{K} = \Delta T 9^{\circ}\text{F} = \Delta T 9\text{R}$$

EJEMPLO:

Un cuerpo es enfriado desde 350°K hasta 47°C. Hallar en cuantos grados Fahrenheit a disminuido a disminuido la temperatura del cuerpo.

RESOLUCIÓN :

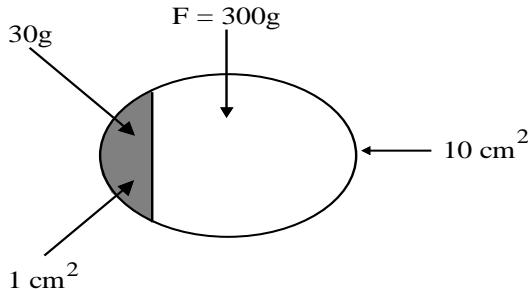


$$^{\circ}\text{C} = ^{\circ}\text{K} - 273 = 350 - 273 = 77^{\circ}$$

Por lo tanto disminuye en 54°F

PRESIÓN

Definición: Fuerza que actúa sobre la unidad de área de un cuerpo.



$$P = \frac{F}{A} = \frac{300\text{g}}{10\text{cm}^2} = 30\text{g/cm}^2$$

P : Presión
 F : Fuerza
 A : Área

$$P = \frac{F}{A}$$

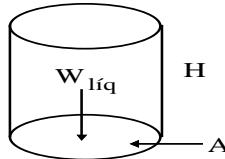
CLASES DE PRESIÓN

- Presión ejercida por una columna de fluido (Líquido o Gas):** Es igual al producto del peso específico y la altura del fluido.

Esta presión es independiente del volumen fluido y de la forma del recipiente

$$P = \frac{F}{A} = \frac{W_{\text{líq}}}{A} = \frac{\rho_{\text{fluido}} V}{A}$$

$$= \frac{\rho_{\text{fluido}} A H}{A} = \rho_{\text{fluido}} H$$



Por lo tanto :

$$P_{\text{fluido}} = \rho_{\text{fluido}} \cdot H$$

P_{fluido} : Presión del fluido

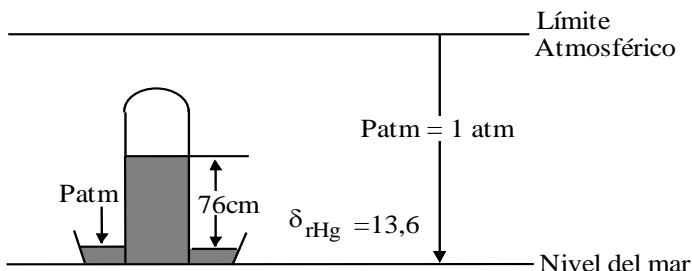
ρ_{fluido} : Densidad del fluido

H : Altura del fluido

- 2. Presión atmosférica:** Presión que ejerce la atmósfera sobre todo punto situado en la superficie terrestre.

Al nivel del mar se tiene la presión atmosférica normal cuyo valor convencional es una atmósfera de presión.

La presión atmosférica es inversamente proporcional con la altura medida a partir del nivel del mar.



$$P_{\text{atm}} = 1 \text{ atm.} = 76 \text{ cm Hg}$$

$$= 760 \text{ mm Hg}$$

$$= 29,92 \text{ pulg Hg}$$

$$= 10,33 \text{ m H}_2\text{O}$$

$$= 1033 \frac{\text{g}}{\text{cm}^2}$$

$$= 1,033 \frac{\text{kg}}{\text{cm}^2} = 14,7 \frac{\text{lb}}{\text{pulg}^2}$$

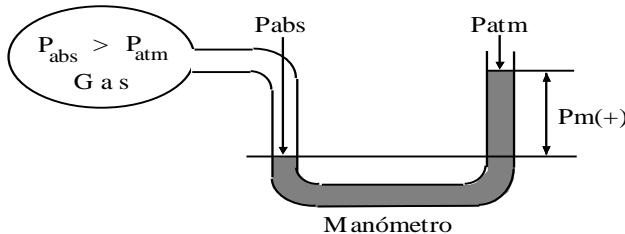
- **PSI : Poundal square inch** = $\frac{\text{lbf}}{\text{pulg}^2}$

3. Presión Absoluta: Presión que ejerce un fluido contra las paredes del recipiente que lo contiene.

4. Presione Relativa: Indica siempre diferencia de presiones y se usa como un medio auxiliar para obtener una presión absoluta. Pueden ser:

4.1. Presión manométrica (Pm): Es la medida obtenida mediante un instrumento denominado manómetro el cual mide la diferencia entre la presión absoluta y la atmosférica, pudiendo ser positiva o negativa. (fig. 1)

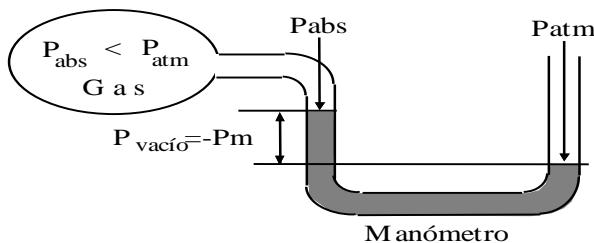
4.2. Presión de vacío: Tiene lugar cuando la presión absoluta del gas es menor que la presión atmosférica, y al medir en estas condiciones la diferencia de presiones con el manómetro da una lectura negativa, este valor así obtenido se conoce como presión de vacío ($P_{vacío} = -P_m$).



$$P_{abs} = P_{atm} + P_m$$

$$P_m = P_{abs} - P_{atm}$$

fig. 1



$$P_{atm} = P_{abs} + P_{vacío}$$

$$P_{vacío} = P_{atm} - P_{abs}$$

$$P_{abs} = P_{abs} - P_{vacío}$$

EVALUACION

09. Se construye una nueva escala de temperatura "A" cumpliéndose la siguiente relación:

$$\frac{A - 20^\circ}{4} = \frac{^\circ C}{5}$$

Donde $^{\circ}\text{C}$ es la escala Celsius, se quiere saber que altura deberá tener la nueva escala para que sólo indique el punto de fusión y ebullición del agua, si cada graduación mide 0,5 cm.

- A) 10 cm B) 20 cm C) 30 cm
D) 40 cm E) 50 cm

10. En un recipiente de capacidad calorífica despreciable se vierten 300 g de agua a 20°C y 700 g de agua a 90°C. La temperatura final de equilibrio, es:

- 11.** En un recipiente vacío se depositan 25 mL de agua de caño y se añade un cubito de hielo, del cual se puede concluir que:

- A) Es posible que luego de un tiempo exista agua en las tres fases (tres estados).
 - B) No es posible que el hielo se sublimé.
 - C) No es posible que el agua se vaporice.
 - D) No existe transferencia de materia del hielo hacia el agua.
 - E) Existe proceso químico por ello el hielo se funde.

- 12. Evalúe e indique las propiedades extensivas de la materia**

- I. Densidad de un sólido II. Temperatura de condensación
III. Maleabilidad de metales IV. Masa inercial

A) Sólo IV B) Sólo III C) I y IV D) II, III y IV E) I y III

13. El fósforo vaporizado se condensa como un sólido blanco, bajo agua para evitar su oxidación con el oxígeno del aire. Aún guardado bajo agua, el fósforo blanco se convierte en fósforo rojo. El fósforo rojo y el P₄S₃, se usan en los cerillos, ya que estos arden cuando se calientan por fricción; de lo cual se resultan los fenómenos:

- I. Oxidación del fósforo blanco
- II. Condensación de fósforo
- III. Los cerillos arden con la fricción.

Indique en orden (I, II, III) si los fenómenos son físicos (F) o químicos (Q) respectivamente

- A) QFQ B) FFQ C) QQQ D) FFF E) QQF

14. Si vertimos un poco de sal común (NaCl) a 50 mL de agua y agitamos hasta que todo se disuelva, luego vertimos 30 mL de aceite de oliva de manera cuidadosa, entonces marque verdadero o falso según corresponda

- I. Al final se observan dos fases.
- II. La fase inferior es una mezcla homogénea.
- III. La sustancia que forma la fase superior tiene menor densidad.
- IV. El agua se dispersa en el aceite.

- A) VVFF B) VVFV C) VVVF D) FVVF E) FVVV

15. Calcule la masa radioactiva residual, si 50 g de un material radioactivo tienen un proceso de fusión nuclear, liberando 90 TJ de energía

- A) 49 g B) 48 C) 2 g D) 1 g E) 45 g

BIBLIOGRAFÍA

1. ARROYO, J.C. y CASTRO, A. Ch., Sistema Internacional de Unidades.
2. BENFEY, Otto T., J. of Chem. Educ. 57, 1, 1980, pp. 14 – 15.
3. BROWN, Theodore L. y LEMAY, Eugene H., Química la Ciencia Central, Ed. Pretende –Hall, Traducción de la 3^a. Ed. Inglesa, 1987.
4. CHAMBERS, E. y SETTER, C.S., J. of Chem. Educ., 57, 4, 1980, pp. 312-313.
5. DAVIES, William G. y MOORE, John W., J. of Chem. Educ., 57, 4, 1980, pp. 303 – 306.
6. EBBING, Darrel D., Química General, Mc Graw-Hill, 5^a Ed. 1997.
7. IHDE, Aaron J., J. of Chem. Educ., 57, 1, 1980, pp. 11-13

SEMANA 02

TEORIA Y MODELOS ATOMICOS

OBJETIVOS

- Conocer la estructura y organización de los átomos en algunas formas macroscópicas de la materia.
- Identificar y discutir las evidencias que permitieron la formulación de los modelos atómicos.
- Reconocer y localizar las principales partículas subatómicas.
- Entender la radiactividad como un fenómeno nuclear y diferenciar los tipos de radiaciones utilizando ecuaciones nucleares.
- Comprender la naturaleza de un radio isótopo, el tiempo de vida media y la aplicación de los radios isótopos en la actualidad.
- Comprender los pro y los contra en el uso de la energía nuclear ya sea por fisión o por fusión nuclear.

CONTENIDOS

1. Estructura de la materia.
2. Teoría atómica de Dalton.
3. Partículas subatómicas fundamentales. El electrón. Rayos catódicos: haz de electrones. El protón. Los rayos canales: haz de protones El núcleo atómico: experimento de Rutherford. El neutrón.
4. Identificación atómica. Número atómico y número de masa.
5. Isótopos e Isóbaros.
6. Masas atómicas relativas.
7. Rayos X. Radiactividad. Tipos de radiación: alfa, beta y gamma. Vida media
8. Transmutación artificial. Energía nuclear: fisión y fusión nuclear.
9. Usos de la energía nuclear y de isótopos radiactivos. Contaminación radiactiva.

FILOSOFIA ANTIGUA

La idea atomística de la materia surgió en la cultura occidental aproximadamente en el año 450 A. de C. Con el filósofo griego Leucipo. A pesar de que Leucipo no dejó nada escrito, sus ideas fueron reflejados en los escritos de su discípulo Demócrito (h. 470 - 400 A. de C.) al que se le considera como el precursor de la teoría atómica.

La esencia de esta filosofía está contenido en los siguientes postulados:

1. Todas las cosas están compuestas de átomos sólidos.
2. Espacio vacío, es decir, vacuidad, existe entre los átomos.
3. Los átomos son eternos.
4. Los átomos por ser demasiados pequeños, no son visibles
5. Los átomos son indivisibles
6. Los átomos son homogéneos
7. Los átomos son incompresibles
8. Los átomos difieren uno de otro por su forma, tamaño y distribución geométrica.
9. Las propiedades de la materia varían según el agrupamiento de los átomos.
10. El movimiento es eterno y debe ser causado por otro que le precede.

En aquella época, el atomismo no fue aceptado, dado que la experimentación organizada como medio para comprobar resultados científicos era desconocido. Así, mismo no fue aceptado por Aristóteles filósofo más influyente de esa época, más bien aceptó la teoría de Empédocles acerca de la materia, a la que también se le llama “Teoría de Aristóteles sobre la Materia”.

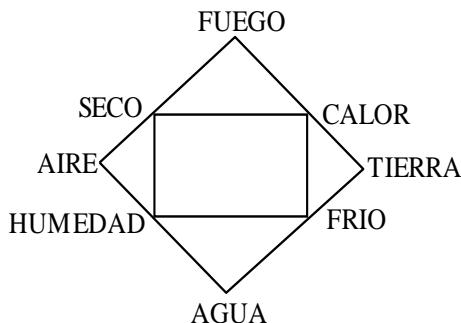
TEORIA DE EMPEDOCLES DE LA MATERIA

Empédocles contemporáneo de Demócrito, de la colonia griega de Agrigento. Sicilia propuso:

1. Que todos los cuerpos derivaban de 4 principios elementales (propiedades primarias): CALOR, FRIO, SECO Y HUMEDO.

2. Estas cualidades primarias combinadas en pares opuestos, originaban la constitución de la materia de 4 elementos: TIERRA, AIRE, AGUA y FUEGO.
Se suponía que la materia contenía una proporción variable de estos 4 elementos.
3. A estos 4 elementos se agregaba para algunos, un elemento inmaterial, llamado la quinta esencia “ETER” (del latín *quinta essentia*), la cual añadida a unos de los 4 elementos lo transmutaba en otro.

Según este principio el aire estaría constituido de calor y humedad y el agua de humedad y de frío.



TEORIA DEL FLOGISTO

Uno de los grandes enigmas de la química residió en el fenómeno de la combustión, surgió la interrogante, ¿Cómo explicar que algunos cuerpos como los metales por ejemplo aumentaban su peso al arder, en tanto que otros como la madera al arder se volvían más ligeros el carbón, y otros como el alcohol, aceite desaparecían?.

El alemán Stahl (1660-1734) supuso que todos los cuerpos contienen una sustancia invisible e inflamable al cuál lo llamó FLOGISTO del griego PHLOGISTOS (que arde bien). Según él, un cuerpo que arde perdía su flogisto y se convertía en cal, ésta última sustancia, puesto en contacto con un cuerpo que no haya perdido su flogisto, podría tomárselo y convertirse en metal.

QUIMICA

Este famoso FLOGISTO que parecía tener misteriosas propiedades tuvo como primer paso decisivo en los trabajos de Cavendish (1731 - 1810) sobre el hidrógeno gas combustible procedente de la acción de un ácido sobre un metal. Posteriormente a una serie de experiencias meticulosas realizados por el francés Antoine Laurent de Lavoisier (1743 - 1794) expuso en forma definitiva la composición del aire, y puso fin a la teoría del FLOGISTO

TEORIA ATÓMICA DE JOHN DALTON

Aproximadamente dos siglos más tarde, donde la idea errónea de que la materia podría, dividirse indefinidamente era aceptada ampliamente hasta principios del siglo XIX. La noción del atomismo basado en la evidencia experimental obtenido en las primeras investigaciones científicas gradualmente dio origen a las definiciones modernas de elementos y compuestos.

En el período de 1803 a 1807 el maestro inglés John Dalton publicó una teoría atómica significativa, Dalton ideó su teoría para explicar diversas observaciones experimentales, sus esfuerzos fueron tan definitivos que su teoría ha permanecido fundamentalmente intacta hasta el presente.

La teoría de Dalton marca el principio de la era moderna de la química, cuyas hipótesis acerca de la naturaleza de la materia en la que basó su teoría, se resume en los siguientes postulados:

1. Todo elemento está compuesto de partículas extremadamente pequeñas que se denomina átomos.
2. Todos los átomos de un elemento dado son idénticos.
3. Los átomos de elementos diferentes tienen propiedades diferentes (incluso en masas son diferentes)

4. Los átomos de un elemento no cambian en tipos diferentes de átomos por reacciones químicas; los átomos no son ni creados ni destruidos en las reacciones químicas.
5. Los compuestos están formados por átomos de más de un elemento que se combinan.
6. En un compuesto dado el número relativo de una clase de átomos es constante.

La teoría de Daltón incluye varias leyes sencillas de las combinaciones químicas que no se conocían en su época, como : La ley de la conservación de la masa - postulado (4). La ley de la composición constante - postulado (6), también explica la ley de las proporciones múltiples.

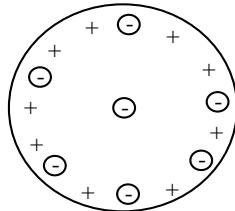
MODELO ATÓMICO DE THOMPSON (1897)

Uno de los primeros intentos realizados para establecer la estructura del átomo fue, el de J.J Thompson, luego del descubrimiento del electrón. Las bases en que se apoyó Thompson para elaborar su modelo fueron :

- materia se presenta normalmente neutra, lo que supone que junto a los electrones, los átomos han de contener materia cargada positivamente.
- Los electrones pueden ser extraídos de los átomos de cualquier sustancia, pero no ocurre igual con la carga positiva.

Partiendo de estas ideas, Thompson representó el átomo. "Como una esfera de masa fluida cargada positivamente, en cuyo seno se encuentran distribuidos los electrones en posiciones tales que el campo eléctrico resultante exterior al átomo resulte nulo". Los cuales se expresa:

La carga positiva se encuentra uniformemente distribuida en toda la esfera



$$N^{\circ} \text{ cargas } (-) = N^{\circ} \text{ cargas } (+)$$

Se trata de un modelo eminentemente estático, se llama también ATOMO ESTACIONARIO por la inmovilidad que presentan los electrones, y por su apariencia física se conoce como “Budín con Pasas”

Cualitativamente, el modelo podía explicar o resolver algunos hechos experimentales como la emisión de luz por los átomos, motivo por lo que tuvo cierta aceptación.

LOS RAYOS CATÓDICOS

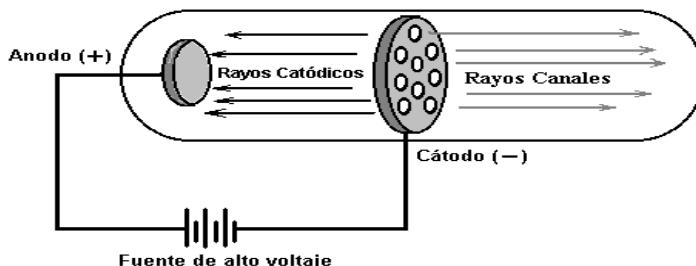
- **Stoney (1874)** sugiere que estas unidades de cargas eléctricas están asociadas a los átomos.
- **Julius Plucker (1858) y Crookes (1875)** usando tubos de descarga al vacío observaron que la luminiscencia en el ánodo se debía a rayos emitidos en el cátodo cuyas características son:
 - Viajan en línea recta, proyectan sombras.
 - Ponen incandescentes las placas metálicas.
 - Producen fluorescencia.
 - Se forman independientemente de la naturaleza de los electrodos y del gas encerrado dentro del tubo.
 - La carga eléctrica del electrón es la cantidad de masa eléctrica menor que se conoce; por eso se llama **carga elemental**.
 - Son de naturaleza eléctrica negativa y pueden ser desviados por campos magnéticos.
 - Hacen girar un molinete, por lo tanto es partícula.

EL PROTON

Goldstein(1886) dio el nombre a los **rayos catódicos**. Posteriormente al efectuar un experimento en tubos de descarga con el cátodo perforado, observó que mientras los rayos catódicos se dirigían al ánodo, otros rayos se desplazaban en sentido contrario por los agujeros del cátodo.

A estos rayos de carga positiva se les llamó **“rayos canales”**

Stoney (1891) propuso que a las partículas negativas que forman los rayos catódicos se les llame electrones.



CONTROVERSIA EN EL MODELO DE RUTHERFORD

La teoría electromagnética clásica desarrollada por el físico británico **JAMES CLERK MAXWELL** predecía inequívocamente que un electrón que girara en torno a un núcleo radiaría continuamente energía electromagnética hasta perder toda su energía, y acabaría cayendo en el núcleo. Por tanto, según la teoría clásica, el átomo descrito por Rutherford sería inestable. Esta dificultad llevó al físico danés **NIELS BOHR** a postular, en 1913, que la teoría clásica no es válida en el interior del átomo y que los electrones se desplazan en órbitas fijas. Cada cambio de órbita de un electrón corresponde a la absorción o emisión de un cuanto de radiación.

1913. El danés **NIELS BOHR**, descubrió la **NUBE ELECTRÓNICA** al demostrar que los electrones giran alrededor del núcleo atómico en órbitas circulares en zonas llamadas **NIVELES ESTACIONARIOS DE ENERGIA**.

1916.- El alemán **ARNOLD SOMMERFIELD** modificó la teoría atómica de BOHR, al suponer que los electrones no solamente giran en órbitas

circulares, sino también **ELÍPTICAS** describiendo movimiento de aproximación y alejamiento al núcleo.

1932. JAMES CHADWICK, una partícula similar al protón pero eléctricamente neutra al que se le llamó **neutrón**, se hallaba en el núcleo atómico. Los experimentos se desarrollaron con el bombardeo de rayos alfa, a átomos de berilio.

OTRAS APORTACIONES:

- * En **1895**, el científico alemán **WILHELM CONRAD ROENTGEN** anunció el descubrimiento de los *rayos X*, que pueden atravesar láminas finas de plomo.
- * En **1896**, el físico francés **ANTOINE HENRI BECQUEREL**, descubre la *radioactividad* al comprobar 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 "radioactivas"
- * En **1932**. El Dr. Norteamericano **CARLS ANDERSON** descubre los *positrones*.
- * En **1935**. El japonés **HIDEKI YUKAWA**, descubre los *mesones*.

TABLA: Propiedades de las partículas subatómicas fundamentales del átomo

PARTICULA	MASA		CARGA	
	uma (*)	kilogramos	Coulombs	relativa
Electrón (e)	0,0005486	$9,109558 \times 10^{-31}$	$-1,60219 \times 10^{-19}$	-1
Protón (p)	1,0072766	$1,672614 \times 10^{-27}$	$+1,60219 \times 10^{-19}$	+1
Neutrón (n)	1,0086652	$1,674920 \times 10^{-27}$	0	0

ONDAS

Perturbación que transporta energía, pero que es incapaz de desplazar una masa en forma continuada. Algunas ondas requieren un medio

adecuado para poder propagarse, mientras que otras pueden propagarse inclusive en el vacío.

Toda onda cuando se propaga ocasiona movimiento vibratorio.

CLASES DE ONDA

A. ONDAS LONGITUDINALES:

Son aquellas que al propagarse ocasiona vibraciones en la misma dirección de propagación de la onda. Tenemos por ejemplo las ondas sonoras.

B. ONDAS TRANSVERSALES:

Son aquellas que cuando se propagan producen vibraciones en una dirección perpendicular a la dirección de propagación de la onda. Por ejemplo Las ondas elásticas de una cuerda en vibración.

CARACTERÍSTICAS:

Oscilación Completa:

Conocido como ciclo, viene a ser el movimiento comprendido entre dos puntos consecutivos de posición semejante.

Período (T):

Es el tiempo transcurrido durante la ejecución de un ciclo.

Frecuencia (v):

Es el número de ciclos efectuados en cada unidad de tiempo, la frecuencia es la inversa del período (T).

Longitud de Onda (λ):

Es la distancia recorrida por la onda en un tiempo igual al período (T).

Velocidad (v):

Toda onda cuando se propaga en un medio homogéneo lo hace en línea recta y con velocidad constante que es igual a la longitud de onda por la frecuencia.

Amplitud (A):

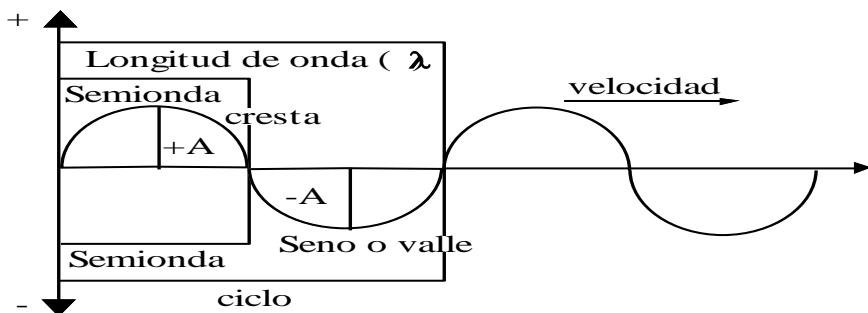
Altura máxima de la cresta o de la depresión (+A o - A) a partir del eje en una onda.

Intensidad de una Onda (I):

Cantidad de energía que atraviesa una unidad de área por unidad de tiempo y está relacionado con la amplitud para una determinada frecuencia, a mayor amplitud, mayor intensidad (Joules/cm².s)

Número de Onda (\bar{v}):

Es la cantidad de ondas por unidad de longitud y es : $\bar{v} = 1\lambda$



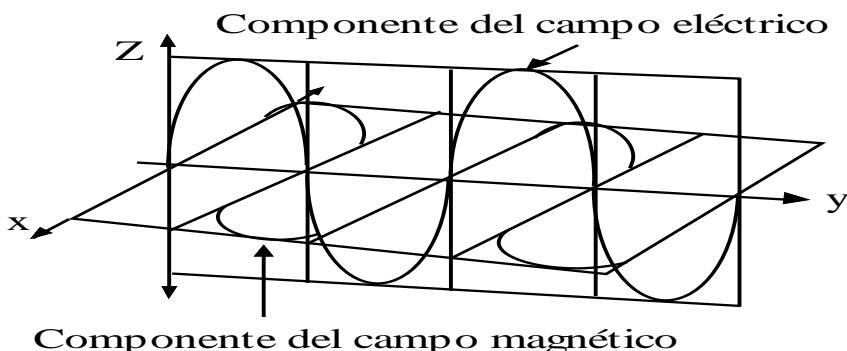
ONDAS ELECTROMAGNETICAS

Además del sonido existe otros tipos de oscilaciones que denominamos electromagnéticas, puesto que su origen es esencialmente eléctrico y presentan importantes diferencias respecto a los del sonido, tanto en su producción como en la propagación y aplicaciones.

La fuente natural más conocida de ondas electromagnéticas es el sol, aunque a través del espacio nos llegan rayos cósmicos de diferente naturaleza según el origen de los mismos.

Sin embargo es el hombre quien manipula una amplia gama de ondas electromagnéticas, principalmente en el campo de la radiocomunicación.

La denominación electromagnética se debe a que esta clase de ondas está formada por un campo eléctrico y un campo magnético asociados (ver figura 1), y la propagación se hace a frecuencias mucho más elevadas que las del sonido sin que sea necesario un soporte material para las mismas. En 1873 James Maxwell demostró teóricamente que la luz visible consta de dos ondas electromagnéticas, que tiene por componentes un campo eléctrico y un campo magnético.



Estos dos componentes tienen la misma longitud de onda y frecuencia, y por lo tanto la misma velocidad, pero viajan en planos mutuamente perpendiculares (fig. 1)

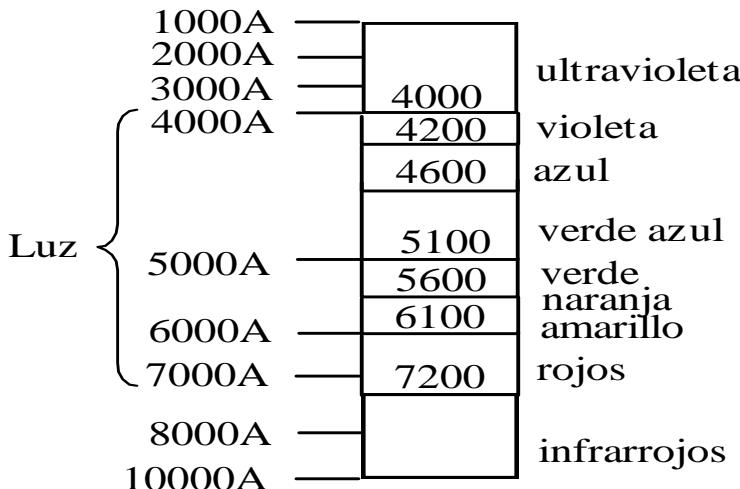
Las ondas electromagnéticas por su propia naturaleza lleva asociadas, materia y energía, y pueden propagarse a través del aire e incluso en el vacío; es más no necesitan transmitirse como una vibración de las moléculas del aire ya que los propios impulsos de las ondas se empujan unos a otros para recorrer los diferentes medios o los espacios vacíos.

Lo que diferencia unas ondas electromagnéticas de otras es precisamente su frecuencia o su longitud, ya que la velocidad de propagación en todas ellas es de $3 \cdot 10^8$ m/s aproximadamente.

EL ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO

El conjunto de todas las ondas electromagnéticas constituye el espectro electromagnético, lo cual podemos observar en la tabla que se muestra:

Espectro	Frecuencia	Longitud de onda
Rayos cósmicos	3.10^{16} MHz	10^{-11} cm
Rayos gamma	6.10^{13} MHz	5.10^{-8} cm
Rayos X	3.10^{10} MHz	10^{-6} m
Rayos ultravioleta	$7.5.10^8$ MHz	4.10^{-5} cm
Visión humana	$3.75.10^8$ MHz	8.10^{-5} cm
Rayos infrarrojos o calor	3.10^{16} MHz $7.5.10^5$ MHz	10^{-2} cm 4.10^{-2} cm
Experimental y enlaces de microondas, televisión, radar, ayuda aérea	890 MHz 475 MHz	0,337 m 0,630 m
Televisión	216 MHz 174 MHz 108 MHz	1,39 m 1,72 m 2,78 m
Televisión, Radio y FM	88 MHz	3,41 m
Televisión	54 MHz	
Radio, ondas cortas y muy cortas	1600 kHz	187,5 m
Radio, onda media	550 kHz	545,45 m
Radio, onda larga	20 kHz	15.10^3 cm
Oido humano	10 kHz 20 Hz	10.10^3 cm 15.10^6 cm



TEORIA CUÁNTICA DE MAX PLANCK

En 1900 Max Planck rompió radicalmente con los conceptos hasta ese entonces aceptados por la física clásica en la que se consideraba "Que los átomos y las moléculas solo podían emitir o absorber cualquier cantidad de energía radiante". Planck dijo: "Que los átomos y las moléculas sólo podían emitir o absorber energía en cantidades discretas como pequeños paquetes o fardos". Planck dio el nombre de cuanto a la mínima cantidad de energía que podía ser emitida o absorbida en forma de radiación electromagnética.

La energía E de un solo cuanto de energía emitido es proporcional a la frecuencia de radiación:

$$E \propto v \Rightarrow h \cdot v$$

$$h : \text{constante de Planck} = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J} \cdot \text{s}$$

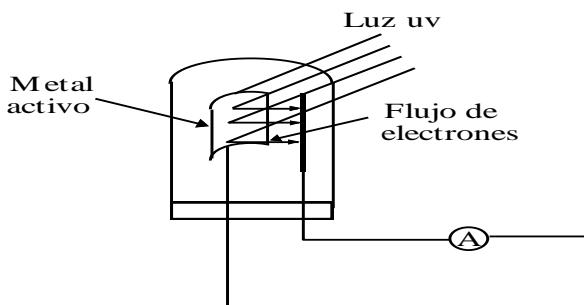
Según esta teoría de Planck, la energía siempre se emite en múltiplos de hv , así : hv , $2hv$, $3hv$,, pero nunca como $1,67 hv$ o $4,98 hv$.

Planck al presentar su teoría, no pudo explicar el porqué las energías están ordenadas o cuantizadas en este forma.

Empero, partiendo de esta hipótesis, no se tenía dificultad en correlacionar los datos experimentales de emisión de sólidos en todo el intervalo de longitudes de onda, motivo por el que la teoría cuántica tuvo aceptación.

EFECTO FOTOELECTRICO

La teoría cuántica ha permitido solucionar diversos problemas que no podían resolverse en función de la física newtoniana y la teoría ondulatoria de la luz. En 1905 Albert Einstein 5 años después de haber presentado Max Planck su teoría cuántica, hizo uso de esta teoría para resolver otro misterio de la física clásica, el fenómeno conocido como el EFECTO FOTOELECTRICO. Cuando se irradia una superficie metálica pulida en el vacío con luz monocromática de alta frecuencia, ésta emite electrones. Este fenómeno fue descubierto, por vez primera, por Heinrich Hertz, en 1887, quién observó que las chispas saltaban más fácilmente entre dos esferas cuando sus superficies eran iluminadas por las de otra chispa Hallwachs un año después investigó este efecto más detenidamente, es por lo que a veces es conocido por su nombre.



Para generar fotoelectrones, la luz incidente debe tener una frecuencia mayor que la frecuencia umbral (v_0), metales diferentes tienen diferentes frecuencias umbrales. La luz que tiene una frecuencia inferior a la frecuencia umbral (v_0) para un metal dado no producirá electrones no

importando cuál sea la intensidad de la luz. Si la frecuencia de la luz incidente es mayor que la frecuencia umbral (v_o) del metal, entonces se emitirán electrones. Las energías cinéticas de los electrones aumentan linealmente con la frecuencia de la luz incidente. Así para una frecuencia dada, sea superior a la frecuencia umbral.

El aumento de la intensidad de la luz incrementa la velocidad de emisión de los electrones, pero no aumenta su energía cinética máxima. Estos hechos pueden explicarse si se supone que la luz consiste de fotones que tienen energía $E = h.v.$, y que un electrón interactúa con un solo fotón. Cuando un fotón golpea la superficie del metal, cede su energía al electrón, una parte de la energía permite vencer la fuerza de atracción entre el electrón y el metal, el resto imparte energía cinética al fotoelectrón expulsado.

La energía del electrón (Fotoelectrón), luego de recibir el cuánto ($h.v_o$), es igual a la energía que permite arrancar el electrón del metal, más la energía cinética que adquiere el electrón después de la emisión. Esta situación se resume mediante la ecuación:

$$E_o = E_e + E_c$$

siendo : $E_o = h.v_o \wedge E_e = W \wedge E_c = 1/2 mv^2$

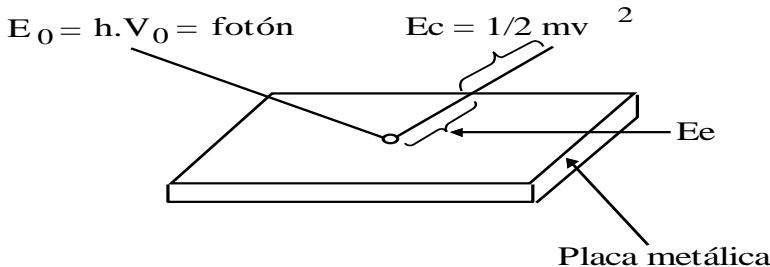
Donde :

E_o : Energía total entregado por el fotón = $h.v_o$

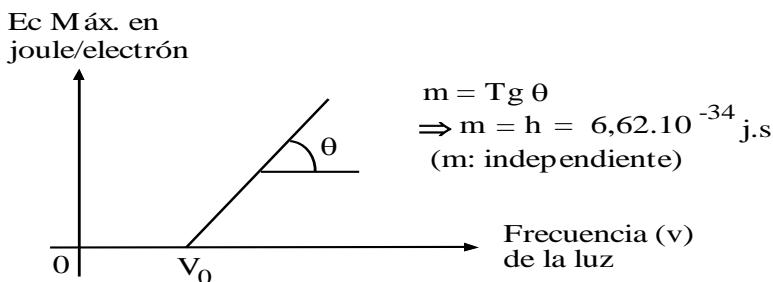
E_c : Energía cinética de los elementos o fotoelectrones emitidos

E_e : Función trabajo del metal (Energía de enlace del electrón o Energía de arranque del electrón en el metal)

Reformulando la ecuación : $E_c = E_0 - E_e$, siendo: $E_c = \frac{1}{2}mv^2$; mediante esta expresión se cumple que cuanto más energético (mayor frecuencia), mayor será la energía cinética del electrón emitido.



Si $E_c = 0 \Rightarrow V_0$: frecuencia umbral



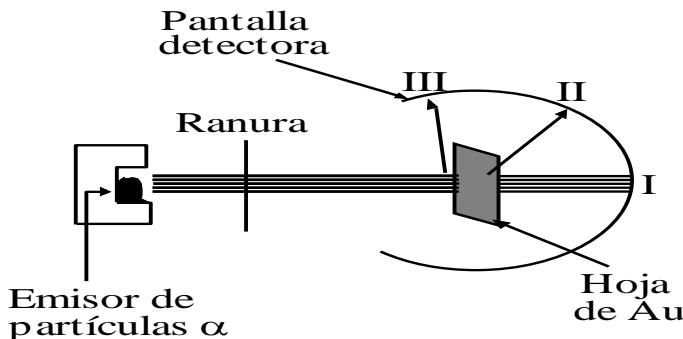
En la figura se muestra la energía cinética máxima contra la frecuencia de la luz incidente, resultando una recta cuya pendiente es igual a la constante de Planck "h". La extrapolación de la línea a energía cinética cero produce la frecuencia umbral " V_0 "

NUCLEO ATÓMICO - RUTHERFORD

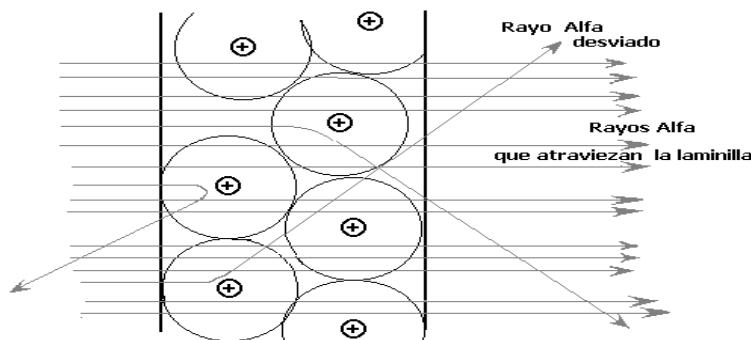
En 1910 Ernest Rutherford, se encontraba estudiando los ángulos a los cuales las partículas α se dispersaban al pasar a través de una delgada hoja de oro (pan de oro), encontrando que la desviación era mínima aproximadamente 1° lo cual era consistente con el modelo de Thompson. Hasta que un día del mismo año HANS GEIGER, un asociado de Rutherford, le propuso que ERNEST MARSDEN un estudiante no

graduado de 20 años de edad, que trabajaba en su laboratorio, obtuviera alguna experiencia llevando a cabo ciertos experimentos.

Entonces Rutherford sugirió que Marsden viera si las partículas α se dispersaban a través de ángulos grandes. Marsden participó su observación a Rutherford y colaboradores y observaron que casi todas las partículas α atravesaban la lámina de oro con poca o ninguna deflexión (desviación).



Sin embargo algunas se desviaban en ángulos grandes inclusive algunas de las partículas α que chocaban con la lámina de oro (pan de oro) se desviaban rebotando hacia atrás, en la misma dirección de la cuál venían. Rutherford quedó atónito que según sus propias palabras afirmó: "Fue el acontecimiento más increíble que me ha ocurrido en la vida. Era casi como disparar un petardo de 15 pulgadas a un pedazo de papel tejido, y que éste llegara de regreso y golpeara a la persona con lo que había disparado".



Hacia 1911, Rutherford pudo explicar estas observaciones:

- I. Que la mayoría de las partículas α con carga positiva atraviezan por el espacio desocupado sin experimentar desviaciones porque no llegan a las cercanías de núcleos de oro.
- II. Que algunas partículas α que pasan cerca de los núcleos son repelidas por la fuerza electrostática y por tanto se desvían con ángulos grandes.
- III. Las pocas partículas α que siguen una “trayectoria de colisión” contra los núcleos de oro son repelidas hacia atrás, regresando en la misma dirección.

Mediante esta explicación y la realización de muchos experimentos con placas o láminas delgadas de distintos metales que proporcionaron resultados similares Rutherford establece un modelo para el átomo de hidrógeno.

MODELO ATÓMICO DE RUTHERFORD

Como resultado del descubrimiento del núcleo atómico, establece:

1. El electrón se encuentra a determinadas distancias del núcleo, girando a su alrededor describiendo órbitas circulares concéntricas.
2. La fuerza centrífuga que desarrolla el electrón al girar, debe contrarrestar la fuerza de atracción electrostática que ejerce el núcleo (+), sobre el electrón (-).
3. El minúsculo átomo es un inmenso vacío, lo que explica el paso inalterable de la gran mayoría de las partículas α , cargadas positivamente y el rebote de unas cuantas significaba que se debían, a las cargas del núcleo de cada átomo de oro.
4. Determinó que el diámetro del núcleo es aproximadamente 10 000 veces menor que el diámetro del átomo. **Dátomo** = 10^{-8} y **Dnúcleo** = 10^{-12}

5. Describió al átomo como un sistema solar en miniatura, constituido por un núcleo aún más pequeño que contiene casi toda la masa del átomo, y los electrones girando en órbitas a su alrededor.

W. Wein (1898), usando un tubo de descarga similar al Thomson, determinó la relación carga/masa de las partículas positivas constituyentes de los rayos canales.

$$e/m_p = + 9,579 \times 10^4 C/g$$

Los rayos positivos se diferenciaban de los electrones, no sólo en la carga. Mientras todos los electrones tenían una relación constante de (e/m_e), en el caso de las partículas positivas, la relación (e/m_p) dependía del gas usado en el tubo de descarga. Cuando se usaba hidrógeno gaseoso, resulta la partícula positiva con menor masa (valor e/m más grande) que cualquier otro ion positivo. De este modo se escogió a esta relación, como la base, para caracterizar a las partículas positivas. Rutherford sugirió el nombre de “**protón**” para esta partícula

ESPECTROS

Definición: Separación en sus componentes de longitud de onda diferentes que sufre una radiación de una fuente de luz al paso a través de una sustancia, un prisma o una rejilla de difracción. Este fenómeno de descomposición de la luz o radiación en sus componentes de diferentes colores se debe a que cada componente (cada color) tiene distintas longitudes de onda, por ende diferente energía.

TIPOS DE ESPECTROS:

1. **ESPECTROS DE EMISIÓN:** Resulta de la descomposición de la radiación que emite los cuerpos, pudiendo ser : continuos y de líneas o de bandas.

1.1 Espectro Continuo: Es el que produce la radiación que emite los cuerpos sólidos y líquidos candentes.

1.2 Espectro de Líneas o de Bandas: Es lo que se obtiene como producto de la radiación, que emana los gases incandescentes.

El espectro de emisión en un átomo, viene a ser la transición del electrón de un estado estacionario de mayor energía a otro de menor energía, emitiendo el exceso de energía en forma de radiación, dando lugar al espectro luminoso.

2. ESPECTRO DE ABSORCIÓN: Tiene lugar, cuando una radiación electromagnética continua como la de un foco, algunas de sus longitudes de onda es absorbida al pasar a través de una sustancia.

El espectro de absorción en un átomo se da, debido a la transición del electrón de un nivel inferior a un nivel superior, siendo un proceso inverso del espectro de emisión.

El espectro solar consiste de un espectro continuo cruzado por líneas negras debidas a absorciones atómicas en la envoltura exterior del sol, a esta línea se le conoce con el nombre de "Líneas de Fraunhofer"

MODELO ATÓMICO DE NIELS BOHR

En 1913, el físico danés, Niels Bohr discípulo de Rutherford, propuso un modelo para el átomo de hidrógeno aplicando de manera acertada la teoría cuántica de Max Planck, y haciendo uso de ecuaciones básicas de la física para el cálculo de la energía del electrón del hidrógeno en los diferentes niveles posibles, para obtener las diferencias de energía entre estos niveles con la finalidad de determinar la frecuencia de luz que interviene.

El modelo del átomo de hidrógeno de Bohr se basa en sus 4 postulados :

Postulado 1: El átomo de hidrógeno consiste en un núcleo que contiene un protón (y por lo tanto una carga +e), y un electrón con carga (-e) que se mueve alrededor del núcleo, en una órbita circular de radio "r".

Según la ley de Coulomb: La fuerza (F) de atracción entre el núcleo y el electrón es:

$$F = k \left(e^2 / r^2 \right) = e^2 / r^2 ;$$

las unidades se eligen de tal manera que $k = 1$

Esta fuerza precisamente equilibrada la fuerza centrífuga (F_c) sobre el electrón:

$$F_c = mv^2 / r$$

“m” : masa del electrón y “v”: velocidad de mov. del electrón

$$F_c = F \Rightarrow mv^2 / r = e^2 / r^2$$

$$\Rightarrow v^2 = e^2 / mr \quad \dots \dots \dots \quad (1)$$

Postulado 2: No son permitidos todas las órbitas circulares para el electrón. Sólo se permiten las órbitas que tienen momento angular del electrón, “mvr”, igual a los múltiplos enteros de $h/2\pi$. (h : cte de Planck)

$$mvr = nh/2\pi ; n = 1,2,3,4,5 \quad \dots \dots \dots$$

$$v = nh/2\pi mr \Rightarrow v^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m^2 r^2 \quad \dots \dots \dots \quad (2)$$

Al igualar las dos expresiones (1) y (2) para v^2 se determina la expresión para “r” radio de una órbita permitida : $r = h^2 n^2 / 4\pi^2 m e^2 \quad \dots \dots \dots \quad (3)$

$$\text{resultando } a_o = h^2 / 4\pi^2 m e^2 = 0,529 \approx 0,53 \text{ Å}$$

donde : A : Angstrom = 10^{-8} cm

$$\text{Por lo tanto : } r_n = a_o n^2 A^0 \quad //..$$

Postulado 3: Como consecuencia de las restricciones sobre el momento angular de una órbita, fija la energía de un electrón en una órbita dada,

QUIMICA

esto es, que : "Mientras el electrón permanece en la órbita, no absorbe ni irradia energía".

La energía total (E), de un electrón es la suma de su energía potencial ($E_p = mg r$, y $mg = -e^2 / r \Rightarrow E_p = (-e^2 / r) \cdot r \Rightarrow E_p = -e^2 / r$), y su energía cinética ($E_c = 1/2 mv^2 = e^2 / 2r$)

según el postulado (1) :

$$E = E_c + E_p = e^2 / 2r - e^2 / r = -e^2 / 2r$$

al reemplazar : $r = h^2 n^2 / 4\pi^2 m e^2$ en (1)

se tiene :

$$E = -2\pi^2 me^4 / h^2 n^2 = -13,6 \text{ eV} / n^2 ;$$

ev : electrónvoltio = $1,6 \cdot 10^{-19}$ J

Por lo tanto:

$$E_n = -e^2 / 2r = -13,6 \text{ eV} / n^2 \quad \dots \dots \dots \quad (6)$$

mediante (I) y (θ) y las expresiones de E_c y E_p obtenemos las siguientes relaciones :

$$E_c = -E, \text{ and } E_p = 2E \Rightarrow E_c = 13.6 \text{ eV} / n^2 \text{ eV}$$

$$E_p = 2 \left(-13,6 \text{ ev} / n^2 \right) = -27,2 / n^2 \text{ ev}$$

Por lo tanto los valores de “n” determinan las energías posibles del electrón.

El signo menos en la expresión de la energía, significa que mientras más grande sea el valor numérico de “n”, más alta será la energía del electrón.

Postulado 4: Para cambiar desde una órbita a otra, el electrón debe absorver o emitir una cantidad de energía exactamente igual a la diferencia de energía entre las órbitas. Cuando está involucrada la energía luminosa, el fotón tiene una frecuencia dada por:

$$h.v. = E_f - E_i$$

$$\Rightarrow \Delta E = h.v. = \left(2\pi^2 m e^4 / h^2\right) \left[\left(1/n_i^2\right) - \left(1/n_f^2\right) \right]$$

$$\Delta E = h.v. = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \left[\left(1/n_i^2\right) - \left(1/n_f^2\right) \right]$$

ESPECTRO EMISIÓN DEL ÁTOMO DE HIDRÓGENO

El modelo atómico de Bohr incluía la idea de electrones moviéndose en órbitas circulares en la que impuso restricciones para el único electrón del átomo de hidrógeno, que se encuentra localizada sólo en ciertas órbitas, dado que estas poseen energía particular asociada con el movimiento del electrón y tienen un valor fijo, esto es, están cuantizadas. La emisión de la radiación de un átomo de hidrógeno excitado podría entonces explicarse en términos de la caída del electrón de una órbita de alta energía a una de menor energía, con la liberación de un cuanto de energía (un fotón) en forma de luz.

Mediante los conceptos de interacción electrostática y las leyes de movimiento de Newton, Bohr demostró que las energías que el electrón puede poseer en el átomo de hidrógeno están dadas por:

$$E_n = R_H \left(\frac{1}{n^2} \right)$$

E_n : Energía del "e" en el nivel "n"

R_H : cte de Rydberg

$= 2,18 \cdot 10^{-18}$ J

n : # cuántico principal

(n : 1, 2, ..., 7)

El signo negativo, implica que todas las energías permitidas para el electrón son negativas.

La diferencia de energías está dado por:

$$\Delta E = h \cdot v. = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} [(1/n_i^2) - (1/n_f^2)] \dots \dots \dots \text{(Postulado 4)}$$

$$\Delta E = h \cdot v. = R_H [(1/n_i^2) - (1/n_f^2)]$$

R_H : cte de Rydberg.

$n_i > n_f$ emite energía hacia el entorno $\Delta E (-)$;

$n_i < n_f$ absorbe energía $\Delta E (+)$

Cada línea espectral en el espectro de emisión corresponde a una transición específica en el átomo de hidrógeno.

LINEAS ESPECTRALES

Al estudiar una gran cantidad de átomos de hidrógeno, se observan todas las transiciones posibles, por lo tanto, las líneas espectrales correspondientes.

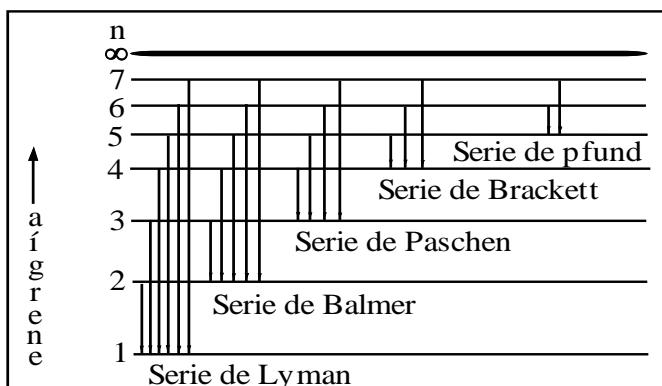
La brillantez de la línea espectral depende del número de fotones con la misma longitud de onda emitidos.

El espectro de emisión de hidrógeno cubre un amplio intervalo de longitudes de onda desde el infrarrojo hasta el ultravioleta, las series de transición en el espectro de hidrógeno, reciben los nombres de sus descubridores, tal como se muestra en el cuadro:

Serie de espectro de emisión del átomo de hidrógeno

SERIE	n_f	n_i	Región del espectro
Lyman	1	2,3,4 ... ∞	ultravioleta
Balmer	2	3,4,5 ... ∞	visible y ultravioleta
Pashen	3	4,5,6 ... ∞	infrarrojo
Bracket	4	5,6,7 ... ∞	infrarrojo lejano
Pfund	5	6,7,8 ... ∞	infrarrojo lejano

Niveles de energía en el átomo de hidrógeno y las diversas series de emisión



$$\Delta E = R_H \left[\left(1/n_i^2 \right) - \left(1/n_f^2 \right) \right]$$

$$R_H : \text{cte de Rydberg} = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

MODELO ATOMICO BOHR - SOMMERFIELD

Basándose en el efecto Zeeman, que fue observado por primera vez por Pieter Zeeman (1865 - 1943) en 1895 al examinar un espectro lineal que cuando la luz pasaba por un campo magnético cada una de sus líneas se dividía en varios componentes, ligeramente más finas, supuso que esto implicaba la existencia, que en lugar de un solo nivel de energía, existían un cierto número de subniveles muy próximos, y para explicar el desdoblamiento de las líneas espectrales Arnold Wilhelm Sommerfield establece la existencia de orbitales elípticas en los niveles superiores al primer nivel. Mediante la explicación de la existencia de subniveles de energía y órbitas elípticas en niveles superiores primer nivel, sommerfield complementa al modelo atómico de Bohr, por lo que se conoce como modelo atómico Bohr - Sommerfield.

Sin embargo este modelo tampoco podía explicar la presencia de las líneas espectrales en átomos con más de un electrón.

MODELO ATÓMICO ACTUAL

Es un modelo esencialmente matemático, basado en los siguientes principios:

1. Naturaleza dual onda-partícula de la materia Louis de Broglie 1924.

Louis de Broglie, consideró que un electrón enlazado a un núcleo se comporta como una onda estacionaria, razonó, que si el electrón se comporta en realidad como una onda estacionaria en el átomo de hidrógeno, entonces la longitud de onda debe ser exactamente igual a la longitud de la circunferencia de la órbita. En caso contrario, la onda se cancelaría parcialmente a si misma, en cada vuelta sucesiva,

reduciéndose la amplitud del a onda a cero, y la onda no existiría, lo cual se indica mediante la expresión.

$$2\pi r = n\lambda ; \quad r : \text{radio de órbita}$$

λ : longitud de onda

n : 1; 2; 3; ...

n: es entero, implica que "r" solo puede tener ciertos valores a medida que "n" aumenta de 1; 2; 3; ..., como la energía del electrón depende del tamaño de la órbita o del valor de "r" su valor debe estar cuantizado.

Este raciocinio de De Broglie le permitió deducir que las propiedades ondulatorias y corpusculares están relacionados por la expresión :

$$\boxed{\lambda = h / mv} ;$$

λ : long. onda asociad. partícula

m : masa de la partícula

v : velocidad de la partícula

Lo que se resume en que: "La materia al igual que la energía presenta un carácter dualístico, de onda – partícula

2. Niveles estacionarios de energía Niels Bohr 1913

"El electrón mientras gira en una misma órbita, no emite ni absorbe energía debido a que dicha órbita contiene un número entero de longitudes de onda de De Broglie"

Longitud de una órbita : $2\pi r = n\lambda$

Reemplazando : $\lambda = h/mv$

se obtiene : $nh = 2\pi rmv$

momento angular : $mvr = nh/2\pi$

3. Principio de incertidumbre Werner Heisenberg 1927

Este principio establece que "Es imposible conocer simultáneamente el momento exacto del electrón, y su ubicación en el espacio".

Por tanto, no es apropiado imaginar a los electrones moviéndose en órbitas circulares bien definidas alrededor del núcleo.

Esta relación inversa entre la incertidumbre de la ubicación en el espacio y del momento en el electrón, expresado en forma matemática es :

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq h / 4\pi$$

Δx : incertidumbre en la posición

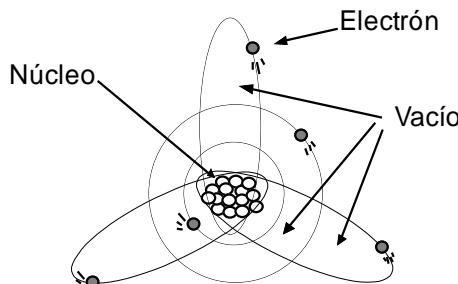
Δp : incertidumbre en el momento (mv)

h : constante de Planck

ATOMO MODERNO

El átomo actual se considera que está formado por una parte central llamada núcleo y la parte periférica llamada zona extranuclear.

En el núcleo se encuentran los nucleones positivos (protones) y neutros (neutrones), el núcleo posee carga positiva y concentra el 99,99% de la masa del átomo, pero su diámetro es diez mil veces menor que el del átomo, aproximadamente.



* El átomo es más vacío que materia

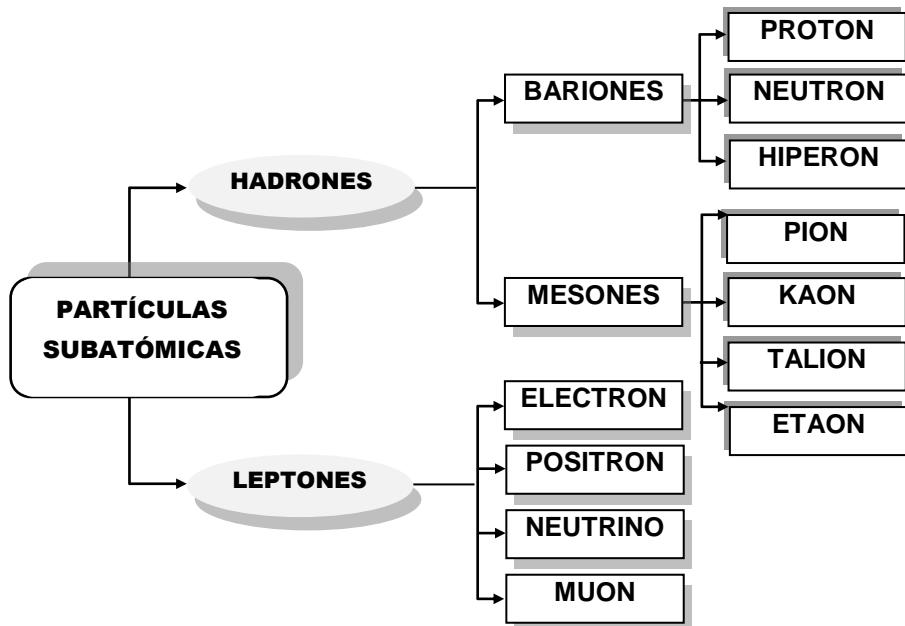
$$D_{\text{átomo}} = 10^4 D_{\text{núcleo}}$$

CARACTERÍSTICAS DE LOS CORPÚSCULOS SUBATÓMICOS

Corpúsculo	Masa Absoluta	Masa Relativa	Carga Absoluta	Carga Relativa	Descubridor
neutrón : n	$1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	1 uma	cero	0	Chadwick : 1932
protón : p ⁺	$1,672 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$	1 uma	$+1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	+1	W. Wien: 1913
electrón e ⁻	$9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$	1 uma/1837	$-1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$	-1	Thomson : 1897

Observación: $m_n > m_{p^+} \gg m_{e^-}$

- A nivel pre : $m_n = m_{p^+} \approx 1 \text{ uma} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
- Rutherford descubrió el núcleo atómico en 1911



Las partículas subatómicas poseen un conjunto de propiedades intrínsecas como la carga, la masa en reposo, spin, tipos de interacciones (mediante una de las cuatro fuerzas naturales: electromagnéticas, débil, fuerte y gravitatoria) número bariónica, vida media, etc. Según estas propiedades se clasifican en dos grandes grupos Leptones y los hadrones.

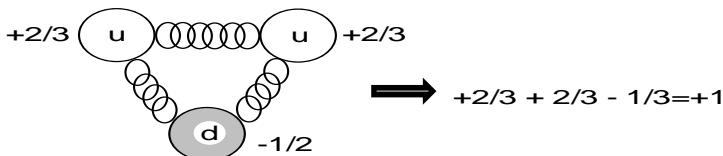
1. LEPTONES: Son partículas de masa ligera y de interacción débil.

Entre ellos tenemos:

- * **Electrones:** (e^-) Es una partícula muy estable (no decae en otras partículas) con espín igual a $1/2$ masa en reposo igual a $9,1 \times 10^{-28}$ gramos y carga relativa (-1)
- * **Neutrino:** (ν) partícula más ligero que el electrón con masa en reposo y carga igual a cero con espín igual a $1/2$, se manifiesta en decaimiento beta (β^- , β^+)
- * **Muon:** (μ) es la más pesada, su masa en reposo es 200 veces mayor que la masa del electrón, con espín igual a $1/2$. Decae en electrón y dos neutrinos con una vida media de $2,2 \times 10^{-4}$ segundos.

2. HADRONES: Significa partícula de interacción fuerte, son pesadas en comparación con los leptones están constituidas de ciertas partículas elementales llamados Quarks y se agrupan en Bariones y Mesones.

- * **Bariones:** Tienen Espín fraccionario ($2/3$ y $-1/3$) y cada uno de estos está formado por 3 quarks, entre los Bariones tenemos: el protón, neutrino, hiperón A (lambda), hiperón ϵ (cascada), hiperón Ω (omega)
- * **Protón:** está formado por 3 quarks; 2 quarks arriba y 1 quarks abajo.



- * **Neutrón:** Está formado por 3 quarks; 1 quarks arriba y 2 quarks abajo.

QUARKS

Son las partículas más pequeñas que constituyen la materia por lo tanto se considera las partículas elementales de la materia.

El concepto de quark fue propuesto independientemente en 1963 por los físicos estadounidenses Murray Gell-Mann y George Zweig. El término quark se tomó de la obra Finnegans Wake del escritor irlandés James Joyce.

Al principio se pensó que existían tres tipos de quark: up, Down y strange. Se cree, por ejemplo, que el protón está formado por dos quarks up y dos quarks Down. Más tarde, los teóricos postularon la existencia de un cuarto quark; en 1974 se confirmó experimentalmente la existencia de este quark, denominado charm. Posteriormente se planteó la hipótesis de un quinto y sexto quark denominados respectivamente bottom y top - por razones teóricas de simetría.

Los quarks tienen la inusual característica de tener carga eléctrica fraccionaria, de valor $2/3$ ó $-1/3$.

I. ESTUDIO DEL NÚCLEO ATÓMICO (NUCLIDO)

1) Número Atómico (Z) : $Z = \# p^+$

Obs. Sólo si el átomo es neutro: $\# e^- = \# p^+$

2) Número de masa (A)

$$A = N + Z \Rightarrow N = A - Z$$

en una $\# n$

3) Representación de un núclido atómico

Neutro	Iónico
$A_Z E$	$A_Z^X E^{\pm}$

Donde:

E = Símbolo del átomo

X : carga iónica del átomo

- Catión: $Z_E^{X+} \rightarrow$ perdió $x e^- \Rightarrow \# e^- = (z - x)$

- Anión: $Z_E^{X-} \rightarrow$ ganó $x e^- \Rightarrow \# e^- = (z + x)$

Nota: Si 2 átomos diferentes presentan la misma configuración electrónica ($= \# e^-$), se llaman isoelectrónicos.

4) Especies Atómicas:

Se llaman así al conjunto de núclido que poseen igual número de nucleones positivos o neutros, dependiendo ello de su naturaleza. Veamos el cuadro:

Naturaleza	Especies	Z	A	N
=	Isótopos o Hílicos	=	≠	≠
≠	Isóbaros	≠	=	≠
≠	Isoneutrónicos o isótonos	≠	≠	=

Ejem. Llenar el siguiente cuadro y mencionar a que especies pertenecen.

	Átomo	A	Z	N	#
I	$^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$				
II	$^{37}_{17}\text{Cl}^-$				
III	$^{40}_{18}\text{Ar}$				
IV	$^{35}_{17}\text{Cl}^-$				

ISÓTOPOS DEL HIDRÓGENO

Estructura	^1_1H	^2_1H	^3_1H
Nombre	Protio	Deuterio	Tritio
Z	$1\ p^+$	$1\ p^+$	$1\ p^+$
# e ⁻	$1\ e^-$	$1\ e^-$	$1\ e^-$
N	0 n	1n	2n
A	1 uma	2 uma	3 uma
Átomo	liviano	pesado	super-pesado
Abundancia en la Tierra	99,985%	0,0149%	$10^{-15}\%$
Símbolo	H	D	T
Abundancia en el Sol	No hay	26%	73%
	1% de helio y otros		

Catión	# e ⁻	Nombre	Agua
¹ ₁ H ⁺	0	Protón: H ⁺	H ₂ O Liviana
² ₁ H ⁺	0	Deutrón: D ⁺	D ₂ O Pesada
³ ₁ H ⁺	0	Tritón: T ⁺	T ₂ O Superpesada

Peso (Masa) Atómico de un elemento en función de sus isótopos (P.A.)

$$\text{P.A.}_{(E)} = \frac{A_1 \%_1 + A_2 \%_2 + \dots}{100}$$

$$\text{P.A.}_{(E)} = \frac{A_1 \cdot C_1 + A_2 \cdot C_2 + \dots}{C_1 + C_2 + \dots}$$

Donde:

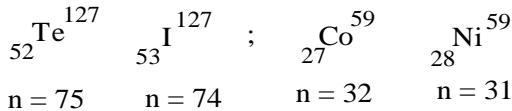
- A_i : Número de masa del isótopo i
- $\%_i$: Porcentaje de abundancia del isótopo i
- C_i : Cantidad de átomos del isótopo i

$$i = 1; 2; 3; \dots$$

ISOBAROS

Átomos de elementos químicos diferentes que presentan el mismo número de masa.

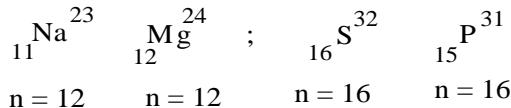
Z	A	n
≠	=	≠



ISOTONOS

Átomos de elementos químicos diferentes que presentan el mismo número de neutrones.

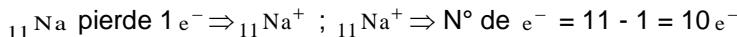
Z	A	n
≠	≠	=

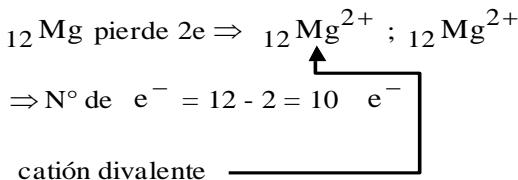


IONES

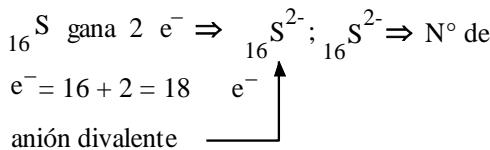
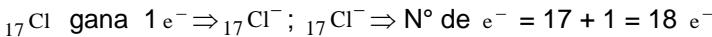
Átomos o conjunto de átomos que presentan carga eléctrica como consecuencia de ganar o perder uno o más electrones y pueden ser :

Catión: Ión positivo, se obtiene cuando el átomo pierde uno o más electrones.



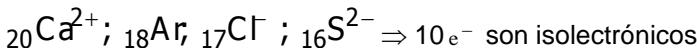
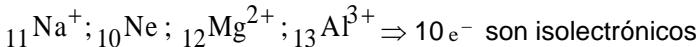


Anión: Ión negativo, se obtiene cuando el átomo gana uno o más electrones.



ATOMOS ISOELECTRONICOS

Son átomos neutros o iones que presentan igual número total de electrones.



QUIMICA NUCLEAR

Es el estudio de los cambios en los cuales toman parte los núcleos de los átomos, estos cambios son denominados cambios nucleares o radiactivos y según como se realicen dichos cambios nucleares estas pueden ser de tipo natural o artificial.

Todo cambio nuclear o radiactivo implica la conversión de un elemento en otro diferente.

1. RADIACTIVIDAD NATURAL: Cuando la emisión de partículas o de radiación electromagnética o de ambas que origina los núcleos de átomos inestables, es espontánea.

El científico británico Ernest Rutherford (1871 - 1937) al realizar el estudio acerca de la naturaleza de la radiactividad encontró que está conformado por tres tipos de radiación:

Rayos Alfa (α) : Son núcleos de Helio cargado positivamente

$$\alpha = {}_2^4 \text{He}^{2+}$$

Características

- Se combinan con los electrones para formar átomos de Helio.
- Tienen masa mucho mayor que las partículas beta es aproximadamente unas 7000 veces mayor que la de los electrones; esto es, cuatro veces la del átomo de hidrógeno.
- Tienen una velocidad de 20 000 km/s
- Tienen menor poder de penetración que los rayos beta.

Rayos Beta (β): Son haces de electrones de carga negativa de masa excesivamente pequeña en comparación con la masa de un nucleón, cuya representación es:

$${}_{-1}^0 \beta = e^-$$

Características:

- Son desviados por el campo magnético y eléctrico.
- Se mueven con una velocidad de 96 000 a 297 000 km/s
- Tienen mayor poder de penetración
- Tienen menor poder de ionización que los rayos α

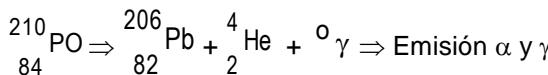
Rayos Gamma (γ) Son radiaciones electromagnéticas de longitud de onda muy corta (alta energía), y se representa mediante:

$${}_{0}^0 \gamma$$

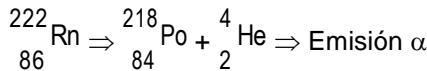
Características

- No son desviados por el campo magnético ni eléctrico
- Tiene alto poder de penetración, es capaz de penetrar planchas de hierro de 30 cm de espesor.
- Esta radiación no altera ni el número atómico, ni la masa atómica de un núcleo.
- Destruye los tejidos (en la medicina se usa para la destrucción de tumores cancerosos)
- Son capaces de ionizar moléculas de agua formando iones H_2O^+ inestables, que al reaccionar con una molécula forma un ión H_3O^+ y una molécula OH^-

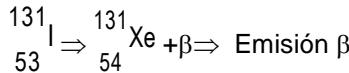
Ejemplo:



Ejemplo:



Ejemplo:



TIEMPO DE VIDA MEDIA: Viene a ser el tiempo necesario de desintegración para que la cantidad inicial de material radiactivo se reduzca a la mitad.

$$n = \frac{t}{t_{1/2}}$$

t : tiempo de desintegración

$t_{1/2}$: Tiempo de vida media

n : número de vidas medias

$$m_f = \frac{m_i}{2^n}$$

m_i : Masa inicial

m_f : Masa final

La velocidad a la cual un núclido radiactivo emite partículas, es independiente del estado físico o químico de la muestra. Depende únicamente de la clase y número de núcleos presentes. Si la muestra contiene inicialmente un cierto número (X) de núcleos, se llama **vida media** al periodo después del cual sólo existe la mitad del número original de núcleos $\left(\frac{X}{2}\right)$, y la velocidad de desintegración en aquel

momento será la mitad de lo que inicialmente era.

Los períodos de vida media varían considerablemente de núclido a núclido, desde 10^{-21} segundos hasta 10^{10} años. Para la determinación de la masa relativa de un elemento, se usan las masas de los isótopos más estables. Precisamente, la dificultad en determinar la masa atómica de los últimos elementos conocidos (es decir los de $Z \geq 103$) es que están formados de isótopos muy inestables con tiempos de vida media del orden de las fracciones de segundo.

TABLA 7:Tiempo de vida media ($t_{1/2}$)de algunos núclidos

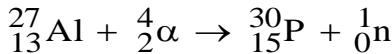
$^{11}_6\text{C}$	20,5 minutos	$^{235}_{92}\text{U}$	$7,13 \times 10^8$ años
$^{12}_6\text{C}$	estable	$^{238}_{92}\text{U}$	$4,51 \times 10^9$ años
$^{13}_6\text{C}$	estable	$^{18}_{9}\text{F}$	1,87 horas
$^{14}_6\text{C}$	5770 años	$^{19}_{9}\text{F}$	estable

II. RADIACTIVIDAD ARTIFICIAL

Es cuando los núcleos de los átomos sufren cambios, como resultado del bombardeo con partículas como: los neutrones, electrones u otros núcleos. Estos cambios nucleares inducidos de esta forma se conocen como transmutación nuclear.

En el año 1934 los científicos y esposos franceses, Frederic Joliot e Irene de Joliot, hija de los esposos Curie, realizaron en París la primera transmutación artificial que diera origen a un núcleo radioactivo.

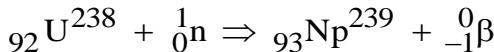
Efectuaron la reacción nuclear bombardeando núcleos de aluminio con partículas alfa, logrando obtener el isótopo P-30



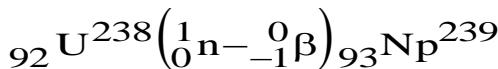
Ejemplo: Descubrimiento del protón por Rutherford



Ejemplo:



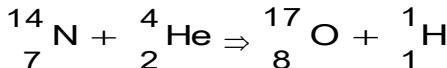
Forma simplificada



BALANCE DE UNA ECUACIÓN NUCLEAR

1. Conservación del Número de Masa (A): El número total de protones y neutrones en los productos y en los reactivos debe ser el mismo.
2. Conservación del Número Atómico (Z): El número total de cargas nucleares en los productos y en los reactivos debe ser el mismo.

Ejemplo:

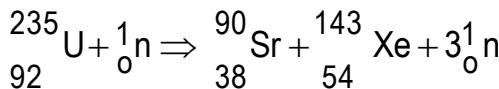


ENERGÍA NUCLEAR

Es aquella energía que tiene lugar debido a los cambios de energía en las reacciones nucleares tanto en la desintegración de los núcleos pesados-fisión, como en la unión de núcleos ligeros - fusión por ser procesos exotérmicos.

I. FISION NUCLEAR

Ocurre cuando un núcleo pesado ($A > 200$), se divide para formar núcleos más pequeños de masa intermedia y uno o más neutrones.



Los núcleos pesados son menos estables que sus productos, por lo que éste proceso libera una gran cantidad de energía.

Bomba Atómica:

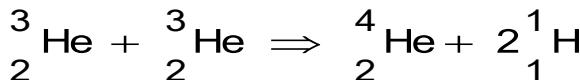
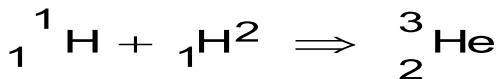
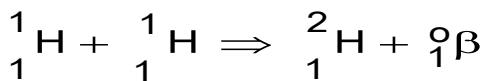
Una bomba atómica pequeña es equivalente a 20 000 ton. de TNT.

1 ton. de TNT aproximadamente libera $4 \cdot 10^9$ Joules de energía, entonces los 20 000 ton. De TNT liberará $8 \cdot 10^{13}$ joules de energía, si se sabe que: 1 mol o 235 g de URANIO-235 libera $2 \cdot 10^{13}$ joules de energía cuando se fisiona. Por lo tanto: La masa de isótopo presente en una bomba pequeña será:

$$235 \text{ g} \left(\frac{8 \cdot 10^3}{2 \cdot 10^{13}} \right) = 933 \text{ g} \equiv 10^3 \text{ g} = 1 \text{ kg}$$

II. FUSIÓN NUCLEAR:

Es la combinación o unión de pequeños núcleos para formar otros núcleos más pesados, con gran desprendimiento de energía que es mucho mayor que la de fisión nuclear. En el interior del sol, se cree que se llevan a cabo las reacciones de fusión que se indican:

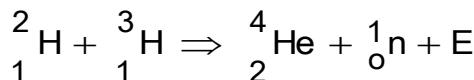


Las reacciones de fusión nuclear solo se llevan a cabo a muy altas temperaturas, por lo que se conoce como reacciones termonucleares.

Siendo la menor temperatura requerida para llevar a cabo una fusión, la que se necesita para fusionar:

Ejemplo:

Donde:



$E \Rightarrow$ Temp. : 40 millones de °K

La fusión es atractiva como una fuente de energía debido a la disponibilidad de isótopos ligeros y los productos de la fusión generalmente no son radiactivos, por lo que la fusión es potencialmente más limpio que la fisión.

USOS DE LA ENERGIA NUCLEAR Y DE ISOTOPOS RADIACTIVOS

La primera aplicación de la fisión nuclear, fue la bomba atómica, en el marco de la segunda guerra mundial. Sin embargo, su aplicación pacífica más importante ha sido en la generación de electricidad, especialmente en Europa y Estados Unidos.

Por otro lado, los isótopos estables y radiactivos tienen variadas aplicaciones en la ciencia y en la medicina (trazadores). El carbono-14 es el más conocido; utilizado en el fechado de restos arqueológicos. En medicina, se utilizan con fines de diagnóstico y terapéuticos. En la Tabla 8, se resume las aplicaciones de algunos radioisótopos, en el campo de la medicina.

TABLA 8. Algunos radioisótopos y su aplicación médica

Isótopo	USOS
^{60}Co	Tratamiento del cáncer por radiación
^{131}I	Detección de disfunción de tiroides
$^{99\text{m}}\text{Tc}$	Formación de imágenes de cerebro, tiroides, hígado
^{32}P	Detección de cáncer a la piel
^{59}Fe	Medición de la formación de glóbulos rojos
^{24}Na	Rastreo del flujo sanguíneo y detectar obstrucciones

CONTAMINACION

La base química del daño provocado por radiación, estriba en la radiación ionizante, que en organismos vivos provoca daños somáticos (quemaduras, cataratas, erupciones, cáncer) y daños genéticos (mutaciones de los genes). El problema crítico de industria nuclear, es la disposición de sus desechos nucleares que poseen largos períodos de vida media y la probabilidad de accidentes, que en este caso son fatales. La explosión del reactor de Chernobyl (Rusia, 1986), liberó gran cantidad de material radiactivo al medio ambiente, contaminando gran parte del planeta por efecto de la lluvia radiactiva y afectando a la agricultura y producción de lácteos, en Rusia y Europa.

EVALUACION

- 01.** Respecto a los modelos atómicos. Señale verdadero (V) o falso (F):
- I. Según Dalton todos los átomos de un mismo elemento son iguales.
 - II. Rutherford con su experimento de rayos α comprobó la existencia de protones.
 - III. Thomson planteó la existencia del núcleo atómico al descubrir electrones.
- A) VVF B) FVV C) VFF
D) FVF E) VVV
- 02.** Respecto al modelo atómico de Rutherford indique verdadero (V) o falso (F) según corresponda:
- I. El átomo está constituido de protones, neutrones y electrones.
 - II. Los electrones giran alrededor de un núcleo de alta densidad masica.
 - III. Rutherford plantea su modelo después de bombardear láminas muy delgadas de oro, aluminio, etc. Con rayos catódicos.
- A) VVV B) VVF C) FVF
D) FVV E) FFF
- 03.** Los números atómicos de dos isobaros son 40 y 48. Si los isobaros tienen número de masa 90. Hallar la suma de neutrones de los dos isóbaros.
- A) 96 B) 91 C) 92
D) 90 E) 89
- 04.** En un átomo x su número de masa es el cuadrado de su número de electrones. Si su número atómico es 4. Calcular cuál es la diferencia entre el número de neutrones y el número de protones en su núcleo.
- A) 8 B) 10 C) 14
D) 16 E) 24

10. La vida media del U-239 es 25 minutos. Si se dispone de una muestra de 80 mg de U-239. ¿Cuántos mg se habrán desintegrado al cabo de 100 minutos, si se sabe que se desintegra por emisión beta?
- A) 32 B) 55 C) 14
D) 16 E) 75

BIBLIOGRAFÍA

1. ASIMOV, ISAAC; "Breve Historia de la Química", Editorial Alianza S.A., Cap. 12; Madrid, 1981 .
2. BURNS, RALPH A.; "Fundamentos de Química", Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. 2da. Ed., Cap 5, México, 1996
3. PETRUCCI, R. y HARWOOD, W.; "Química General", Prentice Hall Iberia S.R.L.; Cap 2; Madrid, 1999
4. PENTZ, M. J.; "Átomos, elementos e isótopos: estructura atómica", Curso Básico de Ciencias, Cap 6, The Open University, Mc-Graw–Hill, Colombia , 1971.
5. MOORE, J.W.; KOTZ, J.C.; STANITSKI, J.L.; et.al. "El Mundo de la Química. Conceptos y Aplicaciones" ; Pearson Educación; Cap 2, México, 2000.

SEMANA 03

MODELO MECANICO -ONDULATORIO DEL ATOMO Y LA CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA DE LOS ÁTOMOS

OBJETIVOS

- Relacionar las características de los modelos atómicos actuales diferenciando cada uno de los números cuánticos.
- Diferenciar y comprender como se originan los diferentes tipos de espectros: continuo o visible, de líneas y el espectro electromagnético.
- Explicar y comprender la teoría atómica de Bohr en base a la teoría cuántica de Max Planck.
- Comprender el comportamiento del electrón en un sistema atómico en base a los tres principios de la mecánica cuántica: cuantización de la energía, propiedad dual de la materia y el principio de incertidumbre.
- Ser capaz de manejar el significado y aplicaciones de los cuatro números cuánticos para poder describir el comportamiento del electrón.
- Establecer y realizar la distribución electrónica de cualquier especie atómica, ya sea átomos neutros o iones.

CONTENIDOS

1. Ondas electromagnéticas. Espectro electromagnético. Espectro continuo y espectro discontinuo. El espectro del átomo de hidrógeno.
2. Inicios de la Teoría Cuántica: ecuación de Max Planck.
3. Modelo del átomo de Niels Bohr. Postulados.
4. Modelo mecano – ondulatorio del átomo. La naturaleza dual del electrón. Principio de incertidumbre de Heisenberg. La ecuación de Schrödinger.
5. Números Cuánticos.
6. Configuración electrónica de los elementos: Principio de exclusión de Pauli. Regla de Hund.
7. Configuraciones de alta estabilidad. Estructura electrónica de iones

UNA RESEÑA IMPORTANTE

A principios del siglo XX, se supo que los átomos contienen electrones. Como resultado de estos hallazgos, las explicaciones de las tendencias periódicas en las propiedades físicas y químicas de los elementos, que en 1869 fue presentada en la famosa Tabla Periódica por Dimitri Mendeleev, comenzaron a basarse en un entendimiento del acomodo de los electrones dentro de los átomos en lo que ahora llamamos **configuraciones electrónicas**. Estudios de la interacción de la luz con los átomos y moléculas revelaron que los electrones de los átomos, están dispuestos en capas o niveles aproximadamente concéntricos.

Fue el estudio de la luz emitida por los átomos excitados lo que inició la remodelación del átomo asociado con sus partículas subatómicas. Remodelación que se sostuvo firmemente con la aparición de la Teoría Cuántica, cuyos principios remecieron totalmente la Física clásica que hasta antes de ese entonces regía los antiguos modelos del átomo.

Es por ello que necesitamos tener una idea de la naturaleza de la luz

IV. 1. ONDAS ELECTROMAGNÉTICAS

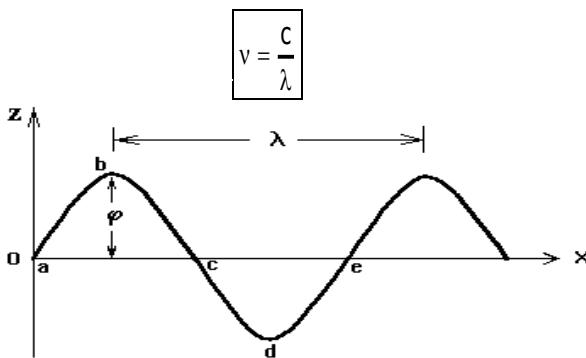
La luz que viaja a través del espacio es un tipo de radiación electromagnética, es decir, una conjunción de ondas eléctricas y magnéticas, perpendicularmente entre si (ondas electromagnéticas). Las características de una onda del campo eléctrico son idénticas a las de la onda del campo magnético, y en general, se visualizan en la Fig.9.

- a) **Ciclo:** Es la trayectoria sinusoidal de la onda. En la Fig.9 es la trayectoria, **abcde**.
- b) **Amplitud (ϕ):** es el desplazamiento máximo de la cresta de una onda.
- c) **Longitud de onda (λ):** es la distancia entre dos crestas vecinas. De su valor depende el tipo de radiación electromagnética y en la región visible, su valor determina el color de la luz.
- d) **Velocidad (c):** toda radiación electromagnética, posee la misma velocidad:

$$c \approx 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

- e) **Frecuencia (ν):** es el número de ciclos por segundo que pasan por un punto de referencia. Su unidad es el hertz (Hz), donde $1 \text{ Hz} = \text{ciclos/s} = \text{s}^{-1}$.

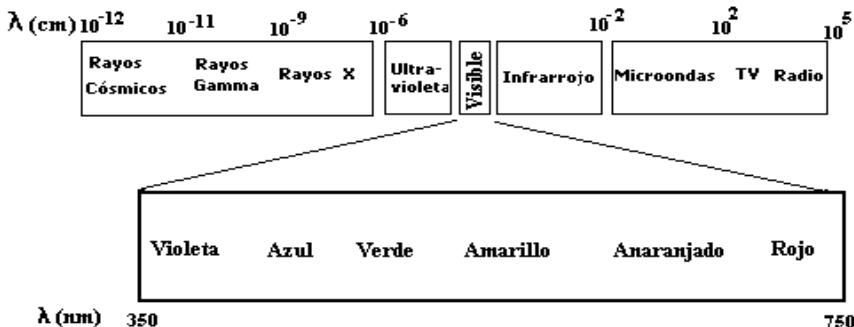
Su relación con la longitud de una onda, está dada por la ecuación:



Onda del campo eléctrico, señalándose su amplitud (ϕ) y su longitud (λ)

IV. 1. 1 ESPECTRO ELECTROMAGNÉTICO.

El espectro electromagnético, lo constituyen la amplia gama de radiaciones que se diferencian entre si, por su longitud de onda. En la Fig. 4.2, se observa el espectro electromagnético y su amplificación correspondiente de la región visible.



Espectro Electromagnético, mostrando los límites aproximados de cada radiación, así como la amplificación de la región visible

IV. 1. 2. ESPECTRO CONTINUO Y ESPECTRO DISCONTINUO

Cuando la luz blanca atraviesa un prisma, el rayo se refracta y luego se dispersa, descomponiéndose en una banda continua de colores, similar a la observada para la región visible, y originándose un **espectro continuo**.

Sin embargo, cuando se dispersa la luz emitida por sustancias incandescentes, solamente se observan algunas líneas de colores, denominándose por ello, **espectro de líneas, espectro discontinuo o espectro atómico**. Cada elemento tiene su propio espectro de líneas, una especie de "huella digital atómica". Bunsen y Kirchoff desarrollaron el primer espectroscopio y lo usaron para identificar elementos por el análisis de sus líneas espectrales. Así descubrieron al cesio, que emitía líneas azules intensas (*caesium* = azul cielo) y al rubidio, que emitía líneas rojas oscuras (*rubidius* = más oscuro que el rojo).

IV. 1. 3. EL ESPECTRO DEL ÁTOMO DE HIDROGENO

El espectro atómico del hidrógeno ha sido uno de los más estudiados. Su espectro visible está formado de cuatro líneas que se muestran en la Fig. Johann Balmer, en 1885, analizó las líneas y, aparentemente, por tanteo dedujo una fórmula para calcular las longitudes de onda de cada una de las líneas:

$$\frac{1}{\lambda} = R \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$$

donde, $R = 1,1 \cdot 10^5 \text{ cm}^{-1}$, constante de Rydberg

λ = longitud de onda de la línea espectral.

$n_2 = 3, 4, 5$ y 6 , números enteros que satisfacen la ecuación, para el cálculo de las 4 líneas.

$n_1 = 2$



Espectro del hidrógeno con las líneas características de la región visible, detectadas por Balmer

IV. 2. INICIOS DE LA TEORIA CUANTICA.

Los cuerpos incandescentes (como una hornilla eléctrica, un tizón de carbón o un metal al rojo vivo) emiten energía radiante. En 1900, Max Planck, hizo una propuesta revolucionaria en la Física, estableciendo que la energía radiante se emite en porciones discretas, o “paquetes” de energía, a las que llamó **quanto**, y que deben ser múltiplos de números enteros de la porción más pequeña, llamada **quantum**, cuyo valor es:

$$E = h \nu$$

Donde, $h = 6,63 \times 10^{-34}$ J.s, es la constante de Planck

ν : frecuencia de la radiación.

Actualmente, a esos “cuantos” o cantidades definidas de energía se les llama **fotones**

Ejemplo N° 1. Una radiación tiene una frecuencia de 92 MHz,

a) ¿qué tipo de radiación será? ¿es posible ver ese tipo de radiación?

b) ¿Cuál es la energía de dicha radiación? ¿Y la energía por mol?

Solución

a) Para saber el tipo de radiación es necesario conocer su longitud de onda para ubicarla en el espectro electromagnético

Luego:

$$\lambda = \frac{c}{\nu} = \frac{3 \times 10^8 \text{ m s}^{-1}}{92 \times 10^6 \text{ s}^{-1}} = 3,26 \text{ m} = 326 \text{ cm}$$

Es una onda de radio y no se verá, pues no cae en la región visible.

b) La energía será: $E = h \nu = (6,63 \times 10^{-34} \text{ J.s})(92 \times 10^6 \text{ s}^{-1})$

$$E = 6,1 \times 10^{-26} \text{ J}$$

Por mol de fotones, entonces:

$$E = (6,1 \times 10^{-26} \text{ J})(6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1})$$

$$E = 3,7 \times 10^{-2} \text{ J/mol}$$

Ejemplo N° 2. La luz amarilla, emitida por los átomos de sodio, tiene una longitud de onda característica de 589 nm. a) ¿Cuál es la energía emitida? b) ¿Pueden los átomos de sodio emitir o absorber $5,0 \times 10^{-19} \text{ J}$?

Solución

a) De acuerdo a la ecuación de Planck:

$$E = h \nu = h (c/\lambda) = (6,63 \times 10^{-34} \text{ J})(3 \times 10^8 \text{ m/s})$$

$$589 \times 10^{-9} \text{ m}$$

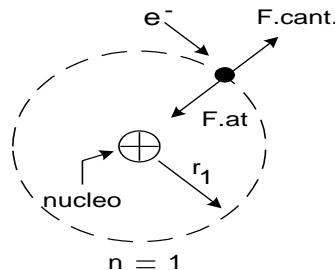
$$E = 3,37 \times 10^{-19} \text{ J}$$

b) Bajo los conceptos cuánticos, de la teoría de Planck, el átomo de sodio que puede emitir o absorber radiaciones con longitud de onda de 589 nm, solamente puede emitir o absorber energía en múltiplos enteros de $3,37 \times 10^{-19} \text{ J}$. En consecuencia, el sodio no puede emitir ni absorber $5,0 \times 10^{-19} \text{ J}$, por no ser éste un múltiplo entero de $3,37 \times 10^{-19} \text{ J}$.

POSTULADOS DE NIELS BOHR (1913)

Hizo un estudio particular sobre el átomo de hidrógeno ya que la consideró el elemento más importante de la tabla periódica, además propuso 4 postulados que pensó se cumplían para cualquier átomo; hoy en día se ha demostrado que se cumplen sólo para el hidrógeno.

1º Postulado: El átomo de H está formado por un núcleo positivo y a su alrededor se encuentra un e^- moviéndose a gran velocidad tal que la fuerza de atracción electrostática generada por el núcleo es equilibrada por la fuerza de repulsión o centrífuga generada por el e^- en su giro.



$$F_{at} = F_{cent}$$

$$\Rightarrow \frac{-e^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r}$$

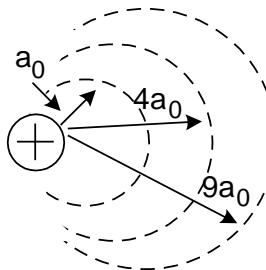
$$v^2 = \frac{e^2}{mr}$$

$$e^- = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$$

$$\text{masa } e^- = 9,1 \times 10^{-29} \text{ g}$$

2º Postulado: Cuando un electrón se mueve alrededor del núcleo lo hace en órbitas de radios definidos, o sea en órbitas circulares.

$$r_n = 0,53n^2 \text{Angstrom}$$



$$r_1 = 0,53 (1)^2 = a_0$$

$$r_2 = 0,53(2)^2 = 4a_0$$

$$r_3 = 0,53(3)^2 = 9a_0$$

Nota: Un electrón siempre se encuentra en una órbita donde el momento angular es un múltiplo entero de $\hbar / 2\pi$ o k .

- Sea el momento angular del e^- : mvr

$$mvr = \frac{n\hbar}{2\pi}$$

3º Postulado: Cuando un electrón está girando sobre una órbita su energía no varía ya que toda órbita es un nivel estacionario de energía.

$$E_n = \frac{-13,6 \text{ eV}}{n^2} = \frac{-313,6}{n^2} \frac{\text{kcal}}{\text{mol } e^-} = \frac{-2,7 \text{ aJ}}{n^2}$$

$$1 \text{ mol } e^- = 6,022 \cdot 10^{23} e^- = N_A e^-$$

$$1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J} = 1,6 \cdot 10^{-12} \text{ erg}$$

Ejm.:

$$E_1 = \frac{-13,6\text{ eV}}{1^2} = -13,6 \text{ eV}$$

$$E_2 = \frac{-13,6}{2^3} = -3,4 \text{ eV}$$

$$E_1 < E_2 < E_3 < \dots$$

$$V_1 > V_2 > V_3 > \dots$$

4º Postulado: Cuando un electrón salta de una carga superior a otra inferior pierde o emite un fotón de luz (cuanto de energía), en cambio si salta de una carga inferior a otra superior, absorbe o gana un fotón (cuanto).

Nota: El modelo de Bohr solamente sirve para el Hidrógeno y para aquellos átomos que sólo tengan un electrón en su órbita, para éstas últimas se debe agregar a las ecuaciones un factor que depende de su carga nuclear (Z).

MODELO MECANO-ONDULATORIO DEL ATOMO

Uno de los principales inconvenientes del modelo de Bohr es que no puede explicar los espectros de líneas de los átomos multielectrónicos y la aparición de los espectros finos, así como la intensidad de las líneas espectrales, obligando a los científicos a formular nuevas teorías.

SOMMERFELD (1916) modificó la teoría de Bohr, afirmando que los electrones no sólo podían girar en órbitas circulares, sino también en órbitas **elípticas**, describiendo movimientos de aproximación y alejamiento del núcleo. El modelo Bohr-Sommerfeld, logró explicar satisfactoriamente los fenómenos atómicos de especies hidrogenoides, es decir, de átomos de un solo electrón, como ${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}^+$, ${}_3\text{Li}^{2+}$

La naturaleza dual del electrón (Onda – partícula)

Louis De Broglie, en 1924, sugirió que el electrón no sólo debe tener naturaleza corpuscular, por cuanto posee masa, sino también naturaleza ondulatoria. De acuerdo con De Broglie, un electrón enlazado a un núcleo, se comporta como una **onda estacionaria** cuya longitud, λ multiplicada por un número entero “n” cabe exactamente en la circunferencia de la órbita descrita. Las propiedades corpusculares y ondulatorias del electrón se relacionan con la ecuación de la Fig. 4.4:

Donde: λ = longitud de la onda, en m

h = constante de Planck = $6,626 \times 10^{-34}$ J s

m = masa del electrón, en kg

v = velocidad del electrón, en $m\ s^{-1}$

$$\lambda = \frac{h}{mv}$$

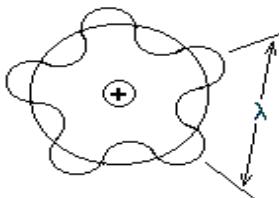


Fig.4.4 El electrón se moviliza, alrededor del núcleo, describiendo una onda de longitud λ , y cuyo valor está dado por la ecuación de De Broglie al costado

El Principio de Incertidumbre

W. Heisenberg, en 1926, estableció que es imposible conocer, al mismo tiempo, el momento (**masa x velocidad**) y la posición (**X**) de una partícula tan pequeña como el electrón. Si se determina la posición exacta, la velocidad del electrón se verá perturbada por el mismo experimento, y en consecuencia no era posible determinar su velocidad.

Por otro lado, cuando se determina la velocidad del electrón, es imposible determinar la posición de éste.

Según este principio no se puede determinar la trayectoria exacta de un electrón, pues es incierta, y solamente podemos establecer: la **probabilidad** de encontrar al electrón en ciertas regiones del espacio atómico. A la región atómica donde la probabilidad de encontrar a los electrones es la mayor se le denomina ORBITAL.

$$\Delta x \cdot \Delta p \geq \frac{h}{4\pi}$$

Donde:

Δx = incertidumbre o error en la medida de la posición.

Δp = incertidumbre o error en la medida del momento

h = constante de Planck

La Ecuación de Schrödinger

Erwin Schrödinger (1926) desarrolló unas ecuaciones en las que se podían calcular la amplitud de la onda del electrón en varios puntos del espacio y con ello se obtenían valores que corresponden a regiones de alta probabilidad de hallar al electrón, alrededor del núcleo (alta densidad electrónica), es decir **los orbitales**. Para distinguir la descripción mecánico-cuántica del modelo de Bohr, se remplaza el término “**órbita**” por el término **orbital**.

$$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta y^2} + \frac{\delta^2 \psi}{\delta z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E - V) \psi = 0$$

Donde:

x, y, z , representa los ejes coordinados en el espacio tridimensional.

ψ : función de onda del electrón.

δ : símbolo de derivada parcial

m : masa del electrón

V : energía potencial de un electrón

E : energía total de un electrón

$\frac{\delta^2 \psi}{\delta x^2}$: se lee: segunda derivada parcial de la función de onda respecto al eje "x".

NUMEROS CUANTICOS.

La mecánica cuántica establece que se requieren de tres parámetros para describir la distribución de los electrones en el hidrógeno y en cualquier otro átomo. Estos parámetros se llaman **Números Cuánticos** y se derivan de la solución matemática de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno. Son: el número cuántico principal (n), el número cuántico azimutal o de momento angular (l) y el número cuántico magnético (m_l). Un cuarto número cuántico, independiente de la ecuación de Schrödinger se incluyó posteriormente: el número cuántico de spin (s).

A. NUMERO CUANTICO PRINCIPAL (n)

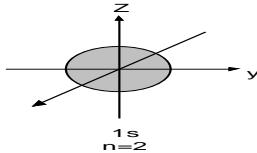
Representa los niveles energéticos donde es posible encontrar a los electrones. Se le asocia directamente con el tamaño relativo de un orbital: a mayor valor de " n ", mayor es el tamaño del orbital, mayor es la energía, pero también menor es la estabilidad del electrón, por que las posibilidades de escapar fuera del átomo, aumentan.

$$n = 1, 2, 3, 4, \dots, \infty.$$

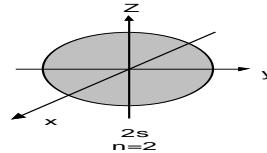
Algunas veces se identifica a este número cuántico como CAPA y su equivalencia es:

Nivel (n)	1	2	3	4	5 . . . etc
Capa	K	L	M	N	O . . .

Ejm. Veamos los orbitales 1s y 2s que son esféricos.



Vemos que el tamaño de
2s > 1s



B. NUMERO CUANTICO AZIMUTAL(l)

Indica la “ forma ” de los orbitales o el tipo de *subcapa* que aparecerán en cada *capa* o *nivel*.

Valores : $l = 0, 1, 2 \dots \dots (n - 1)$

De modo que , cuando:

Subcapa	0	1	2	3	4
	s	p	d	f	g

Así tendríamos que al combinar estos dos primeros números cuánticos, aparecerían las subcapas siguientes en cada nivel:

TABLA. Relación de subcapas en cada capa ó nivel

Nivel (n)	l	Notación del orbital
1	0	1s
2	0	2s
	1	2p
3	0	3s
	1	3p
	2	3d
4	0	4s
	1	4p
	2	4d
	3	4f

Notar, en la columna derecha, que delante del tipo de subcapa va el número cuántico principal, **n**.

	L	subnivel	forma del orbital	Grafico
4	0	s	Esférica	
	1	p	Bilobular	
	2	d	trébol de 4 hojas	
	3	f	Variable	

C. NUMERO CUANTICO MAGNETICO(m_l)

Describe la orientación espacial del orbital frente a un campo magnético. **Cada orientación en particular constituye un orbital.** En consecuencia, este número cuántico, determina el número de orbitales en cada subcapa y en cada capa, por cuanto el número de orbitales depende de la cantidad de valores de m_l . el cual a la vez depende de “l”

Valores : $m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l$

$$\Rightarrow \# \text{ orbitales} = 2l + 1$$

$$\# \text{ máximo de } e^- = 2(l+1)$$

TABLA. Relación entre los números cuánticos y la cantidad de orbitales

n	l	m _l	Nº de Orbitales	Notación
1	0	0	1	1s
2	0	0	1	2s
	1	-1, 0, +1	3	2p _x , 2p _y , 2p _z
3	0	0	1	3s
	1	-1, 0, +1	3	3p _x , 3p _y , 3p _z
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	3d _{xy} , 3d _{xz} , 3d _{y₂-y₂} , 3d _{z₂}
4	0	0	1	4s
	1	-1, 0, +1	3	4p _x , 4p _y , 4p _z
	2	-2, -1, 0, +1, +2	5	4d _{xy} , 4d _{xz} , 4d _{y₂-y₂} , 4d _{z₂}
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, -3	7	4f

Por comodidad no se ha descrito la notación de los siete orbitales 4 f , definidos por $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2$ y $+3$.

Observar también que aparecen un solo orbital en el primer nivel, 4 orbitales dentro del segundo nivel , 9 en el tercer nivel , 16 en el cuarto nivel, etc. Es decir “ n^2 ” orbitales en cada nivel “ n ”

D. NUMERO CUANTICO DE SPIN (m_s ó s)

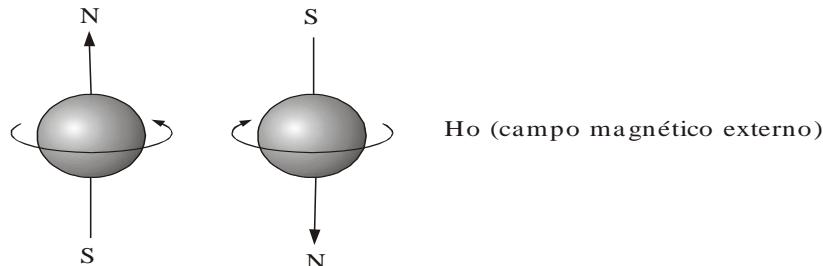
Representa el giro del electrón alrededor de un eje imaginario que pasa por su centro y las posibilidades son solamente dos, que el giro sea en el sentido horario, o en el sentido antihorario.

Valores:

Antihorario

Horario

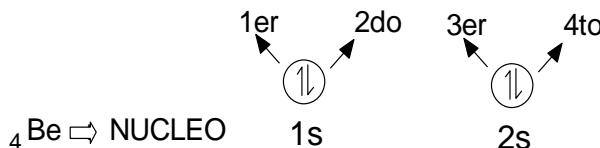
$$s = + \frac{1}{2} \quad \text{y} \quad s = - \frac{1}{2}$$



Principio de Exclusión de Pauli:

En un mismo átomo jamás pueden existir $2e^-$ con los 4 Números Cuánticos iguales por lo menos se deben diferenciar en su spín.

Ejm.



electrón	n	l	m_e	m_l
1er	1	0	0	+1/2
2do	1	0	0	-1/2
3er	2	0	0	+1/2
4to	2	0	0	-1/2

Energía Relativa de un subnivel, orbital o electrón.

E_R Está dado por la suma de ($n + l$).

$$E_R = n + l$$

- A mayor suma ($n + l$), la E_R será mayor.
- Si en 2 subniveles diferentes la suma es la misma, entonces el de mayor "n" tendrá mayor E_R y sus orbitales se llaman degenerados.

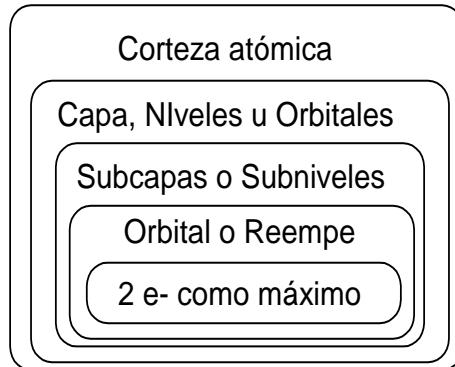
Ejemplo: Ordenar de menor a mayor E_R y los orbitales: 4f; 5p; 7s.

Solución

$$E_R \text{ 4f} = 4 + 3 = 7 \quad E_R \text{ 5p} = 5 + 1 = 6 \quad E_R \text{ 7s} = 7 + 0 = 7$$

ESTUDIO DE LA CORTEZA ATÓMICA

Llamada zona extranuclear, es la parte externa al núcleo del átomo, formado fundamentalmente por capas, cada capa contiene un conjunto de subcapas, cada subcapa posee uno o más orbitales y en cada orbital hay máximo de 2 e- rotando uno en sentido contrario al otro.



CLASIFICACIÓN DE LA CORTEZA ATÓMICA

- Orbital o Reempe.-** Es el espacio energético que contiene a uno o dos electrones, por ello se le llama: **Región Energética Espacial de Máxima Probabilidad Electrónica**, también se le llama nube electrónica o función de onda.

Representación Matemática de un Orbital

: Orbital lleno o saturado (Diamagnético)
(Posee 2e- apareados)

: Orbital semilleno o Paramagnético (1e- desapareados)

: Orbital vacío

- Subnivel o Subcapa de Energía.-** Es la región espacial formado por un conjunto de orbitales, la designación de un subnivel esta dado por el efecto espectroscópico de un átomo excitado.
- Nivel o Capa de Energía (n).-** Es el espacio energético formado por subniveles

Nivel: n = 1; 2; 3; 4; 5;

.....; ∞

Capa: = K; L; M; N; O;

.....; ∞

#maximo de e⁻ = 2n²

Fórmula de Rydberg

CONFIGURACIÓN ELECTRÓNICA (C.E.)

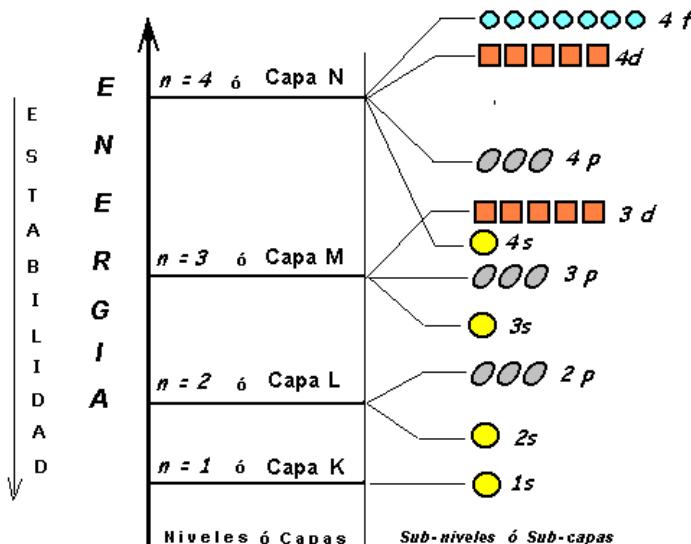
Para construir la configuración electrónica de los átomos de cualquier elemento, se usa el método de la “construcción progresiva” o método *Aufbau*. Y para ello, basta seguir las siguientes pautas:

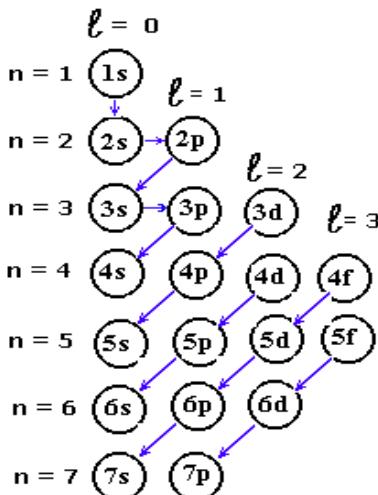
- a) Conocer el número atómico (Z) del elemento para determinar el número de electrones que deben acomodarse.
Los electrones ingresan completando las subcapas de menor energía. Notar que los orbitales **6p, 5d y 4f poseen** igual energía entre ellos; por esta característica se les llama ORBITALES DEGENERADOS
- b) **El Principio de Exclusión de Pauli**, determina que en UN ORBITAL sólo puede existir, como máximo hasta 2 e⁻ con sus espines opuestos o APAREADOS. Esto limita la población electrónica en las subniveles y en los niveles. De acuerdo a la Tabla 9 en que se describe la cantidad de orbitales en cada subcapa y cada capa, tendríamos que la cantidad máxima de electrones de cada uno de los orbitales es :

CAPAS	1	2	3	4	5	6	7	8
	s → s ↓ p	s ↓ p ↑ d	s ↑ p ↓ d ↑ f	s ↑ p ↓ d ↑ f ↑ g	s ↑ p			
# max. e-	2	8	18	32	50			
# de orbitales	1	4	9	16	25			

Siguiendo el orden de las flechas

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2; 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^6 7s^2 5f^{14} 6d^{10} 7p^6$





Secuencia del
llenado electrónico
de orbitales.

La cantidad máxima de e^- en cada nivel n , sería $2 n^2$:

Nivel (n)	1	2	3	4	5
Nº máx.de e-	2	8	18	32	50

Orbital con un e^- solitario
o desapareado



$$s = + \frac{1}{2}$$

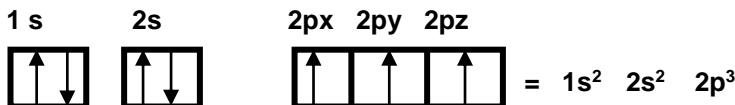
Orbital con 2 e^- ·
apareados



$$s = + \frac{1}{2} ; s = - \frac{1}{2}$$

- a) **La regla de Hund o el Principio de la Máxima Multiplicidad:** Cuando se llenan los *orbitales degenerados*, se logra la mayor estabilidad, al conseguir el mayor número posible de orbitales con electrones solitarios

o de espines paralelos. Así por ejemplo, para el nitrógeno ($Z = 7$), su configuración en diagrama orbital es:



El principio de **aufbau** se basa en el hecho de que así como *los protones se van agregando al núcleo de uno en uno para construir los núcleos de los elementos, similarmente, los electrones se van agregando a los orbitales atómicos*. A través de este procedimiento, y el uso del principio de Pauli, con la regla de Hund, se obtiene un conocimiento detallado de las configuraciones electrónicas de los elementos en su **estados basales**. Este conocimiento, a la vez, ayuda a entender las propiedades, el comportamiento químico de los elementos y el ordenamiento de éstos en la Tabla Periódica.

PARAMAGNETISMO Y DIAMAGNETISMO

Paramagnetismo: Cuando las sustancias químicas simples o compuestas son atraídas por campos magnéticos generados por un imán o electroimán. Este comportamiento se debe a la existencia de electrones desapareados en su distribución electrónica atómica o molecular.

Diamagnetismo: Cuando las sustancias químicas simples o compuestas son débilmente repelidas o no son atraídas por un campo magnético. En este caso solo existen electrones apareados en su estructura atómica o molecular.

Átomo Diamagnético	Todos sus orbitales se encuentran apareados
Átomo Paramagnético	Presentan orbitales desapareados.

SUSCEPTIBILIDAD MAGNETICA O MOMENTO MAGNETICO

Es la medida de la fuerza relativa con la que es atraída una sustancia paramagnética por un campo magnético externo, esta fuerza está

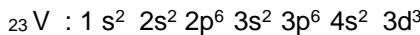
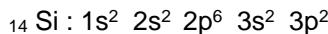
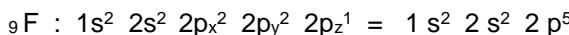
relacionado directamente proporcional con el número de orbitales desapareados.

$$\mu = \sqrt{K(K+2)}$$

Siendo: **K** = número de orbitales desapareados.

Ejemplo N° 1: Construir la configuración electrónica de los siguientes elementos: ₉F , ₁₄Si , ₂₃V, ₃₃As , ₄₉In

Solución:



IV. 7. 1. CONFIGURACIONES DE ALTA ESTABILIDAD

Son aquellas en las que se observa una estructura en el último nivel (*n*), en la forma: $n\text{s}^2 \ n\text{p}^6$

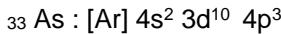
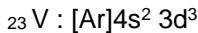
Así tenemos, que los siguientes elementos, son muy estables:

<u>Configuración externa</u>	<u>Elemento</u>	<u>N° Atómico</u>
1 s²	He	2
2 s² 2 p⁶	Ne	10
3 s² 3 p⁶	Ar	18
4 s² 3 d¹⁰ 4 p⁶	Kr	36
5 s² 4 d¹⁰ 5 p⁶	Xe	54
6 s² 4 f¹⁴ 5 d¹⁰ 6 p⁶	Rn	86

Todos estos elementos son gases monoatómicos y debido a su **ALTA ESTABILIDAD** escasa reactividad química, no forman fácilmente compuestos como los otros elementos, de allí que hayan sido conocidos como los **gases nobles**. A estas estructuras se les usa para simplificar las estructuras electrónicas del resto de elementos, evitándose así la extensa escritura de las mismas.

Ejemplo N° 2: Usar la forma simplificada de estructura de gas noble o “kernel” de gas noble, para las configuraciones de los elementos dados en el Ejemplo N° 1

Solución:



OTRAS ESTRUCTURAS EXTERNAS

DE RELATIVA ESTABILIDAD: $s^2, d^5, d^{10}, f^{14}, p^3, f^7$

La cantidad de electrones que quedan después de la “coraza” o “kernel” de gas noble se denominan : **electrones de la capa de valencia** y son los que intervienen en las reacciones químicas.

Ejemplo N° 3. ¿Cuántos electrones en la capa de valencia poseen los elementos: **F, Si, V, As e In ?**

Solución :



^{23}V : [Ar]4s² 3d³ : 5 e- (2 en 4s y 3 en 3d)

^{33}As : [Ar] 4s² 3d¹⁰ 4p³ : 5 e- (2 en 4s y 3 en 4p)

^{49}In : [Kr] 5s² 4d¹⁰ 5p¹ : 3 e- (2 en 5s y 1 en 5p)

Nota: Cuando los orbitales "d" y "f" están llenos a su máxima capacidad (d¹⁰ y f¹⁴) , ya no se toman en cuenta para el conteo de los electrones de valencia.

EXCEPCIONES O ANOMALIAS EN LA DISTRIBUCION ELECTRONICA

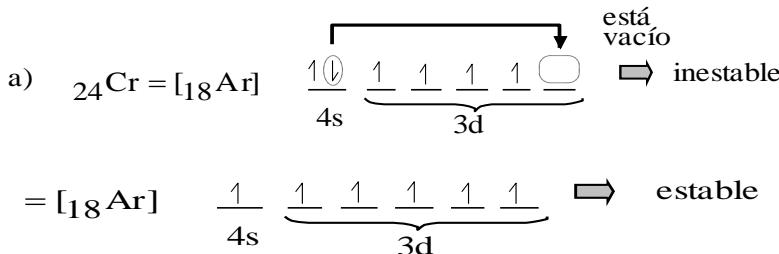
ELECTRONICA: Existen algunos elementos que no cumplen con la regla de Moller, debido a que no coinciden con los valores experimentales tales como Cr, Cu, Nb, Mo, Ru, Rb, etc.

En los elementos de transición, que en la Tabla Periódica corresponden al grupo "B", reconocibles porque su distribución electrónica termina en el subnivel "d", se observa que el llenado de electrones de este último subnivel presenta anomalías en 2 casos muy importantes; en el grupo VIB, el cromo (Z = 24) y el molibdeno (Z = 42), cuya distribución termina en d⁴ (inestable), debe pasar a d⁵ (estable); en el grupo IB, el cobre (Z = 29), la plata (Z = 47) y el oro (Z = 79), cuya distribución termina en d⁹ (inestable), debe pasar a d¹⁰ (estable).

El paladio (Z = 46), cuya distribución electrónica termina en d⁸ (inestable), debe pasar a d¹⁰ (estable).

Ejemplos:

Distribuciones electrónicas del grupo IVB



$$= [_{18}\text{Ar}] \ 4s^1 \ 3d^5 \quad (\text{C.E. correcta})$$

El cromo presenta 6 orbitales desapareados, lo cual se comprueba con el valor experimental de su momento magnético.

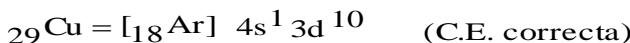
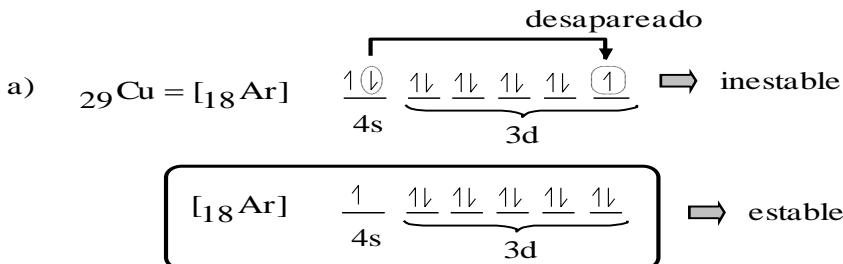
$$\mu = \sqrt{6(6+2)} = 6,93$$

Es un elemento de alta susceptibilidad magnética porque su momento magnético es mayor que el de otros elementos.

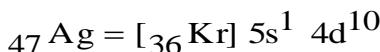
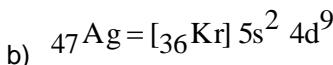
b) La distribución electrónica del molibdeno es semejante al cromo:

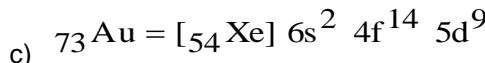


DISTRIBUCIONES ELECTRÓNICAS DEL GRUPO IB



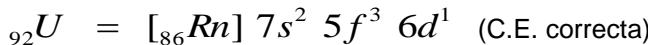
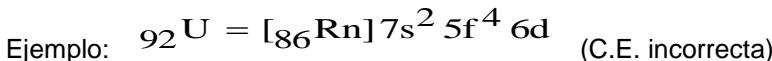
Se observa que el cobre presenta un orbital desapareado en el último nivel energético o cuarto nivel de energía.



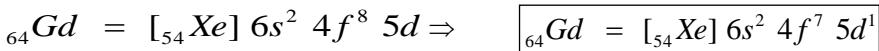


ELEMENTOS DE TRANSICIÓN INTERNA (REGLA DE BY-PASS)

La distribución electrónica de los elementos cuyo último subnivel es f logra una mayor estabilidad cuando un electrón realiza una transición de último subnivel “f” al siguiente subnivel “d”, esto es aplicable a un gran número de elementos lantánidos y actínidos.



Ejemplo:



ESTRUCTURAS ELECTRONICAS DE IONES

Los elementos pueden ganar, perder o compartir electrones como consecuencia de las reacciones químicas. En cualquiera de los casos el elemento tratará de conseguir una estructura de mayor estabilidad. Por regla general los metales sólo perderán electrones y su carga aparente o **NUMERO DE OXIDACION** será positivo transformándose en un **cation**.

En cambio, los no metales pueden ganar electrones adquiriendo números de oxidación negativos (en los **aniones monoatómicos**); y también compartir electrones, adquiriendo números de oxidación positivos. Así por ejemplo en el anión sulfato: SO_4^{2-} , el número de oxidación de azufre, es 6 + ..

Ejemplo N° 4. Construir las configuraciones electrónicas de:

- a) N, N⁻³, N⁺³ y N⁵⁺
- b) S, S⁻², S⁺⁴, S⁺⁶

- c) Br⁻, Br⁻¹, Br⁺⁵, Br⁺⁷
 d) Ca, Ca⁺²
 e) Fe, Fe⁺², Fe⁺³

Solución:



N⁻³: [He] 2 s² 2 p⁶ Número de oxidación = 3-

N⁺³: [He] 2 s² Número de oxidación = 3+

N⁺⁵: [He] Número de oxidación = 5+



S⁻² : [Ne] 3 s² 3 p⁶ Núm. de oxid. = 2-

S⁺⁴ : [Ne] 3 s² Núm. de oxid. = 4+

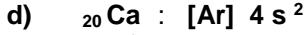
S⁺⁶ : [Ne] Núm. de oxid. = 6+



Br⁻ : [Ar] 4 s² 3 d¹⁰ 4 p⁶ Núm. de oxid. = 1-

Br⁺⁵ : [Ar] 4 s² 3 d¹⁰ Núm. de oxid. = 5+

Br⁺⁷ : [Ar] 3 d¹⁰ Núm. de oxid. = 7+



Ca⁺² : [Ar] Núm. de oxid. = 2+



Fe⁺² : [Ar] 3 d⁶ Núm. de oxid. = 2+

Fe⁺³ : [Ar] 3 d⁵ Núm. de oxid. = 3+



¡ATENCION!

- ✓ Notar, que por lo general, las estructuras a las que tienden los iones son también estables.
- ✓ Los elementos al ganar o perder electrones adquieren estructuras de otras especies químicas. Así por ejemplo: el N⁻³, el S⁺⁶ y el

Ne , poseen igual número de electrones, por ello, se les llama especies **ISOELÉCTRICAS**.

- ✓ Nótese también, que la estructura del calcio: **Ca :[Ar] 4s²** resultará similar a las siguientes estructuras:

- Berilio ${}^4\text{Be} : [\text{He}] \ 2 \text{s}^2$
- Magnesio ${}^{12}\text{Mg} : [\text{Ne}] \ 3 \text{s}^2$
- Estroncio ${}^{38}\text{Sr} : [\text{Kr}] \ 5 \text{s}^2$
- Bario ${}^{56}\text{Ba} : [\text{Xe}] \ 6 \text{s}^2$ y
- Radio ${}^{88}\text{Ra} : [\text{Rn}] \ 7 \text{s}^2$.

La única diferencia es el tamaño del orbital externo, puesto que el número cuántico principal, “n” más externo, cambia. En consecuencia el comportamiento químico de estos elementos, será también idéntico por tener el mismo número de electrones y el mismo tipo de orbital externo (es decir, idéntica configuración de capa de valencia). Esta es la razón, por la que tanto el berilio, magnesio, calcio, bario, estroncio y radio se encuentren integrando la misma Familia o Grupo de elementos en la Tabla Periódica:**el Grupo II A**.

Las **configuraciones de capa de valencia similares entre los elementos** será uno de los aspectos fundamentales para estimar sus ubicaciones dentro de la Tabla Periódica moderna, como se observará en el capítulo siguiente.

EVALUACION

01. De las siguientes proposiciones:

1. La luz visible no es una forma de radiación electromagnética.
2. La frecuencia de una radiación se incrementa al aumentar la longitud de onda.
3. La luz ultravioleta tiene longitudes de onda más largas que la luz visible.
4. La radiación electromagnética no viaja a la velocidad de la luz.

5. Las ondas de TV tienen mayor longitud que las de radio.

Son falsas:

- A) Sólo 1 y 5
D) Sólo 2,3 y 4

- B) Sólo 2 y 4
E) Todas

- C) Sólo 2,3 y 5

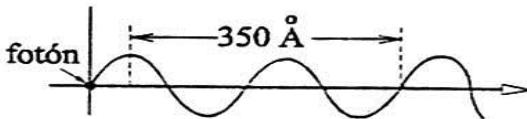
02. El número de fotones que hay en una señal de luz de $1 \times 10^{-16} \text{ J}$ cuya longitud de onda es de 500nm es.

- A) 398
D) 111

- B) 251
E) 50

- C) 123

03. En la gráfica, la frecuencia del foton (en Hz), es:



- A) $1,4 \times 10^{16}$
D) $1,2 \times 10^{16}$

- B) $1,1 \times 10^{16}$
E) $1,5 \times 10^{16}$

- C) $1,8 \times 10^{16}$

04. El electrón del átomo de hidrógeno hace una transición del estado n_i hasta $n=2$, si el foton emite 434 nm de longitud de onda, el valor que tiene n_i es:

- A) 1
D) 5

- B) 3
E) 6

- C) 4

05. Un láser de diodo emite una longitud de onda de 987 nm. Toda la energía producida se absorbe en un detector que mide una energía total de 0,52 J durante 32s, calcula los fotones por segundo que emite el láser:

- A) 1×10^{16} fotones/s
D) 5×10^{16} fotones/s

- B) 2×10^{16} fotones/s
E) 8×10^{16} fotones/s

- C) 3×10^{16} fotones/s

06. La masa en kilogramos que tiene una partícula que emite una radiación de 1000 angstrom de longitud de onda es:
- A) 2×10^{-35} B) 2×10^{-36} C) 2×10^{-38}
D) 2×10^{-39} E) 2×10^{-34}
07. De las siguientes proposiciones:
1. El cuarto nivel se llena con 32 electrones.
2. En un subnivel "d" con 8 electrones existen 4 orbitales llenos.
3. Una configuración con 10 electrones posee 2 niveles llenos.
Son ciertas solamente:
A) 1 y 3 B) 2 y 3 C) 1 y 2
D) sólo 1 E) Todas
08. El número de protones de un átomo está en relación de 2:3 con el número de neutrones de su anión divalente que posee 8 electrones en el cuarto nivel. El número de masa, es:
- A) 81 B) 82 C) 83
D) 84 E) 85
09. El átomo de un elemento "X" es isoelectrónico con el ión Y^{3+} . Si el último electrón de la configuración electrónica del átomo "X" tiene como números cuánticos (4, 2, -1, -1/2). La carga nuclear del ión Y^{3+} , es:
A) 40 B) 43 C) 45
D) 48 E) 51
10. Para un átomo contendiendo 18 electrones con energía relativa 5 y 19 electrones en orbitales principales, señale lo incorrecto
- A) $Z=49$
B) tiene 5 niveles
C) tiene menos electrones que el Xenón
D) su anión divalente tiene 3 orbitales desapareados
E) su capa N está llena

BIBLIOGRAFÍA.

1. ANDER, P. Y SONNESSA, A. "Principios de Química. Introducción a los conceptos teóricos", Ed. Limusa. Cap 2; México, 1978.
2. BROWN , T.; LeMAY, E., Jr.; BURSTEN, B.; "Química. La ciencia central", Prentice-Hall, S.A. 7ma. Ed., Cap 6, México, 1998.
3. MOORE, J.W.; KOTZ, J.C.; STANITSKI, J.L.; et.al. "El Mundo de la Química. Conceptos y Aplicaciones" ; Pearson Educación; Cap 2, México, 2000.
4. WHITTEN, K.W.; GAILEY, K.D.; DAVIS, R.: "Química General", Ed. McGraw-Hill, Cap.4; España 1992.

SEMANA 04

TABLA PERIÓDICA Y PROPIEDADES ATÓMICAS

OBJETIVOS

- Reconocer la importancia de la Tabla Periódica como una herramienta del profesional de la química y aprender a manejarla.
- Conocer el desarrollo cronológico de los diferentes intentos por ordenar los elementos químicos y llegara clasificarlos para un estudio sistemático de las propiedades físicas y químicas.
- Ser capaz de diferenciar los diferentes elementos químicos en la Tabla Periódica Moderna, y poder determinar su ubicación, sus propiedades y además entender la variación regular por periodo y grupo de las propiedades atómicas: Radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

CONTENIDOS

1. Tabla Periódica de los elementos. Aportes al sistema de clasificación de los elementos. Ley Periódica.
2. Clasificación de los elementos, por su estructura electrónica, por grupos y por sus propiedades. Reactividad química
3. Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
4. Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos. Tendencias generales. Propiedades de los elementos de transición.
5. Ubicación de un elemento en la tabla periódica.
6. Tabla Periódica de los elementos. Aportes al sistema de clasificación de los elementos. Ley Periódica.
7. Clasificación de los elementos, por su estructura electrónica, por grupos y por sus propiedades. Reactividad química
8. Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
9. Variación de las propiedades químicas de los elementos representativos. Tendencias generales. Propiedades de los elementos de transición.
10. Ubicación de un elemento en la tabla periódica

LA TABLA PERIODICA DE LOS ELEMENTOS QUIMICOS

Es el arreglo de los elementos químicos en grupos y períodos, en orden creciente del número atómico.

La configuración electrónica del elemento determina la posición en la tabla periódica, así, mismo determina el tipo de enlace que el elemento puede formar.

CLASIFICACIÓN:

1. **Berzelius (1814):** Clasificó los elementos considerando dos aspectos :
 - i) Electronegativos : los que ganan electrones
 - ii) Electropositivos : los que pierden electrones.
2. **Proust (1815):** Clasificó a los elementos considerando que sus átomos estaban formados por grupos de átomos de hidrógeno.
3. **Dobereiner (1820):** Clasificó los elementos en triadas - grupos de 3 elementos en base a sus pesos atómicos, cumpliéndose que el peso atómico del elemento, intermedio es igual al promedio aritmético de los otros dos. Tenemos (Li, Na, K); (Ca, Sr, Ba) y (Cl, Br, I)

$$\begin{array}{c} \boxed{\text{L i}} \\ \boxed{\text{N a}} \\ \boxed{\text{K}} \end{array} \Rightarrow \boxed{\frac{\text{P.A.Li} + \text{P.A.K}}{2}}$$

$$\Rightarrow \boxed{\text{P.A. Na} = \frac{6,941 + 39,1}{2} = 23,0}$$

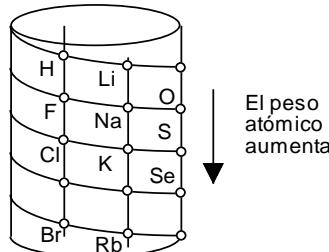
3.1. Tríadas de Johan W. Dobereiner (1829). Luego de identificar algunos elementos con propiedades parecidas este alemán (1780 – 1849) colocó los elementos con comportamiento similar en grupos de tres y observó que el peso atómico del elemento intermedio era aproximadamente, el promedio de los extremos.

Ejm: Elemento (P.A.)

Tríada I	Tríada II	Tríada III	Tríada IV
Li (6,9)	Ca (40)	S (32)	Cl (35)
Na (2,9)	Sr (88)	Se (79)	Br (80)
K (39,1)	Ba (137)	Te (128)	I (127)

Nota: En 1859 el químico alemán R.W. Bunsen (inventor del mechero Bunsen) y le físico G.R. Kirchoff desarrollaron el espectroscopio, que condujo rápidamente al descubrimiento de nuevos elementos. Luego, en 1860, el químico italiano Stanislao Cannizaro aclaró la distinción entre los átomos y moléculas y demostró que muchos de los “pesos atómicos” previamente determinados eran realmente pesos moleculares. Esto permitió la tabulación razonablemente precisa y consistente de un conjunto de pesos atómicos de los elementos.

4. Hélice Telúrico de Alexander Beguyer de Chancourtois (1862): El geólogo francés (1819 – 1886) colocó los elementos en orden creciente a su peso atómico; en una línea enrollada helicoidalmente a un cilindro, e hizo notar que los de propiedades semejantes quedaban ubicadas en la misma línea vertical; efectivamente los elementos de las tríadas de Dobereiner se hallaban en dichas líneas. Su representación no atrajo mucho la atención de los científicos contemporáneos



- 5. Ley de Octavas de John Alexander Reyna Newlands (1864).** Este inglés (1837 – 1898); a los 62 elementos descubiertos los clasificó en orden creciente sus pesos atómico y en grupo de siete en siete, tal que el octavo elemento, a partir de uno dado, es una especie de repetición del primero, como la nota ocho de una escala musical (Ley de Octavas)
Ejm:

H	Li	Be	B	C	N	O	
1	2	(3)	(4)	5	6	7	}1
F	Na	Mg	Al	Si	P	S	}2
B	9	10	11	12	13	14	
Cl	K	Ca	Cr	Ti	Mn	Fe	}3
15	16	17	18	19	20	21	
Co;Ni	Cu	Zn	Y	In	As	Se	}4
22	23	24	25	26	27	28	
Br	Rb	Sr	Ce;La	Zr	Di;Mo	Ro;Ru	}5
29	30	31	32	33	34	35	
Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	}6
36	37	38	39	40	41	42	
I	Cs	Ba;V	Ta	W	Nb	Au	}7
43	44	45	46	47	48	49	
Pi;Ir	Ti	Pb	Th	Hg	Bi	Ce	}8
50	51	52	53	54	55	56	

Nota:

El reordenamiento de Newlands y su relación con la música se tomó en broma, pero luego fue reconocido muy importante en la ley periódica, por lo que recibió la medalla Davy que otorga la **CHEMICAL SOCIETY INGLESA**, en 1887. Su error fue colocar a elementos en lugares que no le correspondía, y ordenar a los elementos crecientemente a su peso atómico.

- 6. Tabla Periódica de Dimitri Ivanovich Mendeleiev (1872).** Al igual que Meyer, el ruso Mendeleiev (1834 – 1907) ordenó a los 63 elementos descubiertos secuencialmente de acuerdo al orden creciente de su peso atómico.

Su “Tabla Corta” está dividida en ocho columnas o grupos, tal que como el orden de cada grupo indica máxima valencia del elemento, para formar óxidos o hidruros

Así mismo su tabla está conformado por 12 filas o series formando parte a su vez de 7 períodos; de siguiente manera:

GRUPOS		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
ÓXIDOS HIDRUROS		A ₂ O	AO	A ₂ O ₃	AO ₂ H ₂ A	A ₂ O ₆ H ₃ A	AO ₃ H ₂ A	A ₂ O ₇ HA	AO ₄
PERÍODO	SERIE								
1	1	H (1)							
2	2	Li 7	Be 9,4	B 11	C 12	N 14	O 16	F 19	
3	3	Na 23	Mg 24	Al 27,3	Si 28	P 31	S 32	Cl 35,5	
4	4	K 39	Ca 40	- 44	Ti 48	V 51	Cr 32	Mn 55	Fe 56 Co 59 Ni 58
	5	Cu 63	Zn 65	- 68	- 72	As 75	Se 78	Br 80	
5	6	Rb 85	Sr 87	Yt 88	Zr 90	Nb 94	Mo 96	- 100	Ru 104 Rh 104 Pd 106
	7	Ag A08	Cd 112	In 113	Sn 118	Sb 122	Te 127	T 126	
6	8	Cs 133	Ba 137	Di 138?	Ce 140?	-	-	-	
	9	-	-	-	-	-	-	-	- - -
7	10	- -	- -	Er 178	La 180	T.A. 182	W 184	- -	Os 195 Ir 197 Pt 198
	11	Au 199	Hg 200	Ti 204	Pb 207	Bi 208	-	-	
	12	- -	- -	- -	Th 231	- -	U 240	-	-

Clasificación Periódica de los Elementos (Según D.I. Mendeleiev)

- Predijo las posibles propiedades de varios elementos que aún no habían sido descubiertos, asignándolo el prefijo eka (primero, después de). Por ejemplo llamó eka aluminio al elemento que iría en el mismo grupo del aluminio, dicho elemento se trataba del galio que fue descubierto 4 años más tarde.

DESVENTAJAS:

- El elemento hidrógeno no tenía ubicación fija
 - La ubicación de algunos elementos como (Ar: 39,95 una; K : 39,10 una); (Fe: 55,85; Co: 58,93 ; Ni : 58,69); (Te : 127,6 ; I : 126,9) y (Pa: 231 ; Th : 232) no respetaba el orden creciente de los pesos atómicos.
- 7. Tabla de H. Moseley (1913):** Mediante la emisión de rayos X de diferentes frecuencias de los elementos, Moseley encontró que el orden de incremento del número atómico (Z), es el orden del aumento de la masa atómica. $\sqrt{\nu} = a \cdot (Z - b)$ Mediante el desarrollo del concepto del número atómico se formuló la ley periódica:

“Que los elementos están ordenados en orden creciente a sus números atómicos.

Ley Periódica Moderna: En base a la correlación realizado por H. Moseley se establece que:

Las propiedades físicas y químicas de los elementos son funciones periódicas de sus números atómicos.

CARACTERÍSTICAS DE LA TABLA PERIÓDICA

1. Está formado por 18 columnas verticales (8 columnas largas y 10 columnas cortas) que se les denomina grupos o familias.
2. Está formado por 7 filas o hileras horizontales, se les llama períodos y están relacionados con los niveles de energía que presenta el elemento en su configuración electrónica.

Número de período = Número de nivel energía

Período: Se determina por el número del nivel de energía más alta en la configuración electrónica.

Grupo: Se determina de acuerdo al número de electrones de la capa de valencia en la configuración electrónica.

Los períodos se denotan mediante números arábigos (1,2, ...,7) y los grupos con números romanos y letras mayúsculas (IA, IIA, ..., VIIA; IB, IIB, ..., VIIIB) tal como podemos observar en la tabla periódica.

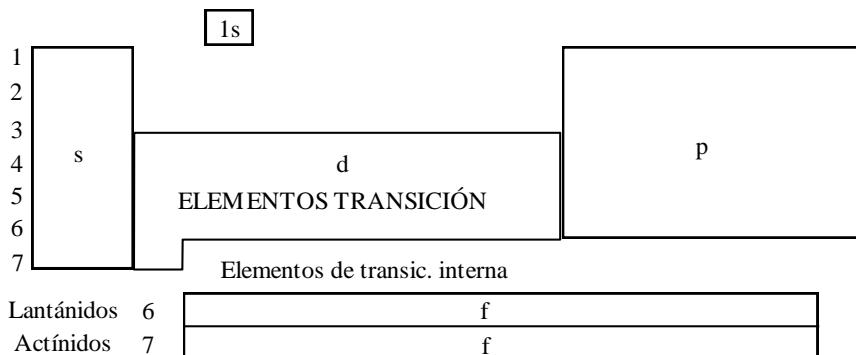
The diagram illustrates the periodic table with a focus on atomic orbitals (AOs). The main body of the table is divided into groups by element type (IA, IIA, etc.). A horizontal dashed line separates the main body from the lanthanide series (Ce to Lu). Below the table, a row of boxes shows the filling order of atomic orbitals from s^1 to p^6 . The lanthanide series is shown as a separate row below the dashed line.

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

Según la configuración electrónica en su último nivel que presentan los elementos, en la tabla periódica se distingue 4 bloques:

- 1. Bloque “s”:** Elementos del grupo IA y IIA, como metales activos o alcalinos y alcalinos terreos en cuya configuración electrónica se está llenando los orbitales “s” de la capa de valencia ($ns^{\# e}$).

- 2. Bloque “p”:** Elementos de los grupos IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA en cuya configuración electrónica se están llenando los orbitales “p” de la capa de valencia ($ns^2np^{\#e}$).
- El bloque “s” y el bloque “p” se denominan: elementos representativos o grupos principales en la tabla periódica.
- 3. Bloque “d”:** Elementos ubicados en la parte media de la tabla periódica, cuya configuración electrónica se están llenando los orbitales “d”, es un bloque de 10 columnas que se denomina metales de transición.
- 4. Bloque “f”:** Elementos ubicados en dos hileras, debajo de la porción principal de la tabla periódica, cuya configuración electrónica se están llenando los orbitales “f”, y se denominan: serie de lantánidos y actínidos.



El siguiente esquema muestra la forma larga de la tabla periódica.

GRUPOS NOTABLES EN LA TABLA PERIÓDICA

IA \Rightarrow Alcalinos (ns^1): Químicamente activos, por su bajo potencial de ionización, no se les encuentra al estado libre, en la naturaleza y son enérgicos agentes reductores, reaccionando con el agua en forma violenta.

IIA \Rightarrow Alcalinos terreos (ns^2): Tienen actividad química y poder reductor inferior a los alcalinos, forman cationes M^{2+} . No se les encuentra al estado libre en la naturaleza, con el agua reaccionan rápidamente para formar hidróxidos. En este grupo el elemento radio es radiactivo.

IIIA \Rightarrow Elementos terreos (ns^2np^1): El boro es no metal, el aluminio es metal, pero sus compuestos tienen comportamiento anfotérico

VIA \Rightarrow Anfígenos o calcógenos (ns^2np^4) : Tienden a formar aniones x^{-2} , por presentar elevadas electronegatividades y afinidades electrónicas exotérmicas, y tienden a formar moléculas poliatómicas O_2 , O_3 , S_8 , Se_8 .

VIIA \Rightarrow Halógenos (ns^2np^5) : Los forman moléculas diatómicas, F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , son agentes oxidantes y forman aniones x^{-1} ,

VIIIA \Rightarrow Gases nobles (ns^2np^6): Son gases monoatómicos, poseen gran estabilidad química, He, Ne, Ar son inertes por sus elevados potenciales de ionización, Kr, Xe, Rn forman compuestos con el Fluor, siendo el Rn radiactivo.

Todos los gases nobles se encuentran en la atmósfera, excepto el radón.

➤ CARACTERÍSTICAS DE ELEMENTOS METÁLICOS

- Poseen brillo metálico
- Existen en estado sólido (excepto el Hg, Cs, Fr, Ga)
- Conducen con facilidad la corriente eléctrica y el calor
- Con el hidrógeno forman hidruros metálicos y iónicos
- Con el oxígeno, generalmente forman óxidos básicos
- En las reacciones químicas ceden electrones y pueden formar cationes monoatómicos
- Son de consistencia dura; tenaces; tienen alto punto de ebullición y de fusión.

➤ CARACTERÍSTICAS DE ELEMENTOS NO METÁLICOS

- No conducen o son pobres conductores de la corriente eléctrica y el calor (excepto, el Selenio y el Grafito)
- Con el hidrógeno forman hidruros covalentes.
- Con el oxígeno forman, generalmente óxidos ácidos
- Sus átomos se unen entre sí compartiendo electrones.
- Cuando se unen con metales captan electrones quedando cargados negativamente (se forman ANIONES)
- Tienen alto potencial de ionización
- Mayormente son líquidos o gases (diatómicos y monoatómicos)
- Quebradizos en el estado sólido. No son dúctiles

➤ CARACTERÍSTICAS DE SEMIMETALES

- Poseen propiedades intermedias entre metales y no metales
- Tienen lustre metálico pero ninguno forma cationes monoatómicos
- Son semiconductores aunque el Sb y el As tienen conductividades eléctricas cercanas a los metales.
- Contrario de los metales, son mejores conductores cuando aumentan la temperatura.

PROPIEDADES PERIÓDICAS EN LA TABLA PERIODICA

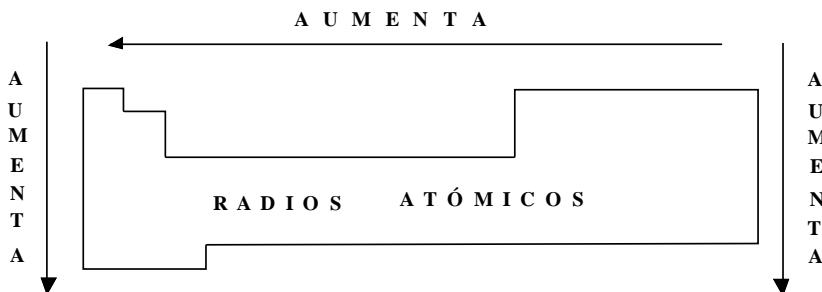
Las variaciones de las propiedades de los elementos dependen de las configuraciones electrónicas especialmente de la configuración de la capa externa o de valencia, y de la distancia respecto al núcleo.

Descubriremos las variaciones periódicas de mayor utilidad que nos permita predecir las propiedades químicas, a saber:

RADIO ATÓMICO:

- Los radios atómicos de los elementos representativos en un período disminuyen de izquierda a derecha, y en un grupo aumentan de arriba abajo.

- Todos los elementos de transición tienen radios más pequeños que los elementos precedentes del grupo IA y IIA en el mismo período.



ENERGÍA DE IONIZACIÓN (E.I.)

- Es la cantidad mínima de energía que se necesita para arrancarle o remover al electrón más débilmente unido en un átomo gaseoso y aislado para formar un ión con carga (+1)



Primer energía de ionización :



$$\text{E.I}_1 = 590 \text{ KJ/mol}$$

Segunda energía de ionización :



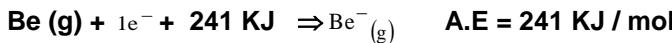
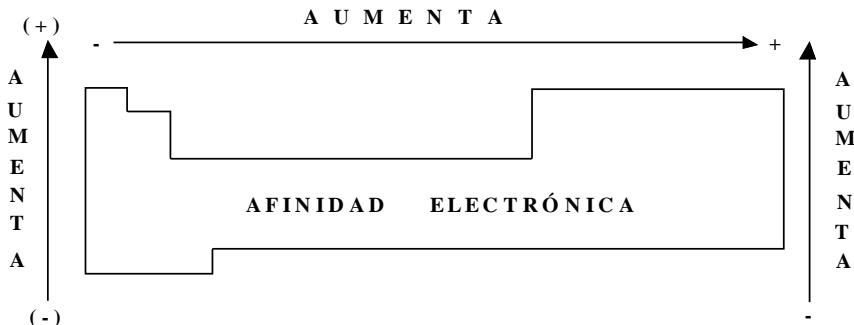
$$\text{E.I}_2 = 1145 \text{ KJ / mol}$$

Para un elemento dado, $E.I_2$ siempre es mayor que $E.I_1$

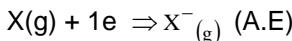
Los gases nobles tienen las primeras energías de ionización más altas.

AFINIDAD ELECTRÓNICA (A.E.)

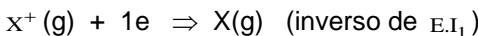
- Cambio de energía que tiene lugar cuando un átomo gaseoso y aislado gana un electrón, para formar un ión con carga (-1).
- Por lo general la afinidad electrónica es un proceso exotérmico a excepción de los átomos diamagnéticos los que implican procesos endotérmicos.



La afinidad electrónica es la adición de un electrón a un átomo gaseoso neutro, según :



no viene a ser el inverso del proceso de ionización :



En las dos expresiones, observamos que el primero se inicia en un átomo neutro, mientras que el segundo se inicia en un ión positivo. Por lo tanto A.E. y E.I₁ no tienen el mismo valor, ni signos opuestos.

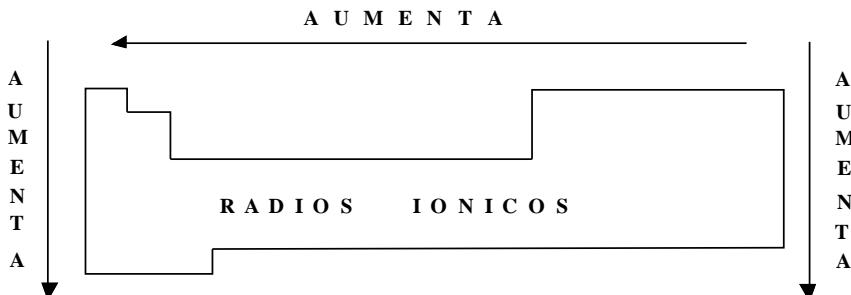
Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan electrones con facilidad para formar iones negativos (aniones).

Las afinidades electrónicas de aniones siempre son positivas

Las afinidades electrónicas de los no metales son generalmente más altas que las de los metales.

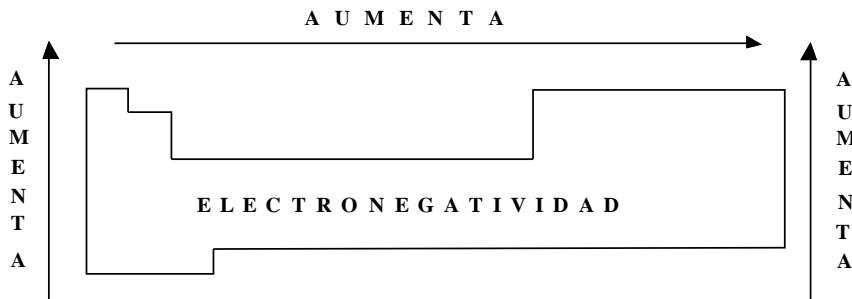
RADIOS IÓNICO (R.I.)

- Son iones simples que resultan de perder o ganar electrones y pueden ser :
 - Iones con carga negativa (aniones), estas siempre son más grandes que los átomos neutros de las que derivan.
 - Iones con carga positiva (cationes), siempre son más pequeños que los átomos neutros de los cuales se originan.
- En una serie isoelectrónica de iones, los radios iónicos disminuyen al aumentar el número atómico.



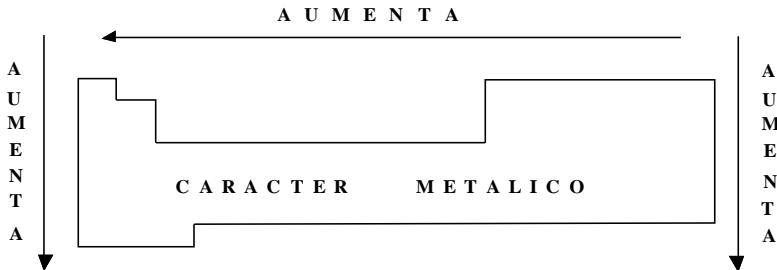
ELECTRONEGATIVIDAD (E.N.)

- Es la medida de la tendencia relativa de los átomos en un enlace atraer la densidad electrónica del enlace, polarizándolo.
- La electronegatividad de los elementos se expresa en la escala de Pauling, donde el Fluor tiene E.N.=4,0 la más alta de todos los elementos.



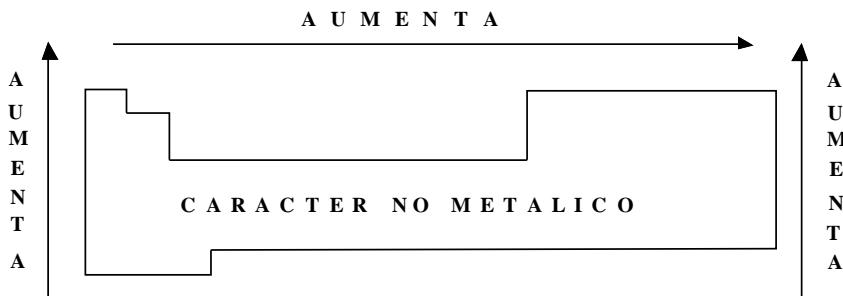
CARÁCTER METALICO

- A excepción del mercurio que es líquido, son sólidos a 25°C.
- Presentan coloración cuyas tonalidades varían de blanco a negro a excepción del oro-amarillo y cobre - rojizo.
- Tienen altas densidades, debido a que sus átomos presentan empaquetamiento compacto
- Tienen alta conductividad eléctrica, el cuál disminuye al aumentar la temperatura
- La plata es el mejor conductor de la electricidad.
- Poseen bajas electronegatividades ($E.N < 10$), tal que a menor E.N corresponde menor carácter metálico.
- Tienden a formar iones positivos, por tener energía de ionización baja.

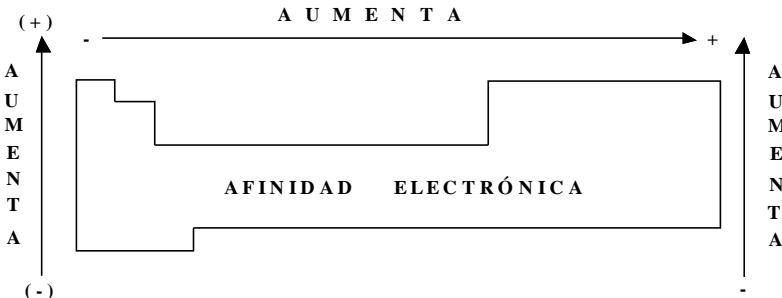


CARÁCTER NO METALICO:

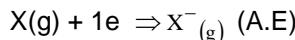
- No presentan brillo metálico
- Se encuentran como sólidos o gases a excepción del bromo que es líquido
- Al disolver en un solvente como el tetracloruro de carbono presentan colores variados, cloro-verde amarillento; bromo - rojizo; Yodo - violeta (lila).
- Poseen altas electronegatividades ($E.N > 2,2$), tal que a mayor electronegatividad mayor carácter no metálico.
- Presentan afinidades electrónicas altas, ya que sus átomos tienden a ganar electrones formando iones negativos.



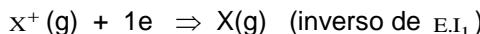
- Cambio de energía que tiene lugar cuando un átomo gaseoso y aislado gana un electrón, para formar un ión con carga (-1).
- Por lo general la afinidad electrónica es un proceso exotérmico a excepción de los átomos diamagnéticos los que implican procesos endotérmicos.



La afinidad electrónica es la adición de un electrón a un átomo gaseoso neutro, según:



no viene a ser el inverso del proceso de ionización:



En las dos expresiones, observamos que el primero se inicia en un átomo neutro, mientras que el segundo se inicia en un ión positivo. Por lo tanto A.E. y E.I.₁ no tienen el mismo valor, ni signos opuestos.

Los elementos con afinidades electrónicas muy negativas ganan electrones con facilidad para formar iones negativos (aniones).

Las afinidades electrónicas de aniones siempre son positivas

Las afinidades electrónicas de los no metales son generalmente más altas que las de los metales.

EVALUACION

01. Indicar con (V) verdadero, (F) falso según corresponda:

- I. Según Dobereiner, las propiedades de los elementos son función periódica de su número atómico.
- II. Las octavas de Newlands reúne los elementos de 7 en 7
- III. En la tabla periódica diseñada por Mendeleev los elementos químicos se ubican por sus masas atómicas.
- IV. Según la ley de las triadas, los elementos químicos se ordenan en función de sus masas atómicas y propiedades químicas semejantes.

A) VVVV

B) VFVF

C) VVFF

D) FVVF

E) FFVV

02. El átomo de un elemento químico presenta 19 orbitales llenos y un orbital semilleno en su configuración electrónica. El grupo de la tabla al cual pertenece, es:

A) II – A

B) III – A

C) IV – A

D) II – B

E) III – B

03. La suma de los números atómicos de dos isótonos X y Y es 11. Si los números de masa son consecutivos. La familia de la tabla al cual pertenece el elemento menos paramagnético, es:

A) Halógeno

B) Calcógeno

C) Familia del carbono

D) Alcalino

E) Familia del boro,

04. Los átomos de cierto elemento de transición del quinto periodo presentan 3 electrones desapareados. Determinar a qué grupo de la tabla pertenece, considerando la máxima configuración posible.

A) VIII – A

B) III – A

C) VIII – B

D) IV – A

E) IV – B

05. Certo átomo tiene carga eléctrica absoluta nuclear igual a $3,84 \times 10^{-18}$
C. Luego no se puede afirmar que:

 - A) Pertenece a un elemento de transición
 - B) Pertenece al cuarto periodo
 - C) Pertenece al grupo VIB
 - D) Tiene seis orbitales semillenos
 - E) Pertenece al grupo IIA**

06. Un ión Y^{+1} es isoelectrónico con un átomo "X" cuyo elemento se encuentra en el grupo VIA y 4to periodo de la TPEQ, El número de masa del átomo "Y", sabiendo que es isótomo con un átomo que presenta 38 neutrones, es:

 - A) 72
 - B) 73**
 - C) 74
 - D) 75
 - E) 76

07. Un elemento radiactivo del grupo IIA de la tabla experimenta una desintegración radiactiva α . El grupo al que pertenece el nuevo elemento formado en dicha desintegración, es:

 - A) VIII-A**
 - B) VII-A
 - C) VI-A
 - D) V-A
 - E) IV-A

08. Identificar como verdadero (V) o falso (F) según corresponda, a las siguientes proposiciones:

 - I. N^{3-} y F^{1-} son aniones isoelectrónicos, el N^{3-} presenta mayor radio iónico.
 - II. El Ca^{2+} , su radio iónico es menor que el Mg^{2+} porque los electrones de valencia del Ca se encuentran en un nivel mayor.
 - III. El Fe^{2+} , su radio iónico es mayor que el Fe^{3+} , posee un electrón extra y por tanto la repulsión electrón-electrón es más grande.
 - A) FVV
 - B) FVV
 - C) VFV**
 - D) FFV
 - E) VVV

09. La proposición falsa, es:

- A) Los iones de los metales alcalinos poseen configuraciones de gas noble.
- B) El potencial de ionización siempre es endotérmico.
- C) Los gases nobles en un periodo presentan los potenciales de ionización más altos.
- D) La ley periódica establece que las propiedades de los elementos son función de los pesos atómicos.
- E) El elemento Z = 47 pertenece al grupo I – B de la tabla.

10. A medida que nos desplazamos en un grupo de la tabla, conforme aumenta Z, es correcto afirmar:

- I. Aumenta el potencial de ionización.x
- II. Aumenta el volumen atómico.
- III. Disminuye el carácter metálico.x
- IV. Disminuye la electronegatividad
- V. Aumenta la afinidad electrónica.x

A) I, II, III

B) I, II, III, V

C) I, III, V

D) I, II, V

E) II, IV

BIBLIOGRAFÍA

1. BURNS, RALPH A.; “Fundamentos de Química”, Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. 2da. Ed., Cap 5, México, 1996.
2. CHANG, RAYMOND.; “Química”. McGraw-Hill. Cap 8; México, 1999.
3. RUSSELL, J.; “Química General”., Ed.McGraw-Hill; , Cap 7, Colombia, 1985.

SEMANA 05

TEORÍA DEL ENLACE QUÍMICO

1. OBJETIVOS

- 1.1 Identifica los tipos de enlace químico en compuestos químicos
- 1.2 Representa moléculas de compuestos químicos mediante la estructura de Lewis.
- 1.3 Utiliza la diferencia de electronegatividad para predecir el tipo de enlace.
- 1.4 Interpreta la relación entre configuración electrónica y enlace químico.
- 1.5 Infiere el tipo de enlace a partir de propiedades físicas.

2. CONTENIDOS

1. Teoría del enlace químico. Estructuras de Lewis; regla del octeto. Excepciones. Escritura de las estructuras de Lewis.
2. Clases de enlaces químicos: Enlace iónico. Enlace covalente: normal, coordinado, polar y no polar. Enlace metálico.
3. Enlaces o fuerzas intermoleculares. Puente de Hidrógeno.

3. DESARROLLO DEL CONTENIDO

HISTORIA DEL ENLACE QUÍMICO

Las primeras especulaciones respecto a la naturaleza del **enlace químico** son tan tempranas como en el siglo XII. Se suponía que ciertos tipos de especies químicas estaban unidas entre sí por un tipo de afinidad química.

En 1704, Isaac Newton esbozó su teoría de enlace atómico, en "Query 31" de su *Opticks*, donde los átomos se enlazan unos a otros por alguna "fuerza". Específicamente, después de investigar varias teorías populares, en boga en aquel tiempo, de cómo los átomos se podía unir unos a otros, por ejemplo, "átomos enganchados", "átomos pegados unos a otros por reposo", o "unidos por movimientos conspirantes", Newton señaló lo que inferiría posteriormente a partir de su cohesión que:

Las partículas se atraen unas a otras por alguna fuerza, que en contacto inmediato es excesivamente grande, a distancias pequeñas desempeñan operaciones químicas y su efecto deja de sentirse no lejos de las partículas.

En 1819, a raíz de la invención de la pila voltaica, Jöns Jakob Berzelius desarrolló una teoría de combinación química, introduciendo indirectamente el carácter electropositivo y electronegativo de los átomos combinantes. A mediados del siglo XIX, Edward Frankland, F.A. Kekule, A.S. Couper, A.M. Butlerov y Hermann Kolbe, ampliando la teoría de radicales, desarrollaron la teoría de valencia, originalmente llamado "poder combinante" en que los compuestos se mantenía unidos debido a la atracción entre polos positivo y negativo. En 1916, el químico Gilbert N. Lewis desarrolló el concepto de enlace de par de electrones, en el que dos átomos pueden compartir uno y seis electrones, formando el enlace de un solo electrón, enlace simple, enlace doble, o enlace triple:

En las propias palabras de Lewis:

Un electrón puede formar parte de las envolturas de dos átomos diferentes y no puede decirse que pertenezca a uno simplemente o exclusivamente. El mismo año, Walther Kossel lanzó una teoría similar a la de Lewis, con la diferencia de que su modelo asumía una transferencia completa de electrones entre los átomos, con lo que era un modelo de enlace iónico. Tanto Lewis y Kossel estructuraron sus modelos de enlace a partir de la regla de Abegg (1904).

En 1927, el físico danés Oyvind Burrau derivó la primera descripción cuántica matemáticamente completa de un enlace químico simple, el

producido por un electrón en el ion de hidrógeno molecular (dihidrogenilio), H_2^+ .¹ Este trabajo mostró que la aproximación cuántica a los enlaces químicos podrían ser correctas fundamental y cualitativamente, pero los métodos matemáticos usados no podrían extenderse a moléculas que contuvieran más de un electrón. Una aproximación más práctica, aunque menos cuantitativa, fue publicada en el mismo año por Walter Heitler y Fritz London. El método de Heitler-London forma la base de lo que ahora se denomina teoría del enlace de valencia. En 1929, Sir John Lennard-Jones introdujo el método de combinación lineal de orbitales atómicos (CLOA o dentro de la teoría de orbitales moleculares, sugiriendo también métodos para derivar las estructuras electrónicas de moléculas de F_2 (flúor) y las moléculas de O_2 (oxígeno), a partir de principios cuánticos básicos. Esta teoría de orbital molecular representó un enlace covalente como un orbital formado por combinación de los orbitales atómicos de la mecánica cuántica de Schrödinger que habían sido hipotetizados por los electrones en átomos solitarios. Las ecuaciones para los electrones de enlace en átomos multielectrónicos no podrían ser resueltos con perfección matemática (esto es, *análiticamente*), pero las aproximaciones para ellos aún producen muchas predicciones y resultados cualitativos buenos. Muchos cálculos cuantitativos en química cuántica moderna usan tanto las teorías de orbitales moleculares o de enlace de valencia como punto de partida, aunque una tercera aproximación, la teoría del funcional de la densidad, se ha estado haciendo más popular en años recientes.

En 1935, H.H. James y A.S. Coolidge llevó a cabo un cálculo sobre la molécula de dihidrógeno que, a diferencia de todos los cálculos previos que usaban funciones sólo de la distancia de los electrones a partir del núcleo atómico, usó funciones que sólo adicionaban explícitamente la distancia entre los dos electrones. Con 13 parámetros ajustables, ellos obtienen el resultado muy cercano al resultado experimental para la energía de disociación de enlace. Posteriores extensiones usaron hasta 54 parámetros y producen gran concordancia con los experimentos. Este cálculo convenció a la comunidad científica que la teoría cuántica podría concordar con los experimentos. Sin embargo, esta aproximación no tiene relación física con la teoría de enlace de valencia y orbitales moleculares y es difícil de extender a moléculas más grandes.

INTRODUCCIÓN:

Los elementos químicos se combinan de diferentes maneras para formar toda una variedad de compuestos inorgánicos y orgánicos. Hay compuestos gaseosos, líquidos y sólidos, los hay tóxicos e inocuos, otros son benéficos para la salud. Las propiedades de cada compuesto dependen del tipo de elementos químicos que lo forman, el modo cómo se enlazan (tipo de enlace químico), la forma y geometría de los agregados atómicos (moléculas) y cómo éstos interactúan entre sí.

Se han planteado muchas teorías sobre enlace químico. Para que una teoría se considere satisfactoria tiene que dar debida respuesta a tres cuestiones fundamentales:

- (1) ¿Por qué se forman un enlace químico?
- (2) ¿A qué se debe que los distintos elementos formen distinto número de enlaces?
- (3) ¿A qué se debe que los átomos que constituyen una molécula se sitúen en posición definida con respecto a los demás, de modo que el conjunto tenga una configuración característica?.

¿Será posible predecir el tipo de compuesto que se va a formar antes de que dos sustancias se unan?

En 1916, el químico alemán Walther Kossel expuso que en las reacciones químicas la pérdida y ganancia de electrones por parte de los átomos, y éstos adquieren la configuración electrónica de un gas noble. Sin duda alguna, Kossel se refería al enlace iónico, por lo tanto, a compuestos iónicos.

Posteriormente, los químicos norteamericanos Gilbert Newton Lewis e Irving Langmuir cada uno en forma independiente estudiaron los compuestos iónicos y no iónicos (covalentes), demostrando que los átomos al formar enlaces químicos adquieren la estructura electrónica de un gas noble (8 electrones en el nivel externo), lo que hoy se llama **REGLA DEL OCTETO DE KOSSEL**

En 1923, G.N. Lewis plantea su teoría de enlace por pares de electrones y anuncia que el octeto se logra por medio de compartición de electrones.

Entonces a Kossel lo podemos considerar como el “padre” del enlace iónico, y a Lewis, padre del enlace covalente.

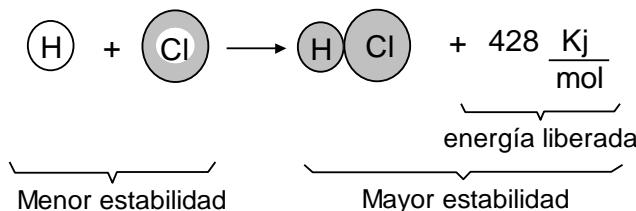
ENLACE QUIMICO

CONCEPTO: Es la fuerza de atracción que mantiene unidos a los átomos iones o moléculas, dichas fuerzas pueden ser electrostáticas (enlace iónico) o electromagnéticas. (Enlace covalente). Se dice también que es la fuerza que mantiene unidos a los átomos (enlace interatómico) para formar moléculas o formar sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y molécula (enlace intermolecular) para formar los estados condensados de la materia (sólido líquido), dicha fuerza es de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominante fuerza eléctrica.

Hemos visto que en ciertos átomos los metales adquieren estabilidad perdiendo algunos electrones externos, mientras que otros los no metales se estabilizan al recibir electrones.

En ambos casos los átomos tienden a completar un octeto externo de electrones.

Otras veces los átomos logran su configuración electrónica estable compartiendo pares de electrones con otros átomos. En todos estos casos los átomos quedan unidos entre sí por ENLACES QUIMICOS de naturaleza electromagnética y electrostática.



PROPIEDADES DEL ENLACE QUÍMICO:

- Son fuerzas de naturaleza electromagnética.
- Intervienen los electrones más externos o de valencia.
- La electronegatividad influye en el comportamiento de los átomos.
- Los átomos conservan identidad porque sus núcleos no se alteran.

- e. Se desarrolla con cambios térmicos.
- f. Los átomos adquieren un estado energético más estable, debido a que disminuye su energía potencial.

TEORÍA DE LOS PUNTOS ELECTRÓN DE LEWIS:

Consiste en abreviar la configuración electrónica de los elementos representativos graficando alrededor de su símbolo químico los electrones del último nivel mediante puntos...” (el número de dichos electrones coincide con el número del grupo)

Ejemplo:

Último nivel

Grupos	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Repres.	• E	• E •	• E • •	• E • •	• E • •	• E : • •	• E : • •	• E : • •

REGLA DEL OCTETO (De Kössel)

En el transcurso de una reacción química, los átomos tienden a tener una configuración electrónica estable; es decir, buscan completar su nivel más externo con ocho electrones (configuración semejante a la de un gas noble). Se presenta en la mayoría de elementos representativos enlazados.

Nota:



- El diagrama de Lewis sólo es válido para elementos representativos.
- La regla del octeto presenta excepciones por defecto y exceso en algunos elementos.

Compuestos con número impar de electrones:

Si el número de electrones de valencia en una estructura de Lewis es impar, debe haber electrones despareados en alguna parte de la estructura. Ejemplo: NO, NO₂, ClO₂

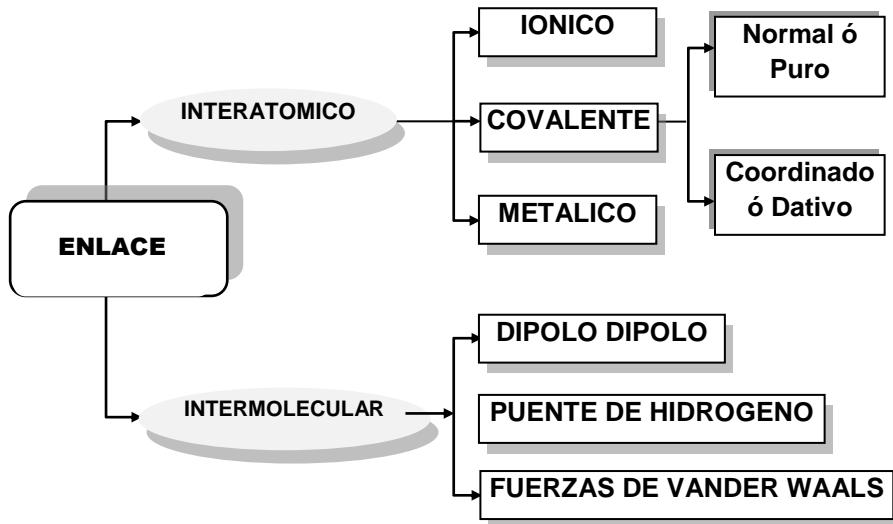
Elementos con deficiencia electrónica:

Especies con octetos incompletos, se limita a algunos compuestos del berilio, boro y aluminio. Ejemplo: BF₃, AlCl₃, BeCl₂

Octetos expandidos:

Las moléculas con octetos expandidos aparecen en algunos elementos del periodo 3º del bloque “p”. Ejemplo: PCl_5 , SF_6 , SbCl_5 , etc.

TIPOS DE ENLACE QUÍMICOS INTERATOMICOS



1. Enlace iónico (Electrovalente):

Se produce entre un elemento muy electropositivo y otro muy electronegativo. Se considera que un enlace es predominante iónico cuando la diferencia de electronegatividades entre los átomos que forman el enlace es mayor o igual que 1,7. Al formarse el enlace, el átomo menos electronegativo cede sus electrones de valencia al átomo más electronegativo y el más éste los acepta, formándose un catión y un anión. El catión y anión se mantienen unidos por fuerzas electrostáticas.

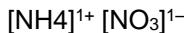
Ejemplo: $\text{NaCl} \rightarrow$ cloruro de sodio

$$\text{Como: } \text{E.N.}(\text{Na}) = 0,9 < \text{E.N.} (\text{Cl}) = 3,0$$

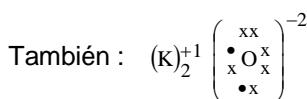
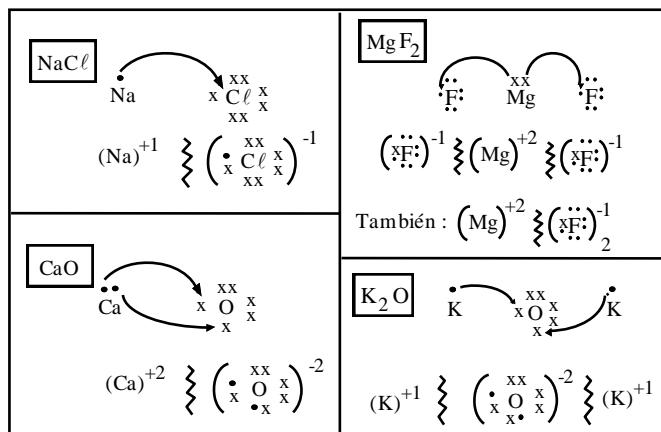
$$\Delta \text{E.N.} = 2,1$$

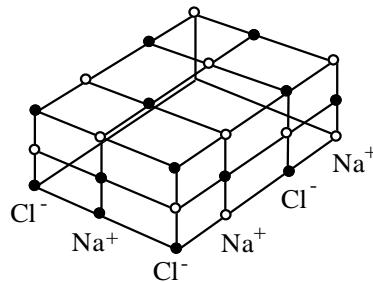
Los compuestos donde predominan los **enlaces iónicos** se caracterizan por:

- No están constituidos por moléculas discretas y forman estructuras muy ordenadas (estructuras cristalinas).
- Son sólidos de alto punto de fusión y ebullición.
- Son conductores eléctricos sólo estando fundidos en disolución.
- Son generalmente bastante solubles en agua.
- La atracción iónica es polidireccional.
- Están constituidas por metal y no metal, si son compuestos binarios (NaCl ; K_2O ; CaF_2)
- Si los iones son poliatómicos, pueden ser sólo no metales:



Notación Lewis de los compuestos con enlace iónico:





Estructura Cristalina del NaCl

2. Enlace Covalente:

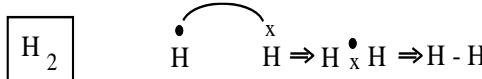
Se caracteriza porque los átomos que se unen comparten uno o más pares de electrones; estos electrones compartidos forman una nube electrónica molecular que se halla distribuido entre los átomos enlazados.

Los compuestos donde predominan los **enlaces covalentes** se caracterizan por:

- Son gases o líquidos (excepcionalmente son sólidos).
- Su punto de fusión es bajo.
- Son especies moleculares.
- En la mayoría de los casos son no conductores.
- Generalmente su solubilidad en el agua es muy baja.
- Se cumple: $\Delta E.N. < 1,7$

Notación Lewis de la sustancias con enlace covalente.

a)



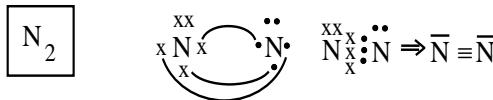
- Enlace simple
- Covalente Puro
- Enlace Sigma (σ)
- Compartición equitativa de electrones

b)



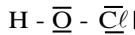
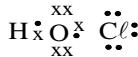
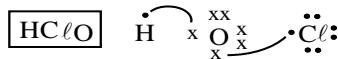
- Enlace Doble
- Covalente Polar
- Enlace con un sigma (σ) y un enlace pi (π)
- Compartición desigual de electrones

c)



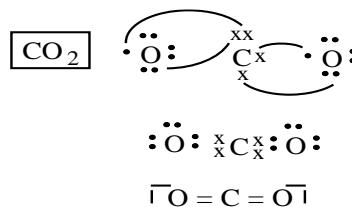
- Enlace Triple
- Covalente puro
- Enlace con un sigma (σ) y dos pi (π)
- Compartición equitativa de electrones

d)



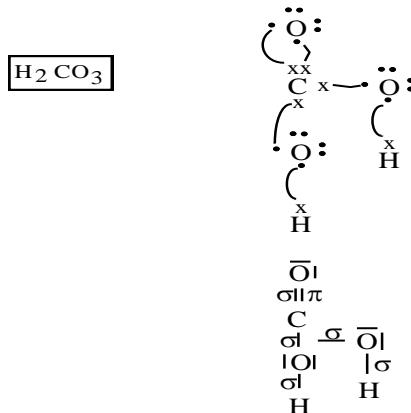
- Dos enlaces simples
- Dos enlaces sigma
- Dos enlaces covalentes polares

e)



- Dos enlaces dobles
- Dos enlaces sigma y y 2 enlaces pi
- Dos enlaces covalentes polares

f)



Nota: El enlace covalente es más fuerte que el enlace iónico, porque los átomos que forman el enlace comparten los electrones, lo que implica que los átomos están más unidos. Mientras que en un enlace iónico, uno de los elementos es mucho más electronegativo que el otro, arrastra hacia este los electrones del enlace, lo que hace que ambos átomos se encuentren separados.

CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES:

1. Por el origen de los electrones compartidos

Enlace covalente normal	Cuando cada uno de los átomos que se unen aportan la mitad de los electrones de enlace.	$\begin{array}{c} \bullet \\ A \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array} \times \begin{array}{c} \bullet \\ B \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \\ \cdot \end{array}$
Enlace dativo o covalente coordinado	Un solo átomo aporta los electrones compartidos.	$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ H \\ - \\ Br \\ \bullet \\ \bullet \end{array} : B$ $A \rightarrow B$

2. Por la polaridad del enlace

Enlace covalente apolar (compartición equitativa)	Se produce entre átomos de igual E.N., principalmente del mismo elemento.	$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ Cl \\ - \\ Cl \\ \bullet \\ \bullet \end{array} : \Delta E.N.=0$
Enlace covalente polar (compartición desigual)	Entre átomos de diferente E.N., los e- compartidos se aproximan más al de mayor E.N.:	$\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ H \\ - \\ Cl \\ \bullet \\ \bullet \end{array} : \Delta E.N.=0,9$ $(2,1) (3,0)$

3. Por el número de pares compartidos

Enlace simple	Un solo par de e- compartidos (sigma, σ)	$A \xrightarrow{\sigma} B$
Enlace múltiple	Enlace doble (1 sigma y 1 pi).	$A \begin{array}{c} \sigma \\ \pi \end{array} = N$ $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ O \\ \bullet \\ \bullet \end{array} \begin{array}{c} \sigma \\ \pi \end{array} = O \begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \end{array}$
	Enlace triple (1 sigma y 2 pi)	$A \begin{array}{c} \sigma \\ \pi \end{array} \equiv B$ $\begin{array}{c} \bullet \\ \bullet \\ N \\ \bullet \end{array} \equiv N \bullet$



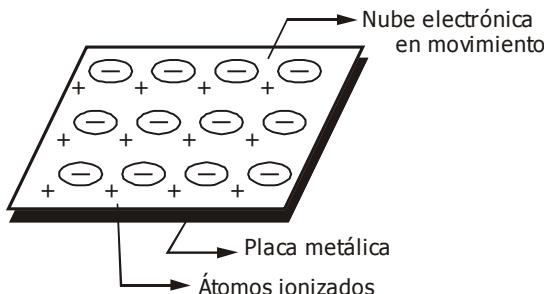
- ♦ El enlace dativo se representa mediante una flecha que va desde el elemento que aporta los electrones hasta el que los recibe.

- ◆ El enlace sigma es más estable que el enlace pi.
- ◆ Los enlaces múltiples son más cortos que los enlaces covalentes sencillos.

3. Enlace Metálico:

Este tipo de enlace se produce entre dos átomos metálicos (RED CRISTALINA) se forman por la interacción de cationes metálicos y de electrones libres, los átomos metálicos liberan sus electrones de la última capa quedando como iones positivos mientras que los electrones liberados circulan libremente alrededor de ellos.

Este tipo de enlace da lugar a las propiedades metálicas: son buenos conductores de la electricidad y del calor, tienen un brillo característico, tienen alto punto de fusión, son dúctiles y maleables.

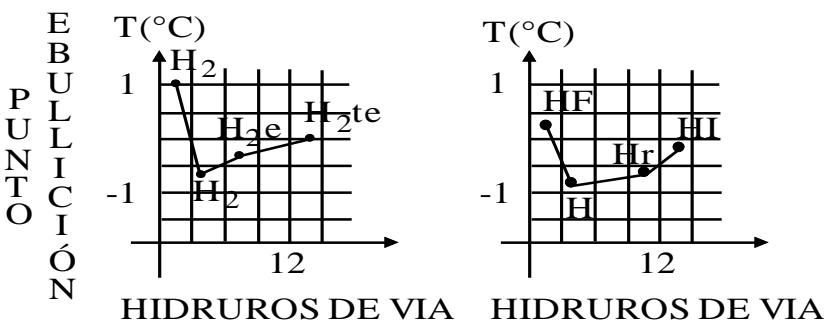
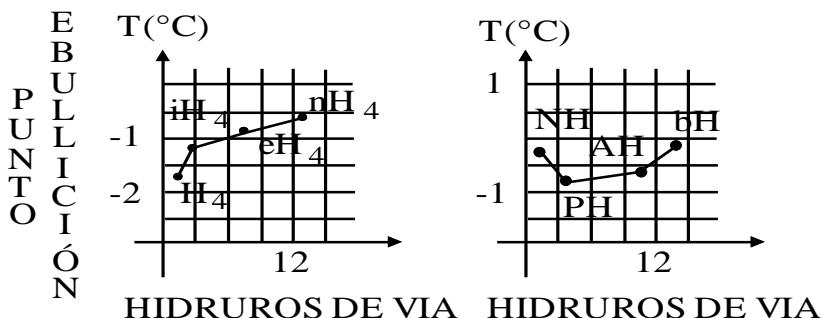


El enlace de los metales puros se denomina enlace metálico y resulta de las atracciones electrostáticas entre los iones metálicos, cargados positivamente y los electrones móviles que pertenecen en su conjunto al retículo.

Las propiedades como el brillo metálico y la elevada conductividad térmica y eléctrica se deben al enlace metálico.



Gráficas que comparan los puntos de ebullición con las masas de las moléculas.



ESTRUCTURA DE LEWIS DE MOLÉCULAS

Cuando los elementos representativos comparten electrones suelen alcanzar una configuración estable, las fórmulas Lewis presentan ocho electrones que corresponde a un gas noble. El método es aplicable cuando el átomo central llegue a presentar 8 electrones. La regla del octeto precisa

cuantos electrones utilizables son realmente electrones enlazantes (compartidos) y cuantos electrones son no compartidos.

La relación matemática es :

$$r = p - q$$

Donde :

r = # de electrones compartidos

p = $8x$ # de átomos (sin incluir al H) más $2x$ # de Hidrógeno

q = # de electrones disponibles en las capas de valencia.

PROBLEMAS RESUELTOS:

01. Indique la notación Lewis para N_2

Solución :

$$p = 8 \times \overbrace{2}^{\substack{\# \text{ de } \text{\'atomos} \\ \text{de } \text{"N"}}} = 16$$

$$q = 2 \times \overbrace{5}^{\substack{\# e^{-} \\ \text{de valencia} \\ \text{de cada "N"}}} = 10$$

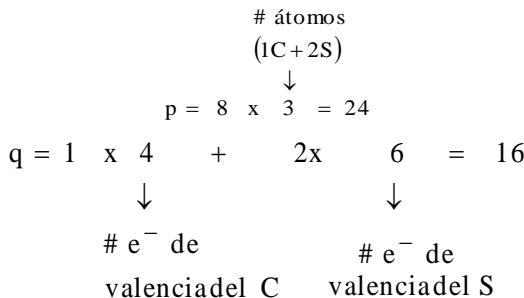
$$r = p - q$$

$$r = 16 - 10 = 6$$

Es decir 6 electrones compartidos, o sea 3 enlaces entre los dos nitrógenos



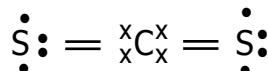
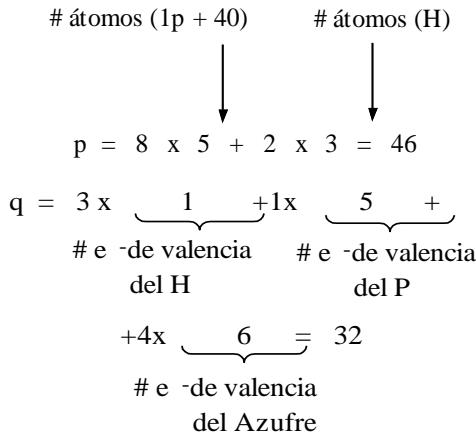
02. Para CS_2 indique su notación Lewis:

Solución:


$$r = p - q$$

$$r = 24 - 16 = 8$$

es decir 8 electrones compartidos, o sea 4 enlaces, y el n\'umero de electrones no enlazados es 16 - 8 = 8 electrones es decir 4 pares.

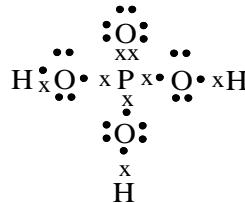

03. Escriba la notaci\'on Lewis para H_3PO_4
Soluci\'on:


$$r = p - q$$

$$r = 46 - 32 = 14$$

Existe 14 e^- compartidos es decir 7 enlaces y los electrones no compartidos son:

$32 - 14 = 18$ es decir 9 pares.



04. Escriba la notación Lewis para BeCl_2 .

Solución :

$$P = \underbrace{4}_{e^- \text{ total}} x 1 + 2 x 8 = 20$$

~~del Be~~

$$q = 2 \times 1 + 7 \times 2 = 16$$

$$r = p - q$$

$$r = 20 - 16 = 4$$

es decir 4 electrones compartidos o sea 2 enlaces y el número de electrones no enlazados es $16 - 4 = 12$ electrones es decir 6 pares.



(Be no cumple la regla del octeto, sólo 4 e⁻).

05. Señale la notación Lewis para PF_5

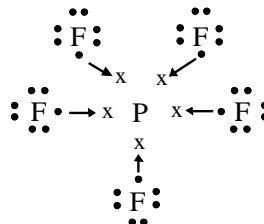
Solución :

$$\begin{aligned}
 & \text{1 de P} + \text{5 de F} \\
 & \downarrow \qquad \swarrow \\
 p &= 6 \times 8 + 2 = 48 + 2 = 50 \\
 q &= \underbrace{1}_{\# \text{ de átomos}} \times \underbrace{5}_{\# \text{ e}^{-} \text{de valencia}} + 5 \times 7 = 40
 \end{aligned}$$

$$r = p - q$$

$$r = 50 - 40 = 10$$

es decir 10 electrones compartidos o sea 5 enlaces y el número de electrones no enlazados es $40 - 10 = 30$ electrones, es decir, 15 pares.

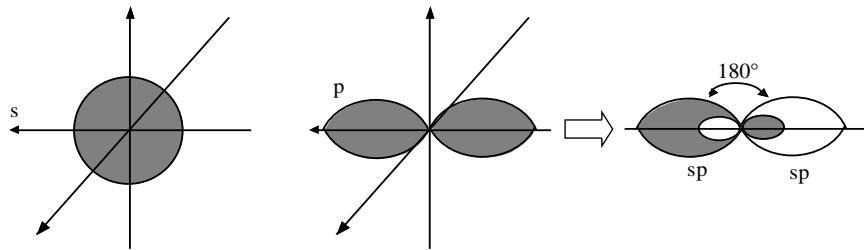


Se produce un octeto expandido (tiene $10 e^{-}$ alrededor del Fósforo)

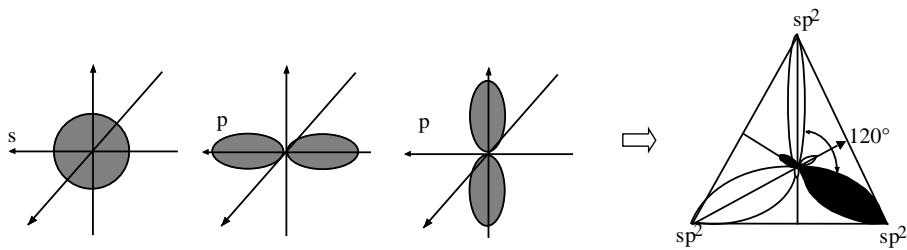
HIBRIDACIÓN

Es la combinación de 2 ó más orbitales atómicos para obtener orbitales híbridos, los cuales poseen la misma forma, la misma energía relativa e igual estabilidad. La hibridación se efectúa entre los orbitales de los subniveles que pertenecen a un mismo nivel de valencia.

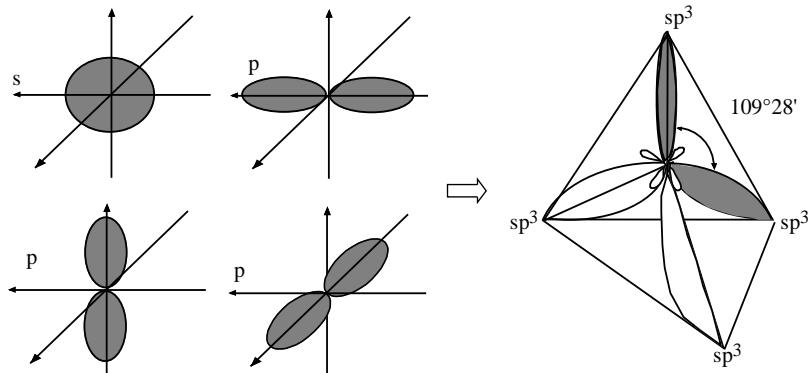
Hibridación sp: Es la combinación de un orbital “s” con un orbital “p” formando 2 orbitales híbridos “sp”, que tienen una orientación en línea haciendo un ángulo de 180° .



Hibridación sp^2 : Es la combinación de un orbital “s” con dos orbitales “p” formando 3 orbitales híbridos sp^2 que tienen una orientación en un triángulo equilátero haciendo un ángulo de 120°.



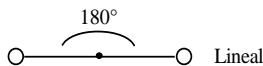
Hibridación sp^3 : Es la combinación de un orbital “s” con tres orbitales “p” formando 4 orbitales híbridos sp^3 que tiene una orientación en un tetraedro regular haciendo un ángulo de 109°28'.



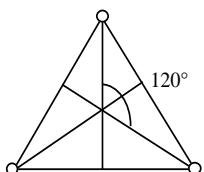
Para determinar el **tipo de hibridación** en forma práctica para cada elemento se determina la suma del número de enlaces sigma alrededor del elemento más el número de pares electrónicos sin enlazar del mismo elemento.

$$\Sigma = \text{Nro. de enlaces sigma} + \text{Nro. de pares electrónicos libres}$$

$$\Sigma = 2 \text{ hibridación sp}$$

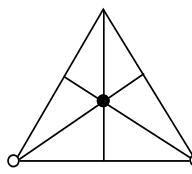


$$\Sigma = 3 \text{ hibridación } sp^2$$

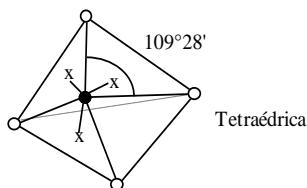


Trigonal o triangular plana

Angular

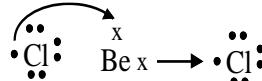


$$\Sigma = 4 \text{ hibridación } sp^3$$



Ejemplo :

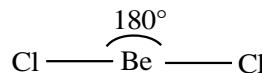
Indique la forma geométrica de las siguientes moléculas



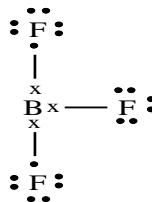
Átomo central = Berilio
 $\Sigma = 2\sigma + 0$ pares libres = 2

\Rightarrow hibridación del Be es "sp" se dibuja una línea

en el centro de la línea se coloca el Berilio y en los extremos al Cloro.

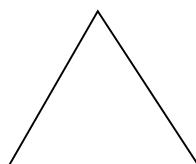


La molécula es lineal.

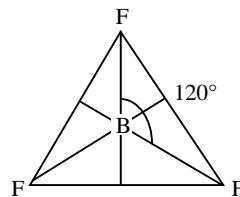


Átomo central = Boro
 $\Sigma = 3\sigma + 0$ pares libres = 3

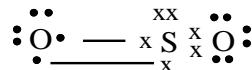
\Rightarrow hibridación del B es sp^2 se dibuja un triángulo equilátero.



En el centro del triángulo se coloca el Boro y en cada vértice al Fluor.



La molécula es trigonal

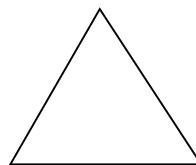


Átomo central = Azufre

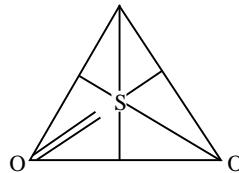
$$\Sigma = 2\sigma + 1 \text{ par libre} = 3$$

\Rightarrow hibridación del Azufre es sp^2

Se dibuja un triángulo equilátero.

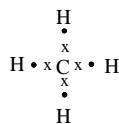


En el centro del triángulo se ubica el Azufre y los dos vértices Oxígeno.



La molécula es angular

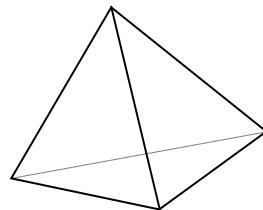
4. CH_4



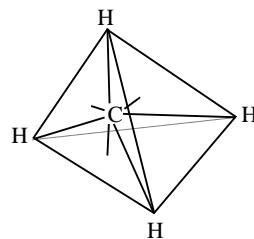
Átomo central = Carbono

$$\Sigma = 4\sigma + 0 \text{ par libre} = 4$$

\Rightarrow Hibridación del Carbono es $s p^3$. Se dibuja un tetraedro regular.

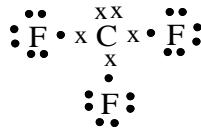


En el centro del tetraedro se ubica el Carbono y en los cuatro vértices Hidrógeno.



La molécula es tetraédrica

5. NF₃

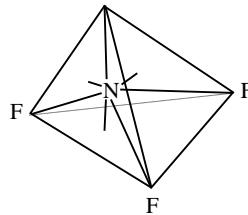


Átomo central = Nitrógeno

$$\Sigma = 3\sigma + 1 \text{ par libre} = 4$$

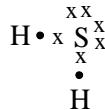
⇒ Hibridación del N es sp^3 se dibuja un tetraedro regular.

En el centro del tetraedro se ubica el Nitrógeno y en los vértices se ubica el Fluor.



La molécula es piramidal

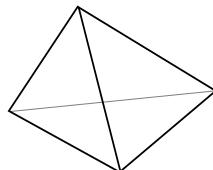
6. H₂S



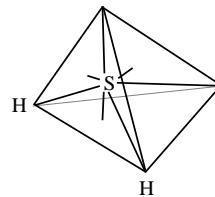
Átomo central = Azufre

$$\Sigma = 2\sigma + 2 \text{ pares libres} = 4$$

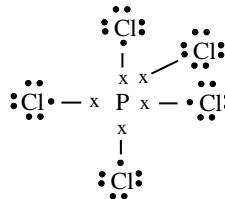
⇒ Hibridación del S es sp^3 , se dibuja un tetraedro regular.



En el centro del tetraedro se ubica el Azufre y en los vértices el Hidrógeno.



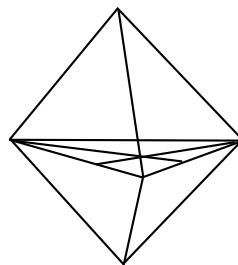
7. PC ℓ_5



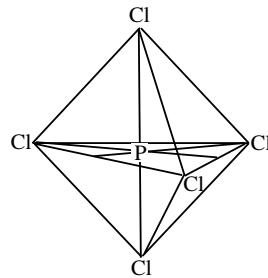
Átomo central = Fósforo

$$\sum = 5\sigma + 0 \text{ pares libres} = 5$$

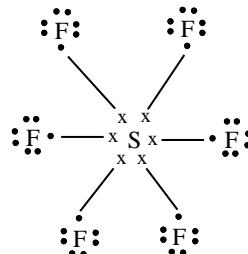
Hibridación del P es $sp^3 d$ se dibuja una bipirámide triangular



En el centro se ubica el Fósforo y en los vértices se coloca el Cloro.



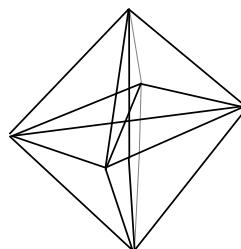
La molécula es bipiramidal trigonal

8. SF₆

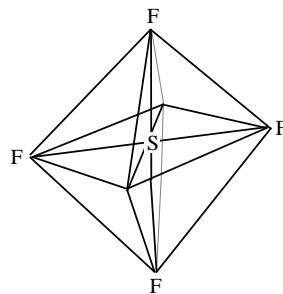
Átomo central = Azufre

$$\sum = 6\sigma + 0 \text{ pares libres} = 6$$

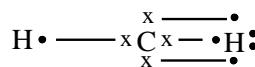
⇒ Hibridación del S es sp^3d^2 se dibuja un octaedro



En el centro del octaedro se ubica el azufre y en los vértices se ubica el Fluor.

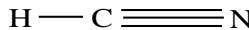


9. HCN



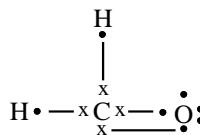
Átomo central = Carbono
 $\Sigma = 2\sigma + 0$ pares libres = 2

⇒ Hibridación del C es sp se dibuja una línea _____ en los extremos se ubican Hidrógeno y Nitrógeno y entre los dos el Carbono.



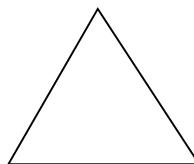
La molécula es líneal.

10. HCHO

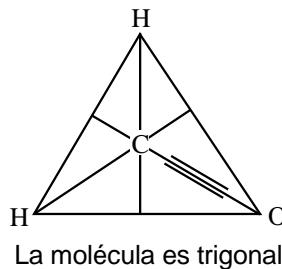


Átomo central = Carbono
 $\Sigma = 3\sigma + 0$ pares libres = 3

⇒ Hibridación del C es sp^2 se dibuja un triángulo equilátero.



En el centro ubicamos el Carbono y en los vértices los hidrógenos y el Oxígeno.



ANÁLISIS VECTORIAL DE UN ENLACE

Sobre un enlace covalente polar se coloca una vector señalando al elemento más electronegativo, haciendo que este asuma una carga parcial negativa y dejando al otro elemento con carga parcial positiva.



enlace covalente polar

Si la electronegatividad de A es mayor que la de B.

$$\text{EN (A)} > \text{EN (B)}$$

Entonces :



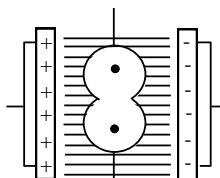
POLARIDAD DE UNA MOLÉCULA

De acuerdo a los átomos que forman la molécula, el tipo de enlace covalente y los valores de electronegatividad, una molécula puede ser polar o apolar.

A. Molécula Apolar

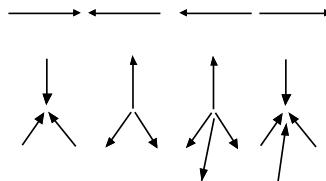
Características:

- Presenta enlace covalente polar o apolar
- Existe simetría en la molécula
- En un campo eléctrico la molécula no oscila
- El momento dipolar igual a cero, es decir: $\mu = q \times \ell = 0$ donde q es la carga fundamental y ℓ es la distancia entre núcleos de los átomos.
- Las sustancias con este tipo de molécula son insolubles en agua.
- El análisis vectorial en la molécula determina un vector resultante igual a cero.



$$\text{Momento Dipolar } (\mu) = q \times \ell = 0$$

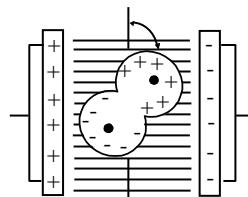
Casos en que suma de vectores es cero.



B. Molécula Polar

Características:

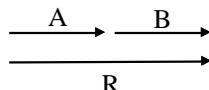
- Presenta enlace covalente polar.
- No hay simetría en la molécula
- En un campo eléctrico la molécula oscila.
- El momento dipolar es diferente de cero.
- Las sustancias con este tipo de moléculas son solubles en agua.
- El análisis vectorial en la molécula determina un vector resultante diferente de cero.



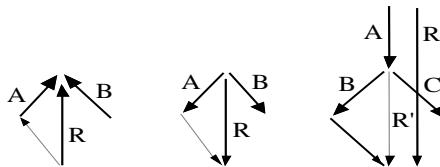
$$\text{Momento Dipolar } (\mu) = q \times \ell \neq 0$$

Determinación de vector resultante :

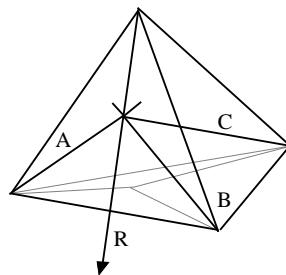
Colineales



En paralelogramo

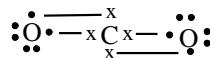


Descomposición Ortogonal:



Indique la polaridad de las siguientes moléculas.

1. CO₂



Átomo central = Carbono

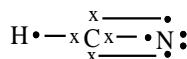
⇒ Hibridación del C es sp.



$$\sum \overline{\text{V}} = 0$$

La molécula es apolar

2. HCN



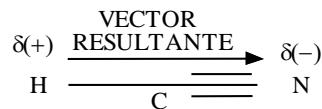
Átomo central = Carbono

⇒ Hibridación del C es sp

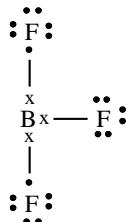


$$\sum \vec{V} \neq 0$$

La molécula es polar

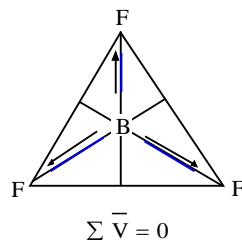


3. BF_3

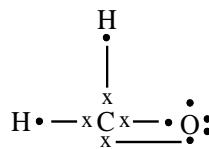


Átomo central = Boro

⇒ Hibridación del Boro es sp^2

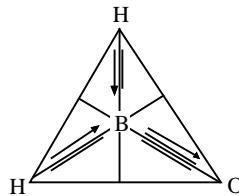


La molécula es apolar

4. HCHO


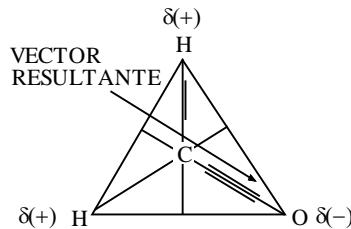
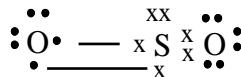
Átomo central = Carbono

\Rightarrow Hibridación del Carbono es sp^2



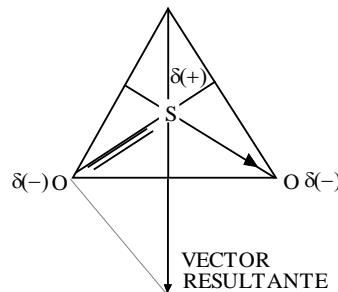
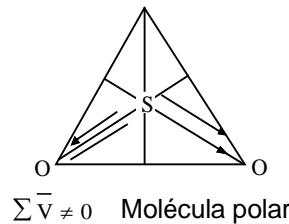
$$\sum \overline{\mathbf{V}} \neq 0$$

La molécula es polar

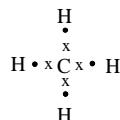

5. SO_2


Átomo central = Azufre

\Rightarrow Hibridación del Azufre es sp^2

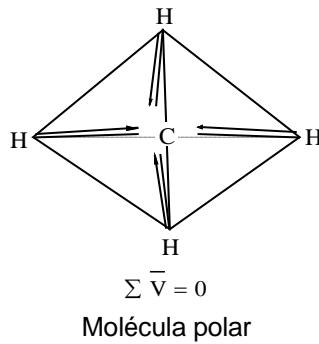


6. CH₄

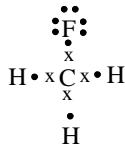


Átomo central = Carbono

\Rightarrow Hibridación del Carbono es sp^3

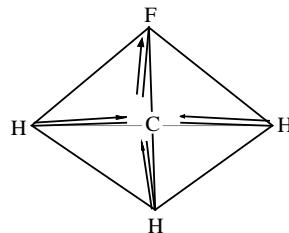


7. CH₃F



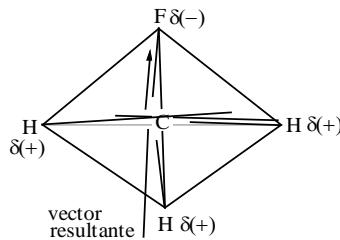
Átomo central = Carbono

⇒ Hibridación del Carbono es sp³

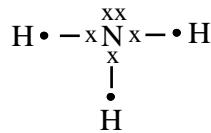


$$\sum \vec{V} \neq 0$$

Molécula polar

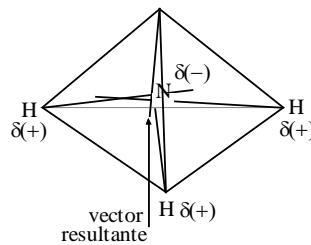
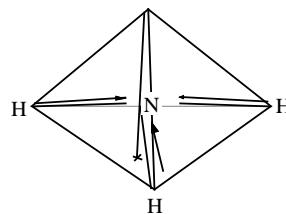


8. NH₃

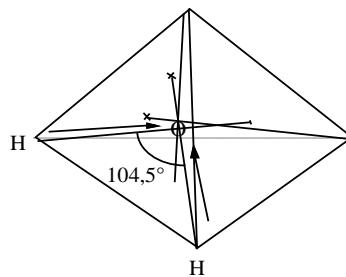


Átomo central = Nitrógeno

⇒ Hibridación del Nitrógeno es sp^3

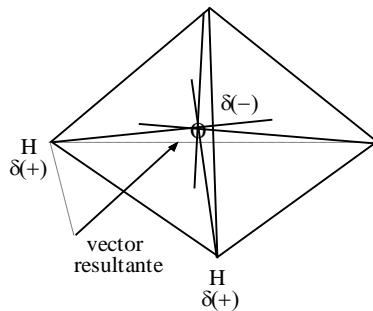


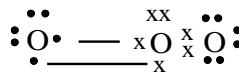
9. H_2O



$$\sum \bar{V} = 0$$

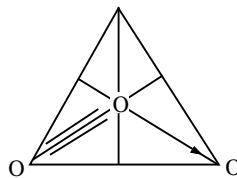
Molécula polar



10. O₃

Átomo central = Oxígeno

⇒ Hibridación del Oxígeno es sp^2



No hay vector, molécula apolar.

CALCULO DEL MOMENTO DIPOLAR

El momento dipolar de una molécula se describe como el producto de la carga (q), por la distancia entre los centros positivo y negativo.

$$\mu = q \times \ell$$

Un método para predecir el momento dipolar de una molécula consiste en colocar dicha molécula en un campo eléctrico. Las moléculas polares tienden a orientarse de acuerdo a sus polos “A mayor diferencia de electronegatividades mayor es el momento dipolar”

En la fórmula:

q = es del orden de una carga fundamental

$4,8 \cdot 10^{-10}$ u.e.s

d es el orden 10^{-8} cm = 1 \AA^0

Entonces reemplazando los valores en la expresión:

$$\mu = 4,8 \cdot 10^{-10} \text{ u.e.s.} \cdot 10^{-8} \text{ cm} = 4,8 \cdot 10^{-18} \text{ u.e.s. cm}$$

Donde : 10^{-18} u.e.s . cm se denomina un Debye (D) es decir :

$1 \text{ D} = 10^{-18} \text{ u.e.s . cm}$

Ejemplo: Para el HCl

$$q = 4,8 \cdot 10^{-10} \text{ u.e.s} \text{ y } \ell = 1,27 \text{ } \text{\AA}^{\circ}$$

Luego :

$$\mu = q \times \ell$$

$$\mu = 4,8 \cdot 10^{-10} \text{ ues} \times 1,27 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

$$\mu = 6,08 \cdot 10^{-18} \text{ ues} \times \text{cm}$$

$$\mu = 6,08 \text{ Debye}$$

Molécula	Diferencia de Electronegatividad	Momento Dipolar	Geometría Molecular
HF	1,9	1,91	Lineal
NH_3	1,5	1,50	Piramidal
H_2O	1,4	1,85	Angular
HCl	0,9	1,03	Lineal
Hl	0,4	0,38	Lineal
CH_4	0,4	0,0	Tetraédrica
CO_2	1,0	0,0	Lineal
BF_3	2,0	0,0	Trigonal

RESONANCIA:

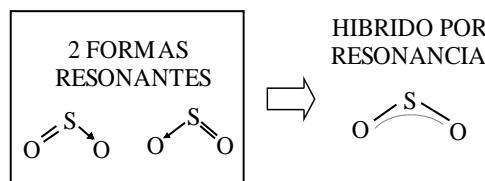
Describe una situación en la cual es posible escribir más de una estructura razonable para una molécula.

Esto se debe a la deslocalización de los electrones que forma el enlace pi o dativo.

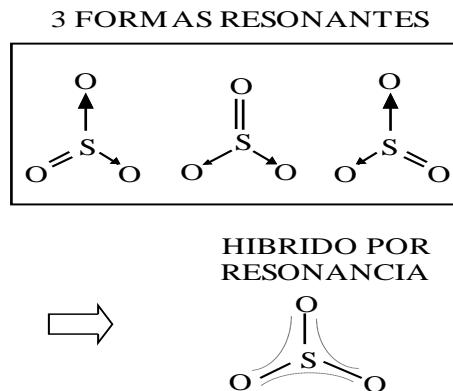
Una misma molécula puede presentar dos o más formas resonantes.

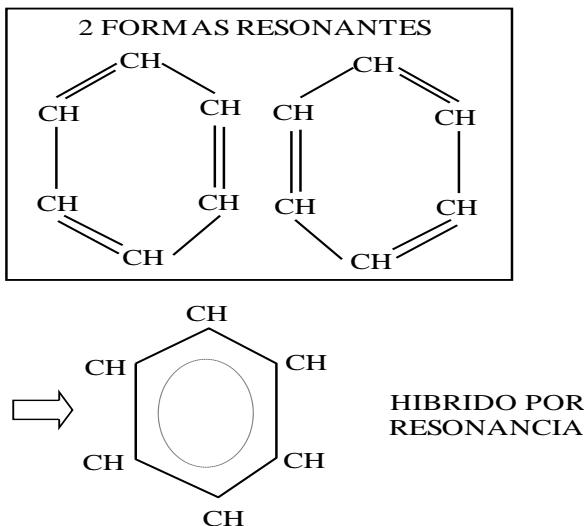
Ejemplos:

1. SO_2



2. SO_3



3. C₆H₆


CALCULO DEL PORCENTAJE DEL CARÁCTER IONICO (CI) DE UN ENLACE

Existe una relación entre la diferencia de electronegatividades y el carácter iónico en el enlace mediante la ecuación de Hannay y Smyth.

Sea el enlace entre A - B

$$\% \text{CI} = 16\Delta\text{EN}_{A-B} + 3,5 \Delta\text{EN}_{A-B}^2$$

Para el HCl se tiene:

$$\text{EN (Cl)} = 3,0$$

$$\underline{\text{EN (H)}} = 2,1$$

$$\Delta\text{EN} = 0,9$$

En la fórmula:

$$\% \text{CI} = 16 \cdot 0,9 + 3,5 \cdot 0,9^2$$

$$\boxed{\% \text{CI} = 17,2\%}$$

Entonces el HCl posee 17,2% de carácter iónico y $100 - 17,2 = 82,8\%$ de carácter covalente.

IX. ENLACES INTERMOLECULARES

Las moléculas de la mayoría de los gases están tan separadas unas de otras a temperatura y presión ordinaria, que no interactúan significativamente.

En los líquidos y sólidos llamadas fases condensadas las moléculas se encuentran en forma más compacta e interactúan fuertemente.

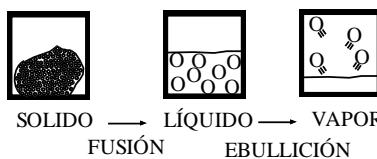
Las fuerzas intermoleculares son las fuerzas entre las partículas individuales (átomos, moléculas, iones) de una sustancia y son poco intensas en relación con los enlaces covalentes o iónicos de los compuestos.

Así por ejemplo para convertir un mol de agua líquida en vapor de agua a 100°C. se necesita 9,73 kilocalorías (40,7 KJ) sin embargo para descomponer un mol de vapor de agua en átomos de hidrógeno y oxígeno se necesita 220 kilocalorías (920 KJ).

Los puntos de fusión y de ebullición de las sustancias dependen de las fuerzas intermoleculares.

Se denomina punto de fusión a la temperatura que debe alcanzar un sólido para convertirse en líquido.

Se denomina punto de ebullición a la temperatura que debe alcanzar un líquido para que su presión de vapor sea igual a la presión atmosférica.



Entre las principales fuerzas tenemos:

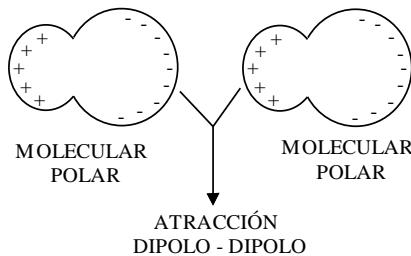
1. Enlace Inter iónico:

Los compuestos iónicos como NaCl , CaBr_2 y K_2SO_4 existen en estado sólido en forma de redes de iones simples, por ello los enlaces iónicos pueden considerarse como intermoleculares. La mayoría de los enlaces iónicos son muy fuertes haciendo que los compuestos iónicos posean puntos de fusión y ebullición muy elevados.

Las fuerzas electrostáticas entre los iones disminuyen por el factor $1/r^2$ cuando su separación "r" aumenta.

2. Interacción dipolo - dipolo

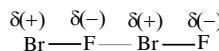
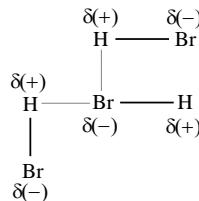
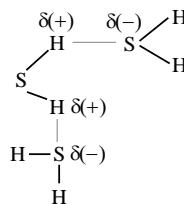
Las interacciones dipolo - dipolo se presentan entre moléculas polares, debido a la atracción de los polos $\delta(+)$ de una molécula hacia los polos $\delta(-)$ de otra molécula.



Las energías medias de interacción dipolo - dipolo son aproximadamente de 1 Kcal por mol de enlace.

Las fuerzas dipolo - dipolo varían según $1/r^3$ y para que tengan mayor efectividad, deben operar solamente sobre distancias muy cortas, todas las interacciones dipolo - dipolo son altamente direccionales.

Algunas moléculas con enlace dipolo - dipolo.



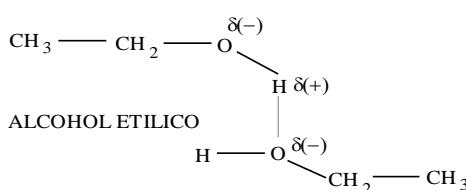
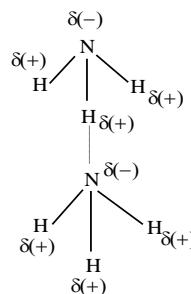
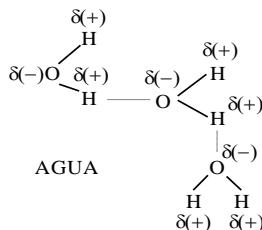
3. Enlace puente Hidrógeno

Es un caso especial de interacción dipolo - dipolo muy fuerte que se dan entre moléculas polares que contiene Hidrógeno unido a un elemento de elevada electronegatividad como Fluor, Oxígeno o Nitrógeno.

El enlace puente Hidrógeno explica los puntos de fusión y ebullición anormales del agua, alcohol etílico y amoniaco en relación con otros compuestos de peso y geometría molecular similar.

Es más fuerte que una interacción dipolo - dipolo común. La energía de los puentes hidrógeno se encuentra habitualmente entre los límites de 8 KJ a 40 KJ por mol.

Enlaces puente Hidrógeno:



4. Fuerzas de Dispersión de London

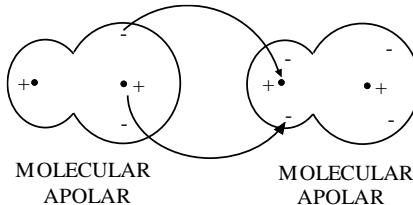
Estas fuerzas actúan en distancias extremadamente cortas, ya que varían con $1/r^b$.

Existen en todos los tipos de moléculas en fases condensadas, pero muy débiles.

A ellas se deben la licuefacción (gas a líquido) y solidificación (líquido a sólido) de moléculas no polares como $\text{SO}_3, \text{CO}_2, \text{O}_2, \text{N}_2, \text{Br}_2, \text{H}_2$ y especies monoatómicas como los gases raros.

Los términos Fuerzas de Van Der Waals y fuerzas de London suelen usarse indistintamente, aunque el primer término también designa todos los tipos de atracciones intermoleculares.

Las fuerzas de London son fuerzas residuales producidas por la atracción de los núcleos de una molécula con la nube electrónica de la otra molécula.



A continuación se muestran las temperaturas de ebullición (en kelvin) de los gases nobles:

He	Ne	Ar	Kr	Rn
4,3	27,2	87,3	165,0	211,2

Con el aumento del número atómico de los gases nobles crecen las dimensiones de sus átomos, manteniéndose análoga la estructura de la capa externa del átomo. A raíz de ello incrementa la polarización de los átomos, y por lo tanto, incrementan también las fuerzas de la interacción de dispersión entre estos, la separación de los átomos unos de otros que tiene lugar al pasar la sustancia del estado líquido al gaseoso, requiere cada vez mayor consumo de energía, que implica el aumento de la temperatura de ebullición.

EVALUACIÓN

1. Si un elemento (Y) del grupo 15 (VA) y otro elemento (X) del grupo 2 (IIA) forman un compuesto iónico, podemos decir que su estructura de Lewis es:
- A) $3X^{2+}Y^{2-}$
- B) $3X^{2+} \quad 2\left[\begin{array}{c} \cdot & \cdot \\ | & | \\ X & Y & X \\ | & | \\ \cdot & \cdot \end{array}\right]^{3-}$
- C) $X^{2-}Y^{3+}$
- D) $2X^{3+} \quad 3Y^{2+}$
- E) $2X^{2+} \quad 3\left[\begin{array}{c} \cdot & x \\ | & | \\ : & Y & : \\ | & | \\ x & \cdot \end{array}\right]^{3-}$
2. El número de enlaces covalentes polares que existen en la molécula del oxalato de sodio ($\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$), es.
- A) 2 B) 4 C) 5 D) 6 E) 8
3. La relación correcta entre el átomo central de cada molécula con el tipo de hibridación es.
- I. PH_3 a) sp
II. SO_2 b) sp^3
III. HCN c) sp^2
- A) I – a , II – c, III – b B) I – b, II – c, III – a
C) I – a , II – b, III – c D) I – c, II – b, III – a
E) I – b , II – a , III – c
4. Respecto al ácido hipocloroso HClO , no es cierto que:
- I. Hay dos covalencias normales
II. Hay un par de electrones compartidos
III. Los tres átomos logran un octeto de electrones
A) Sólo I B) Sólo III C) II y II D) I y III E) Sólo 2
5. El radical sulfato $\text{SO}_4^{=2}$
- I. Tiene 30 electrones de Valencia

- II. Tiene dos coordinaciones
III. Con el NH_4^+ se une mediante un enlace covalente
IV. Posee 12 pares de electrones no enlazantes
Son falsas:
A) Sólo II B) Sólo IV C) II y IV D) ninguna E) I y III
6. Con respecto al ácido fosfórico:
A) La molécula tiene 7 covalencias sigma
B)Se trata de una sustancia polar
C) Existen 18 electrones no compartidos (libres) y 14 electrones compartidos.
D) Presenta dos enlaces dátivos
E) Se disuelve en agua.
7. Al construir la estructura de Lewis del anión nitrito, NO_2^- se observa que:
1. El nitrógeno no cumple la regla del octeto.
2. Uno de los oxígenos no cumple la regla del octeto.
3. El nitrógeno cumple la regla del octeto.
4. Existen un doble enlace y un enlace simple.
5. El nitrógeno posee un par electrónico libre.
Son falsas las afirmaciones:
A) 3 y 4 B) 2, 4 y 5 C) 1 y 2 D) 2, 3 y 4 E) 2 y 4
8. Determine las estructuras de Lewis para las siguientes moléculas:
I. CH_4 II. BF_3 III. SO_3 IV. HClO_4
El número de enlaces tipo sigma (σ) totales que existen, es
A) 10 B) 11 C) 12 D) 14 E) 15
9. La molécula que presenta resonancia es.
A) H_3S^+ B) BeCl_2 C) SO_3 D) H_2O_2 E) BH_3
10. Las moléculas que cumplen con la Regla del octeto son:
1. AlCl_4^{1-} 2. AlF_3 3. CO 4. OF_2 5. NO
Son ciertas:
A) 1, 3 y 4 B) Sólo 2 y 5 C) Sólo 1 y 4 D) 2, 4, 5 E) 1 y 5

QUÍMICA

11. Indique si las siguientes proposiciones, son verdaderas (V) o falsas (F):

- I) Generalmente, los elementos que forman enlace covalente son no metálicos
- II) Entre dos elementos iguales solo puede existir un enlace simple
- III) Generalmente, los elementos que forman enlace covalente, tienen bajo potencial de ionización

Son ciertas:

- A) VVV B) VFV C) FVV D) VVF E) VFF

12. Considerando las siguientes longitudes de enlace (en Armstrong – A°):

$$\text{C–O} = 1,43; \text{C=O} = 1,23; \text{C}\equiv\text{O} = 1,09$$

El concepto que permite explicar por qué todos los enlaces C–O, en el ion carbonato (CO_3^{2-}), tienen igual longitud de enlace (1,36 A°)

- A) Enlace covalente coordinado B) Polaridad de enlaces
C) Resonancia D) Enlaces múltiples E) Hibridación

13. Respecto al enlace covalente, indique las alternativas correctas:

- I) Generalmente se da entre átomos de elementos no metálicos
- II) Hay compartición de uno o más pares de e^-
- III) El H_2O y el NH_3 son moléculas que tienen 2 y 3 enlaces covalentes respectivamente

Son ciertas:

- A) Solo I B) Solo II C) I y III D) I y III E) I, II y III

14. Al determinar la estructura molecular del cloruro de amonio, podemos afirmar que no presenta:

- A) Enlace iónico B) Enlace coordinado
C) Enlace covalente simple

- D) Enlace covalente doble E) Enlace covalente polar

15. Dadas las siguientes proposiciones indique verdadero (V) o falso (F):

I) Si una molécula es polar, tiene enlaces polares

II) El O₃ es una molécula polar

III) El SO₃ presenta resonancia

Son ciertas:

- A) VVV B) FFF C) FVF D) FVV E) VFF

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

1. BURNS, RALPH A.: "Fundamentos de Química", Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. 2da. Ed., Cap 10 – 12, México, 1996.
2. CHANG, RAYMOND; "Química", Mc+GrawHill, Cap 9 y 11; México, 1999.
3. Pentz, M. J.; "Átomos, elementos e isótopos: estructura atómica", Curso Básico de Ciencias, Cap 9, The Open University, Mc-Graw-Hill, Colombia 1971.

SEGUNDO EXAMEN SUMATIVO

**NOMENCLATURA Y CALCULOS
QUIMICOS**

SEMANA N° 06

NOMENCLATURA QUÍMICA Y FORMACIÓN DE COMPUESTOS INORGÁNICOS

1. OBJETIVOS

- 1.1 Conocer los estados de oxidación de los principales elementos químicos.
- 1.2 Formular y nombrar compuestos inorgánicos
- 1.3 Clasificar a los principales compuestos inorgánicos.

2 CONTENIDOS

- 2.1 Valencia y estado de oxidación. Reglas para determinar el estado de oxidación.
 - 2.2 Funciones químicas inorgánicas:
 - 2.2.1 Hidruros
 - 2.2.2 Oxidos: básicos, ácidos, peróxidos
 - 2.2.3 Hidróxido
 - 2.2.4 Ácidos inorgánicos: Iones
 - 2.2.5 Sales: Clases
- Nomenclatura. Fórmulación. Propiedades y usos.

3 DESARROLLO DEL CONTENIDO

INTRODUCCIÓN

Todos los compuestos son combinaciones, en unas determinadas proporciones, de átomos de elementos de la Tabla Periódica que guardan entre sí una cierta afinidad. Las limitaciones vienen prefijadas por la capacidad de combinación o valencia de los elementos que, a su vez, es función de la configuración electrónica de los átomos implicados. Esto permite establecer una clasificación por tipos de compuestos que ayuda a simplificar la Química.

Debido al gran número de compuestos distintos que se conocen, es necesario someterse a unas normas para nombrar y escribir los mismos. En otras palabras, es necesario establecer un lenguaje químico

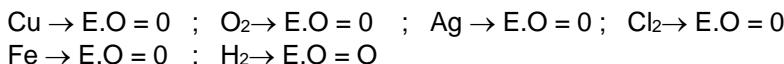
suficientemente sistematizado para evitar que un mismo compuesto sea nombrado de distintas formas. Por ello, existe en la I.U.P.A.C. (International Union of Pure and Applied Chemistry) una Comisión que, de forma periódica, revisa y actualiza la nomenclatura Química. En este capítulo se lleva a cabo una revisión de los sistemas de nomenclatura sistemática y clásica, o nombres triviales admitidos por la IUPAC de los compuestos inorgánicos.

2.1 Valencia y Número de oxidación

Se define **valencia** como la capacidad de combinación que posee el átomo de un elemento para formar compuestos. Se representa por un número sin signo. En un compuesto iónico, la valencia está dada por el número de electrones ganados o perdidos; en un compuesto covalente está dada por el número de electrones que aporta o recibe para formar enlaces covalentes. En cambio el **número o estado de oxidación** es la carga aparente de adquiere un elemento al formarse un compuesto. El número de oxidación está ligado a un signo (+) ó (-) y a veces puede ser fraccionario, como en el caso del estado de oxidación del oxígeno en los superóxidos, que es de $- \frac{1}{2}$. Sin embargo en muchas situaciones, el número de oxidación puede coincidir con la carga de los iones; pero en la mayoría de los casos debe deducirse.

Reglas prácticas para determinar los números o estados de oxidación:

a) Un elemento en estado libre, es decir, sin combinarse presenta E.O. = 0



b) El hidrógeno:

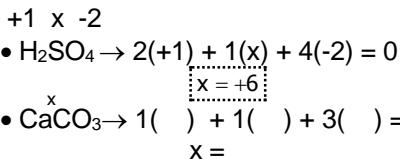
- * En la mayoría de sus compuestos actúa con E.O. = +1
- * En los hidruros metálicos actúa con -1

c) El oxígeno:

- * En La mayoría de sus compuestos actúa con E.O. = -2
- * En los peróxidos presenta E.O. = -1,
- * Con el flúor actúa con E.O. = +2

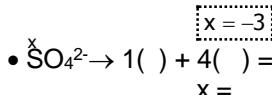
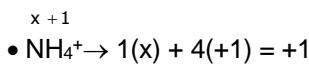
- d) Los elementos metálicos tienen números de oxidación positivos.
- e) Los elementos no metálicos pueden tener números de oxidación tanto positivos como negativos.
- f) El número de oxidación positivo de un elemento alcanza como máximo el valor del grupo (columna) al que pertenece dentro del sistema periódico. En el caso de que tome otros valores, éstos serán más pequeños, soliendo ser pares o impares según que el grupo en cuestión sea par o impar.
- g) El índice de oxidación negativo de un elemento viene dado por la diferencia entre ocho y el número del grupo al que pertenece dentro del sistema periódico.
- h) En todo compuesto neutro, la suma de los N.O de los elementos es igual cero;

Ejemplos:



- i) En un íon poliatómico, la suma total de sus estados de oxidación es igual a la carga relativa del íon

Ejem.:



La Tabla 7.1 muestra los números de oxidación que se asignan a los elementos de más importancia.

Tabla 6.1(a) Estados de oxidación de algunos METALES.

+1	+2		+3	
(GRUPO IA)	(GRUPO IIA)		(GRUPO IIIA)	
Litio Li	Berilio Be		Aluminio	Al
Sodio Na	Magnesio Mg			
Potasio K	Calcio Ca			
Rubidio Rb	Estroncio Sr			
Cesio Cs	Bario Ba			
Francio Fr	Radio Ra			
(I B) Plata Ag	(II B): Zinc Zn Cadmio Cd			
+1, +2	+1, +3		+2, +3	
Cobre Cu	Oro Au		Níquel	Ni
Mercurio Hg	Talio Tl		Cobalto	Co
			Hierro	Fe
+2, +4	+2, +3		+2, +3	
Plomo Pb	Cromo Cr		Manganeso	Mn
Estaño Sn				
Paladio Pd				
Platino Pt				

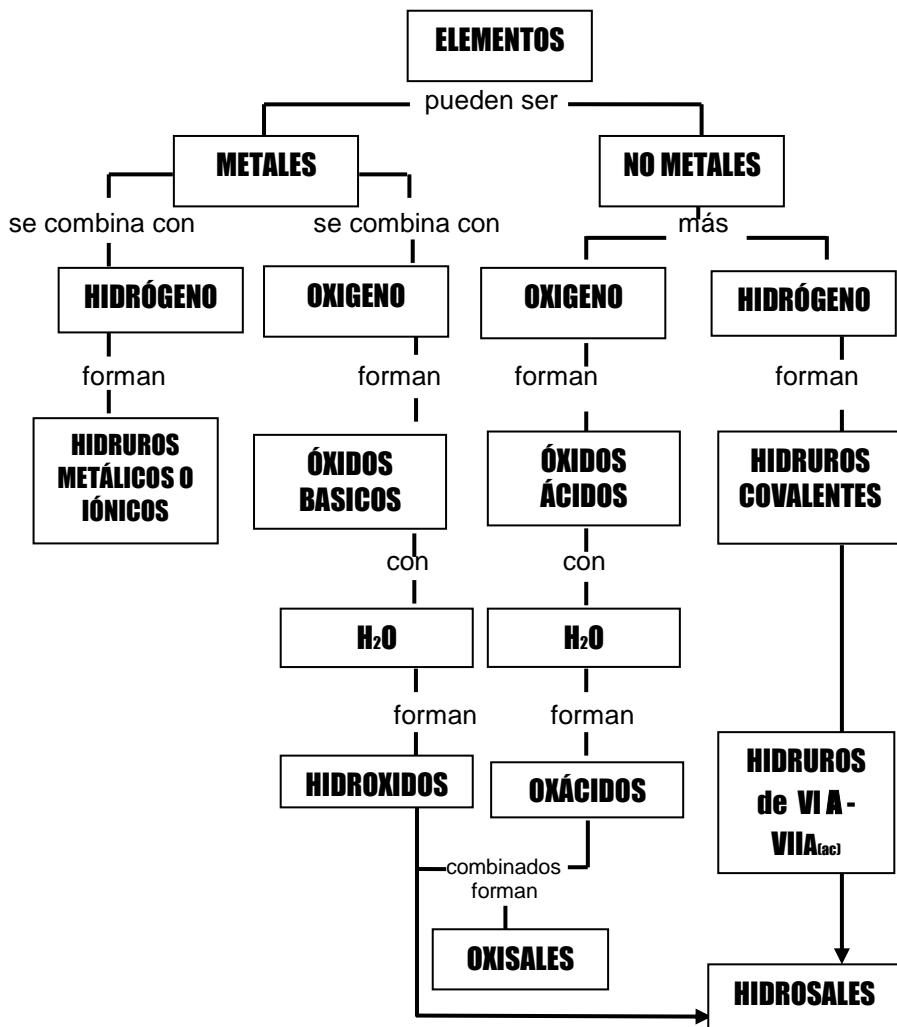
Tabla 6. 1(b) Estados de oxidación de NO METALES.

	- 4	-3	-2	-1	
III A B	IV A C	V A P-As-Sb	VI A S-Se-Te	VII A Cl-Br-I	ESTADOS DE OXIDACIÓN
				+7	MÁXIMO
+3	+4	+5	+6	+5	MAYOR
	+2	+3	+4	+3	MENOR
		+1	+2	+1	MÍNIMO
	Si : +4	N : +5 ;+3		F: -1	

TABLA : Números de oxidación de ELEMENTOS ANFÓTEROS.

Elemento		En óxidos básicos	En óxidos ácidos	En óxidos neutros
Cromo Terminación	Cr	+2, +3 oso ico	+3 , +6 oso ico	
Vanadio Terminación	V	+2, +3 oso ico	+4, +5 oso ico	
Manganeso Terminación	Mn	+2, +3 oso ico	+4, +6, +7 Oso iço per	
Bismuto	Bi	+3	+5	
Carbono	C		+4	+2
Nitrógeno	N		+3 +5	+1 +2 +4

Fig. 6.2 Funciones químicas inorgánicas y su obtención

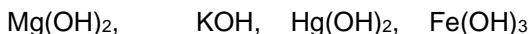


2.2 FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

Los compuestos químicos son las sustancias formadas por átomos de dos o más elementos. Pueden clasificarse según los elementos que los constituyen o según los aniones característicos provenientes de otros compuestos. Generalmente son los aniones, comunes a una variedad de compuestos los que hacen agrupar a las sustancias bajo el título de función química.

Se conoce como **función Química** a un conjunto de sustancias con propiedades comunes y específicas que las distinguen de otras. Tales funciones poseen en sus moléculas un átomo o grupo de átomos (parte aniónica) que las identifica, y que se los conoce como **grupo funcional**.

Ejemplo:



Todos corresponden a una misma **Función química: Hidróxido**.

Todos poseen el mismo **grupo funcional: Hidroxilo u Oxhidrilo : OH⁻**

Los compuestos inorgánicos se dividen en **binarios** (aquejlos formados por dos elementos diferentes), **ternarios y superiores** (que tienen tres o más elementos), como se muestra en la Tabla 6.3

Tabla 6.3 Funciones químicas inorgánicas según el número de átomos diferentes que conforman sus moléculas

COMPUESTOS INORGÁNICOS	BINARIOS	<ul style="list-style-type: none">Generalmente formados por dos no metales: Óxidos ácidos, Ácidos Hidrácidos Hidrobases.Formados por un metal y un no metal: Hidruros, óxidos básicos, Hidrosales.
	TERNARIOS Y SUPERIORES	Ácidos oxálicos, oxisales, hidróxidos, sales amoniacales, cianuros.

Los nombres de los compuestos inorgánicos están conformados de manera que a cada compuesto puede dársele un nombre a partir de su fórmula. Cada nombre está formado por dos palabras: la primera es el **nombre genérico** (que por lo general es el nombre de la función) y la segunda, es el **nombre específico**, como en los nombres científicos de los seres vivos.

Nombre funcional o genérico



Es importante tener presente que por convenio, la **porción más positiva** (puede ser el metal, el ion poliatómico positivo, el ión hidrogenión o el no metal menos electronegativo) se escribe primero en la fórmula, pero se nombra último. Por otro lado, la **porción más negativa** (puede ser el no metal más electronegativo o el ion poliatómico negativo) se escribe última en la fórmula pero ocupa el primer lugar en el nombre compuesto.

Ejemplos:

- a. LiAlH_4
ion Li^{1+} es el catión menos electronegativo en el compuesto.
Ion Al^{3+} es el catión más electronegativo del compuesto.
Ion H^{1-} es el único ion negativo (anión) del compuesto.

- b. H_2SO_4
Ion H^{1+} es el único ion positivo del compuesto y el menos electronegativo.
Ion SO_4^{2-} es el ion poliatómico negativo del compuesto.

7. 3 SISTEMAS DE NOMENCLATURA

En química se conoce comúnmente como **nomenclatura** a la forma de nombrar los elementos y compuestos. En la actualidad se utilizan básicamente tres sistemas de nomenclatura: el **sistema clásico** que es el más empleado y el más antiguo, el **sistema Stock-Werner**, que es el preferido por la IUPAC, y el **sistema IUPAC**, **Sistematico**, o **Racional**, que es el más práctico.

7.3.1 Sistema clásico, tradicional o común

El sistema clásico emplea un nombre constituido por dos palabras; la primera corresponde al nombre de la función (o del grupo más electronegativo), y la segunda, al nombre del metal o del ion electropositivo; hace uso, además, de los siguientes sufijos y prefijos:

- Sufijo **uro**, para el primer nombre de los hidruros, hidrácidos e hidrosales.
- Sufijo **ido**, para los óxidos.
- Sufijos **oso**, **ico**, **ito** y **ato**, indican el número de oxidación de uno de los elementos del compuesto.
- Prefijos **hipo** e **hiper** o **per**, también indican el número de oxidación de uno de los elementos.
- Prefijos **meta**, **piro** y **orto**, para los compuestos oxácidos y oxisales del fósforo, arsénico y antimonio.

Ejemplos:

FeBr ₃	: bromuro férrico
CaCO ₃	: carbonato cálcico
H ₃ PO ₄	: ácido ortofosfórico ó fosfórico
HClO ₄	: ácido perclórico
NaClO	: hipoclorito sódico
Fe ₂ O ₃	: óxido férrico

7.3.2 Sistema Stock - Werner o internacional

Con el fin de racionalizar más los nombres de los compuestos químicos, la IUPAC aprobó las recomendaciones de Stock y Werner, publicadas en 1959, que son más lógicas y más fáciles de memorizar. Este sistema utiliza un número romano entre paréntesis después del nombre del metal (o del elemento más electropositivo) para indicar su número de oxidación; elimina las terminaciones **oso**, **ico** e **ito**, y conserva las terminaciones **uro** para los compuestos binarios de un metal o de un no metal con hidrógeno; **ido** para los óxidos, y la terminación **ato** para cualquier clase de compuesto iónico o covalente. Se conservan, además, los prefijos **meta**, **erto** y **piro**.

Ejemplos:

FeBr ₃	: bromuro de hierro (III).
FeSO ₃	: sulfito de hierro (II).
Pb(OH) ₂	: hidróxido de plomo (II).
Fe ₂ O ₃	: óxido de hierro (III).

7.3.3 Sistema Racional o Sistemático

El **sistema racional**, cuya base es la proporción de los elementos en el compuesto, utiliza prefijos numéricos para indicar el número de cada tipo de átomo que conforma las sustancias. Tales prefijos aparecen en la tabla 2.

Ejemplos:

FeCl ₂	: dicloruro de hierro
CCl ₄	: tetracloruro de carbono
CO	: monóxido de carbono
N ₂ O ₄	: tetróxido de dinitrógeno
Cl ₂ O ₅	: pentóxido de dicloro

Tabla 6.4

PREFIXOS GRIEGOS UTILIZADOS EN LA NOMENCLATURA QUÍMICA			
PREFIXOS	NÚMERO	PREFIXOS	NÚMERO
mono	1	hexa	6
di	2	hepta	7
tri	3	octa	8
tetra	4	nona (o enea)	9
penta	5	deca	10

Nota:



Al utilizar los prefijos griegos, la vocal del prefijo se elimina para tener una mejor pronunciación, así la **oo** de los monóxidos, o la **ao** de pentóxido y tetraóxido se convierten en **o** en ambos casos: monóxido, pentóxido, peróxido.

Con el fin de facilitar el aprendizaje de los tipos de compuestos y de su origen o formación, puede suponerse que ellos se forman por combinación de elementos y compuestos, como se indicó en la Fig. 7.4

CLASIFICACIÓN DE LAS FUNCIONES QUÍMICAS INORGÁNICAS

De acuerdo a número de elementos que posee un compuesto, las funciones inorgánicas pueden ser: binarias, ternarias y cuaternarias, etc.

COMPUESTOS BINARIOS DEL HIDRÓGENO

2.2.1 Función Hidruro, formados por un elemento e hidrógeno. Pueden ser:

a. Hidruros Metálicos:

Se forman por la combinación de un metal con el hidrógeno. En estos compuestos, el hidrógeno presenta un estado de oxidación 1-.





	Nomenclatura clásica	→ hidruro bórico.
BH_3	Nomenclatura Stock	→ hidruro de boro (III).
	Nomenclatura Sistematica	→ trihidruro de boro.

También puede obtenerse hidruros dobles:

LiAlH_4 hidruro de litio y aluminio.

NaKH_2 hidruro de sodio y potasio.

Tabla 6.5: Números de oxidación más utilizados de algunos metales

IA	IIA	VIB	VIV.	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA
$\text{H}^{1+, 1-}$	Be^{2+}							
Li^{1+}	Mg^{2+}							
Na^{1+}	Ca^{2+}	$\text{Cr}^{2+, 3+}$	$\text{Mn}^{2+, 3+}$	$\text{Fe}^{2+, 3+}$	$\text{Cu}^{1+, 2+}$	Zn^{+2}	Al^{3+}	$\text{Sn}^{2+, 4+}$
K^{1+}	Sr^{2+}	$\text{Mo}^{2+, 3+}$		$\text{Co}^{2+, 3+}$	Ag^{1+}	Cd^{2+}		$\text{Pb}^{2+, 4+}$
Rb^{1+}	Ba^{2+}			$\text{Ni}^{2+, 3+}$	$\text{Au}^{1+, 3+}$	$\text{Hg}^{1+, 2+}$		
				$\text{Pd}^{2+, 4+}$				
				$\text{Pt}^{2+, 4+}$				

A. Hidruros no Metálicos Especiales

Las combinaciones del hidrógeno (H^{1+}) con los no metales del grupo IIIA(B), IVA(C, Si), VA(N, P, As, Sb), forman hidruros que poseen nombres especiales (comunes) que son aceptados por la IUPAC . En general, son sustancias gaseosas y muy tóxicas. En soluciones acuosas no poseen carácter ácido. Se nombran con el sufijo **amina** o, más reducido, con el sufijo **ina**. Los ejemplos son:

Fórmula	Nomenclatura sistemática	Nomenclatura común
BH ₃	Trihidruro de boro	Borano
B ₂ H ₆	Hexahidruro de diboro	Diborano*
CH ₄	Tetrahidruro de carbono	Metano
SiH ₄	Tetrahidruro de silicio	Silano
NH ₃	Trihidruro de nitrógeno	Amoníaco.
PH ₃	Trihidruro de fósforo	Fosfamina o Fosfina
AsH ₃	Trihidruro de arsénico	Arsenamina o Arsina
SbH ₃	Trihidruro de antimonio	Estilbamina o Estilbina

* El diborano es mucho más estable que el borano

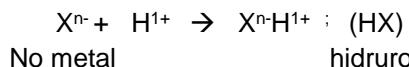


Tabla 6.6 Números de oxidación negativo de los no metales de los grupos IVA Y VA

IVA	VA
C ⁴⁻	N ³⁻
Si ⁴⁻	P ³⁻
	As ³⁻
	Sb ³⁻
	Bi ³⁻

B. Hidroácidos (Ácidos Hidrácidos)

El hidrógeno se combina también con los no metales característicos de los grupos VIA y VIIA para formar hidruros covalentes, que al disolverse en agua forman soluciones ácidas. En ellos el hidrógeno trabaja con número de oxidación 1+. El compuesto formado se nombra con la raíz del no metal más la terminación **uro**.



- H₂S : sulfuro de hidrógeno.
H₂Se : selenuro de hidrógeno
H₂Te : teluro de hidrógeno.
HF : fluoruro de hidrógeno
HCl : cloruro de hidrógeno.
HBr : bromuro de hidrógeno
HI : yoduro de hidrógeno.

Tabla 6.7 NÚMEROS DE OXIDACIÓN NEGATIVO DE LOS NO METALES DE LOS GRUPOS VIA Y VIIA

VIA	VIIA
O ^{2-, 1-, -1/2}	F ¹⁻
S ²⁻	Cl ¹⁻
Se ²⁻	Br ¹⁻
Te ²⁻	I ¹⁻

Estos gases son muy solubles en agua y forman en ella soluciones con propiedades ácidas; en ellas estos compuestos son conocidos como ácidos hidrácidos, los cuales se nombran cambiando el sufijo **uro** del no metal por **hídrico** y anteponiendo la palabra ácido, así:

- HF(ac) ácido fluorhídrico.
HCl(ac) ácido clorhídrico.
HBr(ac) ácido bromhídrico.
HI(ac) ácido yodhídrico.
H₂S(ac) ácido sulfídrico.

NOTA:

El agua puede considerarse una excepción a esta regla; se forma entre el hidrógeno y el oxígeno, pero es un líquido que no posee características de ácido ni de base.

FUNCIONES BINARIAS DEL OXÍGENO

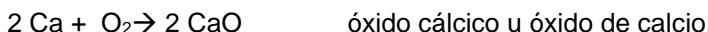
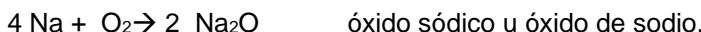
Estos compuestos se forman por la combinación del oxígeno con otro elemento; se conocen como **óxidos** y en ellos el oxígeno trabaja con número de oxidación 2^- .

2.2.2 ÓXIDOS

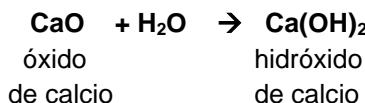
A. FUNCION ÓXIDO BASICO O METÁLICO

Se forman por la combinación del oxígeno (E.O. = -2) con un elemento metálico.

METAL + OXIGENO → ÓXIDO BÁSICO



Se les llama básicos porque se combinan con el agua formando hidróxidos o bases:



a. Nomenclatura

a.1 Sistema de nomenclatura clásico o tradicional

* Si el metal posee sólo un número de oxidación, se utiliza el nombre genérico óxido más la preposición de y el nombre del metal o con el sufijo **ico**.

Ejemplos:

Na_2O óxido de sodio u óxido sódico.

CaO óxido de calcio u óxido cálcico.

Al_2O_3 óxido de aluminio u óxido alumínico.

* Si el metal posee dos números de oxidación, se utilizan la palabra óxido y la raíz del nombre del metal con los sufijos **oso** para el de menor número de oxidación e **ico**, para el de mayor número de oxidación.

Ejemplos:

Cu ^{1+,2+}	Cu ₂ O	óxido cuproso
	CuO	óxido cúprico
Fe ^{2+,3+}	FeO	óxido ferroso
	Fe ₂ O ₃	óxido férrico

TABLA 6.8 NOMBRES DE ALGUNOS ÓXIDOS METÁLICOS EN LOS TRES SISTEMAS DE NOMENCLATURA

ÓXIDO	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA STOCK	SISTEMA SISTEMÁTICO
PbO	óxido plumboso	óxido de plomo (II)	monóxido de plomo
PbO ₂	óxido plúmbico	óxido de plomo (IV)	dióxido de plomo
FeO	óxido ferroso	óxido de hierro (II)	monóxido de hierro
Fe ₂ O ₃	óxido férrico	óxido de hierro (III)	tríóxido de dihierro
Hg ₂ O	óxido mercurioso	óxido de mercurio (I)	monoóxido de dimercurio
HgO	óxido mercúrico	óxido de mercurio (II)	monóxido de mercurio

B. Óxidos no metálicos, anhídridos u óxidos ácidos

Se forman entre un no metal y el oxígeno:

NO METAL + OXIGENO → ANHÍDRIDO



Tabla 6.9 NÚMEROS DE OXIDACIÓN POSITIVOS DE ELEMENTOS NO METÁLICOS

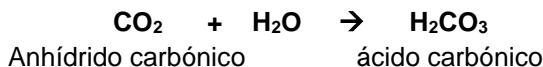
IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
B^{3+}	$C^{2+,4+}$	$N^{1+,2+,3+,4+,5+}$	$O^{2-,1-}$	F^{-}
	$Si^{2+,4+}$	$P^{3+,5+}$	$S^{2+,4+,6+}$	$Cl^{1+,3+,5+,7+}$
		$As^{3+,5+}$	$Se^{4+,6+}$	$Br^{1+,3+,5+,7+}$
			$Te^{4+,6+}$	$I^{1+,3+,5+,7+}$

NOTA:



El O y el F son los dos elementos más electronegativos y excepcionalmente poseen un número de oxidación positivo, en los compuestos OF_2 y HOF , respectivamente.

Se les llama **óxidos ácidos** porque algunos de ellos se combinan con el agua formando ácidos oxigenados u oxácidos.



La nomenclatura de estas sustancias es semejante a la de los óxidos metálicos, pero existen elementos no metálicos que poseen cuatro números de oxidación; en este caso, la nomenclatura clásica utiliza los prefijos **hipo** para el menor de los números de oxidación e **hiper** o **per** para el mayor número de oxidación de acuerdo a la tabla

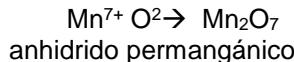
Tabla 6.10 Óxidos no metálicos con sus nombres en los tres sistemas de nomenclatura

ÓXI-DO	NOMENCLATURA CLÁSICA	NOMENCLATURA STOCK	NOMENCLATURA SISTEMÁTICA o IUPAC
SO ₂	Anhídrido sulfuroso	óxido de azufre (IV)	dióxido de azufre
SO ₃	anhídrido sulfúrico	óxido de azufre (VI)	trióxido de azufre
N ₂ O	Óxido nitroso	óxido de nitrógeno (I)	monóxido de dinitrógeno
NO	Oxido nítrico	óxido de nitrógeno (II)	monóxido de nitrógeno
N ₂ O ₃	anhídrido nitroso	óxido de nitrógeno (III)	trióxido de dinitrógeno
NO ₂		óxido de nitrógeno (IV)	dióxido de nitrógeno
N ₂ O ₅	anhídrido nítrico	óxido de nitrógeno (V)	pentóxido de dinitrógeno
NO ₃	anhídrido nítrico	óxido de nitrógeno (VI)	trióxido de nitrógeno
CO		óxido de carbono (II)	monóxido de carbono
CO ₂	anhídrido carbónico	óxido de carbono (IV)	dióxido de carbono
P ₂ O ₃	anhídrido fosforoso	óxido de fósforo (III)	trióxido de difosfato
P ₂ O ₅	anhídrido fosfórico	óxido de fósforo (V)	pentóxido de difosfato
Cl ₂ O	anh. hipocloroso	óxido de cloro (I)	monóxido de dicloro
Cl ₂ O ₃	anhídrido cloroso	óxido de cloro (III)	trióxido de dicloro
Cl ₂ O ₅	anhídrido clórico	óxido de cloro (V)	pentóxido de dicloro
Cl ₂ O ₇	anhídrido perclórico	óxido de cloro (VII)	heptóxido de dicloro

NOTA:


La nomenclatura clásica no tiene nombres para los óxidos no metálicos que no forman ácidos; sólo considera los que forman ácidos, a los cuales también llama **anhídridos**. CO₂ anhídrido carbónico; SO₂ anhídrido sulfuroso; SO₃ anhídrido sulfúrico.

El Cr⁶⁺ y el Mn⁷⁺ se comportan como elementos no metálicos y forman óxidos no metálicos que al combinarse con el agua forman ácidos (es decir, se comportan como anhídridos):

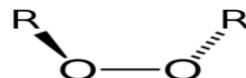

NOTA:


Siempre los subíndice de un compuesto se simplifican hasta obtener los números enteros más sencillos; el caso del cromo (Cr₂O₆) es la excepción.

C) Peróxidos

Son óxidos en los que el oxígeno presenta un estado de oxidación de 1- por la unión que existe entre los dos oxígenos que forman el grupo peróxido $-O-O-$, O^2-

Estos compuestos se nombran anteponiendo la palabra **peróxido** al nombre del elemento:



Ejemplos:

Na_2O_2	peróxido de sodio
H_2O_2	peróxido de hidrógeno.
BaO_2	peróxido de bario

D) Superóxidos

Algunos metales del Grupo IA, pueden formar óxidos en los que se presenta un ion $O_2^{1/2-}$ y se denominan **Superóxidos**:

Ejemplos:

KO_2	superóxido de potasio
RbO_2	superóxido de rubidio.
CsO_2	superóxido de cesio.

La nomenclatura tradicional de los óxidos de nitrógeno es un tanto especial

Estado de Oxidación	Fórmula	N. sistemática *	N. stock *	N. tradicional
+1	N_2O			Óxido nitroso
+ 2	NO			Óxido nitrico
+ 4	NO_2			Dióxido de nitrógeno
+ 3	N_2O_3			Anhídrido nitroso
+ 5	N_2O_5			Anhídrido nítrico

EVALUACIÓN

Completa la tabla con los nombres y/o fórmulas de los óxidos correspondientes

EVALUACIÓN 1. COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
Cl ₂ O			
Br ₂ O ₇			
P ₂ O ₅			
			Anhidrido cromoso
SnO ₂			
Al ₂ O ₃			
PbO			
N ₂ O ₃			
Au ₂ O ₃			
TeO			
			Óxido auroso
			Óxido cúprico
	Óxido de selenio (II)		
			Óxido crómico

COMPUESTOS TERNARIOS Y SUPERIORES

2.2.3 FUNCION HIDRÓXIDO

También llamados bases o álcalis

GRUPOFUNCIONAL.- (OH)⁻¹ oxhidrilo o hidroxilo

Fórmula General:

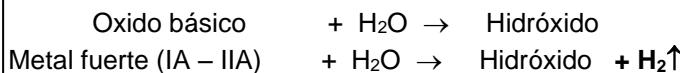
M(OH)_v

M = símbolo del metal

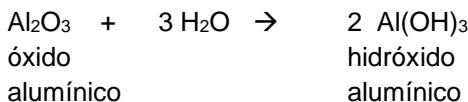
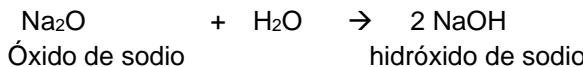
(OH)¹⁻ = anión hidroxilo

v = estado de oxidación del metal.

OBTENCIÓN: se forman por la combinación de un óxido metálico o básico con agua.

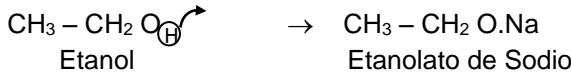


Ejemplos:

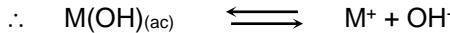


PROPIEDADES:

1. Poseen uno o más grupos funcionales llamado oxidrilo o hidroxilo (OH^-)
 2. Sabor amargo, que recuerdan al jabón
 3. Regresan al color azul el papel tornasol enrojecido por los ácidos .
Ácido (rojo); base (azul)
 4. Tornan color rojizo la solución alcohólica de fenolftaleína
 5. La diferencia entre el (OH) de una base y el (OH) de un alcohol es la siguiente:
El hidrógeno en las bases es insustituible mientras que en el alcohol si se pueden sustituir por metales para la formación de ALCOHOLATOS, es decir los alcoholes actúan como ácidos débiles.



6. En soluciones acuosas (disueltas en agua) se ioniza, dejando en libertad el grupo $(OH)^{-1}$ por lo que son buenos conductores del calor y la electricidad.



a. Nomenclatura.-

Se nombran cambiando el nombre genérico de los **óxidos** por el de **hidróxido**.

* Si un elemento posee un solo número de oxidación (es decir, un solo óxido), el nombre específico es el del metal, solo o terminado en **ico**:

Ejemplos:

NaOH :hidróxido sódico o hidróxido de sodio.

KOH :hidróxido potásico o hidróxido de potasio.

Ca(OH)_2 :hidróxido cálcico o hidróxido de calcio.

Ba(OH)_2 :hidróxido bárico o hidróxido de bario.

* Si un elemento posee más de un número de oxidación, su nombre es el del metal terminado en **oso** (el del menor número de oxidación) o en **ico** (el de mayor número de oxidación).

HIDRÓXIDO + (raíz del nombre del metal) { OSO : menor E.O
ICO : mayor E.O

Tabla 6.11 Hidróxidos con sus nombres en los tres sistemas de nomenclatura

HIDROXIDO	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA STOCK	SISTEMA SISTEMÁTICO
Fe(OH)_2	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro
Fe(OH)_3	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro
CuOH	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre (I)	Hidróxido de cobre
Cu(OH)_2	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)	Dihidróxido de cobre
HgOH	Hidróxido mercurioso	Hidróxido de mercurio (I)	Hidróxido de mercurio
Hg(OH)_2	Hidróxido mercúrico	Hidróxido de mercurio(II)	Didróxido de mercurio

EVALUACIÓN

Fórmula	Nomenclatura Sistemática	Nomenclatura Stock	Nomenclatura Tradicional
Ni(OH)_3			
Au(OH)_3			
Cr(OH)_3			
	Hidróxido de zinc		
	Hidróxido de mercurio (I)		
Cd(OH)_2			
		Hidróxido estannoso	
		Hidróxido estánnico	
	Óxido de plomo (II)		
		Anhídrido carbónico	
	Óxido de platino (IV)		
		Metano	
NH_3			
		Óxido feroso	
Ag OH			
H_2Se			
		Bromuro de hidrógeno	

2.2.4 Oxiácidos u oxácidos

Los ácidos son compuestos que contienen siempre uno o más átomos de hidrógeno en su estructura. Se caracterizan por teñir de rojo al papel azul de tornasol. Se clasifican en:

Ácidos Hidrácidos (estudiados en compuestos binarios del hidrógeno) y
Ácidos Oxácidos

ACIDOS OXÁCIDOS: Llamados también oxiácidos, resultan de combinar un óxido ácido o anhídrido con el agua; para nombrarlos se cambia la palabra anhídrido por ácido.

Fórmula general: $\text{H}_a\text{X}_b\text{O}_c$

H = hidrógeno,

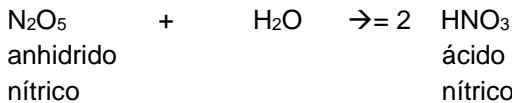
X = símbolo del no metal

O = oxígeno

a, b y c son los subíndices que indican la cantidad de tales elementos en la fórmula.

Ejemplos:

ANHIDRIDO + H₂O → ÁCIDO OXÁCIDO



Un procedimiento práctico de formular rápidamente un ácido; es usando las siguientes fórmulas.

- Para no metales con valencias Impares:

H M O_{(1+v)/2}

- Para no metales con valencias pares

H₂ M O_{(2+v)/2}

- Anomalías: P, As, B, Sb

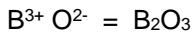
H₃ M O_{(3+v)/2}

En los tres casos anteriores : M = símbolo del no metal
V = valencia del no metal

Tabla 6.12 Ácidos con sus nombres en dos sistemas de nomenclatura

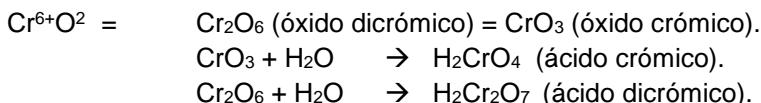
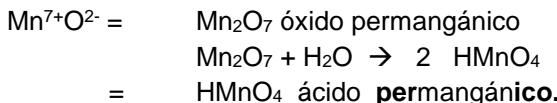
ÁCIDO	SISTEMA CLÁSICO	SISTEMA STOCK
HNO ₂	Ácido nitroso	Ácido de nitrógeno (III)
HNO ₃	Ácido nítrico	Ácido de nitrógeno (V)
HCIO	Ácido hipocloroso	Ácido de cloro (I)
HCIO ₂	Ácido cloroso	Ácido de cloro (III)
HCIO ₃	Ácido clórico	Ácido de cloro (V)
HCIO ₄	Ácido perclórico	Ácido de cloro (VII)
H ₂ SO ₃	Ácido sulfuroso	Ácido de azufre (IV)
H ₂ SO ₄	Ácido sulfúrico	Ácido de azufre (VI)
H ₂ CO ₃	Ácido carbónico	Ácido de carbono (IV)

Esto también ocurre con los ácidos del silicio y del boro; el oxácido más común del boro (B^{3+}) es el H_3BO_3 ácido ortobórico:



Ácido ortobórico o simplemente ácido bórico.

En los elementos de transición existen algunos, que con sus números de oxidación altos se comportan como elementos no metálicos; tal es el caso del manganeso (Mn^{7+} , su número de oxidación más alto) y el cromo (Cr^{6+}). Así, se tiene:



Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
1+	$\text{Br}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ HBrO}$	Ácido hipobromoso
2+	$\text{SO} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_2$	Ácido hiposulfuroso
3+	$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ HClO}_2$	Ácido cloroso
4+	$\text{S}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_3$	Ácido sulfuroso
5+	$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ HClO}_3$	Ácido clórico
6+	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$	Ácido sulfúrico
7+	$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ HClO}_4$	Ácido perclórico

El nitrógeno sólo forma ácidos oxácidos con las valencias 3 y 5.

Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
3+		Ácido nitroso
5+		Ácido nítrico

Hay algunos metales que también forman ácidos, como el cromo y el manganeso:

Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
6+	$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CrO}_4$	Ácido crómico
6+	$2 \text{ CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Ácido dicrómico

Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
6+	$\text{MnO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{MnO}_4$	Ácido mangánico
7+	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{ HMnO}_4$	Ácido permangánico

ACIDOS OXÁCIDOS ESPECIALES

- a. Ácidos Polihidratados: Resultan de la combinación de un anhídrido con varias moléculas de agua.

$$\text{ACIDOS POLIHIDRATADOS} = \text{ANHIDRIDO} + n \text{ H}_2\text{O}$$

VALENCIA IMPAR	ÁCIDO	VALENCIA PAR
1 anhidrido + 1 H ₂ O	META	1 anhidrido + 1 H ₂ O
1 anhidrido + 2 H ₂ O	PIRO	2 anhidrido + 1 H ₂ O
1 anhidrido + 3 H ₂ O	ORTO	1 anhidrido + 2 H ₂ O

Ejemplos:

Los ácidos más comunes para el fósforo son las formas ortofosforoso y ortofosfórico e, incluso, la mayoría de las veces se omite el prefijo.

Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
3+	P ₂ O ₃ + H ₂ O = HPO ₂	Ácido metafosforoso
5+	P ₂ O ₅ + H ₂ O = HPO ₃	Ácido metafosfórico

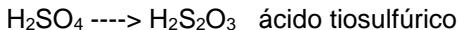
- Si se les unen dos moléculas de agua se obtienen los ácidos PIRO:

Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
3+	P ₂ O ₃ + 2H ₂ O = H ₄ P ₂ O ₅	Ácido pirofosforoso
5+	P ₂ O ₅ + 2H ₂ O = H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico

- El fósforo, arsénico y antimonio forman los ácidos ORTO cuando se les suman 3 moléculas de agua a los óxidos correspondientes.

Estado de Oxidación	Fórmula	N. tradicional
3+	P ₂ O ₃ + 3H ₂ O = 2 H ₃ PO ₃	Ácido ortofosforoso (A. Fosforoso)
5+	P ₂ O ₅ + 3H ₂ O = 2 H ₃ PO ₄	Ácido ortofosfórico (A. Fosfórico)

- b. TIOÁCIDOS:** Resultan de sustituir parcial o totalmente los átomos de Oxígeno de un ácido por igual cantidad de átomos de azufre. Para nombrarlos se utiliza los prefijos tio, ditio, tritio, tetratio, etc; si se sustituyen 1, 2, 3, 4, etc. átomos de oxígeno por Azufre. Pero si se sustituyen todos los oxígenos del ácido por igual cantidad de átomos de Azufre; se emplea el prefijo "Sulfo".



- c. PEROXIACIDOS:** Resulta de combinar un anhídrido (con su mayor valencia) con el peróxido de hidrógeno . Para nombrarlos se intercala el término peroxy; entre la palabra ácido y el nombre del no metal con el sufijo “ico” . La fórmula resultante nunca se simplifica.

 ANHIDRIDO + H₂O₂ → PEROXIÁCIDO

H ₂ CO ₃ se obtiene --> H ₂ CO ₄	ácido peroxocarbónico
H ₂ S ₂ O ₇ se obtiene --> H ₂ S ₂ O ₈	ácido peroxidisulfúrico
H ₂ SO ₄ se obtiene --> H ₂ SO ₅	ácido peroxosulfúrico

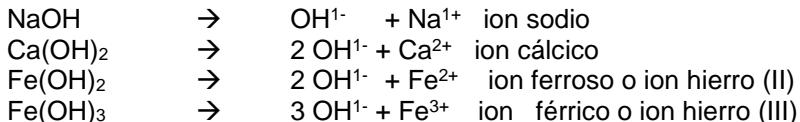
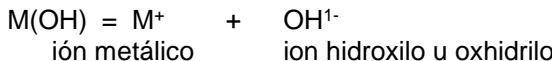
EVALUACIÓN . COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	N. sistemática	N. stock	N. tradicional
		Hidruro de bario	
		Hidruro de magnesio	
		Hidruro de aluminio	
		Hidruro de cobalto (III)	
			Arsina
	-----	-----	Ácido clorhídrico
	-----	-----	Ácido sulfhídrico
	-----	-----	Ácido iodhídrico
	-----	-----	Ácido cloroso
	-----	-----	Ácido hipoyodoso
	-----	-----	Ácido perclórico
	-----	-----	Ácido nitroso
	-----	-----	Ácido permangánico
	-----	-----	Ácido tiosulfúrico
N ₂ O ₅			
CuO			
Br ₂ O			
			Borano
	-----	-----	Ácido mangánico
	-----	-----	Ácido metafosforoso
	-----	-----	Ácido metaantimónico
	-----	-----	Ácido pirofosforoso
	-----	-----	Ácido piroantimonioso
	-----	-----	Ácido ortofosforoso
	-----	-----	Ácido fosfórico

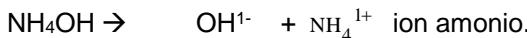
IONES MONOATÓMICOS Y POLIATÓMICOS

Los hidróxidos y los ácidos se disocian en agua, liberando cationes y aniones. Los **aniones** liberados reciben nombres según el grupo funcional caractístico. Si son ácidos el catión liberado es el hidronio, H⁺.

a. Iones derivados de hidróxidos



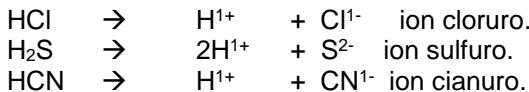
El amoníaco al disolverse en agua forma una solución básica de NH₄OH que al disociarse forma:



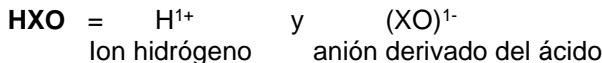
VII.7.3.2 Iones derivados de los hidrácidos y otros hidruros.



Para nombrarlos se cambia la terminación **ídrico** del ácido por **uro**.

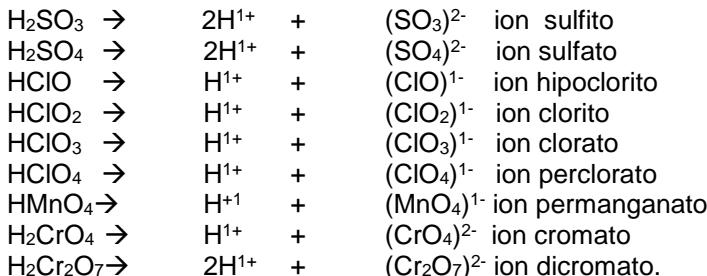


b. Iones derivados de los ácidos oxácidos



Estos aniones se nombran cambiando los sufijos **oso** e **ico** de los ácidos, por **ito** y **ato**, respectivamente.

El número de cargas negativas depende del número de hidrógenos liberados.



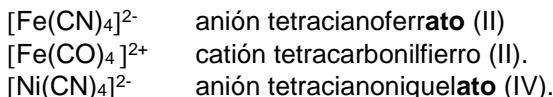
Los ácidos que poseen dos o más hidrógenos en sus moléculas tienen la posibilidad de producir varios iones, según el número de hidrógeno liberados , así:

H_2CO_3 pueden producir: HCO_3^{1-} ion carbonato ácido o **bicarbonato**
 CO_3^{2-} ion carbonato.

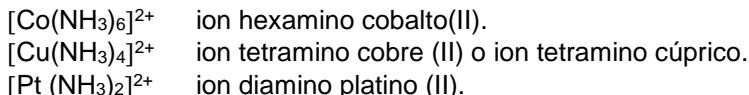
H_2SO_4 puede producir: HSO_4^{1-} ion sulfato ácido o **bisulfato**
 SO_4^{2-} ion sulfato

H_3PO_4 puede producir: $\text{H}_2\text{PO}_4^{1-}$ ion fosfato diácido,
 HPO_4^{2-} ion fosfato ácido
 PO_4^{3-} ion fosfato.

c. Iones complejos



Los cationes se nombran sin cambio en el nombre del elemento central.



Los iones positivos (cationes) de los hidróxidos se combinan con los iones negativos (aniones) de los ácidos (hidrácidos y oxácidos) para originar las sales (hidrosales y oxisales). Los nombres de las sales se derivan del de los iones que las originan.

A. SALES

* Son compuestos inorgánicos que por lo general son sólidos a temperatura ambiente. Y se obtiene al sustituir total o parcialmente los hidrógenos sustituibles del ácido por metales o radicales electropositivos.

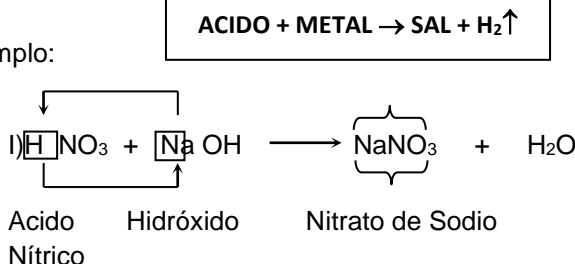
* Se obtienen generalmente por una reacción de Neutralización: Ácido – Base o por una reacción de corrosión.

I. Reacción de Neutralización



II. Reacción de Corrosión.

Ejemplo:
Sal



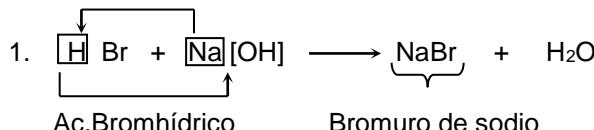
Nomenclatura: Se menciona primero el anión y luego el catión

a. Clases de sales:

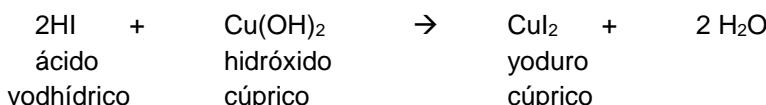
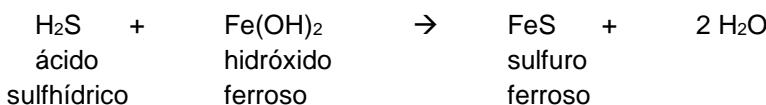
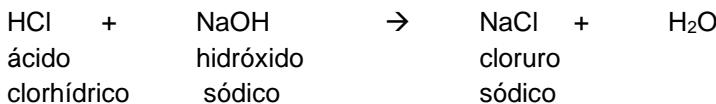
Hidrosales o sales Haloideas

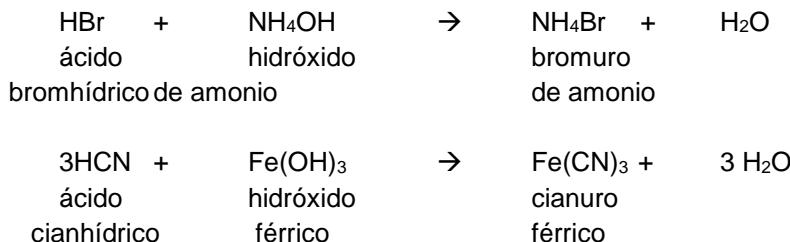


Ejemplo:



Su nomenclatura se deriva del nombre de los iones que le dan origen; en primer lugar, se escribe el nombre del ion ácido terminado en uro, y en segundo lugar, el del catión proveniente del hidróxido, terminado en oso o en ico.





2.2.5. SALES OXISALES

Cuando el Anión proviene de un ácido oxácido

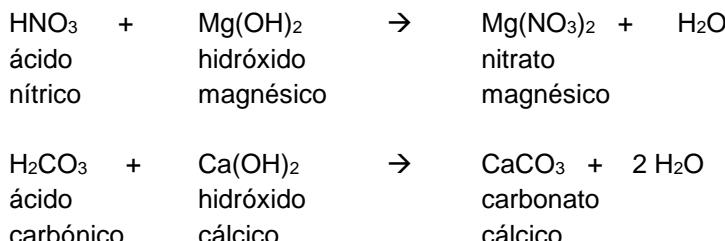


Ejemplo:

En (σ)

1. $\text{Ca}(\text{SO}_4)^{-2}$ Sulfato de Calcio
2. $\text{K}(\text{NO}_3)^{-1}$ Nitrato de Potasio
3. $\text{Ca}(\text{HPO}_4)^{-2}$ * Fosfato ácido de calcio
* Hidrógenofosfato de calcio

Su nomenclatura se deriva del nombre de los iones que le dan origen; en primer lugar, se escribe el nombre del ion ácido terminado en ito o en ato, y en segundo lugar, el del catión proveniente del hidróxido, terminado en oso o en ico.

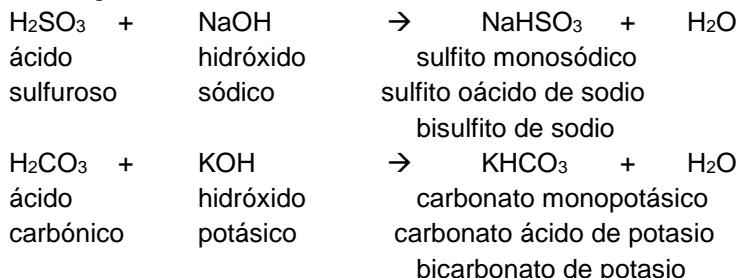


SALES OXISALES ÁCIDAS:

Algunos ácidos pueden producir sales ácidas al reemplazarse sólo algunos de los hidrógenos del mismo. Esto ocurre con los ácidos carbónico, sulfúrico, fosfórico, sulfihídrico, sulfuroso, etc.

Para nombrar estas sales se usan los prefijos mono, di o tri, si se reemplazan uno, dos o tres hidrógenos, respectivamente.

En algunos casos se usa el prefijo bi para denotar una sal que contiene un átomo de hidrógeno.



Si en un oxácido un átomo de oxígeno se reemplaza por un átomo de azufre, el compuesto resultante se nombra como tio.

Ejemplos:

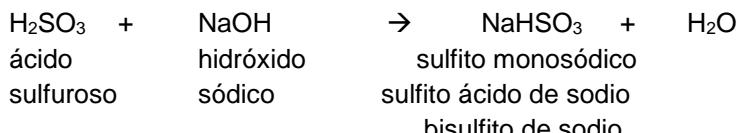
Al cambiar un O por un S, en H_2SO_4 , ácido sulfúrico, se obtiene $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, ácido tiosulfúrico.

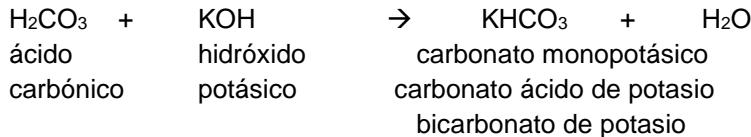
El $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ se disocia en $2\text{H}^{1+} (\text{S}_2\text{O}_3)^{2-}$ ion tiosulfato.

Este ion participa en la formación de sales como el $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$, tiosulfato de potasio.

Para nombrar estas sales se usan los prefijos mono, di o tri, si se reemplazan uno, dos o tres hidrógenos, respectivamente.

En algunos casos se usa el prefijo bi para denotar una sal que contiene un átomo de hidrógeno.





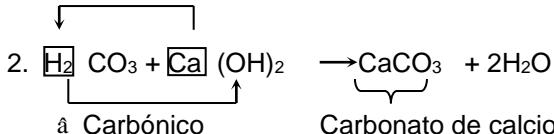
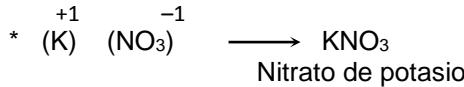
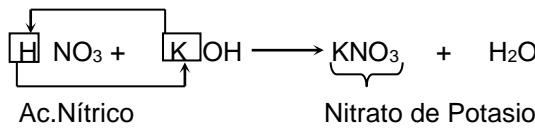
SALES OXISALES NEUTRAS.

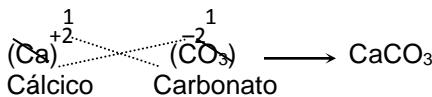
Se obtienen sustituyendo **todos** los hidrógenos de un ácido oxácido por un metal.

El estado de oxidación del metal se le pone como subíndice al resto del ácido sin los hidrógenos. El número de hidrógenos que se le quiten al ácido se le ponen como subíndice al metal.

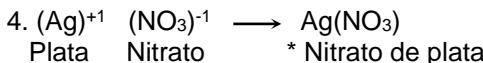
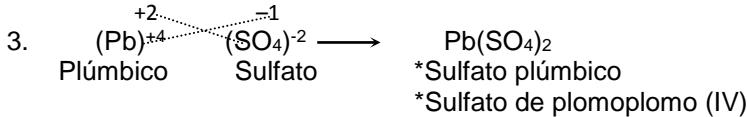
Se nombran sustituyendo los sufijos que utilizábamos en el ácido (-oso e -ico) por los sufijos -ito y -ato respectivamente.

1. De un ácido oxácido





* Carbonato de Calcio
* Carbonato de Calcio (III)



Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
HClO	Ácido hipocloroso	Ca (Cl O) ₂	Hipoclorito de calcio
HClO ₂	Ácido cloroso	Ca (ClO ₂) ₂	Clorito de calcio
HClO ₃	Ácido clórico	Sn (ClO ₃) ₄	Clorato de estaño (IV)
HClO ₄	Ácido perclórico	Li ClO ₄	Perclorato de litio
H ₂ SO ₂	Ácido hiposulfuroso	Ca ₂ (SO ₂) ₂ = CaSO ₂	Hiposulfito de calcio
H ₂ SO ₃		Pb ₂ (SO ₃) ₄ = Pb (SO ₃) ₂	Sulfito de plomo (IV)
H ₂ SO ₄		Al ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato de aluminio
H ₄ P ₂ O ₇	Ácido pirofosfórico	Fe ₄ (P ₂ O ₇) ₃	Pirofosfato de hierro (III)
H ₃ AsO ₃	Ácido ortoarsenioso	K ₃ As O ₃	Ortoarsenito de potasio

EVALUACIÓN .
COMPLETA LA TABLA.

Fórmula	Nomenclatura
	Clorito de potasio
	Hipobromato de calcio
	Bromato de estaño (II)
	Perclorato de mercurio (I)
	Sulfato ferroso
	Hiposelenito cuproso
	Telurito de cobre (I)
	Metarsenito de hierro (III)
	Metantimonito de estaño (IV)
	Pirofosfato de calcio
	Piroarsenito de sodio
	Ortoantimonato de níquel (III)
	Carbonato de sodio
	Silicato de potasio

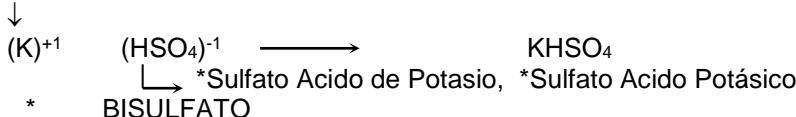
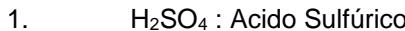
SALES OXISALES ÁCIDAS.

Son compuestos que se obtienen sustituyendo parte de los hidrógenos de un ácido oxácido por un metal.

El número de hidrógenos que se le quitan al ácido se le pone como subíndice al metal y la valencia del metal se le pone como subíndice al resto del ácido.

Se nombran con la palabra hidrógeno precedida de los prefijos di- (H_2), tri- (H_3) seguido del nombre de la sal correspondiente.

Forman sales ácidas los no metales siguientes: C, S, Se, Te, y los ácidos piro y orto del P, As y Sb.



Ácido de partida	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	$\text{Ca}(\text{HSO}_2)_2$	Hidrógeno hiposulfito de calcio
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	$\text{Pb}(\text{HSO}_3)_4$	Hidrógeno sulfito de plomo (IV)
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	$\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$	Hidrógeno sulfato de cromo (III)
$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_5$	Ácido piroarsenioso	$\text{Sr}(\text{H}_3\text{As}_2\text{O}_5)_2$	Trihidrógeno piroarsenito de estroncio
$\text{H}_4\text{Sb}_2\text{O}_5$	Ácido piroantimonioso	$\text{Mg H}_2\text{Sb}_2\text{O}_5$	Dihidrógeno piroantimonito de Magnesio
			Trihidrógeno pirofosfato de calcio
		-	Dihidrógeno ortofosfato de potasio
		-	Hidrógeno ortofosfato de magnesio
		-	Hidrógeno carbonato de sodio o bicarbonato sódico

SALES OXISALES BÁSICAS

Son aquellas sales en donde el radical aniónico presenta radicales oxidrilo o hidroxilo ($\text{OH})^{-1}$. La carga total del anión es la suma del oxidrilo y el anión del ácido.

Para nombrarlos existen 2 formas:

1ro Anión (PREFIJO) (Catión)

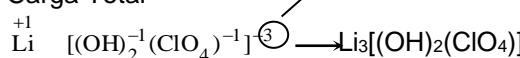
PREFIJO	# $[\text{OH}]^{-1}$
basico 1
di basico 2
tri basico 3
tetra basico 4
.	

2do PREFIJO Anión (Catión)

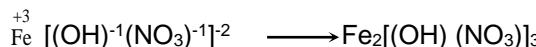
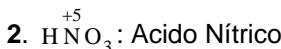
PREFIJO	# [OH] ⁻¹
hidroxi 1
di hidroxi 2
tri hidroxi 3
tetra hidroxi 4
.	.

Ejemplo:


Carga Total



- * Perclorato dibásico de litio
- * Di hidroxi per clorato de litio



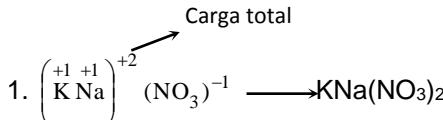
- * Nitrato básico férrico
- * Hidroxi nitrato férrico
- * Hidroxi nitrato de hierro (III)

SALES MIXTAS DOBLES

Son las que tienen el catión constituido por dos metales ó dos cationes.

La carga total del catión es la suma de los E.O de los átomos que lo conforman.

Nombre: ...ANION DOBLE..... (Cationes)

Ejemplo:


- * Nitrato doble de potasio y sodio

SALES HIDRATADAS

Son sales que contiene unidas a sí moléculas de agua (H_2O) en estado de cristalización. Las moléculas de H_2O adheridas se denominan aguas de cristalización.

Para formularios se escribe la fórmula de la sal (ANHIDRA) y a continuación el # de moléculas de agua ó:

Nombre: Nombre de la sal.....^{Sufijo}

SUFijo	Moléculas H_2O
HIDRATADO	1
DIHIDRATADO	2
TRIHIDRATADO	3

Ejemplo:

1. $CaSO_4 \cdot 2H_2O$ * Sulfato de calcio dihidratado (Yeso)
2. $CaCO_3 \cdot H_2O$ * Carbonato de calcio hidratado

NOMBRES, FORMULAS Y CARGAS DE LOS PRINCIPALES ANIONES POLIATOMICOS

Arsenato	$(AsO_4)^{-3}$
Clorato	$(ClO_3)^{-1}$
Borato	$(BO_3)^{-3}$
Dicromato	$(Cr_2O_7)^{-2}$
Carbonato	$(CO_3)^{-2}$
Fosfato	$(PO_4)^{-3}$
Hiperclorato	$(ClO_4)^{-1}$
Hipoclorito	$(ClO)^{-1}$

Nitrato	$(\text{NO}_3)^{-1}$
Nitrito	$(\text{NO}_2)^{-1}$
Permanganato	$(\text{MnO}_4)^{-1}$
Sulfato	$(\text{SO}_4)^{-2}$
Sulfito	(SO_3^2)
Hiponitrito	$(\text{NO})^{-1}$
Selenuro	Se^{-2}
Teluro	Te^{-2}
Fluoruro	F^{-1}
Cloruro	Cl^{-1}
Bromuro	Br^{-1}
Yoduro	I^{-1}
Sulfuro	S^{-2}

EVALUACIÓN N° 06

A. Formula los siguientes compuestos:

1. Óxido de magnesio
2. Óxido de potasio
3. Anhídrido sulfúrico
4. Óxido de cesio
5. Óxido de aluminio
6. Óxido de níquel (II)
7. Óxido de cloro (V)
8. Óxido nitroso
9. Anhídrido nitroso
10. Hidruro de litio
11. Cloruro de cobalto (III)
12. Hidruro de plata
13. Ácido bromhídrico
14. Ácido sulfhídrico
29. Peróxido de litio
15. Amoniaco
16. Ácido clorhídrico
17. Peróxido de bario
18. Hidruro de calcio
19. Peróxido de sodio
20. Óxido de estroncio
21. Ácido clorhídrico
22. Cloruro de sodio
23. Fluoruro de calcio
24. Yoduro de plomo (II)
25. Bromuro potásico
26. Arsenamina
27. Sulfuro de bario
28. tricloruro de arsénico
47. Sulfato de calcio
48. Cloruro de cobalto (III)
49. Nitrito de litio
50. Carbonato sódico
51. Cloruro potásico
52. Sulfuro de zinc

30. Sulfuro de hierro (II)
31. Ácido nítrico
32. Ácido carbónico
33. Ácido perclórico
34. Ácido fosfórico
35. Ácido metafosfórico
36. Ácido sulfídrico
37. Ácido sulfúrico
38. Ácido hipoyodoso
39. Hidruro de magnesio
40. Ácido silícico
41. Hidróxido de calcio
42. Hidróxido de hierro (III)
43. Ácido nitroso
44. Hidróxido de aluminio
45. Bromuro de cobalto (II)
46. Hidróxido de potasio

B. Dar nombre a los siguientes compuestos:

1. MgO	17. CaH ₂	33. H ₄ P ₂ O ₅	47. Na ₂ CO ₃
2. k ₂ O	18. Na ₂ O ₂	34. HIO	48. Ca ₃ (PO ₄) ₂
3. SeO ₂	19. PH ₃	35. H ₂ S	49. KHCO ₃
4. BaO	20. Cs ₂ O	36. MgH ₂	50. ZnCl ₂
5. Ag ₂ O	21. PbI ₂	37. H ₂ SiO ₃	51. Na ₂ CO ₃
6. Ni ₂ O ₃	22. KBr	38. Ca(OH) ₂	52. HgO
7. Cl ₂ O ₇	23. AsH ₃	39. Fe(OH) ₃	53. NaOH
8. P ₂ O ₅	24. BaS	40. HNO ₂	54. CH ₄
9. LiH	25. AlCl ₃	41. Al(OH) ₃	55. KIO
10. CaO	26. Al ₂ S ₃	42. KOH	
11. AgH	27. Li ₂ O	43. CaSO ₄	
12. HBr	28. FeS	44. Al ₂ (SiO ₃) ₃	
13. H ₂ S	29. HNO ₃	45. CoCl ₂	
14. NH ₃	30. H ₂ CO ₃	46. LiNO ₂	
15. HCl	31. HClO ₄		
16. BaO	32. H ₃ PO ₄		

BIBLIOGRAFÍA

1. **DEL BOSQUE, Francisco Recio.** Química Inorgánica. Tercera edición. Mc Graw-Hill. México, 2005.
2. **SOLÍS, H. E.** Nomenclatura Química. 1ra. Edición. Ed. Mc Graw-Hill, México, 1994. capítulos V y VI.
3. **JÁUREGUI, O.** Química General. W.H. Editores S.R. Ltda.. Lima. 1993, pp. 110 – 122.
4. **GARRITZ, A.Y CHAMIZO, J.A.** Química, Adison Wesley Iberoamericana S.A. 1994. pp. 150 – 168.
5. **BURNS, R.A.** Fundamentos de Química, 2da. Ed. Prentice- may Hispanoamericana S.A. 1996, capítulo VIII.
6. **HEIN, ARENA.** Fundamentos de Química. 1ra. Ed. Internacional Thomson Editores S.A. México. 1997, pp. 104 – 117.

SEMANA N° 07

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

1. OBJETIVOS:

- 1.1 Reconocer la ocurrencia de reacciones químicas en base a evidencias experimentales.
- 1.2 Identificar diferentes tipos de reacciones químicas.
- 1.3 Mencionar a los agentes oxidante, reductor, forma oxidada y reducida en ecuaciones redox
- 1.4 Balancear ecuaciones químicas aplicando el método correspondiente.

2. CONTENIDOS

- 2.1 Reacciones y ecuaciones químicas
- 2.2 Evidencias de una reacción química
- 2.3 Clasificación de las reacciones
- 2.4 Balances de ecuaciones químicas.
 - 2.4.1 No Redox
 - 2.4.2 Redox

3. DESARROLLO DEL CONTENIDO

INTRODUCCIÓN

Las reacciones químicas ocurren espontáneamente en el Universo, produciendo en forma lenta sustancias sencillas. En nuestro planeta, las reacciones químicas también suceden espontáneamente, pero de manera mucho más rápida y formando moléculas más complicadas, debido sobre todo a la presencia de oxígeno en el aire y en las aguas de mares, ríos y lagos.

Así, el hierro dejado a la intemperie se cubre de una capa de herrumbre causada por la oxidación espontánea; una reacción de oxidación más

vigorosa se produce con violencia explosiva, tal como ocurre con la combustión de la pólvora y de la dinamita.

Por su parte, los vegetales producen una gran variedad de compuestos utilizando como materia prima el dióxido de carbono de la atmósfera y el agua y los minerales del suelo, y como fuente de energía, la luz solar.

En cuanto a la vida animal, se mantiene gracias a la combustión lenta de los alimentos que se lleva a cabo en el organismo. En esta reacción química se produce dióxido de carbono, que se expulsa en la respiración, liberando la energía necesaria para efectuar las complejas reacciones químicas que los organismos necesitan para mantenerse vivos.

Más aún, la vida y la muerte son procesos químicos. La vida comienza con la fecundación, con la que desencadena una serie de cambios químicos que seguirán ocurriendo a lo largo de la vida; el amor, el miedo, la ambición, tienen su origen en procesos químicos; también lo tienen las enfermedades que padece todo ser vivo cuando los mecanismos normales son alterados.

En el ser humano la muerte viene cuando deja de producirse el proceso de oxidación llamado respiración; después ocurren una serie de procesos de degradación que hace que los elementos que formaron el cuerpo se vuelvan a incorporar a la tierra: el dióxido de carbono que se libera en la descomposición del organismo, asciende a la atmósfera, lugar de donde será tomado por los vegetales para elaborar de nuevo compuestos orgánicos, los cuales, al ser consumidos por los herbívoros, se incorporarán una vez más a la cadena alimenticia, reiniciándose así el ciclo vida-muerte-vida que ha venido aconteciendo en nuestro planeta desde hace millones de años.

La complicada química que se desarrolla en el cerebro ha convertido a los seres humanos en seres inteligentes y, como tales, capaces de realizar procesos químicos a voluntad en laboratorios y fábricas, con lo que logra producir en forma rápida y eficiente una gran cantidad de compuestos que incluyen materiales de construcción, alimentos y medicinas.

Las reacciones químicas son procesos de cambio de unas sustancias en otras. De acuerdo con la teoría atómica de la materia se explican como el resultado de un reagrupamiento de átomos para dar nuevas moléculas. Las sustancias que participan en una reacción química y las proporciones en que lo hacen, quedan expresadas mediante la **ecuación química**

correspondiente, que sirve de base para la realización de diferentes tipos de cálculos químicos.

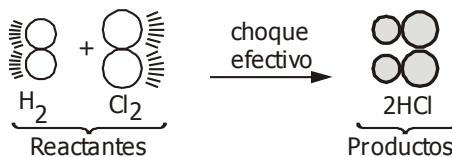
De forma espontánea unas veces y provocada otras, los átomos, que en número y proporciones fijas forman unas moléculas determinadas, pueden desligarse unos de otros por rotura de sus enlaces y reunirse nuevamente de diferente manera, dando lugar, por tanto, a nuevas moléculas. El efecto conjunto de estas transformaciones moleculares se traducirá en un cambio observable de sustancia o cambio químico. Dicho proceso de transformación recibe el nombre de *reacción química*. Con frecuencia, sustancias formadas por iones participan en las reacciones químicas. En tales casos, las moléculas de la descripción anterior deben ser consideradas realmente como agregados iónicos.

2.1 REACCIÓN QUÍMICA

Son procesos químicos donde las sustancias intervenientes, sufren cambios en su estructura, para dar origen a otras sustancias. El cambio es más fácil entre sustancias líquidas o gaseosas, o en solución, debido a que se hallan más separadas y permiten un contacto más íntimo entre los cuerpos reaccionantes. También se puede decir que es un fenómeno químico, en donde se producen sustancias distintas a las que les dan origen, de tal forma que las sustancias originales se denominan reactantes que dan origen a otras nuevas llamadas productos.

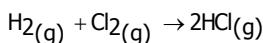
¿Cómo se lleva a cabo una reacción química?

A nivel molecular:



Representación:

Ecuación química:



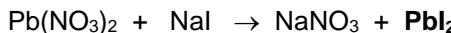
Se cumple: **Masa total de reactivos = Masa total de productos**

 Δ

Ley fundamental de la química

2.2 Evidencias de que está ocurriendo una reacción química:

- a. Desprendimiento de gases: $Zn + H_2SO_4 \rightarrow ZnSO_4 + H_{2(g)}$
- b. Formación de precipitados (sólido insoluble en agua, que se separa de la solución)



- c. Liberación de calor



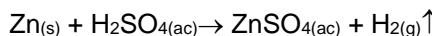
El desarrollo de una **reacción química** generalmente está acompañada por cambios de energía en forma de luz, calor y electricidad

- d. Cambio de color, el color de una reacción puede cambiar debido al consumo de una especie coloreada o a la producción de una especie coloreada o ambos casos
- e. Cambio en el sabor u olor; en el proceso de putrefacción se generan olores y sabores que no son agradables debido a la formación de nuevas sustancias.

Ejemplos ilustrativo:

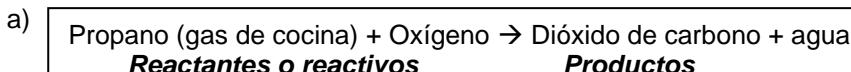
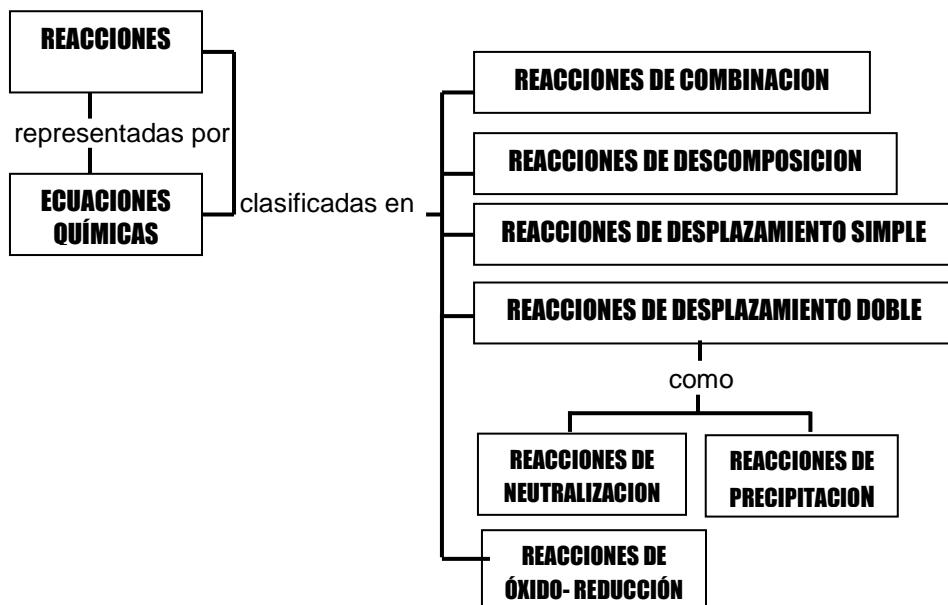


Ecuación química:



REGLAS:

- En toda reacción se conservan los átomos y las cargas (si hay iones)
- No puede ocurrir un proceso de oxidación o de reducción aislado, ambos ocurren simultáneamente.
- No se pueden formar productos que reaccionen enérgicamente con alguno de los productos obtenidos.

Ejemplos:**2.3 Clasificación de las reacciones químicas:**

2.3.1 Por el mecanismo de reacción o la forma en como se originan los productos.

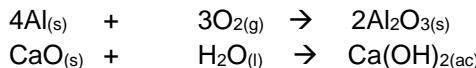
A) Reacción de Combinación, Adición o Síntesis.

En este tipo de reacción se combinan dos reactivos para formar un producto, la reacción se puede representar por:



Donde A y B son elementos o compuestos y AB es un compuesto.

Ejemplos:



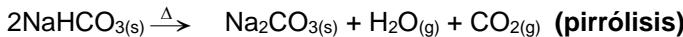
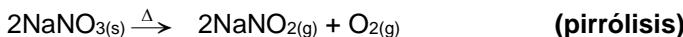
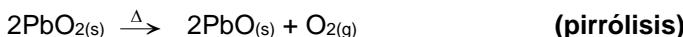
B) Reacción de Descomposición.

En una reacción de descomposición, una sola sustancia se descompone, produciendo dos o más sustancias distintas. A este tipo de reacción se le puede considerar como la inversa de la combinación. El reactante debe ser un compuesto y los productos pueden ser elementos y/o compuestos.

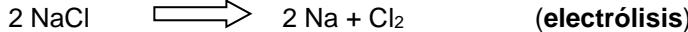
La reacción general se representa:



Ejemplos:



corriente eléctrica



Pirólisis: Acción del calor (craqueo)

Fotólisis: Acción de la luz

Electrólisis: Acción de la corriente eléctrica

Donde: Δ = símbolo de energía calorífica

C) Reacción de Desplazamiento Simple o Sustitución

Cuando un elemento desplaza a otro de menor actividad química, el cual se encuentra formando inicialmente un compuesto. Los metales más activos (facilidad de formar cationes), desplazan a los menos activos, según el orden siguiente:

Incremento de actividad química



La reacción general se puede representar:

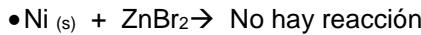
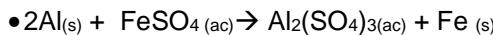


Ejemplos:

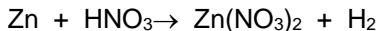
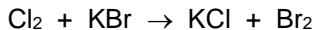
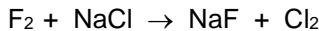
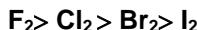
- Los **metales** desplazan hidrógenos de los ácidos formando sales.



- Los **metales activos** que liberan hidrógeno del agua.



Un no metal sustituye a un anión no metálico en una sal o ácido:



D) Reacción de doble desplazamiento, doble Sustitución o de Metátesis

En una reacción de doble desplazamiento, dos compuestos intercambian elementos entre sí para producir dos compuestos distintos. Se presentan cuando las sustancias reaccionantes están en estado iónico por encontrarse en solución, combinándose entre sí sus iones con mucha facilidad, para formar sustancias que permanecen estables en el medio reaccionante-

La forma general de la reacción se representa por:



Las reacciones de metátesis más comunes, son:

D.1 Reacciones de Neutralización: Se producen entre los hidronios de un ácido , con los oxidrilos de una base, para formar moléculas de agua.



Ejm.:

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 2 \text{NaOH} \text{ (ac)} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (ac)} + 2 \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$
- b) $2 \text{HCl} \text{ (ac)} + \text{Mg(OH)}_2 \text{ (s)} \rightarrow \text{MgCl}_2 \text{ (ac)} + 2 \text{H}_2\text{O} \text{ (l)}$

D.2 Reacciones de Precipitación: Cuando uno de los productos de la reacción, aparece como un sólido insoluble o precipitado.

Ejm.:

- a) $\text{Pb(NO}_3)_2 \text{ (ac)} + \text{K}_2\text{CrO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow \underline{\text{PbCrO}_4 \text{ (s)}} + 2 \text{KNO}_3 \text{ (ac)}$
- b) $3 \text{CaCl}_2 \text{ (ac)} + 2 (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \text{ (ac)} \rightarrow \underline{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \text{ (s)}} + 6 \text{NH}_4\text{Cl} \text{ (ac)}$

REGLAS DE SOLUBILIDAD DE COMPUESTOS EN SOLUCIÓN ACUOSA

Son Solubles	Son Insolubles
<p>1) Todos los ácidos inorgánicos y los ácidos orgánicos de bajo masa molecular</p> <p>2) Los compuestos de los metales del Grupo I A y del NH_4^+</p> <p>3) Todos los NO_3^-, CH_3COO^-, ClO_3^- y ClO_4^-.</p> <p>4) Todos los SO_4^{2-} excepto de Pb^{2+}, Ba^{2+} y Hg^{2+}. El Ag_2SO_4 y el CaSO_4, son ligeramente solubles.</p> <p>5) Todos los Cl^-, Br^- y I^-; excepto los de Ag^+, Pb^{2+} y Hg^{2+}</p>	<p>1) Todos los OH^-, excepto los del Grupo I A, pesados del IIA (abajo del $\text{Ca}(\text{OH})_2$) y NH_4^+.</p> <p>2) Todos los CO_3^{2-}, PO_4^{3-} y AsO_4^{3-} excepto los de Grupo IA y del NH_4^+.</p> <p>3) Todos los S^{2-}, excepto de los Grupos IA, IIA y del NH_4^+.</p> <p>4) Todos los O^{2-}, excepto del IA y IIA.</p>

2.3.2 Por la variacion de la energía; en las reacciones químicas la materia tiene un cambio energético, dicho cambio se da mediante una absorción o liberación de calor del medio que lo rodea

ENTALPIA (H) .-Indica el contenido calórico característico de cada sustancia química. Se mide a 25°C y 12 atm, llamada condición estandar.

CAMBIO DE ENTALPIA (ΔH).- En una reaccion química, es el calor de reacción y determina la energía liberada o absorbida a condicién estandar.

$$\Delta H = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactantes}}$$

Pueden ser

A) REACCIONES EXOTÉRMICAS($\Delta H < 0$); reacciones en donde hay una pérdida neta de energía en forma de calor, por lo tanto la entalpía de

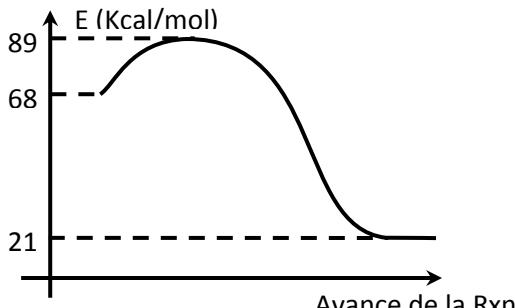
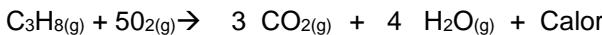
los productos es menor respecto al de los reactantes. Comprende a las reacciones de:

- Combustión.
- Neutralización.
- Adición
- Corrosión de metales.

La ecuación general se representa:



Ejemplos:

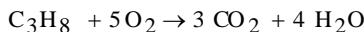
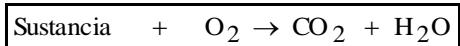


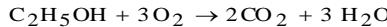
Reacciones de Combustión; es un tipo de reacción exotérmica que se origina al reaccionar una sustancia combustible con el oxígeno. Se caracteriza por ser de oxidación violenta, con desprendimiento de calor y muchas veces con luz (generándose una llama).

Combustible, (sustancia orgánica) sustancia que arde fácilmente

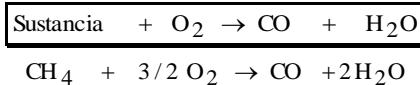
Comburente (oxígeno) sustancia que mantiene la combustión

a) **Combustión Completa.-** Se produce en presencia de suficiente cantidad de oxígeno, produciéndose CO_2 y H_2O . Liberan mayor cantidad de calor que las reacciones de combustión incompleta.





- b) Combustión Incompleta.** - Se produce por deficiencia de Oxígeno produciéndose CO y H₂O

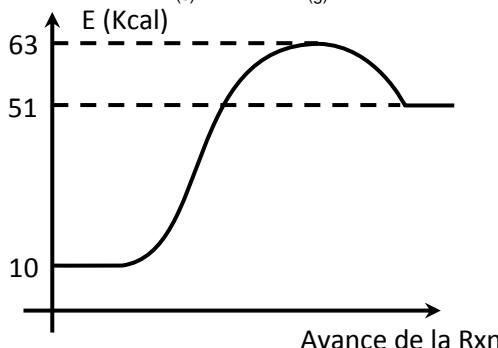
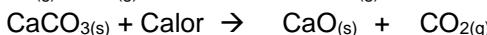


B) REACCIONES ENDOTÉRMICAS; en las que se produce absorción calor, en otras palabras el calor es un reactante esto es debido a que la energía total de los reactantes es menor que la energía total de los productos.

La ecuación general se representa:



Ejemplos:



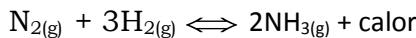
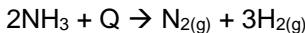
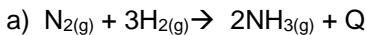
2.3.3 Por el sentido de la reacción:

A) Reacciones Reversibles

Cuando los reactantes se combinan para formar los productos y estos reaccionan para formar los reactantes, estas reacciones se realizan en ambos sentidos de tal forma que en algún instante logran el equilibrio, Se dá en dos sentidos:



Ejemplos:

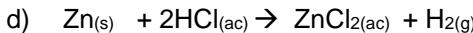
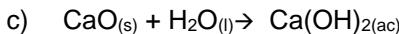
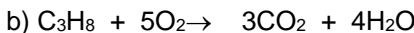
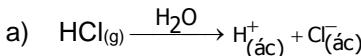


B) Reacciones Irreversibles

Cuando solo los reactantes sufren cambios químicos dando lugar a los productos, reacción que se realiza sólo en un sentido (\rightarrow)



Ejemplos:

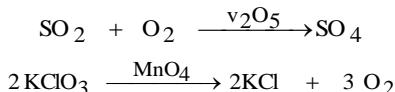


2.3.4 Reacciones catalíticas:

Son aquellas que se efectúan en presencia de un catalizador.

CATALIZADOR: Son sustancias que sin intervenir íntimamente en la reacción, retardan o aceleran las reacciones. Los catalizadores que aceleran la velocidad de reacción se denominan **catalizadores positivos**, y los que retardan la reacción, **catalizadores negativos o inhibidores**.

- Los catalizadores intervienen en pequeñísima cantidad y pueden activar o retardar la reacción de grandes masa de reactantes.
- Al final de su intervención, o catálisis, se le encuentra prácticamente sin haber sufrido alteraciones.



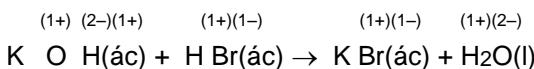
2.3.5 Segundo el número de oxidación

a) Reacciones no redox.-

No ocurren cambios en el número de oxidación de los átomos.

Ejemplo:

Reacciones de neutralización:



b) Reacciones de óxido-reducción o Redox:

Son aquellas reacciones donde existen cambios en el número de oxidación; en ellas ocurre simultáneamente una oxidación y una reducción, el término redox proviene de **reducción- oxidación**.

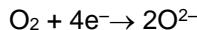
Redox: oxidación – reducción

Semirreacciones:

Oxidación; es un fenómeno donde un átomo pierde electrones, lo que origina un aumento en el número de oxidación



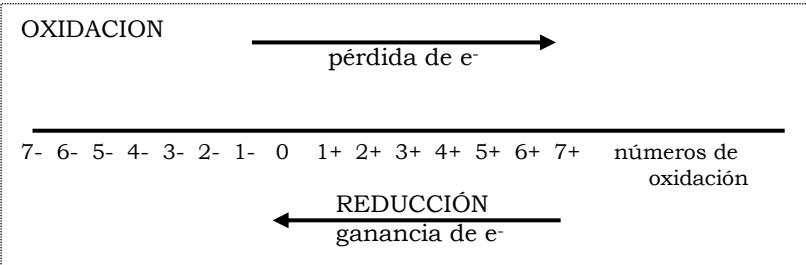
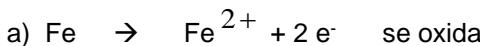
Reducción; se denomina así al fenómeno en el cual un átomo gana electrones, lo que origina una disminución del número de oxidación



Ejemplo: En la reacción:



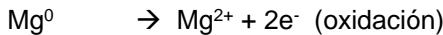
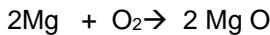
Se observa que:



Agente Oxidante: Es la sustancia reactante que contiene al elemento que se reduce provocando la oxidación.

Agente Reductor: Es la sustancia reactante que contiene al elemento que se oxida provocando la reducción.

Ejemplo:



Agente oxidante $\rightarrow \text{O}_2$

Agente reductor $\rightarrow \text{Mg}$

Forma oxidada: es el producto de la oxidación

Forma reducida: es el producto de la reducción

TIPOS DE REACCIONES REDOX

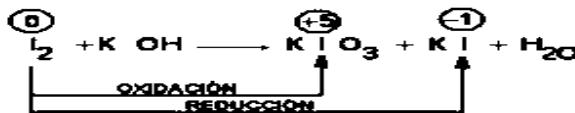
- **Redox Intermolecular:** Cuando el elemento que se oxida y se reduce están en especies químicas diferentes. **Ejemplo:**



- **Redox Intramolecular:** Cuando en una misma especie química se encuentra el elemento que se oxida y reduce (pero deben ser elementos). **Ejemplo:**



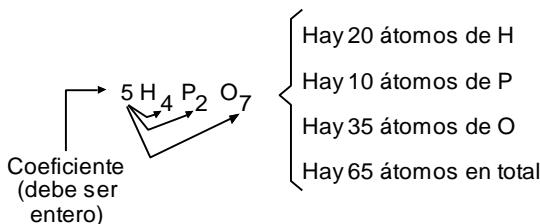
- **Redox Dismutación o Desproporción:** Cuando un mismo elemento se oxida y se reduce a la vez. **Ejemplo:**



2.4 ECUACIÓN QUÍMICA

Es la representación de una reacción química en forma de una expresión de igualdad y en la que las sustancias, reactantes y productos, son mostradas cualitativa y cuantitativamente basándose en el Principio de la Conservación de las masas, esto último quiere decir que una ecuación química es estequiométrica. Se logra colocando un coeficiente mínimo entero delante de cada sustancia participante en la ecuación.

Ejm. Sean 5 moléculas de $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$



Ejemplo:



8.2.1 Características:

- Los reactivos se separan de los productos mediante una flecha (\rightarrow) que indica el sentido de la reacción, o dos flechas en sentidos inversos cuando las reacciones son reversibles. (\rightleftharpoons). Las sustancias están representadas por sus fórmulas que deben estar escritas de acuerdo a las reglas de nomenclatura química.
- Todos los elementos que aparecen en el primer miembro deben aparecer en el segundo y con el mismo número de átomos.
- Los coeficientes (números enteros) se escriben antes de las sustancias para balancear la ecuación y para indicar la cantidad de unidades de cada sustancia que reacciona o se produce. Cuando no se escribe algún número, se sobreentiende que indica una unidad de la sustancia.
- Se debe indicar el estado de agregación de las sustancias mediante símbolos: (s) para el estado sólido, (l) para el líquido, (g) para el gas y para la sustancia en solución acuosa (ac) o (aq). También se pueden escribir las condiciones necesarias para llevar a cabo la reacción. ($\xrightarrow{\Delta}$) indica que se suministra calor a la reacción.
- La reacción que representa la ecuación debe ser posible en la práctica.

2.5 BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Una ecuación química está balanceada cuando la cantidad de átomos de los diferentes elementos de los reactantes es igual a la de los productos, debido a que la materia no se crea ni se destruye, sólo se transforma (Ley de Lavoisier).

2.5.1 Métodos de Balance de Ecuaciones Químicas No Redox

2.5.1.1 Simple inspección o tanteo.

2.5.1.2 De los Coeficientes indeterminados.

2.5.1.1 Método de Simple Inspección o Tanteo

Consiste en tantear los coeficientes de la ecuación; se realiza en ecuaciones sencillas. Es recomendable tener en cuenta la siguiente prioridad:

Sustancia	Metal	No metal	Hidrógeno	Oxígeno
Prioridad	Primera	Segunda	Tercera	Cuarta

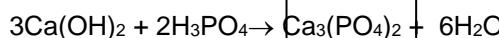
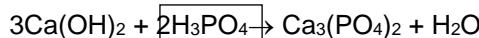
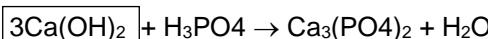
Ejemplo: Balancear las siguientes ecuaciones químicas:



Antes de balancear, se tiene:

Prioridad	Átomos	Reactivos	Productos
Primera	Ca	1	3
Segunda	P	1	2
Tercera	H	5	2
Cuarta	O	6	9

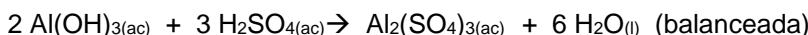
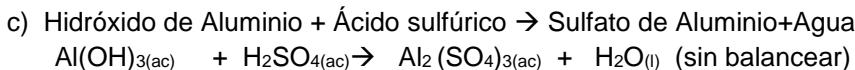
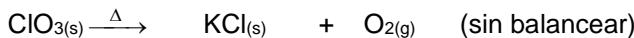
Balanceando la ecuación:



Entonces se observa:

Átomos	Reactivos	Productos
Ca	3	3
P	2	2
H	12	12
O	14	14

La ecuación está balanceada



2.5.1.2 Método de los Coeficientes Indeterminados.

Ejemplo N° 1:



1. Se asigna coeficientes literales (a,b,c,d,.....) a cada una de las sustancias de la ecuación.



- 2.- Se realiza un balance de átomos para cada elemento, obteniéndose así un sistema de ecuaciones indeterminadas.

$$\text{K} \rightarrow 2a = d$$

$$\text{Fe} \rightarrow b = f$$

$$\text{Cr} \rightarrow 2a = e$$

$$\text{Cl} \rightarrow 2b + c = d + 3e + 3f$$

$$\text{O} \rightarrow 7a = g$$

$$\text{H} \rightarrow c = 2g$$

3.- El sistema de 6 ecuaciones con 7 incógnitas es indeterminado, se le debe asignar un valor arbitrario(1) a cualquiera de las incógnitas (la que mas se repite) (**a = 1**)

$$\begin{array}{lll} d = 2 & g = 7 & b = f \\ e = 2 & c = 14 & 2b + 14 = 2 + 6 + 3f \\ & & 2b = 3f - 6 \dots b = f = 6 \end{array}$$

4.- Se reemplazan los valores en la ecuación y esta se balancea.



Ejemplo N° 2:

Balancear la siguiente ecuación: $I_2 + HNO_3 \longrightarrow HIO_3 + NO + H_2O$



$$I \rightarrow 2a = c \quad N \rightarrow b = d$$

$$H \rightarrow b = c + 2e \quad O \rightarrow 3b = 3c + d + e$$

$$a = 1 \quad b = 2 + 2e \quad 3(2 + 2e) = 6 + (2 + 2e) + e$$

$$c = 2 \quad d = 2 + 2e \quad 6 + 6e = 8 + 3e \longrightarrow 3e = 2 \dots e = 2/3$$

Hay que multiplicarlo por 3 para ser entero.

$$a = 1 \times 3 = 3 \quad c = 2 \times 3 = 6$$

$$b = (2 + 2 \frac{2}{3}) \times 3 = 10 \quad d = b = 10$$

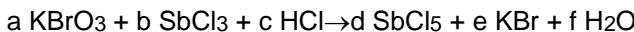
$$b = \frac{10}{3} \times 3 = 10 \quad e = \frac{2}{3} \times 3 = 2$$



Ejemplo N°3:



a) Asignar a cada sustancia, un coeficiente literal como su respectivo coeficiente estequiométrico.



- b) Para cada elemento participante plantear su respectiva ecuación de igualdad con respecto al total de sus átomos participantes en la ecuación química.

K : $a=e$

Br: $a=e$

O: $3a=f$

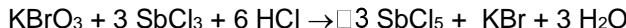
Sb: $b=d$

Cl: $3b+c = 5d$

H: $c = 2f$

- c) Del sistema de ecuaciones formado, escoger una de las variables y asignarle un valor numérico, luego con su ayuda determinar el valor de las demás variables. Si damos un valor de $a=1$, vamos a ver si los demás valores salen exactos. Si no, se repite desde el principio, dándole otro valor (2, 3, etc.). Y, obtengo los siguientes valores:
 $a=1; b=3; c=6; d=3; e=1, f=3$

- d) Verificar que los valores de las variables correspondan a los mínimos enteros posibles, si no es el caso hacer las transformaciones respectivas, como multiplicar o dividir por algún número entero, de manera simultánea a todas las variables involucradas.



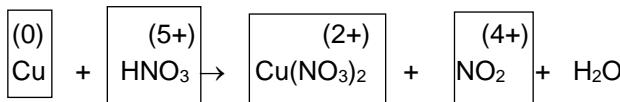
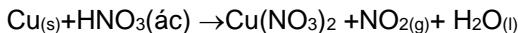
2.5.2 BALANCE DE ECUACIONES REDOX:

2.5.2.1 Método del Número de Oxidación o Método REDOX.

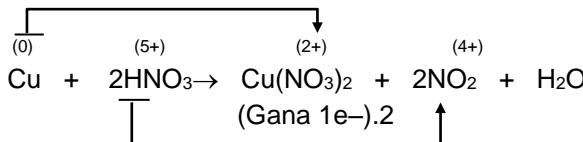
- a) Determinar el número de oxidación de cada átomo, para identificar la **Reducción** y la **Oxidación**.
- b) Balancear independientemente la reducción y la oxidación; **primero en masa** (igualando el número de átomos: *Balance Atómico*), y **luego en carga** (número de electrones ganados y perdidos: *Balance Electrónico*).
- c) Igualar el número de electrones ganados y perdidos, para lo cual se multiplican las semireacciones por cierto número entero mínimo apropiado; así se determinan los coeficientes.

d) Se termina el balance por tanteo, dándole mayor prioridad a los elementos que sufrieron variación en su estado de oxidación

Ejemplo: Balancear la siguiente ecuación:

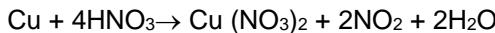


(Pierde 2e⁻).1



La reacción presenta 2 electrones transferidos.

Balanceando luego por simple inspección



NOTA: El número de electrones transferidos es igual a la cantidad de electrones ganados o perdidos luego del balance de electrones.

Este método tiene el inconveniente de hacer aparecer algunas especies químicas como cationes monoatómico, cuando en realidad ellos no existen como tales.

2.5.2.2 Método Ión Electrón:

A) En Medio Ácido

Ejemplo1.

Balancear la siguiente ecuación redox que ocurre en medio ácido, usando el método ION - ELECTRON.



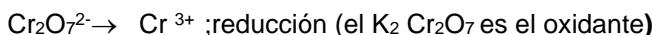
Solución:

Se resolverá la ecuación por pasos, para una mayor comprensión del balance.

1º) Colocar los números de oxidación sobre cada uno de los elementos y determinar cuáles cambiaron, cuando pasan de reactivos a productos.
Según ello:

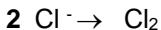
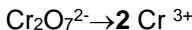
- El Cr, cambia de **+6** (en el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) a **+3** (en el Cr^{3+}) : **reducción**.
- El Cl, cambia de **-1** (en el Cl^-), a **0**, (en el Cl_2) : **oxidación**.

Luego, separar las dos semirreacciones, involucrando a las especies químicas más sencillas que contengan a estos elementos (aniones, cationes, óxidos ó moléculas). Y en el caso:

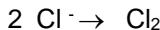
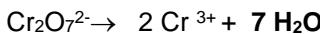


2) Balancear de materia

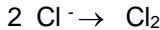
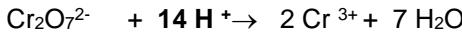
a) **Balance de elementos** que sufrieron el redox (sólo el Cr y el Cl)



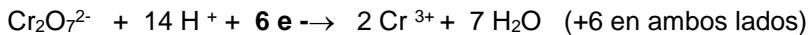
b) **Balance de oxígenos:** con H_2O :



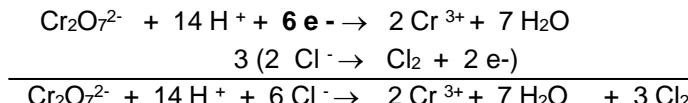
c) **Balance de hidrógeno:** con H^+



3) Balance de cargas: con e^- , a fin de conseguir el mismo número y tipo de carga en ambos lados de cada una de las semirreacciones



- 4) Cancelación de e-. Se usan factores para cada una de las semirreacción, de modo que al sumarlas miembro a miembro, los e- se anulan.. Y en este caso:



Esta es la ecuación iónica neta.. Antes de trasladar los coeficientes estequiométricos hallados, a la ecuación original, debemos compensar las especies que intervinieron en el balance y que originan una desproporción Por ejemplo, el coeficiente de H^+ y el Cl^- , debe ser el mismo, luego compensamos agregando en ambos miembros, 8 Cl^- y la ecuación queda:



- 5) Trasladar los coeficientes a la ecuación original:



Notar que los **8 Cl⁻**, agregados a la derecha, están incluidos : 2, en el KCl, y 6 en el CrCl₃. Y es finalmente, la ecuación balanceada.

Ejemplo 2.

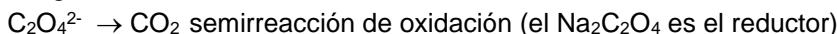
Balancear la siguiente ecuación redox que ocurre en medio ácido, empleando el método ION - ELECTRON.



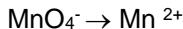
Solución:

- Elementos que cambiaron su número de oxidación:
 - El C, de +3 (en el $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$), a +4 (en el CO_2) : oxidación
 - Mn, de +7 (en el MnO_4^-), a +2 (en el Mn^{2+}) : reducción

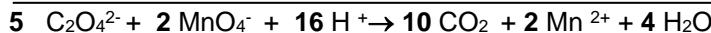
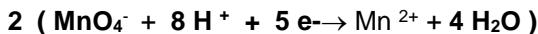
Luego:



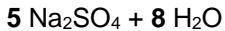
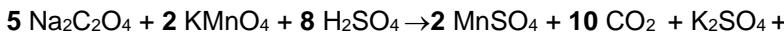
2) y 3) Balance de materia y de cargas:



4) Cancelación de e^- :



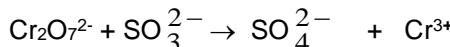
5) Trasladando coeficientes se halla la ecuación balanceada.



(*) Aunque en estos ejemplos se usaron ecuaciones moleculares, es muy común hacer el balance con ecuaciones iónicas, como en el caso siguiente.

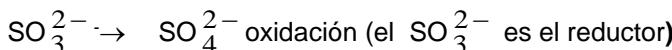
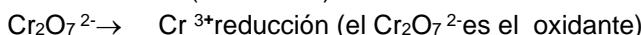
Ejemplo 3.

Balancear en medio ácido:

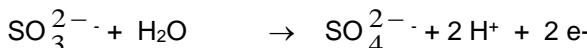
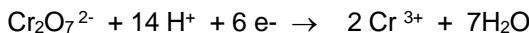


Solución:

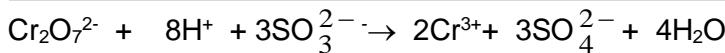
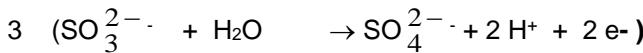
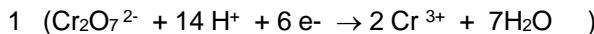
1) Separando las dos semirreacciones, por reducción del Cr ($+6 \rightarrow +3$) y oxidación de S ($+4 \rightarrow +6$).



2) y 3) . Balance de materia y cargas:



4) y 5) Cancelación de e - y obtención de ecuación final balanceada:



NOTA: Observe que en este tipo de ecuaciones, al inicio del balance, no se necesitan disociar posteriormente a las especies químicas, ni hacer al final del balance, compensación final de alguna de ellas, como en las reacciones redox moleculares.

B) Balance en Medio Básico Se siguen los mismos pasos usados para el balance en medio ácido, con la diferencia que en la ecuación iónica final, los iones H+, se eliminan agregándole OH⁻, para producir la reacción estequiométrica: x H⁺ + x OH⁻ → x H₂O

Ejemplo 1.

Balancear en medio básico:



Solución:

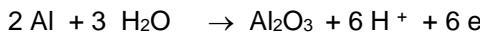
1) Elementos que cambian sus números de oxidación:

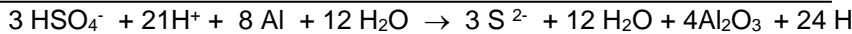
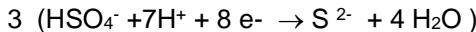
- el S, de +6 (en el HSO₄⁻), a -2 (en el S²⁻) : reducción
- el Al, de 0 (en el Al) , a +3 (en el Al₂O₃) : oxidación

HSO₄⁻ → S²⁻ reducción (el NaHSO₄ es el oxidante)

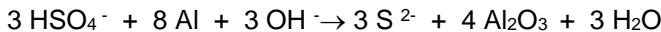
Al → Al₂O₃ oxidación (el Al es el reductor)

2) y 3) Balance materia y cargas

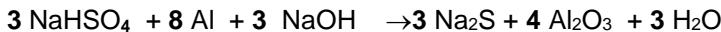


4) Cancelación de e-:


Como es básico: $\underline{\quad + 3 \text{OH}^- \rightarrow \quad + 3 \text{OH}^-}$



5) Trasladando coeficientes se halla la ecuación balanceada:

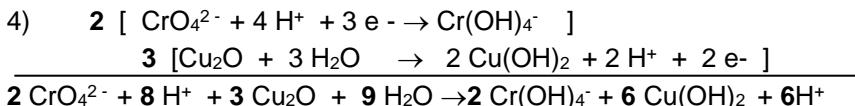
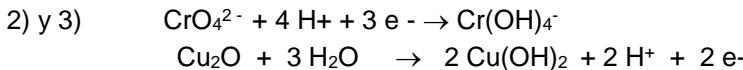

Ejemplo 2.

Balancear en medio básico:

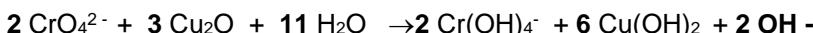

Solución:

Recordemos en una ecuación iónica, ya no es necesario disociar en iones, luego tendremos:

- 1) El Cr se reduce de +6 , en el CrO_4^{2-} , a +3 en el $\text{Cr}(\text{OH})_4^-$
 y el Cu, se oxida de +1 , en el Cu_2O , a +2, en el $\text{Cu}(\text{OH})_2$
 $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_4^-$ reducción (el CrO_4^{2-} , es el oxidante)
 $\text{Cu}_2\text{O} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$ oxidación (el Cu_2O es el reductor)

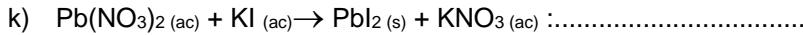
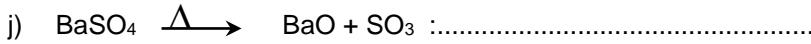
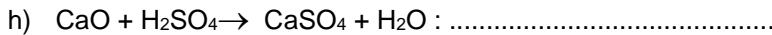
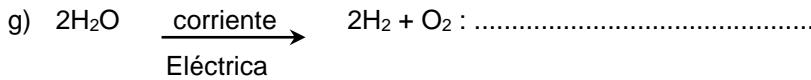
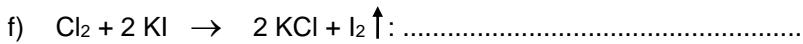
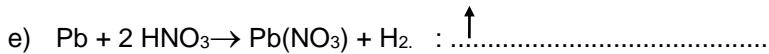
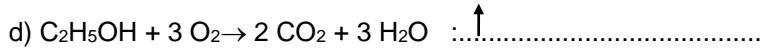
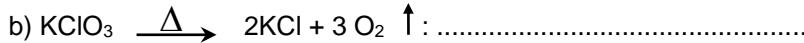


Por ser básico: $\underline{+ 2 \text{OH}^- \rightarrow + 2 \text{OH}^-}$

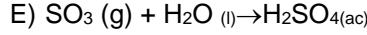
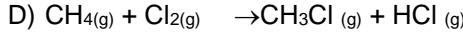
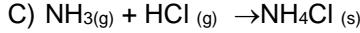
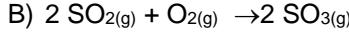
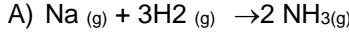


EVALUACIÓN

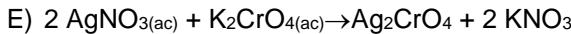
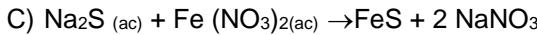
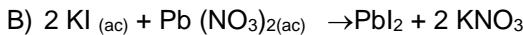
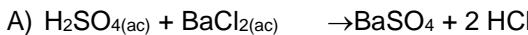
1. Indique el tipo de reacción química que se presenta:



2. La reacciones que no es de adición es.



3. Una de las siguientes reacciones no es de metátesis o doble descomposición.



4. Indicar lo incorrecto sobre reacciones químicas.

a) Los átomos que participan mantienen su identidad

b) Las sustancias reaccionantes pierden su identidad

c) Todos son procesos espontáneos

d) Ocurren ruptura y formación de enlaces químicos

e) Son fenómenos que permiten la transformación de sustancias

5. Indique la correspondencia de las siguientes reacciones

a) $\text{AB} \rightarrow \text{A} + \text{B}$ 1. Sustitución

b) $\text{A} + \text{BC} \rightarrow \text{AC} + \text{B}$ 2. Descomposición

c) $\text{AB} + \text{CD} \rightarrow \text{AD} + \text{BC}$ 3. Doble sustitución

A) a-1, b-3, c-2 B) a-3, b-2, c-1 C) a-3, b-2, c-2

D) a-2, b-1, c-3 E) a-3, b-1, c-3

6. Sobre las reacciones químicas indicar la proposición incorrecta

a) Siempre van acompañadas de cambios de energía

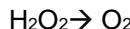
b) Ocurren a nivel del núcleo atómico

c) Puede ocurrir en forma espontánea o forzada

d) Generan cambios en las propiedades de las sustancias

e) Su ocurrencia se puede verificar mediante evidencias como cambio de color, formación de precipitados, etc.

7. En la siguiente semirreacción de reducción en medio básico



Se afirma:

- 1) El peróxido de hidrógeno es un agente oxidante
 - 2) Reaccionan 2 moles de OH^-
 - 3) Se obtienen 2 moles de oxígeno
 - 4) Se forman 2 moles de agua
 - 5) Se necesita un mol de OH^-
- A) 2 y 4 B) 2 y 3 C) 3 y 4 D) 2 y 3 E) 2 y 5
8. Balancear en medio ácido y determinar la relación
A.O./ A.R.; $\text{Fe}^{+2} + \text{MnO}_4^- \xrightarrow{\text{H}^+} \text{Fe}^{+3} + \text{Mn}^{2+}$
- A) 5 B) 1/5 C) 4 D) 1/4 E) 3
9. Balancear la ecuación Redox:
$$\text{Bi}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} + \text{NaClO} \rightarrow \text{NaBiO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$$

Determinar la sumatoria de los coeficientes de los reactantes y productos.
A) 9 B) 10 C) 11 D) 12 E) 13
10. Balancear la siguiente reacción en medio básico.



Determinar la relación molar entre el peróxido y el oxidrilo.

- A) 7/15 B) 7/14 C) 7/13 D) 7/16 E) 3/8

BIBLIOGRAFÍA

1. **LAFITTE**, Marc. **Curso de Química Inorgánica.** Edit. Alambra
Barcelona – España. 1997
2. **MANUEL TORRES**. Esteban. **Lo esencial sobre las reacciones químicas.** Madrid. 2004. 151 pp.
3. **BURNS. RALPH A.** Fundamentos de Química. Segunda Edición
Prentice – Hall Hispanoamericana S.A. México, 1996. 664 pp.
4. **HEIN ARENA.** Fundamentos de Química. 1ra. Edición. International
Thomson Editores S.A. México, 1997. 399 pp.
5. **REDMORE. FRED H.** Fundamentos de Química. 1ra. Edición.
Prentice – may Hispanoamericana S.A. México, 1981, 714 pp.
6. **CHANG. RAYMOND.** Química. 4ta. Edición. Mc Graw- Hill. México,
1992, 1064 pp.
7. **Memoria del IPEN – 1996.**

SEMANA Nº 08

ESTEQUIOMETRÍA

1. OBJETIVOS:

- 1.1 Aplicar conceptos estequiométricos en las diferentes relaciones cuantitativas de las sustancias involucradas en las reacciones químicas
- 1.2 Aplicar las leyes ponderales y volumétricas en el cálculo de la masa o volumen de los productos, a partir de dos o más reactantes usando las relaciones molares estequiométricas.
- 1.3 Deducir las relaciones masa/masa y masa/volumen de las ecuaciones individuales en una ecuación química
- 1.4 Calcular la cantidad de reactivo límitante necesario para obtener una cantidad real de productos dado el porcentaje de rendimiento de una reacción
- 1.5 Calcular el porcentaje de rendimiento de una reacción.
- 1.6 Calcular el volumen del producto o reactantes usando las relaciones molares estequiométricas.

2. CONTENIDO:

- 2.1 Unidades Químicas de Masas.
- 2.2 Composición Centesimal.
- 2.3 Fórmula Empírica y Fórmula Molecular.
- 2.4 Leyes Ponderales y Leyes Volumétricas.
- 2.5 Cálculos en reacciones químicas.
- 2.6 Reactivo Limitante. Rendimiento de una reacción.

3. DESARROLLO DEL CONTENIDO

INTRODUCCIÓN

La palabra estequiometría fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremias B. Richter para designar la ciencia que mide las proporciones según las cuales se deben combinar los elementos químicos. Richter fue uno de los primeros químicos que descubrió que las masas de los elementos y las cantidades en que se combinan se hallan en una relación constante. En la actualidad, el término estequiometría se utiliza relativo al estudio de la información cuantitativa que se deduce a partir de los símbolos y las fórmulas en las ecuaciones químicas.

Como ya hemos estudiado anteriormente una ecuación química es esencialmente una relación que muestra las cantidades relativas de reactivos y productos involucrados en una reacción química. Los cálculos estequiométricos son aquellos que se realizan para conocer con precisión la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, conocidas las cantidades de los reactivos o, por el contrario, las cantidades de reactivo que se han de utilizar para obtener una determinada cantidad de producto. La expresión “cantidad estequiométrica” indica la cantidad exacta que se necesita de una sustancia de acuerdo con una ecuación química.

En este capítulo estudiaremos los conceptos estequiométricos, así como las leyes ponderales y volumétricas que nos permitan determinar exactamente las cantidades de reactivos o productos que intervienen en una reacción química. Empezaremos estudiando algunas definiciones básicas.

DEFINICIÓN DE ESTEQUIOMETRÍA.

La Estequiometría es la parte de la química que se refiere a la determinación de las masas de combinación de las sustancias en una reacción química, hace referencia al número relativo de átomos de varios elementos encontrados en una sustancia química y a menudo resulta útil en la calificación de una reacción química, en otras palabras se puede definir como la **parte de la Química que trata sobre las relaciones las relaciones estequiométricas entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados que dependen directamente de las**

leyes ponderales y volumétricas y están determinadas primero por la ecuación (ajustada) de la reacción, la segunda etapa consiste en transformar en moles la información suministrada y en la tercera etapa se examinan las relaciones molares en la ecuación química para obtener la respuesta a la pregunta que haya sido formulada. En esta etapa hay que tener en cuenta si alguno de los reactivos es un reactivo limitante, que es aquel reactivo que está presente en la cantidad estequiométrica más pequeña de manera que determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener. No podemos empezar el estudio de la estequiometría propiamente dicha sin conocer antes algunas definiciones básicas como mol, masa molar, número de Avogadro, volumen molar, etc.

2.1 UNIDADES QUÍMICAS DE MASA

2.1.1 MOL.

Es uno de los conceptos más importantes en la Química. Su análisis y aplicación son básicas en la comprensión de otros temas. Es una parte fundamental del lenguaje de la Química. Cantidad de sustancia que contiene el mismo número de unidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc.) que el número de átomos presentes en 12 g de carbono -12. Cuando hablamos de un mol, hablamos de un número específico de materia. Por ejemplo si decimos una docena sabemos que son 12, una centena 100 y un mol equivale a 6.022×10^{23} . Este número se conoce como Número de Avogadro y es un número tan grande que es difícil imaginarlo.

Un mol de azufre, contiene el mismo número de átomos que un mol de plata, el mismo número de átomos que un mol de calcio, y el mismo número de átomos que un mol de cualquier otro elemento.

$$1 \text{ MOL de átomos de un elemento} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos}$$

Si tienes una docena de canicas de vidrio y una docena de pelotas de ping-pong, el número de canicas y pelotas es el mismo, pero ¿pesan lo mismo? NO. Así pasa con las moles de átomos, son el mismo número de átomos, pero la masa depende del elemento y está dada por la masa atómica del mismo.

Para cualquier ELEMENTO:

$$1 \text{ MOL} = 6.022 \times 10^{23} \text{ átomos} = \text{MASA ATÓMICA (gramos)}$$

Ejemplos:

Moles	Átomos	Gramos(Masa atómica)
1 mol de S	6.022×10 átomos de S	32.06 g de S
1 mol de Cu	6.022×10 átomos de Cu	63.55 g de Cu
1 mol de N	6.022×10 átomos de N	14.01 g de N
1 mol de Hg	6.022×10 átomos de Hg	200.59 g de Hg
2 moles de K	1.2044×10 átomos de K	78.20 g de K
0.5 moles de P	3.0110×10 átomos de P	15.485 g de P

El sistema internacional de unidades, lo define como la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas, iones y partículas elementales) como átomos hay en doce gramos de carbono - 12.

En la actualidad el valor aceptado es:

$$1 \text{ mol} = 6,022045 \times 10^{23} \text{ entidades elementales.}$$

El valor dado indica el número de entidades que hay en un mol de cualquier cantidad fundamental, y representa el NUMERO de AVOGADRO (N_A)

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Así por ejemplo:

- a) En un mol de fórmulas del compuesto dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) tenemos lo siguiente:

1 mol de $K_2Cr_2O_7$ = $6,022 \times 10^{23}$ fórmulas de $K_2Cr_2O_7$ contiene:

2 moles de átomos K	= $12,044 \times 10^{23}$	átomos de K	= $2 N_A$
2 moles de átomos Cr	= $12,044 \times 10^{23}$	átomos de Cr	= $2 N_A$
7 moles de átomos O	= $42,154 \times 10^{23}$	átomos de O	= $7 N_A$
2 moles de cationes K^+	= $12,044 \times 10^{23}$	K^+	= $2 N_A$
1 mol de aniones $Cr_2O_7^{2-}$	= $6,022 \times 10^{23}$	$Cr_2O_7^{2-}$	= $1 N_A$

b) En un mol de moléculas del compuesto amoniaco (NH_3) tenemos:

$$1 \text{ mol moléculas } NH_3 = 6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas } NH_3$$

$$3 \text{ moles de átomos H} = 18,066 \times 10^{23} \text{ átomos H} = 3 N_A$$

$$1 \text{ mol átomos N} = 6,022 \times 10^{23} \text{ átomos N} = 1 N_A$$

2.1.2 Unidad de Masa Atómica (UMA)

Es una unidad de masa que permite expresar la masa de la materia microscópica como átomos, moléculas, protones, neutrones, entre otros.

$$1 \text{ uma} = \frac{\text{Masa del isótopo C - 12}}{12}$$

Equivalencias:

$$1 \text{ uma} = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ kg} = 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

2.1.3 MASA ATÓMICA(MA)

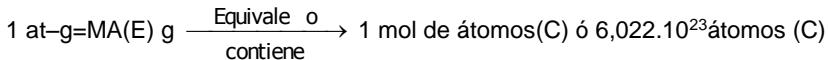
Es una propiedad de cada elemento, cuyo valor es el promedio ponderado de las masas de los isótopos naturales del elemento.

Algunos valores:

Elemento	H	C	N	O	Na	Mg	Al	P	Cl	Ca	Fe
MA (uma)	1	12	14	16	23	24	27	31	35,5	40	56

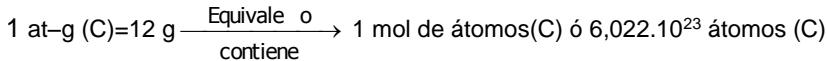
2.1.4 ÁTOMO GRAMO (at - g) o MOL DE ÁTOMOS

El átomo gramo es la masa de una mol de átomos ($6,022 \cdot 10^{23}$ átomos) de un elemento.

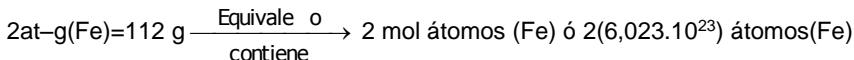
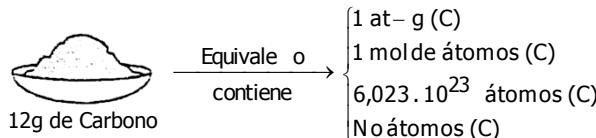


E: Elemento químico

Ejemplos:



Interpretando:



2.1.5 MASA MOLECULAR (MM)

Es la masa promedio de la molécula de una sustancia covalente, la cual se determina sumando las masas atómicas de los elementos que lo conforman multiplicadas por su respectivo número de átomos.

Ejemplos:

$$\text{H}_2\text{O} : \text{MM} = 2 \text{ MA(H)} + 1 \text{ MA(O)} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ uma}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : \text{MM} = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ uma}$$

$$\text{C}_6\text{H}_{12} \text{O}_6 : \text{MM} = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ uma}$$

$$\text{O}_2 : \text{MM} = 2 \cdot 16 = 32 \text{ uma}$$

Para los **compuestos iónicos** se determina la Masa Fórmula (MF)

$$\text{NaCl} : \text{MF} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 35,5 = 58,5 \text{ uma}$$

$$\text{CaCO}_3 : \text{MF} = 40 + 12 + 3,16 = 100 \text{ uma}$$

$$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 : \text{MF} = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 32 + 3 \cdot 4,16 = 342 \text{ uma}$$

$$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} : \text{MF} = 63,5 + 32 + 16 \cdot 4 + 5 \cdot 18 = 249,5 \text{ uma}$$

2.1.6 MOLÉCULA – GRAMO (mol – g) o MOL DE MOLÉCULAS (MASA MOLAR)

Una molécula-gramo es la masa de una mol de moléculas ($6,023 \cdot 10^{23}$ moléculas) de una sustancia.

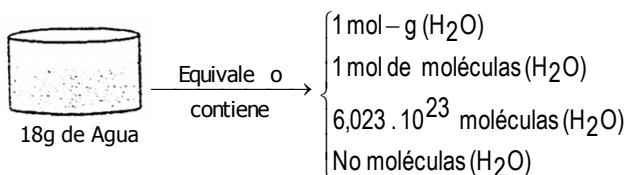
$$1 \text{ mol} - \text{g} (X) = \bar{M} (X)_g \xrightarrow[\text{contiene}]{\text{Equivale o}} 1 \text{ mol de moléculas (X)} \text{ ó } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas (X)}$$

X: Sustancia covalente (elemento o compuesto)

Ejemplos:

$$1 \text{ mol} - \text{g} (\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g} \xrightarrow[\text{contiene}]{\text{Equivale o}} 1 \text{ mol de moléculas (\text{H}_2\text{O})} \text{ ó } 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas (\text{H}_2\text{O})}$$

INTERPRETANDO:



$$2 \text{ mol} - \text{g} (\text{CO}_2) = 88 \text{ g} \xrightarrow[\text{contiene}]{\text{Equivale o}} 2 \text{ mol moléculas (\text{CO}_2)} \\ 2(6,023 \cdot 10^{23}) \text{ moléculas (\text{CO}_2)}$$

La masa molar de una sustancia., es numéricamente igual a la masa atómica (si se trata de un elemento) o a la masa de la fórmula (si se trata de un compuesto). Se expresa en g/mol y representa la masa de un mol de átomos, si se trata de un elemento; o la masa de un mol de fórmulas, si se trata de un compuesto. Así por ejemplo:

- 1)** Calcular la masa molar del $K_2Cr_2O_7$

Solución:

$$M(K_2Cr_2O_7) = 2(m.\text{mol K}) + 2(m.\text{ mol Cr}) + 7(m.\text{mol O})$$

$$M(K_2Cr_2O_7) = 2(39,1) + 2(52,0) + 7(16,0)$$

$$M(K_2Cr_2O_7) = 294,2 \text{ g/mol.}$$

- 2)** Si la masa atómica del sodio, se considera, 23 g/mol, ¿ cuál sería la masa de un átomo de sodio?

Solución:

De acuerdo a la definición de mol, la masa molar de un elemento, sería:

$$M = (\text{Masa promedio de un átomo})(N_A)$$

$$23,0 \text{ g/mol} = (m_{Na})(6,022 \times 10^{23} \text{ átomos de Na/mol})$$

$$\text{de donde, } m_{Na} = 3,82 \times 10^{-23} \text{ g/átomo}$$

2.1.7 NÚMERO DE MOLES DE SUSTANCIA (n): Es el número de átomos o de moléculas que hay en un átomo-gramo o en una molécula gramo de una sustancia. Significa, pues, un número determinado de átomos o moléculas.

Se determina de acuerdo a los datos que se tienen:

- a) Si se conoce el peso (w) de una sustancia, y cuya masa molar es M

$$n = \frac{W}{M}$$

n = número de moles

W = peso de la sustancia, en gramos [1]

M = masa molar de la sustancia

- b) Si se conoce el volumen, V , de un GAS, a condiciones normales:

$$n = \frac{V}{V_0}$$

V : en litros

[2]

Si las condiciones son diferentes a las normales, entonces se usa la ecuación de estado del gas ideal:

$$n = \frac{PV}{R.T}$$

[3]

Donde: P : atm; V : L ; R = 0,082 atm. L mol⁻¹ - K⁻¹; T : en K

- c) Si se conoce un número N, de entidades fundamentales:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

[4]

EJEMPLOS

1. ¿Cuántos moles existen en 20 g de aluminio?

Dato: $w_{Al} = 20$ g; $M(Al) = 27$ g/mol . Luego:

Solución:

$$n_{Al} = \frac{20\text{ g}}{27\text{ g mol}^{-1}} = 0,74\text{ mol}$$

2. ¿Qué cantidad de moles contienen 5 Kg de CINa (cloruro de sodio)?

(MM: CINa = 58.5 g/mol)

$$\begin{aligned} n &= \frac{w}{M} & n &= \frac{5000\text{ g}}{58.5\text{ g mol}^{-1}} \\ & & n &= 85.47 \text{ moles de C/Na} \end{aligned}$$

3. ¿Cuál es la masa de 4,50 moles de H₂SO₄ ?

DATO: $M(H_2SO_4) = 98$ g/mol ; $n = 4,50$ mol

Solución:

De la ecuación [1]:

$$w_{H_2SO_4} = n M(H_2SO_4)$$

$$w_{H_2SO_4} = (4,50 \text{ mol}) (98 \text{ g/mol})$$

$$w_{H_2SO_4} = 441 \text{ g}$$

4. El helio es un gas utilizado en la industria, en casos en la que se necesita operar a bajas temperaturas, en tanques para buceo y para inflar globos. ¿Cuántos moles de helio hay en 646 g de helio?

DATO: $M(He) = 4,003 \text{ g/mol}$

Solución:

También podemos resolverlo por relaciones de masa:

$$n_{He} = 646 \text{ g de He} \times \frac{1 \text{ mol de He}}{4,003 \text{ g de He}}$$

$$n_{He} = 161 \text{ mol de He}$$

5. La urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ se usa como fertilizante, como alimento para animales y en el proceso de fabricación de polímeros. ¿Cuántos átomos de hidrógeno están presentes en 30 g de urea?

DATO: $M(\text{NH}_2)_2\text{CO} = 60 \text{ g/mol}$

Solución:

$$n_{\text{urea}} = 30 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO} \times \frac{[4 \text{ g H}]}{[60 \text{ g } (\text{NH}_2)_2\text{CO}]} \times \frac{[6,022 \times 10^{23} \text{ átomos H}]}{[1 \text{ g H}]}$$

$$n_{\text{urea}} = 3,01 \times 10^{23} \text{ átomos H.}$$

6. Si los huesos de una persona pesan 10 kg y contiene 60% de fosfato de calcio, ¿cuántos kg de fósforo tiene esa persona?

Solución:

DATO: $M \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 310 \text{ g/mol}$, $M \text{ P} = 31 \text{ g/mol}$

De los 10 kg de huesos, el 60% es $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ entonces:

$$W \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2 = 60\% \text{ de } 10 \text{ kg} = 6 \text{ kg de Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

Ahora aplicando factores gravimétricos calculamos los kg de fósforo:

$$W \text{ fósforo} = 10 \text{ kg Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \times \frac{62 \text{ kg P}}{310 \text{ kg Ca}_3(\text{PO}_4)_2}$$

$$W \text{ fósforo} = 1,2 \text{ kg P.}$$

7. Si la velocidad de evaporación del agua es $19,07 \times 10^{22}$ moléculas/s. ¿Cuántos minutos tardará la evaporación de 2052 g de agua?

Solución:

DATO: M H₂O = 18 g/mol.

Podemos resolver el problema aplicando relaciones de masa en forma sencilla teniendo en cuenta que en 18 g H₂O existen 6.022×10^{23} moléculas de H₂O y que 1 minuto contiene 60 segundos:

$$t(\text{min}) = 2052 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{[6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas}]}{[18 \text{ g H}_2\text{O}]} \times \frac{[1 \text{ s}]}{[19,07 \times 10^{22} \text{ moléculas H}_2\text{O}]} \times \frac{[1 \text{ min}]}{[60 \text{ s}]}$$

$$t(\text{min}) = 6 \text{ minutos}$$

- 2.1.8 VOLUMEN MOLAR (V_o)** Es el volumen que ocupa 1 mol de una sustancia **gaseosa** a condiciones normales (1 atm de presión y 0° C de temperatura). El valor aceptado para los gases es:

$$\mathbf{V_o = 22,414 \text{ L/mol} = 22,4 \text{ L/mol}}$$

EJEMPLO:

1. ¿Cuántas moléculas de CO₂, existen en 3,0 g de CO₂ ?, y ¿qué volumen ocupa esta cantidad de gas, a condiciones normales?

DATO: M(CO₂) = 44 g/mol)

Solución:

Primeramente hallamos los moles de CO₂ , contenidos en 3,0 g,

$$n = \frac{3,0 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}}$$

$$n = 0,0068 \text{ mol}$$

- i) Usando la definición dada en [4], las moléculas de CO₂ serían:
 $N = n \cdot N_A = (0,068 \text{ mol}) (6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol})$
 $N = 4,09 \times 10^{22} \text{ moléculas}$

- ii) El volumen, V , a condiciones normales, se halla con la ecuación [2]:

$$V = n V_o$$

$$V = (0,068 \text{ mol})(22,4 \text{ L mol}^{-1})$$

$$V = 1,52 \text{ L}$$

2. ¿Qué volumen ocupan 30 gramos de gas nitrógeno, a condiciones normales?

$$V = n V_o$$

$$V = (30\text{g}/28\text{g.mol}^{-1})(22,4 \text{ L mol}^{-1})$$

$$V = 24 \text{ L}$$

2.2 LA COMPOSICIÓN PORCENTUAL Y LOS FACTORES GRAVIMÉTRICOS.

Si se conoce la fórmula de un compuesto, su composición química se puede expresar como porcentaje de masa de cada elemento en el compuesto.

Ejemplo 1 Calcular el porcentaje en masa del H_3PO_4

Solución:

Primero: calculamos la masa de 1 mol de H_3PO_4

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3 (\text{m.mol de H}) + 1 (\text{m.mol de P}) + 4 (\text{m.mol de O})$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 3(1,0) + 1(31,0) + 4(16,0)$$

$$M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ g/mol}$$

Luego su composición porcentual es:

$$\% \text{ H} = \frac{\text{masa de H}}{\text{masa del H}_3\text{PO}_4} \times 100 = \frac{3(1,0 \text{ g})}{98 \text{ g}} \times 100 = 3,06 \%$$

$$\% \text{ P} = \frac{\text{masa de P}}{\text{masa del H}_3\text{PO}_4} \times 100 = \frac{31 \text{ g}}{98 \text{ g}} \times 100 = 31,63 \%$$

$$\% \text{ O} = \frac{\text{masa de O}}{\text{masa del H}_3\text{PO}_4} \times 100 = \frac{4(16 \text{ g})}{98 \text{ g}} \times 100 = 65,31 \%$$

QUÍMICA

De acuerdo a la ley de las proporciones constantes, todas las muestras de H_3PO_4 tendrán esta misma composición y ello sirve para otros cálculos como los descritos a continuación.

Ejemplo 2 ¿Cuántos gramos de fósforo existen en 10,0 g de H_3PO_4 ?

Solución:

De acuerdo a lo calculado anteriormente:

$$\% \text{ P} = \frac{\text{masa de P}}{\text{masa del H}_3\text{PO}_4} \times 100 = 31,63 \%$$

Y en general:

$$\frac{w_P}{w_{\text{H}_3\text{PO}_4}} \times 100 = 31,63$$

Donde w_P , es el peso de fósforo contenido en cualquier peso de ácido fosfórico, $w_{\text{H}_3\text{PO}_4}$. Despejando y remplazando datos:

$$w_P = w_{\text{H}_3\text{PO}_4} [31,63/100] = 10,0 \text{ g} [0,3163] = 3,163 \text{ g de P}$$

Nótese que el término entre corchetes, es una relación de las masa molares del P y del H_3PO_4 y por tanto es una constante:

$$\frac{M(P)}{M(\text{H}_3\text{PO}_4)} = \frac{31,63}{100} = 0,3163$$

A estas relaciones de masa molares que sirven para interconvertir pesos de una sustancia contenida en otras, es lo que se conocen como **factores gravimétricos**

Ejemplo 3 Usando el factor gravimétrico conveniente determine el peso de Fe metálico contenido en 3,5 toneladas de Fe_3O_4

Solución:

$$W_{Fe} = W_{Fe_3O_4} \left[\frac{3M(Fe)}{M(Fe_3O_4)} \right]$$

$$W_{Fe} = 3,5 \text{ ton} \left[\frac{3(55,8)}{231,4} \right]$$

$$W_{Fe} = 2,53 \text{ ton}$$

Ejemplo 4 Se queman una muestra de tiosulfato de sodio, formándose 435 mg de SO₂, ¿cuál fue el peso de tiosulfato que se quemó ?

Solución:

$$\begin{array}{ll} W_{Na_2S_2O_3} = ? & M(Na_2S_2O_3) = 158 \text{ g/mol} \\ W_{SO_2} = 435 \text{ mg} & M(SO_2) = 64 \text{ g/mol} \end{array}$$

Como todo el azufre del tiosulfato se encuentra en forma de SO₂, entonces es solo cuestión de aplicar una combinación de factores gravimétricos, para determinar el peso de azufre en el dióxido y luego convertirlo a tiosulfato, según:

$$\begin{aligned} W_{Na_2S_2O_3} &= W_{SO_2} \times \frac{[M(S)]}{[M(SO_2)]} \times \frac{[M(Na_2S_2O_3)]}{2[M(S)]} \\ W_{Na_2S_2O_3} &= 435 \text{ mg SO}_2 \times \frac{[32 \text{ g/mol}]}{[64 \text{ g/mol}]} \times \frac{[158 \text{ g/mol}]}{[32 \text{ g/mol}]} \\ W_{Na_2S_2O_3} &= 537 \text{ mg} \end{aligned}$$

Ejemplo 5 Se ha calculado que durante la erupción de un volcán se emitieron alrededor de 4×10^5 toneladas de SO₂. Si todo el SO₂ se convirtiera en H₂SO₄, ¿cuántas toneladas de H₂SO₄ se produjeron?

Solución:

$$\begin{array}{ll} W_{H_2SO_4} = ? & M(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol} \\ W_{SO_2} = 4 \times 10^5 \text{ toneladas} & M(SO_2) = 64 \text{ g/mol} \end{array}$$

Como todo el SO₂, se convierte en H₂SO₄ entonces, aplicamos una combinación de factores gravimétricos, para determinar el peso de ácido sulfúrico según:

$$W_{H_2SO_4} = W_{SO_2} \times \frac{[M(H_2SO_4)]}{[M(SO_2)]}$$

$$W_{H_2SO_4} = 4 \times 10^5 \text{ toneladas } SO_2 \times \frac{[98 \text{ toneladas/mol}]}{[64 \text{ toneladas/mol}]}$$

$$W_{H_2SO_4} = 6 \times 10^5 \text{ toneladas } H_2SO_4$$

2.3 FORMULAS EMPIRICAS Y MOLECULARES

La mayoría de las sustancias son compuestos formados por combinaciones de átomos. La fórmula del agua, H₂O, indica que por cada dos átomos de hidrógeno está presente un átomo de oxígeno. La fórmula muestra así mismo que el agua es eléctricamente neutra, e indica también que (debido a que las masas atómicas son H = 1,01, O = 16,00) 2,02 unidades de masa de hidrógeno se combinan con 16,00 unidades de masa de oxígeno para producir 18,02 unidades de masa de agua. Puesto que las masas relativas permanecen constantes, las unidades de masa pueden ser expresadas en toneladas, kilogramos, libras o cualquier otra unidad siempre que la masa de todas las sustancias sea expresada en las mismas unidades.

En forma similar, la fórmula del dióxido de carbono es CO₂; la del octano, C₈H₁₈; la del oxígeno, O₂ y la de la cera de velas (parafina) CH₂. En cada caso, los subíndices muestran el número relativo de átomos de cada elemento en la sustancia. El CO₂ tiene 1 C por cada 2 O, y el CH₂ tiene 1 C por cada dos H.

Pero, ¿por qué escribir O₂ y C₈H₁₈ en lugar de escribir simplemente O y C₈H₁₈, que indican las mismas relaciones atómicas y de masas? Los experimentos demuestran que el oxígeno atmosférico no consiste en átomos individuales (O), sino en moléculas formadas por parejas de átomos (O₂); la relación entre el carbono y el hidrógeno en las moléculas de octano es de C₈ y H₁₈ y no otra combinación de átomos de carbono y de hidrógeno. Las fórmulas del oxígeno atmosférico y del octano son ejemplos de fórmulas moleculares. El agua está formada por moléculas de

H_2O , y el dióxido de carbono por moléculas de CO_2 . Por eso el H_2O y el CO_2 son **fórmulas moleculares**. Sin embargo, la cera de las velas (CH_2), por ejemplo, no está formada por moléculas que contienen un átomo de carbono y dos átomos de hidrógeno, sino que en realidad consiste en cadenas muy largas de átomos de carbono, en las cuales la mayoría de éstos están unidos a dos átomos de hidrógeno además de estar unidos a los dos átomos de carbono vecinos en la cadena. Estas fórmulas, que expresan la composición atómica relativa correcta, pero no la fórmula molecular, se llaman **fórmulas empíricas**.

Se puede decir que todas las fórmulas que son múltiplos de proporciones más simples, representan moléculas: las fórmulas H_2O_2 y C_2H_6 representan a los compuestos peróxido de hidrógeno y etano. Y a su vez puede decirse que las fórmulas que presentan relaciones atómicas simples son fórmulas empíricas, a menos que la evidencia muestre lo contrario. Por ejemplo, las fórmulas NaCl y Fe_2O_3 son empíricas; la primera representa al cloruro de sodio (sal común) y la última al óxido de hierro (orín), pero en esos compuestos no están presentes moléculas individuales de NaCl o Fe_2O_3 .

En conclusión la F.M. es la verdadera fórmula que representa a un compuesto, y la F.E. es la fórmula mínima o simplificada obtenida a partir de la F.M.

Sustancia	F.M.	F.E.	Tipo de Compuesto
Benceno	C_6H_6	CH	orgánico
Glucosa	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	CH_2O	orgánico
Ácido Sulfúrico	H_2SO_4	H_2SO_4	inorgánico
Agua	H_2O	H_2O	inorgánico

En la tabla anterior, se observa que por lo general para compuestos orgánicos la F.M y F.E son diferentes pero para compuestos inorgánicos la F.M. = F.E.

Ejemplo:

BENCENO

$$\begin{cases} \text{F.M.} = \text{C}_6\text{H}_6 \Rightarrow \bar{M}(\text{F.M.}) = 78 \text{ u.m.a} \\ \text{F.E.} = \text{CH} \Rightarrow \bar{M}(\text{F.E.}) = 13 \text{ u.m.a} \end{cases} \Rightarrow \frac{\text{F.M.}}{\text{F.E.}} = \frac{\bar{M}(\text{F.M.})}{\bar{M}(\text{F.E.})} = n$$

$$\therefore \boxed{\text{F.M.} = n \times \text{F.E.}}$$

Procedimiento para hallar la F.E.

1. A partir de la composición porcentual, se asume 100g y con ello se calcula la masa de cada componente.
- 2.- Hallar el número de moles de cada elemento constituyente.
- 3.- Dividir cada uno de los moles hallados, entre aquel que resultó el menor. Los cocientes hallados, si son enteros, representarán los subíndices de cada elemento en la fórmula empírica. Pero si no resultan enteros, se buscará un factor que lo consiga.
Para determinar la fórmula molecular se precisa de la masa molar del compuesto y así lograr el número correcto de átomos de cada elemento en el compuesto.

Ejemplo 1:

Se determinó por análisis que un compuesto contenía 88.8% de cobre y 11.2% de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica?

(P.A.: Cu = 63.5 ; O = 16)

BASE = 100 gr.

$$W_{\text{Cu}} = 88.8\% = 88.8 \text{ g.} \quad W_{\text{O}} = 11.2 \% = 11.2 \text{ g.}$$

Solución:

$$\boxed{\text{F.E.} = \text{Cu}_x\text{O}_y}$$

Primer paso:

$$X = \frac{W_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}}} = \frac{88.8 \text{ g.}}{63.5 \text{ g.}} = 1.39 = 1.40 \quad Y = \frac{W_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} = \frac{11.2 \text{ g.}}{16 \text{ g.}} = 0.7$$

Segundo paso: Dividir por el menor número de moles:

$$X = \frac{1.4}{0.7} = 2 \text{ Cu} \quad Y = \frac{0.7}{0.7} = 1 \text{ O}_2 \quad \text{F.E.} = \text{Cu}_2\text{O}$$

Ejemplo 2. 5,000 g de Pb metálico son quemados con exceso de oxígeno, formándose luego 5,515 g de un óxido de plomo. ¿Cuál será la fórmula empírica del óxido?

DATO: $M(Pb) = 207,2 \text{ g/mol}$

Solución:

El óxido tendrá la fórmula Pb_xO_y donde "x", "y" son los subíndices estequiométricos derivados de una la relación mínima entera.

$$1. \quad w_{Pb} = 5,000 \text{ g}$$

$$w_O = 5,515 - 5,000 = 0,515 \text{ g}$$

$$2. \quad n_{Pb} = (5,000 \text{ g}/207,2 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}) = 0,0241 \text{ (menor cociente)}$$

$$n_O = (0,515 \text{ g}/16 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}) = 0,0322$$

$$3. \quad x = 0,0241 / 0,0241 = 1 \quad X \quad 3 = 3$$

$$y = 0,0322 / 0,0241 = 1,336 \quad X \quad 3 = 4$$

Luego la fórmula empírica es: Pb_3O_4

Ejemplo 3. Un compuesto contiene solamente C, H y O. Cuando se queman completamente 228,40 mg de este compuesto, se obtienen 627,4 mg de CO_2 y 171,2 mg de H_2O

- Determine los pesos de C, H y O en la muestra
- Determine la fórmula empírica
- Determine la fórmula molecular, sabiendo que la masa molar del compuesto es 192 g/mol.

Solución:

El compuesto tendrá la fórmula general, $C_xH_yO_z$. Los pesos de C y de H , se deducen por factores gravimétricos a partir de las cantidades de CO_2 y H_2O , respectivamente

$$a) \quad w_C = W_{CO_2} [M(C)] = 627,4 \text{ mg} [\frac{12 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}}] = 171,1 \text{ mg de C}$$

$$w_H = W_{H_2O} [2 M(H)] = 71,2 \text{ mg} [\frac{2 (1 \text{ g/mol})}{18 \text{ g/mol}}] = 19,0 \text{ mg de H}$$

Y el peso de oxígeno:

$$w_O = W_{\text{comp}} - (w_C + w_H)$$

$$w_O = 228,4 - (171,1 + 19,0) = 38,3 \text{ mg}$$

b) Para la fórmula empírica seguimos los pasos del **Ejem. 2**

$$2. \quad n_C = (0,1711 \text{ g}/12 \text{ g-mol}^{-1}) = 0,0143$$

$$n_H = (0,019 \text{ g}/1 \text{ g-mol}^{-1}) = 0,0190$$

$$n_O = (0,0383 \text{ g}/16 \text{ g-mol}^{-1}) = 0,00239 \text{ (menor cociente)}$$

$$3. \quad x = 0,0143 / 0,00239 = 6$$

$$y = 0,0190 / 0,00239 = 8$$

$$z = 0,00239 / 0,00239 = 1$$

Luego la fórmula empírica es : **C₆H₈O**

c) Esta fórmula simple tiene una masa molar.

$$M(C_6H_8O) = 96 \text{ g/mol}$$

Pero como la masa molar del compuesto es 192 g/mol, se observa que esto equivale a dos veces la masa de la fórmula empírica; en consecuencia:

Fórmula Molecular = 2 (Fórmula Empírica)

Fórmula Molecular = 2 (C₆H₈O₁)

Fórmula Molecular = C₁₂H₁₆O₂

Ejemplo 4. La gasolina con plomo contiene un aditivo que funciona como “antidetonante”. El análisis de este aditivo mostró que contiene C, H y Pb. Cuando se quemaron 51, 36g de este compuesto, se produjeron 55,90 g de CO₂ y 28,61 g de H₂O. Determine la fórmula empírica del aditivo de la gasolina.

DATO: M(Pb) = 207,2 g/mol

Solución:

El compuesto tendrá la fórmula general, $C_x H_y Pb_z$. Los pesos de C y de H, se deducen por factores gravimétricos a partir de las cantidades de CO_2 y H_2O , respectivamente

$$a) w_C = W_{CO_2} \left[\frac{M(C)}{M(CO_2)} \right] = 55,90 \text{ g} \left[\frac{12 \text{ g/mol}}{44 \text{ g/mol}} \right] = 15,24 \text{ g de C}$$

$$w_H = W_{H_2O} \left[\frac{2M(H)}{M(H_2O)} \right] = 28,61 \text{ g} \left[\frac{2 \cdot 1 \text{ g/mol}}{18 \text{ g/mol}} \right] = 3,18 \text{ g de H}$$

$$W_{\text{muestra}} = 51,36 \text{ g}$$

$$W_{Pb} = W_{\text{muestra}} - (W_C + W_H)$$

$$W_O = 51,36 \text{ g} - (15,24 \text{ g} + 3,18 \text{ g}) = 32,94 \text{ g}$$

b) Para la fórmula empírica seguimos los pasos de los ejemplos anteriores.

$$2. n_C = (15,24 \text{ g}/12 \text{ g-mol}^{-1}) = 1,27$$

$$n_H = (3,18 \text{ g}/1 \text{ g-mol}^{-1}) = 3,18$$

$$n_{Pb} = (32,94 \text{ g}/207,2 \text{ g-mol}^{-1}) = 0,16 (\text{menor cociente})$$

$$3. x = 1,27 / 0,16 = 8$$

$$y = 3,18 / 0,16 = 20$$

$$z = 0,16 / 0,16 = 1$$

Luego la fórmula empírica es: $C_8H_{20}Pb$

EVALUACIÓN 1: FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR

1. Se analizan por combustión 29,00 g de un Hidrocarburo (formado sólo por hidrógeno y carbono), obteniéndose 88,00 g de CO₂ y 45,00 g de H₂O. Hallar:

- La Fórmula empírica.
- La composición porcentual
- Si 0,35 moles del compuesto equivalen a 20,30 g, determine su fórmula molecular.

Respuesta: a) C₂H₅ b) 82,76 % C y 17,24 % H c) C₄H₁₀

2. Al analizar 50 g de un compuesto formado por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno, se obtienen 106,02 g de CO₂, 27,11 g de agua y 8,40 g de N₂. Determine:

- La fórmula empírica
- Si la masa molar del compuesto es 166 g/mol, determine su fórmula molecular.

Respuesta: a) C₄H₅ON b) C₈H₁₀O₂N₂.

3. Deduce la fórmula de un compuesto si una muestra formada por 0,18 moles del mismo, contienen 1,08 moles de O, 2,18 moles de H y 6,5 1023 átomos de C.

Respuesta: C₆H₁₂O₆

4. Un compuesto orgánico gaseoso contiene: 24,25 % de C; 4,05 % de H y 71,7 % de Cl. Además 1 L de dicho gas, medido a 743 mm Hg y a 110°C, tiene una masa de 3,068 g. Calcular la fórmula molecular.

Respuesta: C₂H₄Cl₂

5. La composición centesimal de un compuesto es: 4,8 % de H, 57,1 % de C y 38,1 % de S. Si en 5 g del compuesto hay $1,8 \times 10^{22}$ moléculas. Hallar su fórmula molecular.

Respuesta: $\text{C}_8\text{H}_{18}\text{S}_2$

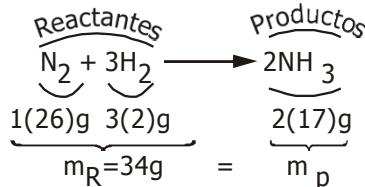
2.4 LEYES PONDERALES Y VOLUMETRICAS

2.4.1 LEYES PONDERALES

2.4.1.1 Ley de Conservación de la Masa (1789)

Descubierta por Antoine Lavoisier: ***la masa no se crea ni se destruye durante un cambio químico.*** La suma de las masas de reactivos es idéntica a las suma de masa de productos en un cambio químico. Fue el primero en colocar a la Química como una ciencia cuantitativa considerándosele el Padre de la Química Moderna.

Ejemplo:

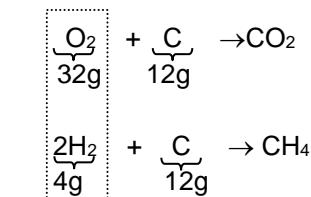


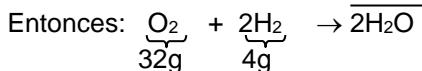
*** Masa estequiométrica**

Es igual al producto del coeficiente de la ecuación química balanceada por la masa molecular del compuesto.

2.4.1.2. Ley de las Proporciones Recíprocas (1792)

Jeremías Richter, estudiando las reacciones de neutralización, estableció que cuando dos sustancias diferentes se combinan independientemente con una tercera, estas se combinan entre sí, en las mismas proporciones como lo hicieron con la tercera sustancia.





Esto dió origen al concepto de **PESO EQUIVALENTE**:

Peso equivalente de un elemento es la cantidad delmismo que se combina con 8 g.de Oxígeno, o con 1.008 g. de Hidrógeno.

2.4.1.3 Ley de las Proporciones Definidas o de la Composición constante (1799)

Joseph-Louis Proust en la formación de un mismo compuesto, los elementos que lo forman siempre guardan la misma proporción en masa. dicho de otra manera, un compuesto siempre tiene la misma composición, cualquiera que sea su origen o método de preparación.

Una de las observaciones fundamentales de la química moderna hecha por Joseph Proust, la ley de las proporciones constantes, dice que en un compuesto, los elementos que lo conforman se combinan en proporciones de masa definidas y características del compuesto, por lo que también se conoce como la ley de las proporciones definidas y es el fundamento para los cálculos de reactivos limitantes y el uso de factores gravimétricos. Ésta se considera una ley química fundamental.

Por ejemplo, el agua es un compuesto puro, conformado por átomos de hidrógeno y oxígeno. En cualquier muestra de agua pura, siempre habrán dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, y la proporción de masa entre ambos elementos siempre será 88,81% de oxígeno y 11,20% de hidrógeno.

Ejemplo:

El amoniaco es un compuesto formado por nitrógeno e hidrógeno, al analizar varias muestras de este compuesto se obtuvieron valores de composición en masa.

MUESTRAS	MASA DEL NITROGENO EN GRAMOS	MASA DEL HIDROGENO EN GRAMOS	MASA DE NITROGENO/ MASA DE HIDROGENO
1	4.11	0.88	$4.11/0.88 = 4.67$
2	10.70	2.29	$10.70/2.29 = 4.67$
3	18.94	4.05	$18.94/4.05 = 4.67$
4	29.15	6.24	$29.15/6.24 = 4.67$
5	35.00	7.50	$35.00/7.50 = 4.67$

2.4.1.4. Ley de las Proporciones Múltiple (1808)

John Dalton afirmó que cuando dos elementos se combinan para originar diferentes compuestos, dada una cantidad fija de uno de ellos, las diferentes cantidades del otro se combinan con dicha cantidad fija para dar como producto los compuestos, están en relación de números enteros sencillos. Es una de las leyes estequiométricas básicas

Es decir, que cuando dos elementos A y B forman más de un compuesto, las cantidades de A que se combinan en estos compuestos, con una cantidad fija de B, están en relación de números enteros sencillos.

Esta fue la última de las leyes ponderales en postularse. Dalton trabajó en un fenómeno del que Proust no se había percatado, y es el hecho de que existen algunos elementos que pueden relacionarse entre sí en distintas proporciones para formar distintos compuestos.

Ejemplo:

COMPUESTOS	RELACION DE COMBINACION EN GRAMOS		CANTIDAD DE OXIGENO QUE SE COMBINA CON UN GRAMO DE NITROGENO	RELACION EN MASA ENTRE LOS OXIGENOS POR CADA GRAMO DE NITROGENO
	N	O		
OXIDO DE NITROGENO (I) : N ₂ O	28	16	0.5714	1
OXIDO DE NITROGENO (II) NO	14	16	1.1428	2
TRIOXIDO DE DINITROGENO: N ₂ O ₅	28	48	1.7142	3
DIOXIDO DE NITROGENO: NO ₂	14	32	2.2857	4
PENTOXIDO DE DINITROGENO: N ₂ O ₅	28	80	2.2857	5

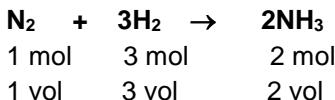
2.4.2 LEYES VOLUMÉTRICAS

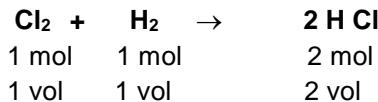
Son aquellas que nos permiten relacionar los volúmenes de las sustancias gaseosas que participan en una reacción; siempre y cuando se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperatura.

2.4.2.1 Ley de los Volúmenes de Combinación (1809)

2.4.2.2 Ley de relaciones constantes: Fue enunciada en 1808 por el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac. “En toda reacción en fase gaseosa; si todas las sustancias se encuentran a las mismas condiciones de presión y temperaturas se cumple que las relaciones molares son iguales a las relaciones volumétricas”.

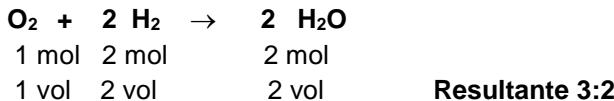
Ejemplo 1:



Ejemplo 2:

Regulan los volúmenes de los cuerpos que reaccionan con los productos.

2.4.2.3 Ley de relaciones sencillas: “Existe una relación sencilla entre los volúmenes de los gases reaccionantes y la suma de estos con el volumen o volúmenes resultantes”



2.4.2.4 Ley de relaciones proporcionales: “Los volúmenes de dos o más gases que reaccionan con el mismo volumen de un tercer gas, son los mismos volúmenes a sus múltiplos los que reaccionan entre sí, en caso de reaccionar”

3 volúmenes de Cl_2 se combinan con 1 volumen de N_2 : $\text{N}_2 + 3 \text{ Cl}_2 \rightarrow 2 \text{ N Cl}_3$
También $1 \text{ vol} \quad 3 \text{ vol} \quad 2 \text{ vol}$

3 volúmenes de H_2 se combinan con 1 volumen de N_2 : $\text{N}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 2 \text{ N H}_3$
Luego $1 \text{ vol} \quad 3 \text{ vol} \quad 2 \text{ vol}$

3 volúmenes de Cl_2 se combinan con 3 volúmenes de H_2 : $3 \text{ Cl}_2 + 3 \text{ H}_2 \rightarrow 6 \text{ N Cl}_3$
 $3 \text{ vol} \quad 3 \text{ vol} \quad 6 \text{ vol}$

Hipótesis de Avogadro.

Amadeo Avogadro, explicó la ley de los volúmenes de combinación, partiendo de su conocida hipótesis: **volúmenes iguales de todos los gases a la misma presión y temperatura , contienen el mismo número de moléculas.** Por definiciones conocidas, sabemos que

con el número de moléculas se puede hallar el número de moles. En consecuencia: volúmenes iguales de gases a las mismas condiciones, contienen el mismo número de moles.

Ejemplo 1.

El fósforo (P) forma dos compuestos con el cloro (Cl), de donde:

1,94 g de P se combinan con 5,82 g de Cl.

0,42 g de P se combinan con 3,78 g de Cl.

¿ Cuál es la relación de las masas de combinación del cloro ?

Solución:

Por aplicación de LEY DE DALTON, se necesita calcular las masas de Cloro (Cl) que se combinan una masa fija de Fósforo (P).

Base de cálculo: 1,0 gramo de Fósforo (P)

PRIMER COMPUESTO:

$$\frac{1,94 \text{ g P}}{5,82 \text{ g Cl}} = \frac{1,0 \text{ g P}}{X \text{ g Cl}}$$

$$X = \frac{5,82 \text{ g Cl} \times 1,0 \text{ g P}}{1,94 \text{ g P}} = 3 \text{ g Cl}$$

SEGUNDO COMPUESTO:

$$\frac{0,42 \text{ g P}}{3,78 \text{ g Cl}} = \frac{1,0 \text{ g P}}{Y \text{ g Cl}}$$

$$Y = \frac{3,78 \text{ g Cl} \times 1,0 \text{ g P}}{0,42 \text{ g P}} = 9 \text{ g Cl}$$

RELACION DE MASAS:

$$\frac{\text{Masa de Cloro en el primer compuesto}}{\text{Masa de Cloro en el segundo compuesto}} = \frac{3}{3} = 1.$$

Ejemplo N° 2.

Calcule la masa en gramos de yodo (I_2) que reaccionará completamente con 19,15 gramos de aluminio (Al).

Solución:

Paso 1: Formar la ecuación química balanceada::



Luego usando factores gravimétricos

$$W_{I_2} = 19,15 \text{ g Al} \times \frac{1 \text{ mol Al}}{27 \text{ g Al}} \times \frac{3 \text{ mol } I_2}{2 \text{ mol Al}} \times \frac{253,8 \text{ g } I_2}{1 \text{ mol } I_2}$$

$$W_{I_2} = 275 \text{ g}$$

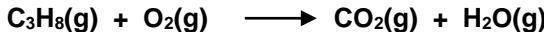
2.5 CALCULOS EN REACCIONES QUIMICAS

2.5.1 ESTEQUIOMETRÍA DE REACCIONES

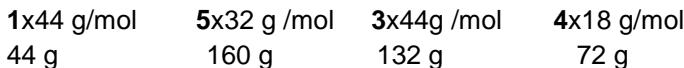
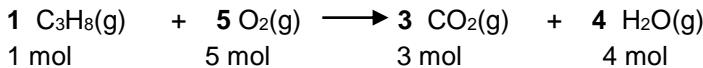
Uno de los aspectos más importantes e interesantes de la química es el estudio de las reacciones químicas. Sabemos que mediante las reacciones químicas se pueden producir compuestos nuevos y útiles a partir de otros, como por ejemplo nuevos medicamentos, explosivos, colorantes, plásticos, catalizadores, etc.

La estequiometría es el estudio de las relaciones cuantitativas (de cantidades) entre los reactivos y productos de una ecuación química, y se basa en la ecuación balanceada.

A modo de ilustración, observemos una reacción familiar que es la combustión del “gas” doméstico (propano). Como sabemos al encender la hornilla de una cocina a gas se produce la reacción entre el “gas” y el oxígeno presente en el aire y se produce el dióxido de carbono y vapor de agua. Este proceso se representa mediante la siguiente ecuación:



Si hacemos el balance de materia a ambos lados de la ecuación, nos da la ecuación balanceada originando las siguientes relaciones de masa:



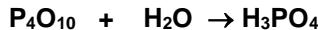
9.11.1.1

Dado una sustancia del sistema de reacción, hallar las otras

Todos los cálculos son más sencillos cuando se trabajan en moles, pues basta usar los coeficientes estequiométricos para realizar cualquier análisis. Y antes de iniciar una determinación cerciorarse de que la ecuación química esté perfectamente balanceada.

Ejemplo Nº 1.

Determine el número de gramos de H₃PO₄ que pueden obtenerse de 100 gramos de P₄O₁₀, según la siguiente ecuación:



DATOS: M(H) = 1 , M(P) = 31, M(O) =16 g/mol

Solución:

Siempre debe observarse si la ecuación está correctamente balanceada, antes de realizar cualquier cálculo:



Luego, hallamos los moles, en 100 g de P_4O_{10}

$$n \text{ P}_4\text{O}_{10} = 100 \text{ g P}_4\text{O}_{10} \frac{[1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}]}{[284 \text{ g P}_4\text{O}_{10}]}$$

$$n \text{ P}_4\text{O}_{10} = 0,352 \text{ mol de P}_4\text{O}_{10}$$

seguidamente. calculamos el H_3PO_4 , de acuerdo a la estequiometría:

$$n \text{ H}_3\text{PO}_4 = 0,352 \text{ mol P}_4\text{O}_{10} \frac{[4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4]}{[1 \text{ mol P}_4\text{O}_{10}]}$$

$$n \text{ H}_3\text{PO}_4 = 1,408 \text{ moles}$$

que transformados a masa, serían:

$$W_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 1,408 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \times \frac{[98 \text{ g H}_3\text{PO}_4]}{[1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4]}$$

$$W_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 138 \text{ g de H}_3\text{PO}_4$$

2.6 REACTIVO LIMITANTE

Dados dos o más reactivos en proporciones no estequiométricas, hallar la cantidad máxima de producto: El Reactivo Limitante.

Por lo general, los reactivos que intervienen en una ecuación química no se encuentran en las cantidades estequiométricas exactas es decir en las proporciones que indica la ecuación balanceada, es común encontrar que uno se consume primero y parte del otro se recupera al final de la reacción .

El reactivo que se consume primero en una reacción recibe el nombre de **reactivo limitante** ya que la máxima cantidad de producto que se forma depende de la cantidad de este reactivo que había originalmente. Cuando este reactivo se consume no se puede formar más producto.

Los **reactivos en exceso** son los reactivos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con el reactivo limitante

Definición de Reactivo Limitante (R. L.): Es aquel reactivo que se encuentra en menor cantidad estequiométrica con respecto a los otros reactivos. El R. L. se emplea para, determinar las cantidades de reactivos y productos que se involucran en una reacción que procede con un 100 % de rendimiento.

El camino más sencillo para identificar el R. L. se basa en los pasos siguientes:

- a) Tener las cantidades de los reactivos en las mismas unidades. En caso de que las cantidades de reactivos sean dadas en diferentes unidades, se conviertes todas amoles.
- b) Se realizan los cálculos para determinar las cantidades estequiométricas de cada reactivo con base en los datos proporcionados.
- c) El reactivo limitante es aquel que se encuentra en menor cantidad estequiométrica.

Veamos una analogía ilustrativa, de los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso: en una fábrica ensambladora de bicicletas, tomando como reactivo timones y ruedas como producto la bicicleta:



Si se tienen 15 timones y 34 ruedas, resulta obvio que sólo se podrán ensamblar 15 bicicletas (y sobrarán 4 ruedas). En este caso el “reactivo limitante” es el timón y el que está en exceso es la rueda.

Otro ejemplo puede ser la relación entre los hombres y las mujeres en un baile de gala. Si hay catorce hombres y sólo nueve mujeres, sólo se podrán completar nueve parejas hombre/mujer. Cinco hombres se

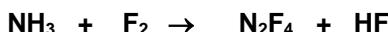
quedarían sin pareja. Así, el número de mujeres limita el número de hombres que podrían bailar y hay un exceso de hombres. Ahora ilustraremos con ejemplos prácticos en la que se aprecia las definición de reactivo limitante y reactivo en exceso con cálculos sencillos estequiométricos.

Ejemplo Nº 1.

¿Cuántos gramos de N_2F_4 pueden prepararse teóricamente, a partir de 51 g de NH_3 y 152 g de F_2 ?

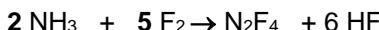
$$M(\text{N}) = 14; M(\text{H}) = 1; M(\text{F}) = 19 \text{ g/mol.}$$

La ecuación química para la reacción es:



Solución:

Paso 1. balancear la ecuación química:



Paso 2. convertir la masa dada, a moles.

$$n_{\text{NH}_3} = 51 \text{ g } \text{NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol } \text{NH}_3}{17 \text{ g } \text{NH}_3} = 3 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$n_{\text{F}_2} = 152 \text{ g } \text{F}_2 \times \frac{1 \text{ mol } \text{F}_2}{38 \text{ g } \text{F}_2} = 4 \text{ mol } \text{F}_2$$

Paso 3. Dividir cada uno de los moles hallados, entre su respectivo coeficiente estequiométrico y aquel que resulta el menor, ese será el **reactivo limitante** y servirá de base para todo el cálculo estequiométrico

$$\text{Para el } \text{NH}_3 : \frac{3 \text{ moles}}{2} = 1,5$$

$$\text{Para el } \text{F}_2 : \frac{4 \text{ moles}}{5} = 0,8 \leftarrow \text{el menor, luego el } \text{F}_2 \text{ es el reactivo limitante}$$

Así, los 4 moles de F₂, serán ahora, la base para todo el cálculo estequiométrico:

$$n_{N_2F_4} = 4 \text{ mol } F_2 [1 N_2F_4] = 0,80 \text{ mol de } N_2F_4$$

[5 F₂]

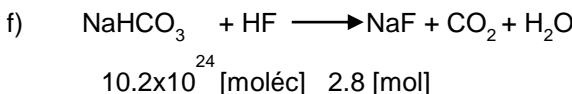
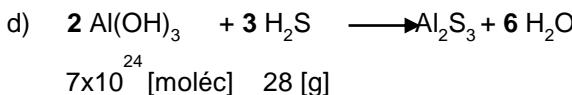
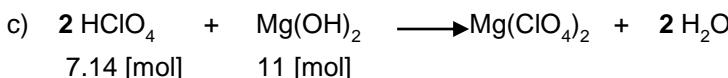
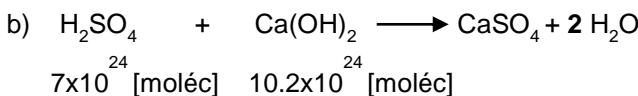
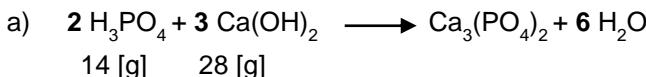
Y, en masa:

$$w_{N_2F_4} = 0,80 \text{ mol (104 g/mol)} = 83,2 \text{ g de } N_2F_4$$

Teóricamente se obtendrían 83,2 g de N₂F₄ que vendría a ser el rendimiento teórico

Ejercicios:

Determine cuál es el reactivo limitante para las siguientes reacciones en las cuales las cantidades de reactivo se dan abajo de cada compuesto:



$$14 \text{ [g]} \quad 7.21 \times 10^{23} \text{ [moléc]}$$

Rendimiento de una reacción química (% R)

Todos los cálculos de las cantidades de productos obtenidos por estequiometría son teóricos (**Rendimiento Teórico**). En la práctica esas cantidades suelen ser menores, debido a la conversión incompleta de los reactivos, condiciones inadecuadas de reacción, pérdida de reactivos y/o productos, etc. Y a la cantidad real de producto que se obtiene, se llama **Rendimiento Real o Práctico**, de modo que el **porcentaje de rendimiento** de una reacción (% R) se define como:

$$(\%) R = \frac{\text{Rendimiento Real de producto}}{\text{Rendimiento Teórico de producto}} \times 100$$

El intervalo de rendimiento está en el rango de 1 a 100%, los químicos tienen como objetivo mejorar el rendimiento de un determinado proceso para reducir costos de producción por ejemplo.

Ejemplo 1.

Con los datos del ejemplo anterior calcular el porcentaje de rendimiento, si en realidad se obtienen solamente 62,4 g de N₂F₄. Observar que el rendimiento teórico fue de 83,2 g

Solución:

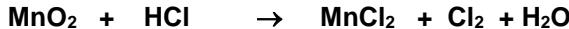
$$(\%) R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%) R = \frac{62,4 \text{ g}}{83,2 \text{ g}} \times 100$$

$$(\%) R = 75 \%$$

Ejemplo 2.

Considere la siguiente ecuación no balanceada:



Si reaccionan 74,3 g de MnO_2 y 48,2 g de HCl, a) ¿cuántos gramos de MnO_2 pueden producirse teóricamente?. b) si en realidad sólo se obtienen 32,64 g de MnCl_2 ¿cuál es % de rendimiento de la reacción?

DATOS : $M(O) = 16$; $M(H) = 1$; $M(Cl) = 35,5$; $M(Mn) = 54,9$ g/mol.

Solución:

Paso 1. balancear la ecuación química:



Paso 2. convertir la masa de los reactivos a moles.

$$n \text{ MnO}_2 = 74,7 \text{ g MnO}_2 \times \frac{1 \text{ mol MnO}_2}{86,9 \text{ g MnO}_2} = 0,86 \text{ mol MnO}_2$$

$$n \text{ HCl} = 48,2 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,32 \text{ mol HCl}$$

Paso 3. Hallamos el **reactivo limitante**, dividiendo los moles hallados entre sus respectivos coeficientes estequiométricos, para determinar el menor cociente, el cual identificará al limitante:

$$\text{MnO}_2 : 0,86 / 1 = 0,86$$

$$\text{HCl} : 1,32 / 4 = 0,33 \leftarrow \text{menor cociente. El HCl es el limitante}$$

Paso 4. La cantidad teórica de MnCl_2 , se calcula en base al HCl, usando las relaciones molares estequiométricas de ambos

$$n \text{ MnCl}_2 = 1,32 \text{ mol HCl} \times \frac{[1 \text{ mol MnCl}_2]}{[4 \text{ mol HCl}]}$$

$$n \text{ MnCl}_2 = 0,33 \text{ mol MnCl}_2$$

En masa:

$$W_{\text{MnCl}_2} = 0,33 \text{ mol MnCl}_2 \times \frac{[126,9 \text{ g MnCl}_2]}{[1 \text{ mol MnCl}_2]}$$

$$W_{\text{MnCl}_2} = 41,55 \text{ g de MnCl}_2 \text{ (Rendimiento Teórico)}$$

Paso 5: Puesto que se conoce la cantidad real obtenida de $MnCl_2$ que fue de 32,64 g, entonces el rendimiento de la reacción será :

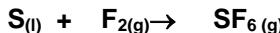
$$(\%)R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%)R = \frac{32,64 \text{ g}}{41,55 \text{ g}} \times 100$$

$$(\%)R = 78,6 \%$$

Ejemplo 3.

Si se agrega 4 moles de S a 20 moles de F_2 según la siguiente ecuación no balanceada:

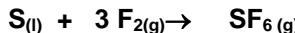


- a) ¿Cuál es el reactivo limitante?
- b) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso no reaccionan?
- c) ¿Cuál es el rendimiento teórico de la reacción?
- d) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si en realidad sólo se obtienen 2 moles de SF_6 ?

DATOS : $M(S) = 32 \text{ g/mol}$; $M(F) = 19 \text{ g/mol}$.

Solución:

Paso 1. Balancear la ecuación química:



Paso 2. Hallamos el **reactivo limitante**, dividiendo los moles hallados entre sus respectivos coeficientes estequiométricos, para determinar el menor cociente, el cual identificará al limitante:

S : $4 / 1 = 4 \leftarrow$ menor cociente. El S es el limitante

F_2 : $20 / 3 = 6,67$

Paso 3. Calculamos la cantidad de moles de F₂ que reaccionan con el reactivo limitante S:

$$n \text{ S que reaccionan} = 4 \text{ mol S} \times \frac{[3 \text{ mol F}_2]}{[1 \text{ mol S}]} = 12 \text{ mol F}_2$$

Paso 4. Calculamos la cantidad de moles de F₂ que no reacciona (exceso) por diferencia entre los moles iniciales de F₂ y los moles de F₂ que reaccionaron con el S:

$$\begin{aligned} n \text{ F}_2 \text{ que no reaccionan} &= n \text{ F}_2 \text{ iniciales} - n \text{ F}_2 \text{ que reaccionan} \\ n \text{ F}_2 \text{ que no reaccionan} &= 20 \text{ mol F}_2 - 12 \text{ mol F}_2 = 8 \text{ mol F}_2 \end{aligned}$$

Paso 5: Hallamos el rendimiento teórico de producto (SF₆) a partir del reactivo limitante (S):

$$n \text{ SF}_6 \text{ teórico} = 4 \text{ mol S} \times \frac{[1 \text{ mol SF}_6]}{[1 \text{ mol S}]} = 4 \text{ mol SF}_6$$

n SF₆ teórico = 4 mol SF₆ (Rendimiento Teórico)

Paso 6: Calculamos el rendimiento de la reacción a partir del teórico obtenido y la cantidad real de producto (SF₆) según dato del problema:

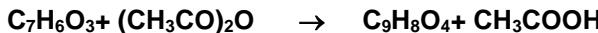
$$(\%) R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%) R = \frac{2 \text{ mol}}{4 \text{ mol}} \times 100$$

$$(\%) R = 50\%$$

Ejemplo 4.

Al hacer reaccionar una muestra de 200 g de ácido salicílico con suficiente anhídrido acético se obtiene 220 g de ácido acetil salicílico (Aspirina) de acuerdo a:

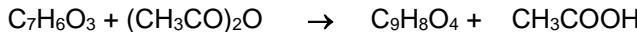


¿Cuál es el rendimiento de la aspirina en la reacción?

DATOS: $M(C_7H_6O_3) = 138 \text{ g/mol}$;
 $M(C_9H_8O_4) = 180 \text{ g/mol}$.

Solución:

Paso 1. La ecuación química está balanceada:



Paso 2. Hallamos el rendimiento teórico de la aspirina a partir del ácido acetil salicílico:

$$W_{C_9H_8O_4} = W_{C_7H_6O_3} \times \frac{[M_{C_9H_8O_4}]}{[M_{C_7H_6O_3}]}$$

$$W_{C_9H_8O_4} = 200 \text{ g } C_7H_6O_3 \times \frac{[180 \text{ g/mol } C_9H_8O_4]}{[138 \text{ g/mol } C_9H_8O_4]}$$

$$W_{C_9H_8O_4} = 260,87 \text{ g (Rendimiento Teórico)}$$

Paso 3. Calculamos el rendimiento de la aspirina a partir del teórico que acabamos de hallar y el real que es dato del problema.

$$(\%)R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%)R = \frac{220 \text{ g}}{260,87 \text{ g}} \times 100$$

$$(\%)R = 84,3\%$$

Ejemplo 5.

La urea se prepara a partir de:

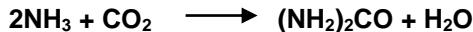


Si reaccionan 20 moles de amoníaco con 20 moles de anhídrido carbónico, ¿cuál es el rendimiento de la reacción si se producen 480g de urea?

DATOS: $M(NH_3)_2CO = 60 \text{ g/mol}$

Solución:

Paso 1. La ecuación química ya está balanceada:



Paso 2. Hallamos el **reactivo limitante**, dividiendo los moles entre sus respectivos coeficientes estequiométricos:

$NH_3 : 20 / 2 = 10 \leftarrow$ menor cociente. El NH_3 es el limitante

$CO_2 : 20 / 1 = 20$

Paso 3. Calculamos el rendimiento teórico de urea a partir de nuestro reactivo limitante:

$$n(NH_3)_2CO \text{ teórico} = 20 \text{ mol } NH_3 \times \frac{1 \text{ mol } (NH_3)_2CO}{2 \text{ mol } NH_3}$$

$n(NH_3)_2CO \text{ teórico} = 10 \text{ mol } (NH_3)_2CO$ (Rendimiento Teórico)

Paso 4. Calculamos el rendimiento de urea a partir del teórico convirtiendo primero los moles a gramos de rendimiento teórico:

$$W \text{ urea} = 10 \text{ mol } (NH_3)_2CO \times \frac{60 \text{ g } (NH_3)_2CO}{1 \text{ mol } (NH_3)_2CO}$$

$W \text{ urea} = 600 \text{ g } (NH_3)_2CO$ (Rendimiento Teórico)

$$(\%)R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%)R = \frac{480 \text{ g}}{600 \text{ g}} \times 100$$

$$(\%)R = 80\%$$

Ejemplo 6

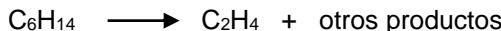
El etileno (C_2H_4) se puede preparar haciendo calentar hexano (C_6H_{14}) a $800^{\circ}C$:



Si el rendimiento de la producción de etileno es 42,5%. ¿Qué masa en kilogramos de hexano se debe utilizar para producir 481g de etileno?

Solución:

Paso 1. A partir del rendimiento de la reacción y el rendimiento real de etileno, calculamos el rendimiento teórico del mismo:



$$(\%)R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$42,5 = \frac{481 \text{ g}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

Rendimiento Teórico = 1131, 76 g de C_2H_4

Paso 2. Por relaciones de masa a partir del rendimiento teórico del C_2H_4 calculamos la cantidad de hexano:

$$W C_6H_{14} = W C_2H_4 \times \frac{[M C_6H_{14}]}{[M C_2H_4]}$$

$$W C_6H_{14} = 1131, 76 \text{ g } C_2H_4 \times \frac{[86 \text{ g/mol } C_6H_{14}]}{[28 \text{ g/mol } C_2H_4]}$$

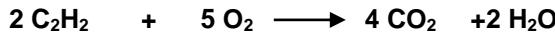
$$W C_6H_{14} = 3476,12 \text{ g (Rendimiento Teórico)}$$

Convirtiendo la masa a kilogramos:

$$W C_6H_{14} = 3,5 \text{ kg (Rendimiento Teórico)}$$

Ejemplo 7

¿Cuántos litros de oxígeno a TPE se necesitan para la combustión completa de 20 litros de gas acetileno, C_2H_2 ?

Solución:**Paso 1.** Escribimos la ecuación balanceada:

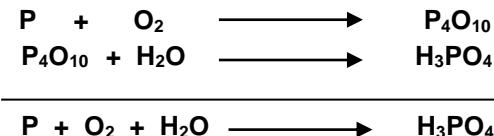
Paso 2. Teniendo en cuenta que el acetileno y oxígeno se encuentran a la misma presión y temperatura, aplicamos la Ley de Avogadro que nos dice, que sus volúmenes están relacionados con los coeficientes de la ecuación balanceada. A partir de esta información podemos calcular los litros de oxígeno que reaccionan con acetileno:

$$V_{\text{oxígeno}} = 20 \text{ L C}_2\text{H}_2 \times \frac{5 \text{ L O}_2}{2 \text{ L C}_2\text{H}_2}$$

$$V_{\text{oxígeno}} = 50 \text{ L de O}_2$$

Ejemplo 8

El ácido fosfórico se puede sintetizar a partir de fósforo, oxígeno y agua de acuerdo a las siguientes reacciones:



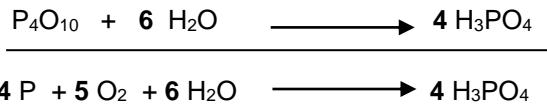
Si se usan 20 g de fósforo, 30 g de oxígeno y 15 g de agua, ¿cuál es la masa de ácido fosfórico producido en kilogramos?

DATOS: $\mathbf{M(P)} = 31 \text{ g/mol}$;

$\mathbf{M(O)} = 16 \text{ g/mol}$.

$\mathbf{M(H)} = 1 \text{ g/mol}$.

Solución:**Paso 1.** Escribimos la ecuación balanceada:



Paso 2. Convertir la masa de los reactivos a moles.

$$\text{NP} = 20 \text{ g P} \times \frac{1 \text{ mol P}}{31 \text{ g P}} = 0,645 \text{ mol P}$$

$$n \text{ O}_2 = 30 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 0,938 \text{ mol O}_2$$

$$n \text{ H}_2\text{O} = 15 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 0,83 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Paso 3. Dividir cada uno de los moles hallados, entre su respectivo coeficiente estequiométrico y aquel que resulta el menor, ese será el **reactivo limitante** y servirá de base para todo el cálculo estequiométrico:

$$\text{Para el P : } \frac{0,645 \text{ moles}}{4} = 0,16$$

$$\text{Para el O}_2 : \frac{0,938 \text{ moles}}{5} = 0,18$$

$$\text{Para el H}_2\text{O: } \frac{0,83 \text{ moles}}{6} = 0,14 \leftarrow \text{el menor, luego es el reactivo limitante}$$

Paso 3. Así, los 15 g de H₂O (reactivo limitante), serán ahora, la base para todo el cálculo del H₃PO₄ producido:

$$W_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 15 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{[1 \text{ mol H}_2\text{O}]}{[18 \text{ g H}_2\text{O}]} \times \frac{[4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4]}{[6 \text{ mol H}_2\text{O}]} \times \frac{[98 \text{ g H}_3\text{PO}_4]}{[1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4]}$$

$$W_{H_3PO_4} = 54,4 \text{ g } H_3PO_4$$

Convirtiendo a kilogramos:

$$W_{H_3PO_4} = 0,0544 \text{ kg } H_3PO_4$$

Ejemplo 9

La nitroglicerina es un explosivo cuya descomposición la podemos representar por:

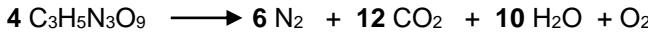


a) ¿Cuál es la máxima cantidad de oxígeno en gramos que se obtendrá a partir de 200 g de nitroglicerina?

b) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción si se producen 6,55 g de oxígeno?

Solución:

Paso 1. Por relaciones estequiométricas calculamos los gramos de oxígeno producidos (rendimiento teórico) a partir de los 200 g de nitroglicerina:



$$W_{O_2} = 200 \text{ g } C_3H_5N_3O_9 \times \frac{[1 \text{ mol } C_3H_5N_3O_9]}{[227 \text{ g } C_3H_5N_3O_9]} \times \frac{[1 \text{ mol } O_2]}{[4 \text{ mol } C_3H_5N_3O_9]} \\ \times \frac{[32 \text{ g } O_2]}{[1 \text{ mol } O_2]}$$

$$W_{O_2} = 7,05 \text{ g de } O_2 \text{ (rendimiento teórico)}$$

Paso 2. Calculamos el rendimiento de la reacción a partir del rendimiento teórico y el rendimiento real de oxígeno según el ítem b del problema (6,55 g de oxígeno)

$$(\%) R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%)R = \frac{6,55 \text{ g}}{7,05 \text{ g}} \times 100$$

$$(\%)R = 93 \%$$

Ejemplo 10

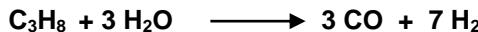
En la industria el hidrógeno gaseoso se prepara por la reacción del propano gaseoso con vapor a 400°C. Los productos son monóxido de carbono e hidrógeno gaseoso.

a) Escriba la ecuación balanceada.

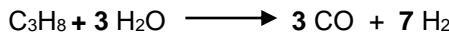
b) ¿Cuál es el rendimiento de la reacción a partir de 2,84 toneladas de propano si se producen 0,5 toneladas de gas hidrógeno?

Solución:

Paso 1. Por el enunciado del problema los reactante son propano y vapor, mientras que los productos, monóxido de carbono e hidrógeno. Ahora escribamos la ecuación balanceada:



Paso 2. Por relaciones estequiométricas calculamos las toneladas de hidrógeno producidas (rendimiento teórico) a partir de los 2,84 toneladas de propano:



$$W_{\text{H}_2} = 2,84 \text{ ton C}_3\text{H}_8 \times \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44 \text{ ton C}_3\text{H}_8} \times \frac{7 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} \times \frac{2 \text{ ton H}_2}{1 \text{ mol H}_2}$$

$$W_{\text{H}_2} = 0,9 \text{ ton H}_2 \text{ (rendimiento teórico)}$$

Paso 3. Calculamos el rendimiento de la reacción a partir del rendimiento teórico y el rendimiento real de hidrógeno que es 0,5 toneladas según el enunciado del problema.

$$(\%)R = \frac{\text{Rendimiento Real}}{\text{Rendimiento Teórico}} \times 100$$

$$(\%)R = \frac{0,5 \text{ ton}}{0,9 \text{ ton}} \times 100$$

$$(\%)R = 55,56 \%$$

Ejemplo 11

Una de las reacciones que se lleva a cabo en el alto horno en el cuál el mineral de hierro se convierte en hierro fundido es:



Suponga que se obtienen $1,64 \times 10^3$ kg de Fe a partir de una muestra de $2,62 \times 10^3$ kg de Fe_2O_3 . Suponiendo que la reacción es completa, ¿cuál es el porcentaje de Fe_2O_3 en la muestra original?

Solución:

Paso 1. Por relaciones estequiométricas calculamos los kilogramos de Fe_2O_3 producidos (rendimiento teórico) a partir de los $1,64 \times 10^3$ kg de Fe según la ecuación balanceada:



$$\begin{aligned} W \text{ Fe}_2\text{O}_3 &= 1,64 \times 10^3 \text{ kg de Fe} \times \frac{[1 \text{ mol Fe}]}{[56 \text{ kg Fe}]} \times \frac{[1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3]}{[2 \text{ mol Fe}]} \\ &\quad \times \frac{[160 \text{ kg Fe}_2\text{O}_3]}{[1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3]} \end{aligned}$$

$$W \text{ Fe}_2\text{O}_3 = 2,34 \times 10^3 \text{ kg de Fe}_2\text{O}_3 \text{ (rendimiento teórico)}$$

Paso 2. A partir del Fe_2O_3 y la muestra original, calculamos el porcentaje del óxido en la muestra original:

$$\% \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ en muestra original} = \frac{W \text{ del } \text{Fe}_2\text{O}_3}{W \text{ muestra original}} \times 100$$

$$\% \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ en muestra original} = \frac{2,34 \times 10^3 \text{ kg}}{2,62 \times 10^3 \text{ kg}} \times 100$$

$$\% \text{ Fe}_2\text{O}_3 \text{ en muestra original} = 89,31 \%$$

Este porcentaje del Fe_2O_3 en la muestra nos indica que por cada 100 kg de muestra se encuentran contenidos 89,31 kg de Fe_2O_3

EVALUACION

1. En una muestra de hidróxido férrico se tiene $3,61 \times 10^{24}$ átomos de oxígeno. El peso de dicha muestra en gramos es.
(P.A.: Fe = 56)
A) 500 B) 214 C) 204 D) 150 E) 100

2. La masa en gramos de Hidrógeno en 12.0 gramos de amoniaco es.
A) 2.12 B) 3.6 C) 2.25 D) 4.7 E) 3.85

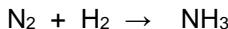
3. El corindón, un mineral de Al_2O_3 , contiene 30% de aluminio. El porcentaje de Al_2O_3 en el corindón es.
A) 56,7% B) 46,7% C) 28,8% D) 38,9% E) 45%

4. 5,75 gramos de un compuesto puro está formado por 3 gramos de carbono, 0,57 gramos de hidrógeno y el resto de oxígeno. Si la masa molar del compuesto es 132 g/mol El número de átomos en una molécula del compuesto es:
A) 12 B) 27 C) 21 D) 22 E) 15

5. Los litros de oxígeno a condiciones normales que se producirán a partir de 5 moles de KClO_3 son.
La reacción sin balancear es la siguiente:
$$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$$

A) 242 B) 112 C) 128 D) 168 E) 52

6. En la reacción:



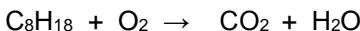
Si se combinan 30 moles de cada reactante, El porcentaje de rendimiento de la reacción si se forman solamente 170 gramos de producto es.

- A) 50 B) 60 C) 70 D) 80 E) 90

7. Los huesos de un ave pesan 310 g y contienen 60% de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Los moles de calcio contenidos en esta cantidad de huesos del ave, es.

- A) 8 B) 18 C) 10 D) 1,8 E) 0,8

8. Cuando se mezclan 0,5 moles de C_8H_{18} , un componente de la gasolina, con 256 gramos de oxígeno, según la reacción:



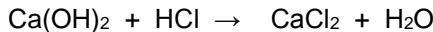
El número de moles de CO_2 que se producen cuando se complete la reacción es.

- A) 0,4 B) 16,0 C) 8,00 D) 4,00 E) 2,00

9. El análisis de un compuesto indica 50 % de azufre y 50 % de oxígeno. Su fórmula molecular si su masa molar es 64 g/mol, es.

- A) SO B) SO_2 C) SO_3 D) SO_4 E) S_2O_3

10. Si 44,4 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ reaccionan con 21,9 g de HCl obteniéndose 33,3 g de CaCl_2 según la siguiente ecuación:



Entonces podemos afirmar:

1. El reactivo limitante es el HCl.
2. Sobra la mitad de reactivo excedente.
3. El rendimiento porcentual es 0,3 %

Son ciertas:

- A) 1 y 2 B) 2 y 3 C) 1 y 3 D) Sólo 1 E) Sólo 2

BIBLIOGRAFÍA

1. **CABALLERO H**, Agustín. *Cómo resolver problemas de estequiometría*. Editorial Filarias. 2006. pp. 132.
2. **BURNS, RALPH A.**; “Fundamentos de Química”, Prentice-Hall Hispanoamericana, S.A. 2da. Ed., Cap 6, México, 1996.
3. **CHANG, RAYMOND.**; “Química”. Cap 3; México, 1999.
4. **PETRUCCI, R. y HARWOOD, W.**; “Química General”, Prentice Hall Iberia S.R.L.; Cap 4; Madrid, 1999.
5. **MOORE, J.W.; KOTZ, J.C.; STANITSKI, J.L.; et.al.** “El Mundo de la Química. Conceptos y Aplicaciones” ; Pearson Educación; Cap 3, México, 2000.
6. **A. GARRITZ y J.A. Chamizo** “Química” Addisson – Wesley Iberoamericana 1994.
7. **MULLER; ARA BLESA, Antonio**. Fundamentos de estequiometría. Editorial Acribia, S.A. 1965. pp. 345

SEMANA 9

SOLUCIONES

OBJETIVOS:

- Identificar el soluto y solvente en una solución binaria.
- Interpretar el valor de la solubilidad.
- Aplicar las unidades físicas y químicas de concentración en la solución de ejercicios.
- Realizar cálculos de dilución y mezcla de soluciones.
- Resolver la autoevaluación exitosamente

CONTENIDO:

- Solución y componentes de una solución
- Tipos de soluciones
- Unidades físicas de concentración
- Unidades químicas de concentración
- Dilución de una solución
- Mezcla de soluciones con el mismo soluto
- Neutralización ácido base

INTRODUCCIÓN

Todos estamos en contacto diario con las soluciones químicas (jugos, refrescos, café, agua de río, agua de mar, etc.). Y las plantas también, cuando sus raíces contactan la solución del suelo.

Cuando se introduce un poquito de azúcar dentro de un vaso lleno de agua, se observa que la azúcar desaparece sin dejar rastro de su presencia en el agua. Lo primero que se piensa es que hubo una combinación química, es decir, que las dos sustancias reaccionaron químicamente, lo que significa que hubo un reacomodo entre sus átomos.

Sin embargo, simplemente sucedió que ambas sustancias se unieron físicamente y formaron una mezcla homogénea o solución.

Un ejemplo claro de solución es el agua salada, que contiene agua y sal. Tales sustancias se encuentran mezcladas o revueltas homogéneamente, de tal forma que no se puede distinguir una de la otra, y sin embargo no existe algún enlace químico entre ambas; simplemente el agua disolvió a la sal de mesa, por lo cual se dice que las *mezclas* pueden fraccionarse o separarse en sus distintos componentes por métodos físicos.

Los sistemas **materiales homogéneos** se definen como aquellos que en todos sus puntos tienen igual composición, estructura y comportamiento, o bien, que sus **propiedades intrínsecas** (como densidad, punto de fusión, calor específico, etc.) son idénticas en cualquiera de sus partes y no se observe ninguna superficie límite definida entre distintas porciones del sistema. Por lo general, en un sistema homogéneo, el tamaño de las partículas constituyentes son inferiores al orden de los 10 Å.

En este capítulo se presenta los componentes, tipos de soluciones; así como las unidades físicas y químicas de concentración; dilución de soluciones, mezcla de soluciones del mismo soluto con la finalidad que el lector pueda hacer un uso rígido del lenguaje químico, así como aplicar conceptos de soluciones en ejercicios diversos.

10.1. DEFINICIÓN DE SOLUCIÓN

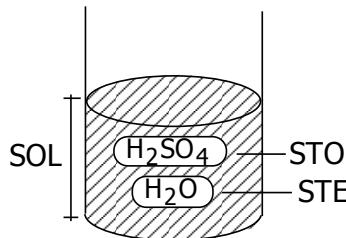
Una **solución** o **disolución** es un sistema químico homogéneo (**sistema monofásico**), en donde cualquier parte elemental de su volumen (su parte mínima) posee una composición química y propiedades idénticas. Resulta de mezclar dos o más sustancias en proporciones variables.

10.2. COMPONENTES DE UNA SOLUCIÓN:

- a) El **solvente** o **disolvente**, que generalmente es el componente mayoritario o el más inocuo. Es el que determina el estado de la materia en la que existe una disolución; así por ejemplo al disolver unos gramos de úrea (sólido), en agua (líquido), la solución producida conserva el estado líquido del agua que en este caso actúa como el solvente.
- b) El **soluto**, sustancia que se disuelve en el solvente. En una solución pueden existir uno o más solutos, así como también podrían existir uno o más solventes. En cualquiera de los casos, la masa total de la solución estará dada, entonces, por la sumatoria de las masa de todos sus componentes

En una disolución el soluto da el nombre a la solución

Ejemplo: En una solución de ácido sulfúrico



$$m_{SOL} = m_{STO} + m_{STE}$$

$$V_{SOL} = V_{STO} + V_{STE}$$

10.3 TIPOS DE SOLUCIONES

- a) **Por el estado físico** en que existen, puede ser: gaseosas, líquidas y sólidas. En cualquiera de ellas, el estado físico de la disolución es la misma que la del solvente. En la Tabla 10.1, se pueden observar algunas de ellas

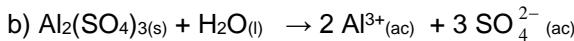
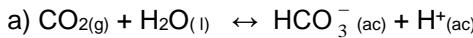
Tabla 10.1 Tipos de soluciones por el estado físico del solvente

SOLUCIÓN	SOLUTO	SOLVENTE	EJEMPLOS
Gaseosa	Sólido	Gas	Naftalina ($C_{10}H_8$) en aire; I_2 en aire
	Líquido	Gas	Aire húmedo, gasolina en aire
	Gas	Gas	Aire: $N_2 + O_2$; gas natural: $CH_4 + C_2H_6 +$
Líquida	Sólido	Líquido	Agua de mar: $NaCl + H_2O$
	Líquido	Líquido	Vinagre: $H_2O + CH_3COOH$ (ác, acético)
	Gas	Líquido	Agua gaseosa: $H_2O + CO_2 +$ azúcar + saborizantes + colorantes
Sólida	Sólido	Sólido	aleación (latón : Cu y Zn)
	Líquido	Sólido	Amalgama (Hg y metal)
	Gas	Sólido	Oclusión del H_2 (H_2 en Pd)

El subíndice (ac o aq), significa “acuoso” o disuelto en agua. En adelante, obviaremos este subíndice, ya que se supone que todos los iones que escribiremos se encuentran disueltos en agua.

b) Por la conductividad eléctrica.

Soluciones iónicas o electrolíticas. Las soluciones acuosas que contienen un soluto que por su naturaleza química, se disocia en iones; éstas tiene vital importancia en el estudio de la Electroquímica, que veremos en el siguiente capítulo. Como ejemplo de este tipo de disoluciones tenemos:



Soluciones moleculares. El soluto no se ha disociado en iones, pero está disperso debido al proceso de solvatación, no son conductoras de la corriente eléctrica.

Ejemplos.

Soluciones de: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{ac})$; $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{ac})$; $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{ac})$

c) **Por la cantidad de soluto disuelto.**

- a. **Solución diluida o insaturada.** Es aquella en la que existe mucho menos soluto y mucho más solvente. Ejemplo: El agua oxigenada
- b. **Solución concentrada.** Es aquella cuya cantidad de soluto es mayor que la del solvente. Ejemplo: El ácido muriático
- c. **Solución saturada.** Es aquella que contiene la máxima cantidad de soluto que el solvente puede diluir o deshacer, por lo tanto, cualquier cantidad de soluto que se añada no se disolverá; la solución sigue teniendo menos soluto y más solvente.
- d. **Solución sobresaturada.** Las cantidades extras de soluto agregadas a la solución saturada ya no se disuelven, por lo que se dirigen hacia el fondo del recipiente (precipitado). Hay exceso de soluto, pero siempre hay más solvente. Es un sistema inestable.

10.4. PROPIEDADES DE LAS SOLUCIONES:

- Se constituyen en una sola fase por ser sistemas homogéneos.
- No ocurre reacción química del soluto con el solvente.
- Las partículas que conforman el soluto (iones, átomos o moléculas) tienen un diámetro aproximado menor a 10 Å
- Su composición puede ser variable.
- No presentan el **Efecto Tyndall** (no reflejan ni dispersan la luz)
- Pasan a través del papel de filtro y membranas como el papel de pergamino.
- El soluto se disuelve adoptando, de acuerdo a su naturaleza química, formas moleculares o disociándose en iones.

- Pueden ser coloreadas o no; generalmente transparentes.
- El soluto permanece constantemente disuelto y no precipita al dejar en reposo.
- El soluto y el solvente, pueden separarse por medios físicos como la evaporación, destilación, etc.

10.5. SOLUBILIDAD: SOLUCIÓN SATURADA

Se denomina **solubilidad**, a la propiedad intensiva que determina la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en una cantidad específica de solvente, a una temperatura y presión definidas.

Se expresa, generalmente en **gramos de soluto** que se disuelven en cada **100 g de solvente** a 20° C y 1 atm.

$$S^{T(^\circ C)} = m_{\text{máx(sto)}} / 100 \text{ g(sto)}$$

Bajo estas circunstancias se dice que una solución se encuentra **"saturada"** y cualquier exceso de soluto que se agregue a la solución, éste permanecerá sin disolverse, precipitándose dicho exceso.

Por ejemplo:

1. La solubilidad de NH₄Cl es de 37,2 g de NH₄Cl/100 g H₂O, a 20°C.
2. Para el AgNO₃, es de 215,4 g AgNO₃/100 g H₂O
3. En cambio la del CO₂ es sólo de 0,145 g CO₂/100 g H₂O , a 1 atm y 25 °C

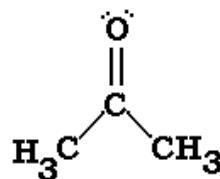
Una solución que contenga menos de la cantidad de soluto necesario para la saturación, se llama **insaturada**.

9.5.1 Factores que afectan la solubilidad:

El grado en que una sustancia se disuelve en otra depende de la naturaleza tanto del soluto como del disolvente; y también de la temperatura y especialmente en el caso de los gases de la presión.

a) Interacciones soluto-disolvente

Se refieren a las fuerzas intermoleculares que se originan debido a la naturaleza química del disolvente y del soluto. Los líquidos polares suelen disolverse fácilmente en disolventes polares. Por ejemplo la acetona, una *sustancia polar*, cuya fórmula estructural se muestra a la derecha, se mezcla en todas proporciones con el agua, que es también una *sustancia polar*. Los líquidos que se mezclan en todas proporciones se les denomina **miscibles** y los líquidos que no se mezclan se les llama **inmiscibles**. Por otro lado, el agua y el benceno –una sustancia *no polar*–, por ejemplo, son inmiscibles. En cambio, el benceno es totalmente miscible en tolueno, el cual también es una sustancia no polar. Puesto que se trata de sustancias no polares las fuerzas que interactúan son de *dispersión*, mientras que entre moléculas polares, son del tipo *dipolo-dipolo*. Una generalización muy usual para la solubilidad es que “***lo semejante disuelve a lo semejante***”



Las interacciones de puentes de hidrógeno entre el soluto y el disolvente pueden aumentar mucho la solubilidad, como en el caso de la glucosa sólida, en agua, o del gas HF, también en agua.

b) Efecto de la temperatura

En la mayor parte de *soltos sólidos en agua*, la solubilidad se incrementa al aumentar la temperatura de la solución. Así por ejemplo, la solubilidad de NH₄Cl que es 37,2 g NH₄Cl/100 g H₂O a 20°C, se incrementa hasta 55 g NH₄Cl/100 g H₂O, cuando la temperatura sube a 60 °C.

Existen sales que excepcionalmente, su solubilidad disminuye al aumentar la temperatura; tal es el caso del sulfato de litio, cuya solubilidad a 20 °C es de 34,5 g/100 g H₂O, mientras que a 60 °C, disminuye a 32 g/100 g H₂O.

En el caso de *gases en agua*, la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura. Así por ejemplo, Cl₂(g) a una presión parcial de 10 mm Hg, presenta las siguientes solubilidades:

A 20 °C es de 0,575 g/L;
A 90 °C desciende a 0,431 g/L

c) Efecto de la presión

Los cambios de presión ordinarios no tienen mayor efecto en la solubilidad de los líquidos y de sólidos.

La solubilidad de gases es directamente proporcional a la presión.

Como ejemplo imagina que se abre una botella de una bebida carbonatada, el líquido burbujeante puede derramarse del recipiente. Las bebidas carbonatadas se embotellan bajo una presión que es un poco mayor de una atmósfera, lo que hace aumentar la solubilidad del CO₂ gaseoso. Una vez que se abre el recipiente, la presión desciende de inmediato hasta la presión atmosférica y disminuye la solubilidad del gas. Al escapar burbujas de gas de la solución, parte del líquido puede derramarse del recipiente. *El peso de un gas que se disuelve en una cantidad dada de líquido es directamente proporcional a la presión que ejerce el gas cuando se encuentra en equilibrio con la disolución.* Esta es la **Ley de Henry**, la cual no se cumple estrictamente a presiones muy elevadas ni cuando el gas reacciona con el disolvente líquido, como en el caso del HCl (g) o el NH₃ (g), en agua.

Ejemplo 1:

25 g de sal X se pone en 40 cm³ de agua a 20°C. Después del proceso de disolución, 15 g de X permanece sin disolver en la parte inferior del tanque. Hallar la solubilidad de X a 20 °C en 100 g de agua.

Solución:

25-15=10 g se disuelve en 40 cm³ de agua.

40 cm³ agua disuelve 10 g

100 cm³ agua disuelve x

$$x = 25 \text{ g de sal X}$$

Respuesta.- Solubilidad de X en 100 g de agua a 20 °C es 25g/100 cm³

9.6 UNIDADES DE CONCENTRACION.

Antes, de estudiar las unidades de concentración, es importante diferenciar los términos: **sóluto**, **solvente** y **solución**

- * Si conocemos a: w_i = peso del sóluto “*i*” [en g]
- y también: w_s = peso del solvente “*s*” [en g]
- v_i = volumen del sóluto “*i*” [en mL]
- v_s = volumen del solvente “*s*” [en mL]

Entonces podemos calcular el peso de la solución, **W**, como:

$$W = w_i + w_s \quad [\text{en g}]$$

* Y, si conocemos la densidad de la solución: ρ [en g/mL] entonces podemos calcular el volumen, **V**, de la solución [en mL] al usar la relación:

$$V = \frac{W}{\rho}$$

* Además, el número de moles de sóluto, n_i , estaría dado por:

$$n_i = w_i / M_i$$

Donde M_i es la masa molar del sóluto “*i*”

La concentración de las soluciones se expresa en función de la cantidad de *sóluto* contenida en una masa específica o en un volumen de *solución*, o también, como la cantidad de sóluto disuelto en una masa o en un volumen de *solvente*

10.6.1 Unidades Físicas de Concentración:

10.6.1.1 Porcentaje en peso (%) p/p

Se refiere al contenido en masa de sóluto, respecto a la masa de solución. La expresión del porcentaje de acuerdo al glosario de términos anteriormente descritos, sería:

$$(\%)_{wi} = \frac{w_i}{W} \times 100$$

Ejemplo N° 1:

Si se disuelven 8,50 g de azúcar en 75,5 g de agua, ¿cuál es el % en peso de azúcar en la solución?

Solución:

De la lectura del problema, se deduce que siendo el azúcar el soluto y el agua el solvente, entonces se tiene:

$$w_i = 8,50 \text{ g} ; \quad w_s = 75,5 \text{ g} ; \quad W = 8,50 + 75,5 = 84,0 \text{ g}$$

Luego: $(\%)_{Azúcar} = \frac{8,50 \times 100}{84,0} = 10,1 \%$

Ejemplo N° 2:

Doscientos mililitros de una solución acuosa de H_2SO_4 contienen 66,52 g de H_2SO_4 . La densidad de la solución es 1,20 g/mL. ¿Cuál es el porcentaje en peso de H_2SO_4 en dicha solución?

Solución:

Igualmente, de la lectura se deduce que:

$$V = 200 \text{ mL} ; \quad w_{H_2SO_4} = 66,52 \text{ g}$$

Luego, el peso de la solución, sería:

$$W = V \rho = (200 \text{ mL})(1,20 \text{ g/mL}) = 240 \text{ g} .$$

Finalmente:

$$(\%)_{H_2SO_4} = \frac{6,52 \text{ g}}{240 \text{ g}} \times 100 = 27,7 \%$$

10.6.1.2 Porcentaje en volumen (%) v/v

Se refiere al contenido en volumen de soluto, respecto al volumen de solución.

$$(\%)_{V_i} = \frac{V_i}{V} \times 100$$

Ejemplo 1:

Si en 100 cm³ de agua se disuelven 30 cm³ del alcohol (etanol). ¿cuál es el %V de la solución?

Solución:

$$V_{sto} = 30 \text{ cm}^3$$

$$V_{ste} = 100 \text{ cm}^3$$

$$V_{sol} = 130 \text{ cm}^3$$

$$\%V = \frac{V_{sto} \times 100\%}{V_{sol}} = \frac{30 \text{ cm}^3 \times 100\%}{130 \text{ cm}^3} = 23.07\%$$

Respuesta : El %V de la solución es 23.07%

Ejemplo 2 :

¿Qué volumen de solución se puede preparar con 10.8 g de NaCl al 30% W? (D NaCl : 2,16 g/ml)

Solución:

$$W_{sto} = 10.8 \text{ g}$$

$$D_{sto} = 2,16 \text{ g/ml}$$

$$V_{sto} = ?$$

$$W_{sol} = \frac{W_{sto} \times 100\%}{\%W}$$

$$w_{sol} = \frac{10.8\text{ g}}{30\%} \times 100\% = 108\text{ g} = 36\text{ g}$$

$$V = \frac{W}{D} = \frac{10.8\text{ g}}{2.16\text{ g/ml}} = 5\text{ ml} \quad w_{ste} = w_{sol} - w_{sto}$$

$$w_{ste} = 36\text{ g} - 10.8\text{ g} = 25.2\text{ g}$$

$$V_{sol} = \frac{V_{sto}}{\% V} \times 100\% \quad V_{sol} = \frac{5\text{ ml}}{30\%} \times 100\% = \frac{50\text{ ml}}{3} = 16.6\text{ ml}$$

Respuesta: Se puede preparar 16.6 ml de solución

10.6.1.3 Partes por millón (ppm)

Se utiliza para calcular la concentración de aquellas soluciones que contienen cantidades muy ínfimas (pequeñísimas) de soluto, como por ejemplo menos de un gramo. Su planteamiento es:

$$\text{ppm} = \frac{\text{masa del soluto}}{\text{masa de la solución}} \times 1 \times 10^6$$

Ejemplo 1:

Calcula las ppm de 0.035 g de SO_4^{2-} en 3.5L de H_2O

ppm = masa soluto x 1000000)/(masa de soluto + masa de disolvente)

Soluto= 0.035g

Pasas a gramos el agua (disolvente) = 3.5L de $\text{H}_2\text{O} = 3500\text{g}$

$$\text{Ppm} = (0.035\text{ g} \times 1000000) / (0.035\text{ g} + 3500\text{ g})$$

$$\text{ppm} = 9.99$$

Ejemplo 2.

Calcula las ppm de 2mg de Ca^{+2} en 500 ml de H_2O

Solución:

Soluto = 2 mg

Convertimos los ml a mg de disolvente = 500 ml = 500 000mg

ppm = masa soluto x 1000000)/(masa de soluto + masa de disolvente)

$$\text{ppm} = (2 \text{ mg} \times 1000000) / (2 \text{ mg} + 500000 \text{ mg})$$

$$\text{ppm} = 3.99$$

10.6.2 Unidades Químicas de Concentración:

10.6.2.1 Molaridad (M)

Expresa la cantidad de moles de soluto (n_i) disueltos en un volumen de solución (V) expresado en litros

$$M = \frac{n_i}{V \text{ (en L)}} = \frac{\text{Masa}}{M_i \cdot V \text{ (en L)}}$$

$$M = \frac{\%w_{sto.} \cdot D. 10}{MM}$$

Ejemplo N° 1:

Cuando se disuelven 35 g de NaOH en 93 g de agua, se obtiene una solución de densidad 1,30 g/mL. ¿Cuál es la molaridad de la solución?

Dato: $M(\text{NaOH}) = 40 \text{ g/mol}$

Solución:

El número de moles de soluto, sería:

$$n_{NaOH} = 35 \text{ g} / 40 \text{ g mol}^{-1} = 0,875 \text{ mol de NaOH}$$

Y la masa total de solución:

$$W = 35 + 93 = 128 \text{ g}$$

Luego el volumen de solución, expresado en litros, sería:

$$V = W / \rho = 128 \text{ g} / 1,30 \text{ g mL}^{-1} = 98,5 \text{ mL} = 0,0985 \text{ L}$$

Finalmente, la molaridad, resulta ser:

$$M = \frac{\text{Moles de NaOH}}{\text{Volumen de solución (en L)}} = \frac{0,875 \text{ mol}}{0,0985 \text{ L}} = 8,8 \text{ mol/L}$$

Ejemplo N° 2:

¿Cómo prepararía Ud., 250 mL de una solución 0,08M en sulfato de aluminio?

Dato: $M[Al_2(SO_4)_3] = 342 \text{ g/mol}$

Solución:

De la definición de molaridad, M ,

$$M = \frac{n_{Al_2(SO_4)_3}}{V \text{ (en L)}} = \frac{w_{Al_2(SO_4)_3} / M[Al_2(SO_4)_3]}{V \text{ (en L)}}$$

De donde:

$$w_{Al_2(SO_4)_3} = (M) (V) (M [Al_2(SO_4)_3])$$

$$w_{Al_2(SO_4)_3} = (0,8 \text{ mol L}^{-1}) (0,240 \text{ L}) (342 \text{ g mol}^{-1})$$

$$w_{Al_2(SO_4)_3} = 65,66 \text{ g}$$

Luego, tendría que disolverse 65,66 g de sulfato de aluminio en agua suficiente hasta conseguir 240 mL de solución.

Ejemplo N° 3:

Para una reacción química se requieren 4,8 g de BaCl_2 , pero solo se cuenta con una solución 0,50 M de BaCl_2 , ¿qué volumen de esta solución contiene precisamente, la cantidad de cloruro de bario requerida? DATO: $M[\text{BaCl}_2] = 208,3 \text{ g mol}^{-1}$

Solución:

De la definición de molaridad:

$$M = \frac{n_i}{V \text{ (en L)}} = \frac{w_{\text{BaCl}_2}}{V \text{ (en L)}} / M[\text{BaCl}_2]$$

$$\text{De donde : } V = \frac{w_{\text{BaCl}_2}}{M} / M[\text{BaCl}_2] = \frac{4,8 \text{ g}}{0,50 \text{ mol L}^{-1}} / (208,3 \text{ g mol}^{-1}) \\ V = 0,046 \text{ L} = 46 \text{ mL}$$

La concentración Molar de cualquier especie química molecular o iónica, se suele expresar, escribiendo a la especie entre corchetes y el valor numérico de la concentración. Recordemos que también rige las relaciones estequiométricas cuando ocurren disociaciones iónicas.

Así por ejemplo, si se tiene una solución 0,05 Molar de Na_3PO_4 y puesto que el fosfato de sodio en solución acuosa, se disocia en sus iones componentes, entonces tendríamos:



Y las expresiones para las concentraciones, serían:

$$[\text{Na}_3\text{PO}_4] = 0,05 \text{ mol/L} ; [\text{Na}^+] = 0,15 \text{ mol/L} ; [\text{PO}_4^{3-}] = 0,05 \text{ mol/L}$$

Antes de estudiar la normalidad de una solución revisemos el peso equivalente y el equivalente gramo

PESO EQUIVALENTE

También llamado equivalente químico o peso de combinación es la cantidad de una sustancia capaz de combinarse o desplazar una parte en masa de H₂, 8 partes en masa de O₂ ó 35 partes en masa de Cl₂; es decir los pesos equivalentes de estas sustancias están establecidos como cantidades estándares de referencia ya que se combinan con la mayoría de elementos para formar una gran variedad de compuestos químicos

$$\text{PE(H}_2\text{)} = 1 : \text{PE(O}_2\text{)} = 8 : \text{PE(Cl}_2\text{)} = 35,5$$

EQUIVALENTE-GRAMO (Eq-g)

Es el peso equivalente expresado en gramos.

$$1 \text{ Eq-g} = (\text{PE})g$$

- a) Eq-g de un elemento.** Relación entre el peso atómico del elemento con su valencia, expresado en gramos.

$$\text{Eq-g} = \frac{\text{P . A.}}{\text{Valencia}}$$

Ejemplo N° 1:

Determinar el **Eq-g** de **Calcio**, cuyo peso atómico es 40 y valencia 2

$$\text{Eq-g (Ca)} = \frac{40}{2} = 20 \text{ gr/eq}$$

Ejemplo N° 2:

Determinar el Eq-g. del **hierro**, con peso atómico 56 y valencia 2⁺, 3⁺

$$\text{E.q.(Fe}^{2+}\text{)} = \frac{56}{2} = 28 \quad \text{E.q.(Fe}^{3+}\text{)} = \frac{56}{3} = 18.6$$

- b) Eq-g de un hidróxido.** Relación de cociente entre el peso molecular-gramo del hidróxido con el número de **oxidrilos**

$$\text{Eq-g} = \frac{M}{\# \text{ OH}}$$

Ejemplo N° 1:

Determinar el Eq.g del hidróxido férrico

$$\text{MM Fe(OH)}_3 = 107 \text{ g/mol}$$

$$\text{E.q. Fe(OH)}_3 = \frac{107}{3} = 35.67 \text{ g/eq}$$

Ejemplo N° 2:

Determinar el E.q. del hidróxido de Aluminio

$$\text{MM Al(OH)}_3 = 98 \text{ gr/mol}$$

$$\text{E.q. Al(OH)}_3 = \frac{98}{3} = 26 \text{ g/eq}$$

- c) **Eq-g de un Ácido.** Relación entre el peso molecular-gramo y el número de hidrógenos presentes en el ácido

$$\text{Eq-g} = \frac{M}{\# H^+}$$

Ejemplo N° 1:

Determinar el Eq-g. del ácido sulfúrico H_2SO_4

(MM $H_2SO_4 = 98 \text{ gr/mol}$)

$$\text{E.q. H}_2\text{SO}_4 = \frac{98}{2} = 49 \text{ gr/eq}$$

Ejemplo N° 2:

Determinar el E.q. del ácido sulfídrico H_2S

(MM $H_2S = 34$)

$$\text{E.q. H}_2\text{S} = \frac{34}{2} = 17 \text{ gr/eq}$$

d) **Eq-g de un Óxido.** Relación de cociente del peso molecular-gramo con la carga total de oxígeno.

$$\text{Eq-g} = \frac{\text{P.M.-g}}{\text{Carga total del O}_2}$$

Ejemplo N° 1:

Determinar el Eq-g del óxido de aluminio Al_2O_3

$$\text{Eq-g Al}_2\text{O}_3 = \frac{102}{6} = 17 \text{ g/eq}$$

Ejemplo N° 2:

Determine el Eq-g del Anhídrido nítrico N_2O_5

$$\text{Eq-g N}_2\text{O}_5 = \frac{108}{10} = 10.8 \text{ g/eq}$$

e) **E.q. de una sal.** Relación entre el peso molecular con la carga total de catión (M^{++})

$$\text{Eq-g} = \frac{\text{PM}}{\text{Carga total catión}}$$

Ejemplo N° 1:

Determinar el Eq-g del carbonato de calcio CaCO_3

(MM: $\text{CaCO}_3 = 100 \text{ g/mol}$)

$$\text{E.q. CaCO}_3 = \frac{100}{2} = 50 \text{ g/eq}$$

Ejemplo N° 2:

Determinar el equivalente-gramo del Fosfato de Sodio (Na_3PO_4)

(MM: $\text{Na}_3\text{PO}_4 = 164 \text{ g/mol}$)

$$\text{E.q. } \text{Na}_3\text{PO}_4 = \frac{164}{3} \text{ g/mol} = 54 \text{ g/eq}$$

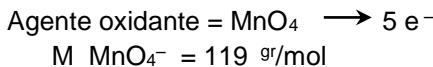
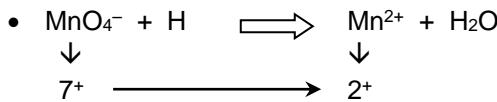
f) Eq-g de un agente Oxidante o reductor.

Es la relación de cociente entre el peso molecular-gramo y el número de electrones transferidos de agente oxidante o reductor.

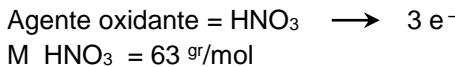
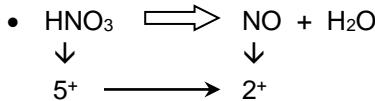
$$\text{E.q.} = \frac{\text{M}}{\# e^-}$$

Ejemplo N° 1:

Hallar el Eq-g del agente oxidante de acuerdo a las siguientes ecuaciones.



$$\text{E.q. } \text{MnO}_4^- = \frac{119}{5} = 23.8 \text{ g/eq}$$



$$\text{E.q. } \text{HNO}_3 = \frac{63}{3} = 21 \text{ gr/eq}$$

Ejemplo N° 1:

Hallar el equivalente-gramo del siguientes soluto:

$K_2Cr_2O_7$, i se usara como oxidante en medio ácido, donde el:


Solución:

Puesto que $K_2Cr_2O_7$ actuará como un oxidante, efectuaremos primeramente el balance de su semirreacción de reducción:



Luego: $J = 6$; y el equivalente- gramo, sería:

$$Eq\text{-g } [K_2Cr_2O_7] = \frac{M}{J} [K_2Cr_2O_7] = \frac{294,2 \text{ g/mol}}{6} = 49,0 \text{ g/Eq-g}$$

10.6.2.2 Normalidad (N)

Aunque esta unidad de concentración ya está en vías de extinción, a sugerencia de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) la describiremos, por cuanto algunos textos aún la usan en tópicos de Química Analítica.

La Normalidad expresa el número de “equivalentes-gramo” de un soluto disuelto, por cada litro de solución. Es decir:

$$N = \frac{\text{Equivalentes de soluto}}{V (L)} = \frac{w_i / (Eq\text{-g})_i}{V (L)}$$

$$N = J \cdot M$$

Donde: $(Eq\text{-g})_i$ =equivalente-gramo del soluto “*i*“

$$(Eq\text{-g})_i = \frac{M_i}{J}$$

M_i: masa molar del soluto.

El factor **J**, depende del comportamiento químico del soluto; y así tenemos que:

SUSTANCIA	j
ACIDO	# de "H" sustituibles
HIDROXIDO	# de "OH" reemplazables
SAL	Carga total del catión o anión
OXIDANTE O REDUCTOR	Nº de e ⁻ transferidos

Ejemplo: Una solución de HNO₃ 10N, significa que 10 Eq - g del soluto están disueltos por cada litro de solución.

Ejemplo N° 1:

¿Cuál es la normalidad de una solución preparada, disolviendo 16,5 g de (NH₄)₂SO₄ en 30,0 g de H₂O, si se sabe que la densidad de la solución es 1,20 g/mL?

DATO: M[(NH₄)₂SO₄] = 132 g/mol

Solución:

Siendo el soluto, una sal que contiene dos catínes amonio, entonces la carga total del catión es 2(1+) = 2+. Es decir, J = 2; y el equivalente-gramo será:

$$\text{Eq-g } [(NH_4)_2SO_4] = \frac{132 \text{ g/mol}}{2} = 66,0 \text{ g/Eq-g}$$

Ahora, el peso de la solución, se deduce de los datos del problema:

$$W = 16,5 + 30,0 = 46,5 \text{ g}$$

Y el volumen de soluciones:

$$V = W/\rho = 46,5 \text{ g } / 1,20 \text{ g mL}^{-1} = 38,7 \text{ mL} = 0,0387 \text{ L}$$

Finalmente, la normalidad de la solución sería:

$$N = \frac{w/(Eq\text{-}g)}{V} = \frac{16.5 \text{ g} / (66.0 \text{ g}/Eq\text{-}g)}{0.0387 \text{ L}} = 6.46 \text{ Eq\text{-}g/L}$$

Ejemplo N° 2:

¿Cuántos gramos de soluto existen en 50 mL de una solución que es 3,0 N en H₂SO₄? DATO: M[H₂SO₄] = 98 g/mol

Solución:

$$\text{Para el H}_2\text{SO}_4 : Eq\text{-g} = \frac{98 \text{ g/mol}}{2} = 49 \text{ g/Eq\text{-g}}$$

$$\text{Luego: } w_{H_2SO_4} = N V \text{ Eq\text{-}g} = (3,0 \text{ eq/L})(0,050 \text{ L})(49 \text{ g/Eq\text{-}g})$$

$$w_{H_2SO_4} = 7,35 \text{ g}$$

10.6.2.3 Fracción molar (X_i) y Porcentaje molar :

Para relacionar ciertas propiedades termodinámicas de las soluciones se precisa de una unidad de concentración en la que todos los componentes estén expresados en moles. La **fracción molar** del componente “*i*”, designada X_i , es el número de moles de sustancia “*i*”, dividido entre el total de moles de los componentes que constituyen la solución. Es decir:

$$X_i = \frac{\text{Moles de sustancia "i"}}{\text{Suma de moles de todos los componentes}} = \frac{n_i}{n_i + n_j + \dots}$$

La suma de las fracciones molares de todos los componentes de la solución es 1. Es decir:

$$X_i + X_j + \dots = 1,00$$

Los **porcentajes molares** son las fracciones molares multiplicadas por 100.

Ejemplo N°1

Una disolución contiene 20g. de NaOH Y 100 100g. de H₂O.
Calcula la fracción molar NaOH y H₂O

DATOS:

Masa: NaOH=20g. ; masaH₂O= 100g.

N NaOH= (20g.) (1mol/40g.)=0.5 mol ; NH₂O= (100g.) (1mol/18g.)= 5.55mol

N disolución= N NaOH + NH₂O ; n disolución= 0.5 mol + 5.55 mol

N disolución= 0.5 mol

SOLUCIÓN:

X NaOH= n NaOH/ n disolución = 0.5 mol/ 6.5 mol.= 0.086

X NH₂O= n NH₂O/ n disolución = 5.55 mol/ 6.5 mol.= 0.917

Observa que:

X NaOH + X NH₂O=1 0.083+0.917=1 1=1

Por lo tanto la suma de las fracciones molares es =1

Ejemplo N°2

Se ha preparado una disolución de etanol-agua, disolviendo 10,00 mL de etanol, C₂H₅OH ($\rho = 0,789$ g/mL) en un volumen suficiente de agua para obtener 100,00 mL de una solución, cuya densidad será de $\rho = 0,982$ g/mL. ¿Cuál es la concentración del etanol, expresada en, **(a)** porcentaje en peso; **(b)** Molaridad; **(c)** fracción molar y % molar. DATOS: M(C₂H₅OH) = 46,0 g/mol; M(H₂O) = 18,0 g/mol

Solución

(a) El peso de etanol puro, es:

$$W_{et} = (V_{et})(\rho_{et})$$

$$W_{et} = (10,00 \text{ mL})(0,789 \text{ g/mL}) = 7,89 \text{ g}$$

El peso de la solución etanol-agua, es:

$$W = V \rho$$

$$W = (100,00 \text{ mL})(0,982 \text{ g mL}^{-1})$$

$$W = 98,2 \text{ g}$$

Luego el % en peso de etanol en la solución, sería:

$$(\%)_{\text{et}} = \frac{w_{\text{et}}}{W} \times 100 = \frac{7,89 \text{ g}}{98,2 \text{ g}} \times 100 = 8,03 \text{ \%}$$

(b) La Molaridad sería:

$$M = \frac{n_{\text{et}}}{V \text{ (en L)}} = \frac{7,89 \text{ g} / (46,0 \text{ g mol}^{-1})}{0,100 \text{ L}} = 1,72 \text{ mol/L}$$

(c) Para la fracción molar, primeramente encontraremos el número de moles de etanol y de agua:

$$w_{\text{et}} = 7,89 \text{ g}; \text{ entonces :}$$

$$n_{\text{et}} = 7,89 \text{ g} / (46,0 \text{ g mol}^{-1}) = 0,172 \text{ mol}$$

$$w_{H_2O} = W - w_{\text{et}} = 98,2 \text{ g} - 7,89 \text{ g} = 90,3 \text{ g} ; \text{ en moles sería:}$$

$$n_{H_2O} = 90,3 \text{ g} / (18,0 \text{ g/mol}^{-1}) = 5,02 \text{ mol}$$

Luego la fracción molar de etanol:

Y el porcentaje molar de etanol, sería 3,19 %

10.6.2.4 MOLALIDAD (M)

Cuando se desea que la concentración no cambie por la variación moderada de la temperatura, ya que ésta afecta al volumen de solución, es mejor utilizar la **molalidad**, como unidad de concentración. La **molalidad**, es la cantidad de soluto, en moles, que se disuelven por cada kilogramo de **solvente**, no de solución.

$$m = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{kg de solvente}}$$

$$m = \frac{\%w_{sto} \cdot 1000}{(100 - \%w_{sto})MM}$$

Ejemplo N° 1

En la disolución etanol-agua del ejemplo anterior, sección X.4.4, ¿cuál sería la molalidad de dicha solución?

Solución

De los datos conseguidos, usamos:

$$n_{et} = 0,172 \text{ mol}$$

$$w_{H_2O} = 90,3 \text{ g}$$

Luego la molalidad, sería:

$$m = \frac{\text{moles de alcohol}}{\text{kg de agua}} = \frac{0,172 \text{ mol}}{0,0903 \text{ kg}} = 1,90 \text{ mol kg}^{-1}$$

Ejemplo N° 2

¿Cuántos gramos de yodo, I₂, deben disolverse en 725 mL de disulfuro de carbono, CS₂(ρ = 0,982 g/mL) para obtener una disolución 0,236 m? DATO M(I₂) = 253,8 g/mol

Solución

Siendo el solvente, el CS₂, la masa correspondiente a los 725 mL, sería:

$$w_{CS_2} = (V_{CS_2})(\rho_{CS_2})$$

$$w_{CS_2} = (725 \text{ mL})(0,982 \text{ g/mL}) = 712 \text{ g}$$

Luego usamos la definición de molalidad:

$$m = \frac{\text{moles de yodo}}{\text{kg de CS}_2}$$

Remplazando datos en esta ecuación:

$$0,236 \text{ mol kg}^{-1} = \frac{n_{I_2}}{0,712 \text{ kg}}$$

Y despejando, tenemos:

$$n_{I_2} = 0,168 \text{ mol}$$

que en masa de I_2 , significa:

$$w_{I_2} = (0,168 \text{ mol})(253,8 \text{ g mol}^{-1})$$

$$w_{I_2} = 42,6 \text{ g}$$

Ejemplo N° 3

¿Cómo se prepara una solución acuosa 1.5 molal (1.5 m) de KOH?

56 g de KOH ----- 1 mol de KOH

x g de KOH ----- 1.5 moles $x = 84$ g KOH

Sol. **84 g**

Pesar 84 g de KOH y disolverlo en 1 litro de agua. La solución resultante contiene 1.5 moles de KOH/ 1 kg de disolvente.

10.7 DILUCIÓN DE SOLUCIONES

Consiste en bajar la concentración de una solución hasta una concentración deseada, para esto se agrega una determinada cantidad de agua sin alterar la cantidad de soluto. Se hace uso de la

Ecuación de dilución

$$\boxed{\mathbf{C}_1 V_1 = C_2 V_2}$$

Donde, V_1 y V_2 : volúmenes de las soluciones **concentrada** y **diluida**, respectivamente (en L , mL , m^3 , pie^3 , etc).

C_1 y C_2 : concentraciones de las soluciones **concentrada** y **diluida**, respectivamente (en M , N , g soluto/L)

En disoluciones acuosas de, relativamente, baja concentración de soluto, se puede suponer que los volúmenes son aditivos de modo que:

$$V_2 \approx V_1 + V_{H_2O}$$

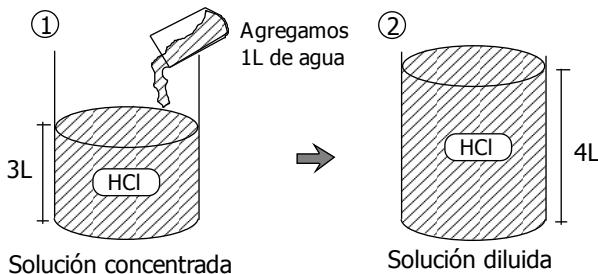
Por lo tanto, se cumple:

$$M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2$$

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$\%m_{STO1} \cdot m_{SOL1} = m_{STO2} \cdot m_{SOL2}$$

$$\%V_{STO1} \cdot V_{STO1} = \%V_{STO2} \cdot V_{STO2}$$



Ejemplo N° 1:

- a) ¿Qué cantidad de agua debe agregarse a 400 mL de una solución de HCl 3,0 M , para transformarla en 0,50 M ? b) ¿Cuál sería el volumen final de la solución?

Solución:

Según los datos del problema,

$$V_1 = 400 \text{ mL}; \quad C_1 = 3,0M; \quad C_2 = 0,50M;$$

$$V_2 = V_1 + V_{H_2O} = 400 + V_{H_2O} = ?$$

Remplazando en la ecuación de dilución:

a)

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2$$

$$(3,0 \text{ M}) (400 \text{ mL}) = (0,50 \text{ M}) (400 + V_{\text{H}_2\text{O}})$$

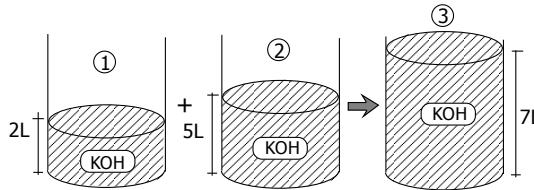
$$V_{\text{H}_2\text{O}} = 2000 \text{ mL}$$

$$\text{b)} \quad V_2 = V_1 + V_{\text{H}_2\text{O}} = 400 + 2000 = 2400 \text{ mL}$$

10.8 MEZCLA DE DISOLUCIONES DEL MISMO SOLUTO

Cuando se mezclan soluciones de un mismo soluto, de concentraciones C_1 , C_2 , C_3 , ...y en volúmenes V_1 , V_2 , V_3 , ...respectivamente, la concentración de la solución final (C_F), está entre la concentración de las dos soluciones iniciales:

$$C_F = \frac{C_1 V_1 + C_2 V_2 + C_3 V_3 + \dots}{V_1 + V_2 + V_3 + \dots}$$



Se cumple:

$$M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3$$

$$N_1 \cdot V_1 + N_2 \cdot V_2 = N_3 \cdot V_3$$

Ejemplo N° 1:

¿Cuál es la molaridad final de una mezcla de 45 mL de NaOH 1,20 M , con 120 mL de NaOH 2,60 M y 300 mL de agua destilada.?

Solución:

$$M_F = \frac{(1,20 \text{ M})(45 \text{ mL}) + (2,60 \text{ M})(120 \text{ mL}) + (0,0)(300 \text{ mL})}{(45 + 120 + 300) \text{ mL}}$$

$$M_F = 0,79 \text{ mol/L}$$

Ejemplo N° 2:

Se mezclan 500cm³ de solución de sulfato de sodio 1,5 M con 300 cm³ de solución 4M de la misma sustancia y 200cm³ de agua. Averiguar la molaridad de la mezcla final.

$$\underline{V_1M_1 + V_2M_2 + V_3M_3}$$

$$V_1 + V_2 + V_3$$

$$M = \frac{(500 \text{ cm}^3)(1,5 \text{ mol / 1}) + (300 \text{ cm}^3)(4 \text{ mol / 1}) + (200 \text{ cm}^3)(0)}{(500 \text{ cm}^3) + (300 \text{ cm}^3) + (200 \text{ cm}^3)}$$

$$M = 1,95 \text{ mol / }$$

En soluciones muy concentradas, no se puede asumir que los volúmenes de las soluciones, son aditivos y es mejor utilizar los pesos de las soluciones, que si lo son. En este caso, las composiciones que deben usarse son los porcentajes en peso.

$$(\%)_F = \frac{(\%)_1 W_1 + (\%)_2 W_2 + \dots}{W_1 + W_2 + \dots}$$

donde $(\%)_F$, $(\%)_1$, $(\%)_2$, ..., son los porcentajes en peso de la solución final, la solución 1, solución 2, ... etc, respectivamente. W_1 , W_2 , ..., etc. son los pesos de cada una de las soluciones mezcladas. Notar que el peso de la solución final será $W_F = W_1 + W_2 + \dots$.

EVALUACION

01. A partir de una solución acuosa que contiene 25% en volumen de etanol, el porcentaje en peso de etanol presente en 400mL de la solución es:
(Datos: D_{ETANOL} = 0,8g/cm³)
A) 14 B) 18 C) 21 D) 25 E) 28
02. La solubilidad del bromuro de potasio es 54 g de sal en 100g de agua, si la densidad de la solución saturada es 1,19 g/ml, la molaridad de la solución es:
[P.A.: K = 39, Br = 80]
A) 1,5 B) 2,5 C) 3,5 D) 4,5 E) 5,5
03. La normalidad de 110,6 g de KMnO₄ disueltos en 500 mL de disolución, si esta sal en medio ácido produce MnCl₂, es:
(P.A.: K = 39, Mn = 55, O = 16)
A) 6 B) 7 C) 8 D) 9 E) 10
04. El porcentaje en peso de una disolución acuosa de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, cuya masa molar es 342 g/mol es de 13,68%; el valor de la molalidad de la solución es:
A) 0,456 B) 0,463 C) 0,568 D) 0,894 E) 0,994
05. Si 120 g de una solución contiene 32 g de H₂SO₄, los mL de agua que se debe añadir para que la solución resultante tenga un 8% en peso de H₂SO₄, es:
A) 180 B) 240 C) 280 D) 320 E) 360
06. Si se disuelven 10,60 g de Na₂CO₃ en 200mL de una solución de Na₂CO₃ 0,20 M para finalmente completar la solución a 500 mL con agua destilada, entonces se obtiene una solución cuya molaridad en Na₂CO₃, es: (P.A. Na = 23; C = 12; O = 16 g/mol)
A) 0,16 B) 0,20 C) 0,24 D) 0,28 E) 0,32

QUÍMICA

07. Se desea preparar 1 litro de solución de HCl 2,4 M mezclando 2 soluciones de HCl, cuyas concentraciones son 3M y 2M, respectivamente. Encuentre los volúmenes (mL) respectivamente a tomar de cada solución:
- A) 150 y 850 B) 360 y 700 C) 400 y 600
D) 750 y 250 E) 900 y 100
08. Si para neutralizar una muestra de 800 g que contiene hidróxido de bario se requiere 500 mL de ácido sulfúrico al 25% y densidad 1,2 g/mL, el porcentaje de hidróxido de bario en la muestra es:
(Masas atómicas: Ba = 137; S = 32; O = 16, H=1)
A) 16,3 B) 32,7 C) 39,2 D) 40,3 E) 65,4
09. A partir de la siguiente reacción:
- $$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{KCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + 2 \text{KNO}_3$$
- El volumen, en mL de una solución de nitrato de plomo (II) de concentración 1M, necesario para que reaccione completamente con 1L de solución de cloruro de potasio 2M es.
- A) 10 B) 500 C) 1000 D) 1500 E) 2000
10. Si a una muestra de 5,0g de piedra caliza, se le agregan 76mL de HCl que es 1,5N para una reacción y descomposición completa del CaCO_3 presente, entonces se observa que se gastan 60mL de una solución de NaOH de concentración 0,4M para neutralizar el HCl sobrante. El porcentaje de pureza del CaCO_3 en la muestra analizada es:
- A) 95% B) 90% C) 85% D) 80% E) 75%

BIBLIOGRAFÍA

8. **BROWN, Theodore L; LEMAY, Eugene H. Y BURSTEN, Bruce;**
“Química la Ciencia Central”, Ed. Prentice-Hall, 1997, México.
9. **PETRUCCI, R. y HARWOOD, W.;** “Química General”, Prentice Hall Iberia S.R.L.; Cap 14; 1999, Madrid,
10. **PERRY, R., CHILTON, C.;** “Biblioteca del Ingeniero Químico”, McGraw-Hill, p 3-113, Tomo 1, 1986, México.
11. **WHITTEN, K.; GAILEY, K.; y DAVIS R.;** “Química General”; Ed. McGraw-Hill, Cap.12; 1996, España.

SEMANA 10

ELECTROQUÍMICA

OBJETIVOS:

- Analizar las aplicaciones de la electroquímica.
- Comprender cualitativamente la electrólisis conociendo el electrolito.
- Aplicar las leyes de Faraday.
- Explicar el funcionamiento de las celdas electroquímicas
- Resolver la evaluación exitosamente

CONTENIDO:

- Celdas electrolíticas
- Elementos de un proceso electrolítico
- Electrólisis del agua
- Electrólisis de sales fundidas, diluidas y concentradas
- Leyes de Faraday
- Celdas galvánicas

INTRODUCCIÓN

La electroquímica, entendida como la relación entre energía química y eléctrica, o más general, las reacciones de oxidación y reducción, interviene en un enorme grupo de procesos que han acompañado el desarrollo de las sociedades modernas en los últimos siglos.

Muchos de esos procesos actualmente se presentan en dispositivos tan comunes en nuestras vidas que seguramente ignoramos que en su funcionamiento participan activamente procesos electroquímicos.

Nuestra vida actual sería sin duda muy diferente sin estos sistemas. No solo en el medio ambiente o la industria podremos encontrar ejemplos de sistemas electroquímicos, estos están presentes en campos tan disímiles

que van desde la medicina, las naves espaciales, los submarinos hasta los teléfonos celulares.

En este capítulo hemos seleccionado algunas aplicaciones de interés para el alumno, las que serán descritas y complementadas con conceptos teóricos para permitir una mayor comprensión de las mismas.

10. 1 DEFINICIÓN DE ELECTROQUÍMICA

La Electroquímica es la parte de la Química que estudia la transformación de la energía eléctrica en energía química y viceversa en la interfase de un conductor eléctrico con un conductor iónico.

La Electroquímica como ciencia tiene su origen a finales del siglo XVIII con los estudios realizados por Luigi Galvani (1791) sobre la electricidad animal y con los estudios realizados por Alessandro Volta que demostraron la no-existencia de la electricidad animal.

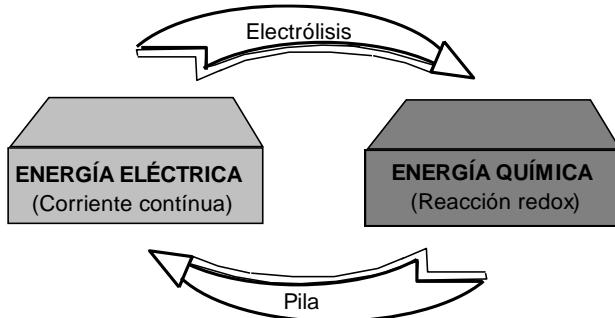


Fig 10. 1 Objeto de estudio de la electroquímica

10.2 APLICACIONES ELECTROQUÍMICAS

Las aplicaciones de la electroquímica son numerosas e importantes y están reunidas en dos campos:

10.2.1 Celdas Electrolíticas

Son aquellas que necesitan de una corriente eléctrica externa para forzar una reacción redox. Estas celdas se emplean para descomponer el agua en H_2 y O_2 ; para efectuar electrodeposiciones sobre metales, como el niquelado, cromado, plateado, aureado, etc.

10.2.1.1 Elementos de una celda.

1. **Celda.** Recipiente donde se realiza la electrólisis.
2. **Electrodos.** Generalmente, son láminas metálicas que sirven para introducir o sacar la corriente eléctrica. Pueden ser: **Electrodos inertes:** Si conservan su masa constante, y no experimentan ningún proceso redox, tenemos: el grafito, el platino, etc. **Electrodos activos:** Experimentan procesos redox y su masa es variable.

ELECTRODO	SIGNO	PROCESO REDOX
ÁNODO	+	OXIDACIÓN
CÁTODO	-	REDUCCIÓN

3. **Medio electrolítico.** Puede ser una solución salina, o una mezcla de sales fundidas, donde se sumergen los electrodos. Contienen aniones y cationes que participaran, unos en la oxidación y otros en la reducción.
4. **Interconexión metálica,** por donde circularán los electrones, fuera del medio electrolítico

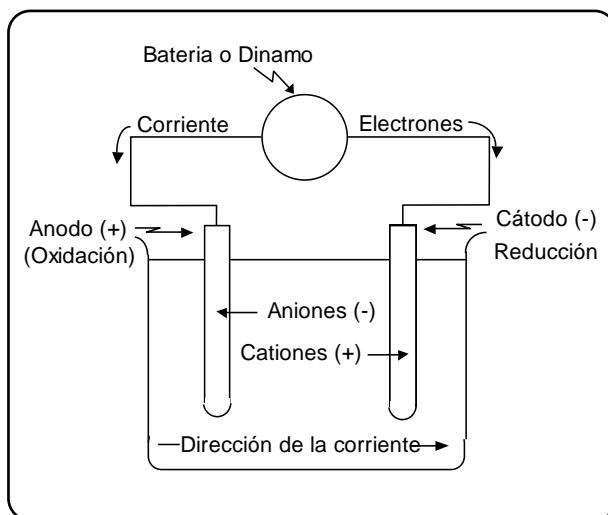


Fig. 10.2 Elementos de la celda

10.2.1.2 Características

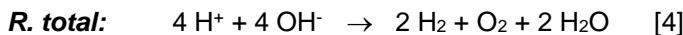
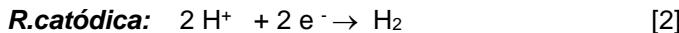
1. Es un proceso no espontáneo, se fuerza a que ocurra la reacción química.
2. Hay conversión de energía eléctrica en energía química.
3. Utiliza corriente continua.
4. La electrólisis es una técnica muy utilizada en procesos de purificación de sustancias.
5. Su más importante es en la galvanoplastía que consiste en el recubrimiento metálico de superficies expuestas a la corrosión.

10.2.1.3 Electrólisis del agua

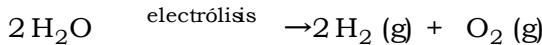
Los electrodos son de platino y las semirreacciones comienzan por la ionización del agua:



donde las semirreacciones, son:

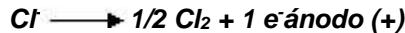
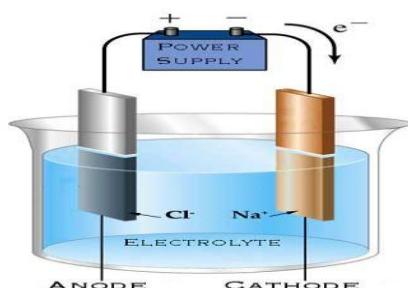


que por simplificación con la ecuación [1], se tiene:



10.2.1.4 Electrolisis del cloruro de sodio fundido

Las sales fundidas tienen sus iones libres. Si en la cuba se pone NaCl fundido, al pasar la corriente eléctrica los iones Cl⁻ se dirigen al ánodo, oxidándose, y los iones Na⁺ se reducen en el cátodo.



Se obtiene cloro gaseoso y sodio metálico, es la forma de obtener estos dos elementos en la industria más utilizada.

Fig. 10.3 Electrólisis del NaCl(l)

10.2.1.5 Electrólisis de soluciones acuosas, en presencia de agua ciertos iones no se oxidan o reducen, conservan su carga iónica, de estos iones tenemos los siguientes grupos.

CATIONES:

CATIONES		
	NO SE OXIDAN	SE REDUCEN
METALES ACTIVOS	$Li^+, Na^+, K^+, Rb^+ \dots$	-----
METALES POCO ACTIVOS GRUPO I B	-----	$Zn^{2+}, Cd^{2+}, Ag^+, Pb^{2+}, Cu^{2+}$

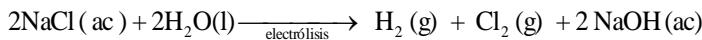
ANIONES:

ANIONES		
	NO SE OXIDAN	SE OXIDAN
FUERTE ATRACCIÓN POR EL ELECTRÓN	$ClO_4^-, SO_4^{2-}, NO_3^{2-}, \dots$	-----
TIENDEN A PERDER ELECTRONES	-----	Cl^-, Br^-, I^- ,

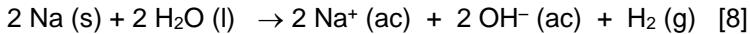
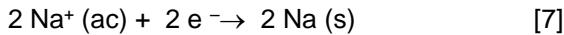
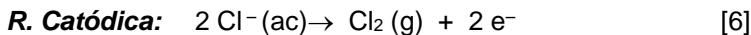
a) Electrólisis de soluciones acuosas concentradas.

Ejemplo:

* Electrólisis de una solución concentrada de NaCl (salmuera), se esquematiza en la Fig. 11.4:



Las semirreacciones en cada uno de los electrodos, se inician considerando la disociación total de la sal:



Si sumamos miembro a miembro las ecuaciones [5], [6], [7] y [8] obtenemos la ecuación global de la reacción.

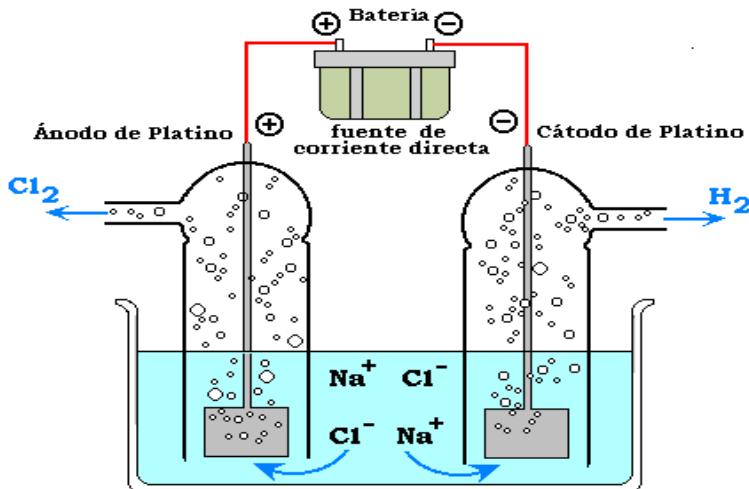


Fig. 10.4 Electrólisis del NaCl acuoso, produciéndose $\text{H}_2(\text{g})$ en el cátodo y $\text{Cl}_2(\text{g})$ en el ánodo. Puesto que ambos gases reaccionan explosivamente al ponerse en contacto, deben producirse por separado tal como se muestra en la figura.

b) Electrólisis de soluciones acuosas diluidas.

Ejemplo:

* **Electrolisis** de ácido sulfúrico diluido H_2SO_4

a) La solución electrolítica contiene:

Iones SO_4^{2-} e iones H^+ del ácido sulfúrico

Iones H^+ e iones OH^- del agua

b) Reacciones electrolíticas

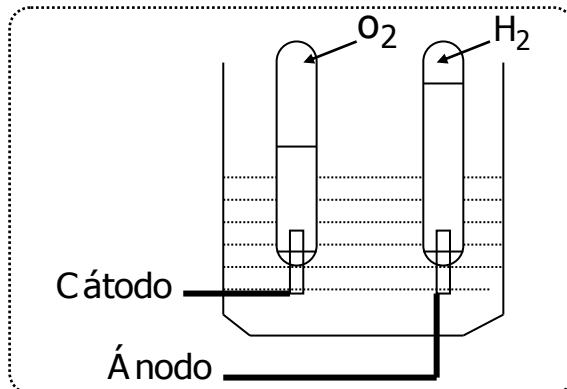
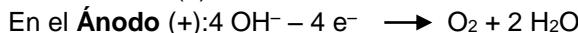


Fig. 10.5 $\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4$

Se obtiene la descomposición del agua en sus componentes H_2 , O_2

10.2.1.6 ASPECTO CUANTITATIVO: LEYES DE LA ELECTRÓLISIS DE FARADAY

Entre 1832 y 1833, Michael Faraday, logró cuantificar la relación entre la cantidad de sustancia transformada en los electrodos y la cantidad de corriente que circula por una celda electrolítica.

1^a Ley:

La masa de una sustancia, w_i , depositada en un electrodo, es directamente proporcional a la cantidad de corriente utilizada.

$$w_i = \frac{(Eq \ g)_i \ I \ t}{F}$$

Donde **(Eq-g)** i : equivalente-gramo de la sustancia depositada

I : intensidad de corriente [en Amperios]

t : tiempo de circulación de la corriente [en segundos]

F : 96 500 C/eq, constante de Faraday

A la relación $(I t / F)$ se le denomina también **número de faradays** o faradios

Ejemplo 1:

En una celda electrolítica que contiene agua acidulada (para aumentar la ionización del medio) se hacen pasar 350 mA de corriente durante 3,50 horas.

- a) ¿En qué electrodo se deposita el oxígeno?
- b) ¿qué masa de oxígeno se depositó?

Solución:

- a) De acuerdo a la ecuación[3]de la electrólisis del H₂O, el O₂ se genera por oxidación del OH⁻ en el ánodo.
- b) Aplicando la ecuación [9] y sabiendo que:

$$I = 0,350 \text{ A} \quad t = (3600 \text{ s/hr})(3,5 \text{ hr}) = 12600 \text{ s}$$

$$(Eq\text{-g}) \text{ O}_2 = \frac{32 \text{ g mol}^{-1}}{4 \text{ (e- transferidos)}} = 8,0 \text{ g/eq}$$

entonces, tenemos:

$$w \text{ O}_2 = \frac{(8,0 \text{ g/eq})(0,350 \text{ A})(12600 \text{ s})}{96 500 \text{ C/eq}} = 0,36 \text{ g}$$

2^a Ley: Para una cantidad definida de corriente que pasa por una celda, los equivalentes de una sustancia depositada en el cátodo, deben ser iguales a los equivalentes de la sustancia depositada en el ánodo. Y en el caso, de celdas conectadas en serie, en las que pasa la misma cantidad de corriente eléctrica en cada celda, el número de equivalentes de sustancia que se deposita en el electrodo de una celda, debe ser igual al que se deposita en el electrodo de la siguiente celda. Es decir:

$$(Nº \text{Eq-g}) \text{ sustancia depositada} = (Nº \text{Eq-g}) \text{ sustancia depositada} \\ \text{en Cátodo} \qquad \qquad \qquad \text{en Ánodo}$$

$$\frac{wC}{(\text{Eq-g})C} = \frac{wA}{(\text{Eq-g})A}$$

Ejemplo N° 2:

En el ejemplo anterior, ¿cuál es la masa de hidrógeno que se depositaría en el ánodo?

Solución:

Aplicando la ec.[10]para la celda electrolítica del agua, se tendría:

$$\frac{wH_2}{(\text{Eq-g})H_2} = \frac{wO_2}{(\text{Eq-g})O_2}$$

Donde: $(\text{Eq-g})H_2 = \frac{2 \text{ g mol}^{-1}}{2} = 1 \text{ g/Eq}$; $(\text{Eq-g})O_2 = 8 \text{ g/eq}$

$$wO_2 = 0,36 \text{ g (del ejemplo N°1)}$$

$$\text{Luego: } wH_2 = 0,36 \text{ g} \left(\frac{1 \text{ g/eq}}{8 \text{ g/eq}} \right) = 0,045 \text{ g}$$

10.2.2 CELDAS ELECTROQUÍMICAS

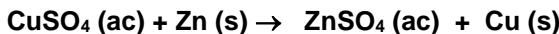
También llamadas “**celdas galvánicas**” y “**celdas voltaicas**”, son las que generan una corriente eléctrica debido a una reacción de oxidación-reducción espontánea o natural. Esta energía eléctrica es útil para el funcionamiento de radios, calculadoras, linternas, computadoras portátiles, celulares, filmadoras, marcapasos, audífonos para la sordera, carros de golf, etc.

La espontaneidad de estas reacciones redox también dan lugar a procesos indeseables como la corrosión de los metales, La oxidación

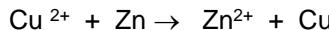
natural del fierro colocado a la intemperie, es fácilmente observable en nuestro medio.

Ejemplo:

Celda de Daniell, es un ejemplo típico de una celda galvánica es donde la reacción redox que se produce es:



y cuya ecuación iónica neta es:



Esta reacción es espontánea de desplazamiento simple y ocurre porque el Zn metálico es más activo que el Cu, tal como se observó en la escala de actividades en el Capítulo IX

En la Fig. 11.6 se observan algunos detalles de la celda de Daniell. Nótese que el electrodo anódico resulta ser el Zn metálico, pues se oxida hasta Zn^{2+} por la pérdida de 2 electrones. En cambio el cátodo resulta ser el Cu, pues en él se depositan los cationes Cu^{2+} que se van reduciendo al receptionar los 2 electrones emergentes del ánodo.

En condiciones estándar, es decir a 25 °C, 1 atm de presión y cuando las concentraciones molares de los iones, son , $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1,0 \text{ M}$, la corriente producida por la reacción es de 1,10 V

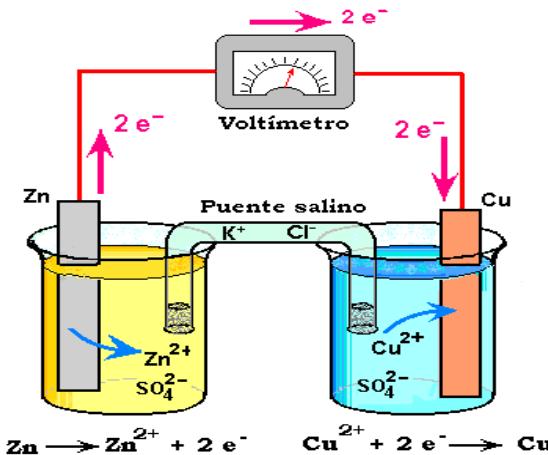


Fig. 10.6 Celda de Daniell. En el lado izquierdo de la celda ocurre la oxidación del zinc y en el lado derecho, la reducción del cobre. El flujo de los 2 electrones genera una corriente de 1,10 V, a 25 °C, y cuando las concentraciones iónicas son, $[\text{Cu}^{2+}] = [\text{Zn}^{2+}] = 1,0 \text{ M}$

NOTACIÓN DE UNA CELDA GALVÁNICA



\parallel : puente salino

El ánodo está a la izquierda del puente salino

El cátodo está a la derecha del puente salino

FUERZA ELECTROMOTRIZ DE UNA CELDA GALVÁNICA.

La fuerza electromotriz de una celda galvánica se representa por E_{celda} y también es llamada potencial de celda

$$E_{\text{celda}} = E_{\text{red}} + E_{\text{ox}}$$

E_{red} : potencial de reducción

E_{ox} : potencial de oxidación

POTENCIAL ESTÁNDAR DE HIDROGENO

Convencionalmente se estableció que:

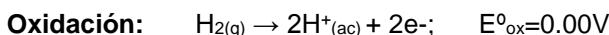
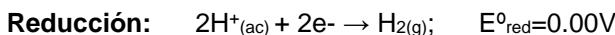


Tabla de potenciales estándar de reducción a 25°C

SEMIRREACCIÓN DEL CÁTODO (REDUCCIÓN)	E_{red}° (V)
$\text{Li}_{(\text{ac})}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Li}_{(\text{s})}$	-3,04
$\text{K}_{(\text{ac})}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{K}_{(\text{s})}$	-2,92
$\text{Ca}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ca}_{(\text{s})}$	-2,76
$\text{Na}_{(\text{ac})}^{+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Na}_{(\text{s})}$	-2,71
$\text{Mg}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Mg}_{(\text{s})}$	-2,38
$\text{Al}_{(\text{ac})}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Al}_{(\text{s})}$	-1,66
$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})} + 2\text{OH}_{(\text{ac})}^{-}$	-0,83
$\text{Zn}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Zn}_{(\text{s})}$	-0,76
$\text{Cr}_{(\text{ac})}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cr}_{(\text{s})}$	-0,74
$\text{Fe}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,44
$\text{Cd}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cd}_{(\text{s})}$	-0,40
$\text{Ni}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Ni}_{(\text{s})}$	-0,23
$\text{Sn}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}_{(\text{s})}$	-0,14
$\text{Pb}_{(\text{ac})}^{2+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Pb}_{(\text{s})}$	-0,13
$\text{Fe}_{(\text{ac})}^{3+} + 3\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{s})}$	-0,04
$2\text{H}_{(\text{ac})}^{+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{H}_{2(\text{g})}$	0,00
$\text{Sn}_{(\text{ac})}^{4+} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Sn}_{(\text{ac})}^{2+}$	0,15
$\text{Cu}_{(\text{ac})}^{2+} + \text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{Cu}_{(\text{ac})}^{+}$	0,16
$\text{ClO}_{4(\text{ac})}^{-} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} + 2\text{e}^{-} \rightleftharpoons \text{ClO}_{3(\text{ac})}^{-} + 2\text{OH}_{(\text{ac})}^{-}$	0,17

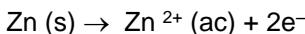
 Aumenta fuerza para reducirse
(poder oxidante creciente)

 Aumenta fuerza para oxidarse
(poder reductor creciente)

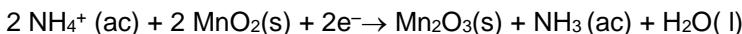
También, son comercialmente conocidas las pilas galvánicas siguientes:

a) **La pila seca o pila de Leclanché:** Contiene en su interior una pasta húmeda de cloruro de amonio (NH_4Cl), cloruro de zinc (ZnCl_2), dióxido de manganeso (MnO_2) y agua, que actúa como la solución de electrolitos. El recipiente de la pila está hecho de zinc y hace las veces de ánodo, mientras que el cátodo es unabarra de grafito (carbono) rodeada de una mezcla de polvo de grafito y MnO_2 . Usada para el funcionamiento de linternas, juguetes, calculadoras, cámaras fotográficas, radio-grabadoras, etc. Las semirreacciones son:

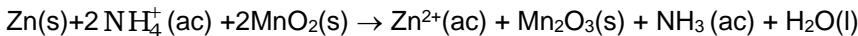
En el **Anódo**:



En el **Catódo**:



y la reacción global, resulta ser:



Esta celda genera 1,5 voltios



Pila seca. La diferencia de potencial generada es de 1,5 V, usada en una amplia gama de aparatos eléctricos, como linternas, radios, juguetes, etc.

Esta pila carece de puente salino, debido a que, tanto el agente oxidante (MnO_2) como el reductor (Zn) son sólidos y por lo tanto no se difunden.

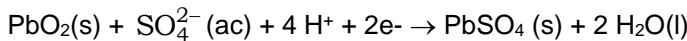
Presenta como desventaja una vida limitada, debido a que el electrodo de zinc se deteriora por la acidez de la solución electrolítica. Esto hace que la pila se desgaste con el tiempo, así no se haya utilizado.

- b) **La batería o acumulador de plomo.** El uso más común de estos dispositivos se encuentra en las baterías para automóviles, en las cuales seis pilas, cada una de **2 V**, se colocan adyacentes, dando como resultado una batería de **12 V**.

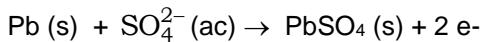
Cada una de estas pilas o acumuladores consta de un par de electrodos dispuestos en paralelo en la forma de rejillas de plomo. La rejilla anódica está rodeada de plomo esponjoso, mientras que la catódica contiene PbO_2 . La solución electrolítica es ácido sulfúrico al 38%. Las reacciones de óxido---reducción en este caso son reversible. Así, la reacción directa produce energía eléctrica, al contrario de la reacción inversa, que consume energía. La siguiente es la reacción global para los procesos de carga y descarga en las baterías para autos:

Las semirreacciones son:

Cátodo:

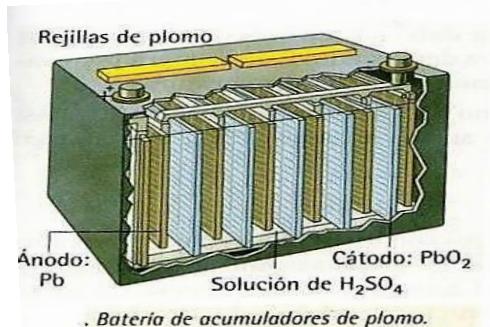


Anodo:



siendo la reacción total:





La continua carga y descarga de las baterías genera pérdidas de **materiales** en la forma de **H₂(g)** y **O₂(g)**. Además, parte del sulfato de plomo sólido cae al fondo del recipiente de la batería, desde donde no es posible extraerlo durante el proceso de recarga. Por estas razones, las baterías deben cambiarse con cierta frecuencia.

Otras baterías de uso comercial importantes, son

- c) **Las baterías de Litio.** Son muy livianas debido a la baja densidad del litio que actúa como ánodo. Genera 3,4 V y es muy usada en los marcapasos.
- d) **Baterías de Níquel-cadmio.** Por ser recargables, son muy usadas en computadoras portátiles, filmadoras, celulares, etc. El cadmio metálico, actúa como ánodo, oxidándose a Cd(OH)₂; mientras que NiO₂(s) actúa como cátodo, reduciéndose a Ni(OH)₂(s). El voltaje que genera es de 1,4 V., los electrodos se hayan embebidos en una solución de KOH y para muchos propósitos es mejor que la pila seca.

EVALUACION

01. Respecto al proceso electrolítico, se afirma que cuando se somete a electrolysis a soluciones acuosas de:
1. FeCl_2 , se libera $\text{Cl}_{2(g)}$ en el ánodo.
 2. CuSO_4 , se desprende $\text{O}_{2(g)}$ en el ánodo
 3. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, se deposita $\text{Pb}_{(s)}$ en el ánodo
 4. K_2SO_4 se libera $\text{H}_{2(g)}$ en el cátodo
 5. SnCl_2 , se deposita $\text{Sn}_{(s)}$ en el ánodo
- Son ciertas:
- A) 1 y 2 B) 1, 2 y 3 **C) 1, 2 y 4** D) 2, 4 y 5 E) 3, 4 y 5
02. Al pasar a través de una disolución de una sal de un metal tetravalente, durante 20 minutos una corriente de 9,65 A de intensidad, en el cátodo se depositaron 3,6 g de un metal desconocido. El peso atómico del metal es:
- A) 100 B) 115 **C) 120** D) 125 E) 130
03. La electrolysis del NaCl fundido deposita $\text{Na}_{(s)}$ en el cátodo y $\text{Cl}_{2(g)}$ en el ánodo. Cuando se hace pasar 19,3A de corriente la velocidad de depósito de cloro en gramos por segundo es:
($\text{MM}(\text{Cl}) = 35,5\text{g/mol}$; $F = 96500\text{C/mol}$)
- A) $1,42 \times 10^{-2}$ B) $1,08 \times 10^{-2}$ **C) $7,10 \times 10^{-3}$** D) $3,55 \times 10^{-3}$ E) $1,42 \times 10^{-3}$
04. En una celda electrolítica se dispone de 500mL de una solución 0,02 M de CaSO_4 . La intensidad de corriente, en mA, necesaria para que en 9650 segundos se deposite en el cátodo todo el metal contenido en la solución es:
(masas molares, g/mol: Ca = 40)
- A) 100 **B) 200** C) 250 D) 150 E) 300
05. El volumen en litros de oxígeno gaseoso que se obtiene a condiciones normales de presión y temperatura durante la electrolysis del agua en medio ácido, al pasar una cantidad de corriente de 8 Faraday, es:
- A) 44,8 B) 28,4 C) 22,4 D) 56,0 E) 89,6

- 06.** Cuando en una celda electrolítica se pasan 9,65A de corriente durante 40000 s, se produce la reducción del platino a partir de su complejo PtCl_6^{4-} según la reacción sin balancear:
- $$\text{PtCl}_6^{4-} \rightarrow \text{Pt}_{(s)} + \text{Cl}^-$$
- Entonces, la masa de platino que se deposita es: (P.A: Pt = 195 g/mol, F = 96500 C/eq)
- A) 130 B) 195 C) 270 D) 390 E) 410
- 07.** Dos celdas electrolíticas conectadas en serie contienen disoluciones acuosas de AgNO_3 y MCl_3 , respectivamente. Si se han depositado 9,72g de plata y 0,81g del metal "M" en los respectivos cátodos, la masa atómica del metal "M" es:
(Ag=108).
- A) 36 B) 27 C) 18 D) 9 E) 3
- 08.** Se hacen pasar 6 F a través de 3 celdas electrolíticas en serie, la primera contiene ion plata, la segunda ion Zinc y el tercer ion férrico. Suponiendo que la única reacción en cada celda es la reducción del metal, los moles que se depositarán de plata, zinc y hierro respectivamente son:
- A) 6, 3 y 2 B) 6, 2 y 3 C) 3, 6 y 2 D) 3, 2 y 6 E) 2, 3 y 6
- 09.** Se tiene una celda electrolítica que contiene una solución de sulfato cúprico, por la cual circulan 1,93A. El tiempo necesario, en segundos, para que se depositen 636 mg de cobre es: (Cu: M = 63,6 g/mol; F = 96500 C/eq)
- A) 100 B) 500 C) 1000 D) 2000 E) 10000
- 10.** Si se propone la siguiente pila galvánica:
- $$\text{Fe}_{(s)} \mid \text{Fe}^{+2(ac)} (1\text{M}) \parallel \text{Sn}^{+2(ac)} (1\text{M}) \mid \text{Sn}_{(s)}$$
- Y además sabiendo que los potenciales de reducción son:
- $$\text{Sn}^{+2(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}_{(s)} \quad E^\circ = -0,14\text{V}$$
- $$\text{Fe}^{+2(ac)} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)} \quad E^\circ = -0,44\text{V}$$

Entonces, en base a dicha información, se puede concluir que:

1. La celda propuesta funciona.
2. La celda propuesta no funciona.
3. El voltaje generado es 0,30V.
4. Incrementa el voltaje, si el ánodo es el Sn.
5. Si aumentamos el tamaño de los electrodos, igual se obtiene 0,30V.

SON CORRECTAS:

- A) 1 y 2 B) 1, 3 y 4 C) 1, 3 y 5 D) 1, 4 y 5 E) Sólo 2

BIBLIOGRAFÍA

1. **BROWN, Theodore L; LEMAY, Eugene H. Y BURSTEN, Bruce;**
“Química la Ciencia Central”, Ed. Prentice-Hall, Cap. 20; 1997, México.
2. **CHANG, R.;** “Química” Ed. McGraw-Hill, 4ta. Edición; Cap. 19; 1993,
México.
3. **MOORE, JOHN, et. al;** “El Mundo de la Química”; Ed. Addison Wesley
Longman, Cap. 18, 2000, México
4. **WHITTEN, K.; GAILEY, K.; y DAVIS R.;** “Química General”; Ed.
McGraw-Hill, Cap. 21; 1996, España.
5. **PETRUCCI, R. y HARWOOD, W.;** “Química General”, Prentice Hall
Iberia S.R.L.; Cap 21; 1999, Madrid,

TERCER EXAMEN SUMATIVO

**CINETICA ,EQUILIBRIO QUIMICO ,TEORIA
ACIDO - BASE Y QUIMICA ORGANICA**

SEMANA 11

CINÉTICA QUÍMICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO

OBJETIVOS:

- Analizar los factores que influyen en la cinética química
- Comprender e interpretar la ley de acción de masas
- Analizar el efecto de la presión y el volumen en la velocidad de reacción
- Comprender la ley de acción de masas para el equilibrio químico
- Explicar el principio de Le Chatelier
- Resolver la evaluación exitosamente

CONTENIDO:

- Estudio de la cinética química
- Factores que influyen en la cinética
- Ley de acción de masas
- Reacción de Van't Hoff
- Estudio del equilibrio químico
- Ley de acción de masas para el equilibrio

CINÉTICA QUÍMICA

Estudia la rapidez con la que se lleva a cabo las reacciones químicas, los factores que la alteran y el mecanismo de la reacción.

VELOCIDAD DE REACCIÓN QUÍMICA (V_r).- es la medida de la rapidez con la que se consumen los reactantes o se forman los productos.

$$V_r = \Delta [] / \text{tiempo}$$

Donde:

$$\Delta [] = []_{\text{final}} - []_{\text{initial}}$$

VELOCIDAD PROMEDIO DE REACCION QUIMICA.- es la medida de la variación de concentración de un reactante o un producto en cierto intervalo de tiempo.

$$\overline{V_A} = - \frac{\Delta [A]}{\Delta t}$$

$$\overline{V_C} = + \frac{\Delta [C]}{\Delta t}$$

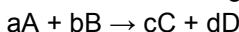
Donde:

Velocidad de consumo de A

Velocidad de consumo de C

EN UNA REACCION QUIMICA

Considerando la siguiente reacción general



$$\frac{V_a}{a} = \frac{V_b}{b} = \frac{V_c}{c} = \frac{V_d}{d}$$

Se cumple:

FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCION.- la velocidad de la reacción para que sea lenta o rápida depende de diversos factores como:

- Concentración de los reactantes
- Temperatura
- Presencia de catalizadores
- Grado de división de sólidos y líquidos
- Naturaleza de los reactivos

RELACION EMPIRICA DE VAN'T HOFF.

En muchas reacciones químicas al incrementarse la temperatura en 10°C (ó 10K) velocidad de reacción se duplica.

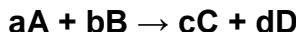
$$V_2 = V_1 \times 2 \frac{\Delta T}{10}$$

Donde:

$$\Delta T = T_2 - T_1$$

LEY DE ACCION DE MASAS.- Planteada por los químicos Guldberg y Waage entre 1864 y 1867. La velocidad de una reacción química es proporcional a las concentraciones molares de las sustancias reaccionantes:

Sea la siguiente reacción general:



La velocidad de la reacción según la ley de acción de masas será:

$$V = K[A]^x[B]^y$$

Esta es la expresión de velocidad o ley de velocidad

Donde:

K = constante de velocidad específica a una determinada temperatura.

x , y = números positivos o negativos que se determinan experimentalmente.

x = es el orden de la reacción respecto al reactante A.

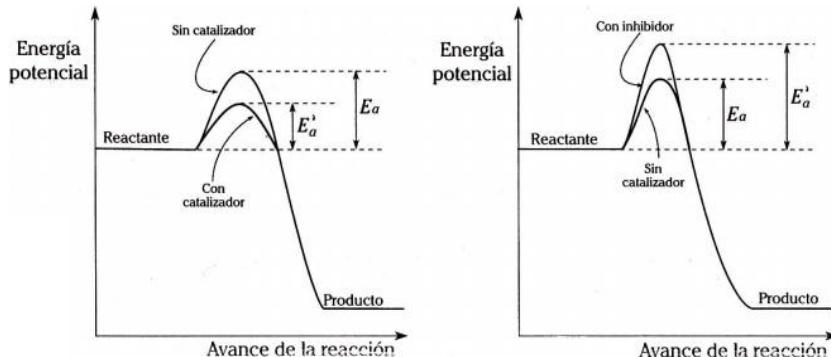
y = es el orden de la reacción respecto al reactante B.

$x + y$ = es el orden global de la reacción o simplemente orden de la reacción.

[] = símbolo de la concentración.

CATALIZADOR:

- Son Ciertas sustancias químicas que **modifican la velocidad de una reacción.**
- Disminuyen la energía de activación.
- Los catalizadores **no se consumen** durante la reacción pero se pueden desgastar con el tiempo de uso.
- Los catalizadores pueden ser **positivos o negativos (inhibidor)**
- el efecto producido por el catalizador se llama **catálisis.**



TIPOS DE CATALISIS.

- CATALISIS HOMOGENEA.**- cuando el catalizador se encuentra en la misma fase que las sustancias reaccionantes.
- CATALISIS HETEROGENEA.**- cuando el catalizador esta en una fase distinta a los reactantes, comúnmente como sólido en contacto con reactivos gaseosos o líquidos por ello es llamado catalizador de contacto.

CATALISIS ENZIMATICA.- en nuestro organismo se dan reacciones que son catalizadas por unas sustancias llamadas **enzimas**. Las enzimas o biocatalizadores o fermentos son de origen proteico y actúan sobre sustancias que se llaman **sustratos**.

Las enzimas al unirse al sustrato forman un **complejo enzima – sustrato**, el cual luego se descompone para dar lugar a los productos.



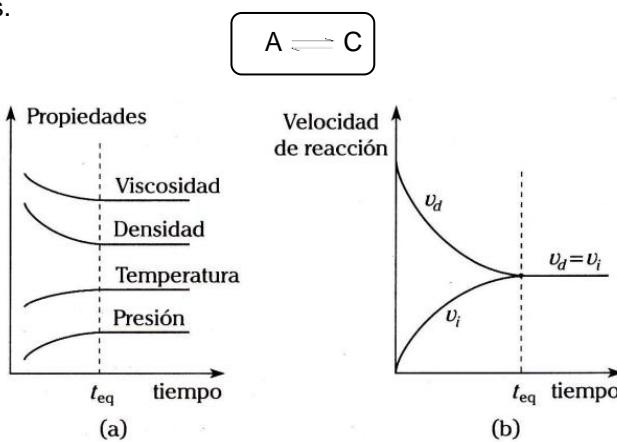
Las enzimas tienen un nombre especial que se establece teniendo en cuenta el sustrato con terminación -asa.

SUSTRATO	ENZIMA
Almidón	Amilasa
Sacarosa	sacarosa
Maltosa	maltasa

El cambio en la estructura de las enzimas por efecto de la temperatura se denomina **desnaturalización**.

EQUILIBRIO QUIMICO

Es el estado final de toda reacción **reversible**, donde coexisten reactantes y productos por un tiempo indefinido debido a que la reacción se efectúa en ambos sentidos con igual rapidez. Por lo tanto la concentración y propiedades (viscosidad, densidad, temperatura, presión) permanecen inalterables.



LEY DE EQUILIBRIO QUIMICO.- lo planteamos de la siguiente manera teniendo en cuenta la siguiente reacción.



Cuando se alcanza el equilibrio químico existe siempre una relación sencilla entre las concentraciones de los productos y las de los reactantes elevados a sus respectivos coeficientes estequiometricos.

$$\frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} = K_{eq}$$

La K_{eq} en función de las concentraciones molares se representa por K_C .
(Sustancias líquidas)

La K_{eq} en función de las presiones parciales (en atm) se representa por K_P .
(Sustancias gaseosas)

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

Formula para hallar la presión parcial de i:

$$P_i = (n_i/n_T) P_T$$

Donde:

n_i = número de moles de i
 n_T = número de moles totales

P_T = presión total

TIPOS DE EQUILIBRIO QUIMICO:

EQUILIBRIO HOMOGENEO.- Donde los reactantes y productos se encuentran en una misma fase.

EQUILIBRIO HETEROGENEO.- Donde las sustancias se encuentran en más de una fase.

Nota: en la expresión de equilibrio heterogéneo no se considera a los sólidos ni líquidos.

RELACION ENTRE LAS CONTANTES DE EQUILIBRIO K_P Y K_C

$$K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$$

Donde: $\Delta n = \sum n_{\text{PRODUCTOS}} - \sum n_{\text{REACTANTES}}$

$$R = 0.082 \text{ atm.L/(mol.K)}$$

$$T(K) = 273 + {}^{\circ}\text{C}$$

CONSTANTE DE EQUILIBRIO.- Nos proporciona información sobre el grado de conversión de la reacción.

- Si $K_{\text{eq}} \gg 1$, hay **mayor** concentración de **productos** que reactantes
- Si $K_{\text{eq}} \ll 1$, hay **mayor** concentración de **reactantes** que productos

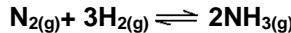
ALTERACIONES DE UN SISTEMA EN EQUILIBRIO.- se sabe que cuando una reacción alcanza el estado de equilibrio a determinadas condiciones de presión y temperatura no existe ningún cambio en el sistema pero si es posible alterar el equilibrio.

- Cambios en la concentración
- Cambios en la temperatura.
- Cambios de presión o volumen.

PRINCIPIO DE LE CHATELIER.- un sistema de equilibrio contrarresta todo factor externo (tensión) que lo perturba hacia el sentido que neutralice parcialmente dicha tensión para luego alcanzar un nuevo estado de equilibrio.

1. CAMBIOS EN LA CONCENTRACION DE UN REACTIVO O PRODUCTO.

considerando la siguiente ecuación química:



FACTOR EXTERNO	DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO A LA
[H ₂] aumenta	Derecha
[N ₂] aumenta	Derecha
[NH ₃] aumenta	Izquierda
[N ₂] disminuye	Izquierda
[NH ₃] disminuye	Derecha

2. CAMBIOS EN LA TEMPERATURA.- La temperatura es el único factor cuya variación altera el valor de la constante de equilibrio. Depende del tipo de la reacción directa si es endotérmica o es exotérmica

- **Reacción exotérmica ($\Delta H = -$)** se libera calor es decir el reactor se calienta.

Reactantes \rightleftharpoons Productos + calor

FACTOR EXTERNO	DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO A LA
$\uparrow T$	Izquierda
$\downarrow T$	Derecha

- **Reacción endotérmica ($\Delta H = +$)** se consume o absorbe calor.

Reactantes + calor \rightleftharpoons Productos

FACTOR EXTERNO	DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO A LA
$\uparrow T$	Derecha
$\downarrow T$	izquierda

3. CAMBIOS DE PRESIÓN O VOLUMEN.- solo tiene efecto en sustancias gaseosas

LEY DE BOYLE:

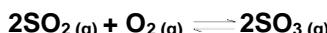
- Si disminuimos el volumen del reactor la presión aumenta.
- Si aumentamos el volumen del reactor la presión disminuye.

Al aumentar la presión el equilibrio se desplaza de mayor a menor número de moles.
Al disminuir la presión el equilibrio se desplaza de menor a mayor número de moles.

Nota:

En una reacción en fase gas donde $\Delta n = 0$ la presión no tiene influencia.

Analizando los efectos que producen los cambios de presión cuando $\Delta n \neq 0$



UN CATALIZADOR.- no tiene efecto en cuanto al sentido del equilibrio debido a que el catalizador solo afecta la velocidad de la reacción (cinética química) mas no el equilibrio.

EVALUACION

- 01.** La velocidad de reacción química aumenta cuando:
- A) disminuye la temperatura
 - B) se utiliza inhibidores o catalizadores negativos
 - C) decrece el número de colisiones eficaces entre moléculas reactantes
 - D) disminuye la energía de activación por empleo de catalizadores
 - E) el estado de agregación de la materia reactante sea lo más grande posible.
- 02.** El cloruro de hierro (III) es reducido por el cloruro de estaño (II), según: $\text{Fe}^{+3}_{(\text{ac})} + \text{Sn}^{+2}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{Fe}^{+2}_{(\text{ac})} + \text{Sn}^{+4}_{(\text{ac})}$
Si la concentración del ion Fe^{+3} al inicio del experimento fue de 0,32M. Despues de 5 minutos la concentración del Fe^{+3} es de 0,07M, entonces, la velocidad media de formación del ion Sn^{+4} en ese intervalo de tiempo fue (M/min)
- A) 0,025 B) 0,05 C) 0,25 D) 0,32 E) 0,39
- 03.** ¿En cuántas veces se incrementara la velocidad de la siguiente reacción:
- $$2\text{NO}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{g})}$$
- Si la presión del sistema se triplica.
- A) 35 B) 27 C) 24 D) 21 E) 18
- 04.** Si para la reacción:
- $$\text{ClO}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{productos}$$
- Se obtuvieron experimentalmente los siguientes datos de velocidad a una temperatura constante.

Experimento	[ClO ₂]	[OH ⁻]	Velocidad
1	0,012	0,012	2,07 x 10 ⁻⁴
2	0,012	0,024	4,14 x 10 ⁻⁴
3	0,024	0,012	8,28 x 10 ⁻⁴
4	0,024	0,024	1,66 x 10 ⁻³

La expresión generalizada de la ley de velocidad de esta reacción es:

A) $V = k[\text{ClO}_2]^2[\text{OH}^-]$

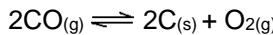
B) $V = k[\text{ClO}_2]^{1/2}[\text{OH}^-]^2$

C) $V = k[\text{ClO}_2]^2[\text{OH}^-]^2$

D) $V = k[\text{ClO}_2][\text{OH}^-]$

E) $V = k[\text{ClO}_2][\text{OH}^-]^2$

05. La expresión correcta en la determinación de K_c para el equilibrio siguiente es:



A) $K_c = K_p/RT$

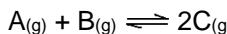
B) $K_c = K_p$

C) $K_c = K_p(RT)^2$

D) $K_c = K_p/(RT)^2$

E) $K_c = K_p(RT)$

06. Dado el siguiente sistema:



Si inicialmente se tienen concentraciones de A y B que son 1M y 0,60 respectivamente, entonces al llegar al equilibrio se tiene una concentración de "C" igual a 0,4M. La constante de equilibrio (K_c) debe ser:

A) 2,0

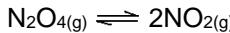
B) 1,0

C) 0,5

D) 0,4

E) 0,2

07. Si en un reactor de 10 L se hacen ingresar 920g de tetraóxido de dinitrógeno (N₂O₄), entonces se observa que espontáneamente se ha disociado se ha disociado un 20%, según:



El valor de K_c (mol L⁻¹), a la misma temperatura de reacción, es:

A) 0,25

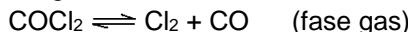
B) 0,20

C) 0,15

D) 0,10

E) 0,05

- 08.** A cierta temperatura 1 mol COCl_2 /Litro se disocia en un 50% para formar Cl_2 y CO, según la reacción:



Para que el COCl_2 se disocie en un 25% a la misma temperatura, su concentración inicial debe ser:

- A) 6M B) 5,5 M C) 4M D) 0,25M E) 0,05M

- 09.** En el siguiente equilibrio heterogéneo:



La presión parcial del CO_2 en el equilibrio es 5 atm y su constante de equilibrio es $K_p = 7,2 \text{ atm}^3$. La presión total (en atmosferas) del sistema en equilibrio es:

- A) 1,2 B) 2,2 C) 3,2 D) 4,2 E) 6,2

- 10.** En un tanque cerrado se tiene el siguiente sistema gaseoso en equilibrio:



En base a la información dada, se puede afirmar que:

1. Al aumentar la presión, el sistema procede a la derecha.
2. Al bajar la temperatura, el sistema procede a la derecha.
3. Al agregar un catalizador, no hay cambios en el sistema.
4. Al duplicar el volumen del reactor, el sistema procede a la izquierda.
5. Al retirar parte del PCl_5 , el sistema procede a la derecha

Son ciertas:

- A) 1, 3 y 5 B) 2, 4 y 5 C) 3, 4 y 5
 D) 1, 2, 3 y 5 E) Todas

BIBLIOGRAFÍA

1. PETRUCCI, R. HARWOOD, W.; "Química General", Prentice Hall Iberia S.R.L.; 1999, Madrid.
2. BROWN, Theodore L; LEMAY, Eugene H. y BURSTEN, Bruce, "Química la Ciencia Central", Ed. Prentice-Hall, 1997, México.
3. MOORE, JOHN, et, al: "El mundo de la Química"; Ed Addison Wesley Longman, 2000, México.
4. MORTIMER CH. "Química"; Grupo Editorial Iberoamericana, 1983, México
5. BURNS, R. A.; "Fundamentos de Química", Ed. Prentice-may Hispanoamericana S.A., 1996 México.
6. PETRUCCI, R. y HARWOOD, W.; "Química General", Prentice Hall Iberia S.R.L. 1999 Madrid
7. BROWN, Theodore L; LEMAY, Eugene H. Y BURSTEN, Bruce; "Química la ciencia Cenral", Ed. Prentice-Hall, 1997 México.
8. MOORE, JOHN, et. Al; "El Mundo de la Química"; Ed Addison Wesley Longman, 2000 México.

SEMANA 12

TEORÍA ACIDO - BASE

OBJETIVOS:

- Analizar las aplicaciones de los ácidos y bases
- Comprender la propiedades que identifican a un ácido y a una base
- Aplicar las teorías ácido base
- Explicar e interpretar el valor del pH
- Resolver la evaluación exitosamente

CONTENIDO:

- Propiedades generales de los ácidos y bases
- Teorías ácido base
- Ácidos fuertes y débiles
- Autoionización del agua
- Escala pH
- Dilución de una solución
- Mezcla de soluciones y pH resultante
- Neutralización ácido – base

PROPIEDADES GENERALES DE ÁCIDOS Y BASES

ÁCIDO

- Tienen sabor agrio.
- Cambian de color algunos indicadores, así cambian a rojo el papel de tornasol azul.

- Reaccionan con los metales activos como el zinc, magnesio y hierro produciendo hidrógeno gaseoso.



- Los ácidos moleculares puros no conducen la electricidad pero sus disoluciones acuosas son buenas conductoras.
- Neutraliza a las bases.

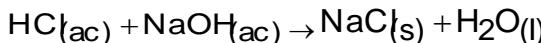
BASE

- Tienen sabor amargo.
- Cambian de color algunos indicadores, así cambian a azul el color del papel de tornasol rojo.
- Las bases más comunes son los hidróxidos como: NaOH, KOH, Ca(OH)₂
- Neutralizan a los ácidos.
- Son untuosas al tacto.

NOTA:



Los ácidos y las bases reaccionan para formar como productos sal más agua. A este tipo de reacciones se denomina neutralización.



Ácido	Hidróxido	Cloruro	Agua
clorhídrico	de sodio	de sodio	

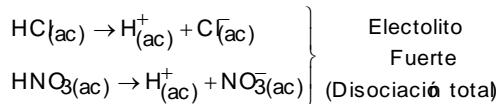
DEFINICIONES DE ÁCIDOS Y BASES

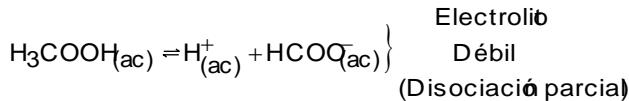
1. Definición de Svante Arrhenius (1884)

Ácido: Es la sustancia que en solución acuosa, produce o forma H⁺.

Base: Es la sustancia que al disolverse en agua, produce iones (OH⁻).

Ejemplo: Ácidos de Arrhenius



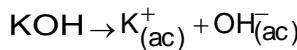
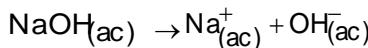


NOTA:

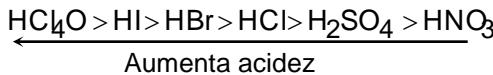


Arrhenius hizo su planteamiento basado en la conductividad eléctrica de sus respectivas soluciones acuosas, así por ejemplo la conductividad de los electrolitos fuertes en solución acuosa permite el paso de corriente en un circuito haciendo que un foco se encienda con luz intensa, debido a su alta concentración de iones que los electrolitos débiles, por su baja concentración de iones.

Base de Arrehenius:



- En general los electrolitos fuertes de carácter ácido o simplemente ácidos fuertes:

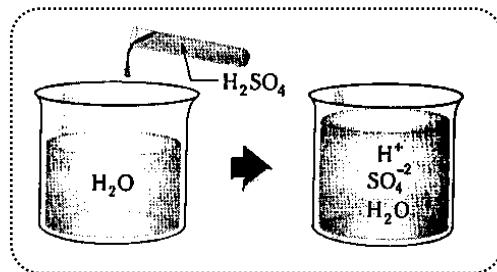


Ejemplo 1:

Ionización de los ácidos.

- $\text{HCl}_{(\text{ac})} \rightarrow \text{H}_{(\text{ac})}^+ + \text{Cl}_{(\text{ac})}^-$
ácido monoprótico 1 protón ión cloruro
 - $\text{H}_2\text{SO}_4_{(\text{ac})} \rightarrow 2\text{H}_{(\text{ac})}^+ + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{ac})}$
ácido diprótico 2 protones ión fosfato

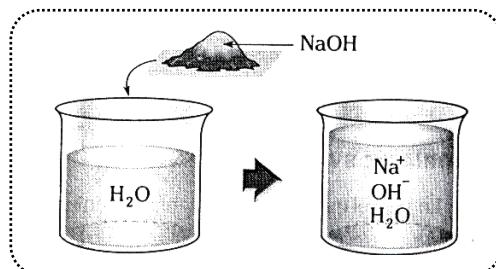
- $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac}) \rightleftharpoons 3\text{H}^+_{(\text{ac})} + \text{PO}_4^{3-}_{(\text{ac})}$



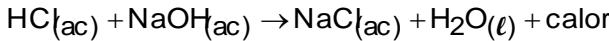
De acuerdo con la cantidad de protones que genera un ácido en medio acuoso se denominan monopróticos (HF , HCl , HBr , HCN , CH_3COOH , etc.), dipróticos (H_2S , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SO_3 , etc), tripróticos (H_3PO_4 , H_3BO_3 , etc). es decir producen un proton, dos protones, tres protones, etc., respectivamente.

Ejemplo 2:

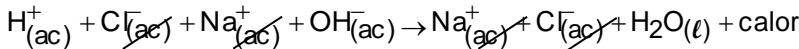
Disociación de la bases



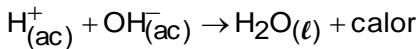
Si hacemos reaccionar un ácido y una base de Arrhenius da lugar a la formación de una sal y agua.

Ejemplo 3:


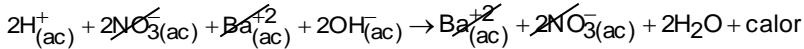
En forma iónica:



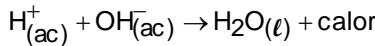
Como se puede observar, los iones Na^+ y Cl^- no cambian su estructura electrónica y por ello se pueden suprimir, siendo la reacción neta de neutralización.


Ejemplo 4:


En forma iónica:



Se observa que los iones Ba^{+2} y NO_3^- no cambian su estructura electrónica y por ello se les puede suprimir, siendo la ecuación neta:



Limitaciones de la definición de Arrhenius

- Define ácidos y bases sólo en solución acuosa.
- No existe en solución acuosa el ión H^+ aislado, la representación real es H_3O^+ (ión hidronio).
- Sólo es válido para especies químicas que poseen en su estructura grupos OH^- disociados y H^+ disociados pero especies como NH_3 , Na , CH_3OH , NaHC_2O_4 no son considerados por Arrhenius.

2. Definición de Brönsted – Lowry (1923)

En 1923 el químico danés Johannes Brönsted y el químico inglés Thomas Lowry propusieron de manera independiente una extensión de lo propuesto por Arrhenius, aunque la propuesta de Brönsted fue más completa que la de Lowry.

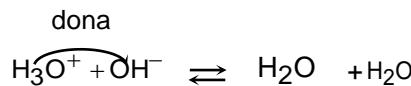
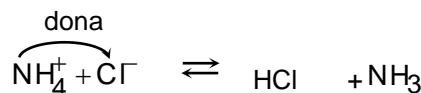
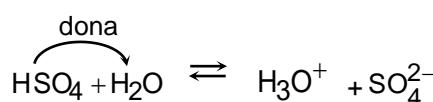
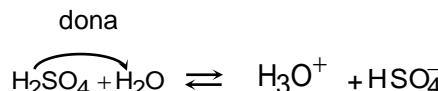
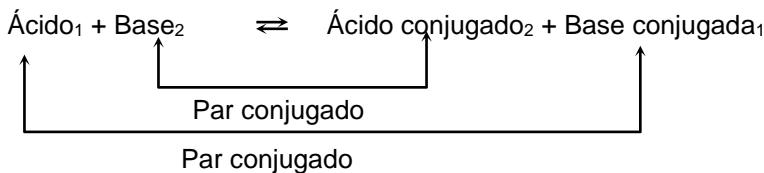
Ácido: Es toda especie química capaz de donar protones.

Base: Es toda especie química capaz de aceptar protones.

En esta definición, una reacción ácido – base es la transferencia de un protón de un ácido a una base.

Cuando un ácido dona su protón se convierte potencialmente en una base (a la que se denomina base conjugada) y viceversa una base al aceptar un protón se transforma en un ácido conjugado y todo ácido tiene una base conjugada (denominado par conjugado).

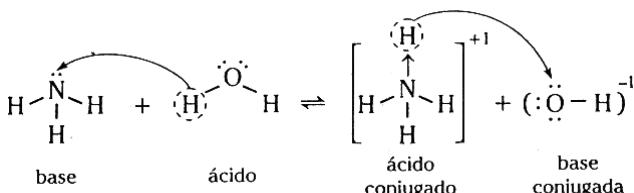
A dichas reacciones en que se opera el cambio de protón entre ácido y base se denomina **PROTÓLISIS**.



De las afirmaciones de ácido y base podemos deducir lo siguiente:

- Todo ácido de Brönsted – Lowry debe contener, por lo menos, un hidrógeno ionizable.
- Toda base de Brönsted – Lowry debe tener, por lo menos, un par electrónico no enlazante y así formar un enlace covalente dativo con el H^+ .
- No es necesario utilizar el agua como disolvente para definir el comportamiento ácido o base de una especie química.
- En la reacción ácido – base de Brönsted – Lowry existe transferencia de un protón, por lo que comúnmente se denomina reacción de protólisis.

Verifiquemos que la disolución acuosa del amoniaco, NH_3 , es básica.

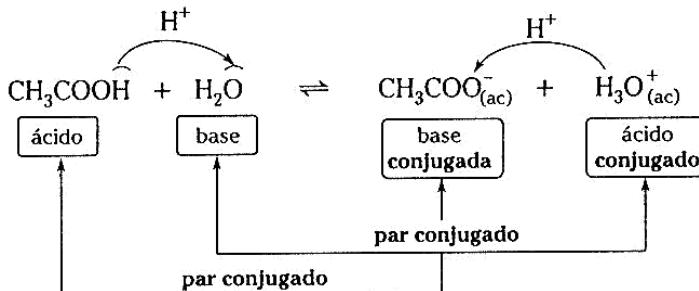


Analizando la reacción directa, observamos que el amoniaco, NH_3 , acepta un protón (H^+) procedente del agua, H_2O , transformándose en ión amonio, NH_4^+ , y el agua se transforma en el ión hidróxido, OH^- , con lo cual se comprueba el carácter básico de la solución resultante.

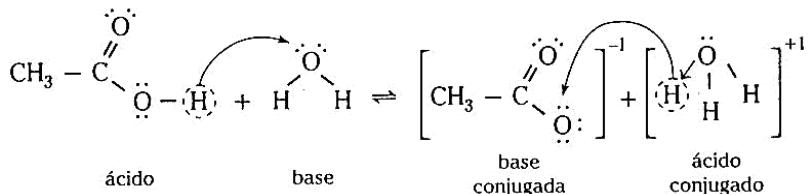
Analizando la reacción inversa, se observa que el ión amonio, NH_4^+ , dona un protón (H^+) al ión hidróxido, OH^- , por lo que restituye el NH_3 y el ión OH^- restituye el H_2O . De este análisis se desprende que el ion amonio, NH_4^+ , es el ácido conjugado del NH_3 y que el OH^- es la base conjugada del H_2O por lo que ambas especies forman un par conjugado: $\text{NH}_3/\text{NH}_4^+$ y $\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-$.

Un par conjugado ácido-base de Brönsted-Lowry tiene propiedades distintas, difieren en un protón, H^+ y no reaccionan entre sí.

Analicemos lo que sucede al disolver ácido acético en agua.



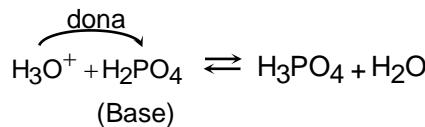
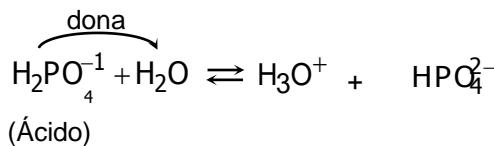
Mediante estructuras Lewis sería así:



ESPECIE ANFÓTERA O ANFITRÓPICA

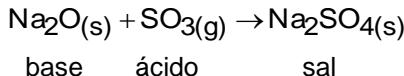
Una especie química que es capaz de donar protones y aceptarlos se denomina anfótera ó anfiprótica; se reconoce porque en unas reacciones se comporta como ácido y en otras como base.

Ejemplo:



¿Hay alguna limitación en la teoría de Brönsted – Lowry?

Se ha observado que la clasificación de Brönsted – Lowry incluye más sustancias químicas como ácidos o bases que en la clasificación de Arrhenius, por lo que la consideramos más ventajosa, sin embargo observemos la siguiente reacción:



La reacción entre el óxido de sodio, Na_2O (óxido básico) y trióxido de azufre, SO_3 , (óxido ácido) implica una reacción ácido – base ya que se forma una sal, sulfato de sodio, Na_2SO_4 ; pero no ocurre la transferencia de un protón. ¿Cómo explicar esto?

En la teoría de Brönsted – Lowry el ácido necesariamente debe tener un hidrógenoionizable (H^+) para que en la reacción con una base exista la transferencia de un protón, sin embargo existen reacciones ácido-base (como la anterior) en la que no existe transferencia de protones, por lo cual estas reacciones no estarían incluidas en la clasificación de Brönsted – Lowry, de allí la necesidad de plantear una nueva teoría de mayor amplitud que incluya a más sustancias químicas.

3. Teoría de Gilbert N. Lewis

En 1923, el mismo año en que Brönsted y Lowry dieron a conocer sus definiciones sobre los ácidos y bases, Lewis planteó una definición más general de ácidos y bases desde el punto de vista de formación de enlace covalente.

Ácido

Especie química (compuesto o ión) que es capaz de aceptar dos electrones para formar un enlace covalente.

Base

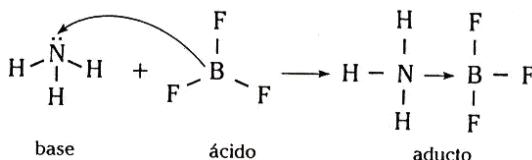
Especie química capaz de donar dos electrones para formar un enlace covalente.

La reacción ácido – base de Lewis implica la formación de un compuesto de coordinación (posee enlace dativo o coordinado) llamado aducto.

ácido + base → aducto

Ejemplo 1:

Reacción entre el amoniaco, NH_3 , y el trifluoruro de boro, BF_3 .



Se observa que el amoniaco, NH_3 , tiene un par electrónico no enlazante y por ello puede aportarlo al trifluoruro de boro. El boro tiene octeto incompleto y un orbital vacío, es por ello que acepta el par electrónico del amoniaco; el producto NH_3BF_3 es un compuesto sólido cristalino de color blanco, en este producto se observa que el nitrógeno del NH_3 esta unido al átomo de boro mediante un enlace covalente reactivo o coordinado.

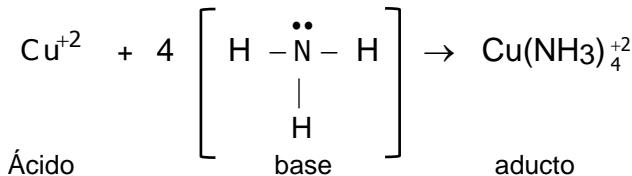
Analizando estas definiciones sobre los ácidos y bases podemos deducir lo siguiente:

- Un ácido de Lewis debe ser deficiente en electrones como los cationes y moléculas cuyo átomo central tenga octeto incompleto, es el caso del AlC_3 , BF_3 , etc.
- Un ácido de Lewis debe tener un orbital vacío en la capa de valencia para aceptar el par electrónico.
- Una base de Lewis debe tener al menos un par de electrones de valencia no enlazante como los aniones, el H_2O

- d) La reacción entre un ácido y una base implica que se unen mediante un enlace covalente coordinado o dativo ya que la base aporta el par enlazante al ácido.

La ventaja de esta teoría es que nos permite tratar una variedad más amplia de reacciones ácido-base. Los aductos (productos de la reacción) son compuestos de coordinación o complejos.

El ión Cu^{+2} interactúa con el amoniaco, NH_3 , para formar un ión complejo como el tetramino de cobre (II).



El ión cúprico, Cu^{+2} , tiene orbitales vacíos por lo que recibe el par electrónico aportado por el amoniaco, el hecho de que el cobre tenga una carga de +2 contribuye a la atracción por el par electrónico libre que tiene el amoniaco.

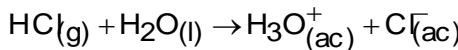
La teoría de Lewis explica también el comportamiento ácido de los óxidos no metálicos como el dióxido de Carbono, CO_2 , dióxido de azufre, SO_2 , etc.

FUERZA RELATIVA DE ÁCIDOS Y BASES

La fuerza de un ácido y de una base está determinada por la capacidad que tienen de donar o aceptar un protón.

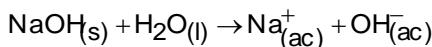
- **ÁCIDO FUERTE.**- Es aquel que dona el protón con bastante facilidad, se disocian totalmente, constituyendo un proceso irreversible produciendo una base conjugada con muchísima dificultad de volver a aceptar el protón (base estable).

Ejemplo:



Inicio:	1 mol	0	0
Final:	0	1 mol	1 mol

- **BASE FUERTE:** Es aquel que acepta el protón con bastante facilidad, se disocian totalmente, es un proceso irreversible; teniendo su ácido conjugado muchísima dificultad de devolver el protón, siendo un ácido débil.



Inicio:	1 mol	0	0
Final:	0	1 mol	1 mol

ÁCIDOS Y BASES DÉBILES

Son aquellas sustancias que se disocian parcialmente ceden o aceptan un protón con mucha dificultad, es un proceso reversible que presenta un equilibrio químico.

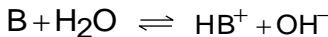


Inicio:	Co	0	0
Reacciona:	x	x	x
Final:	(Co - x)	(x)	(x)

$$K_a = \frac{\left[\text{H}_3\text{O}^+ \right] \left[\text{A}^- \right]}{\left[\text{HA} \right]}$$

K_a = Constante de disociación ácida

De la misma forma para una base débil



Inicio:	Co	0	0
Reacciona:	x	x	x
Equilibrio:	(Co - x)	(x)	(x)

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

K_b =Constante de disociación básica

En toda reacción ácido – base, la posición de equilibrio favorecerá la transferencia del protón del ácido más fuerte a la base más fuerte.

Por lo tanto:

- Todo ácido fuerte tiene una base conjugada débil
- Toda base fuerte tiene su ácido conjugado débil.
- Cuando más fuerte es un ácido, más débil es su base conjugada.
- Cuando más fuerte es una base, más débil es su ácido conjugado.

GRADO DE DISOCIACIÓN O IONIZACIÓN (α)

Indica la relación de la concentración de iones realmente disociado entre el total de iones que podría haberse disociado.

$$\alpha = \frac{x}{C_0}$$

α = Grado de disociación

x = Concentración de la especie disociada

C_0 = Concentración inicial

ESTRUCTURA MOLECULAR Y FUERZA DE LOS ÁCIDOS

A) VARIACIÓN DE FUERZA ÁCIDA EN HIDRUROS

En primer lugar analicemos a los hidruros de elementos que pertenecen a un mismo grupo. Se tienen los siguientes ácidos hidrácidos del grupo

VIIA: HF, HCl, HBr y HI; en forma experimental se sabe que el HI es el ácido más fuerte, mientras que el más débil es el HF.

Entonces la fuerza de acidez varía: HF << HCl < HBr < HI.

Similar se tendrá que dar para la fuerza de acidez de los hidruros del grupo VIA: $\text{H}_2\text{O} < \text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te}$.

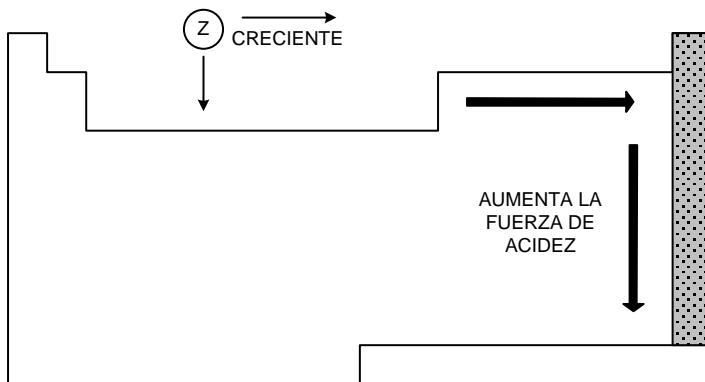
En segundo lugar, analicemos hidruros de elementos de un mismo periodo. Se tienen los siguientes hidruros: CH_4 , NH_3 , H_2O y HF que pertenecen a elementos del segundo periodo de la Tabla Periódica, por lo que la fuerza ácida tendría el siguiente orden: $\text{CH}_4 < \text{NH}_3 < \text{H}_2\text{O} < \text{HF}$.

Similar se tendría que dar para los hidruros del periodo 3 y 4, cuya fuerza ácida varía así

Periodo 3: $\text{SiH}_4 < \text{PH}_3 < \text{H}_2\text{S} << \text{HCl}$

Periodo 4: $\text{GeH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{H}_2\text{Se} << \text{HBr}$

Como regla práctica podemos relacionar la fuerza ácida con el número atómico. En un periodo, la fuerza ácida aumenta en forma directa con el número atómico y electronegatividad del elemento. En un grupo, la fuerza ácida aumenta en forma directa con el número atómico.



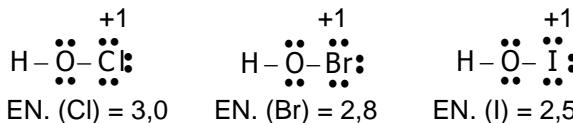
B) VARIACIÓN DE FUERZA ÁCIDA EN OXÁCIDOS:

- a) Oxácidos en los que el átomo central pertenece a un mismo grupo con igualdad en el estado de oxidación.

Ejemplo 1:

Ordene los siguientes ácidos en forma creciente a su fuerza de acidez: HClO, HBrO y HIO.

Planteamos la estructura de Lewis para cada ácido.



Como el átomo de cloro tiene la mayor EN, el enlace H – O en el ácido HClO estará más polarizado que en los dos ácidos restantes. El enlace H – O del ácido HBrO está más polarizado que el enlace H – O en el ácido HIO. De lo expuesto podemos concluir que el ácido HClO donará el protón (H^+) con mayor facilidad, es decir será el ácido más fuerte entre los tres.

Orden de fuerza ácida: HIO < HBrO < HClO

Conclusión

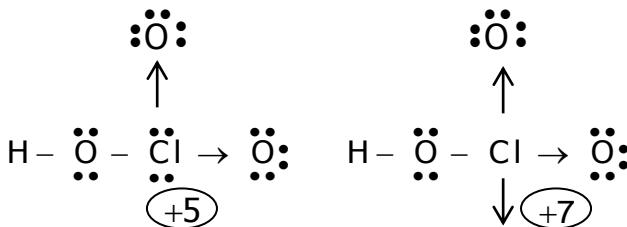
A mayor electronegatividad del átomo central, mayor fuerza ácida.

- b) Oxácidos que tienen el mismo átomo central pero diferente estado de oxidación

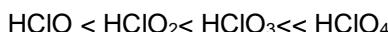
Ejemplo 1

Dado los siguientes ácidos oxácidos: HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄, ordene según su fuerza de acidez. Planteamos la estructura de Lewis para cada ácido.

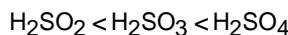




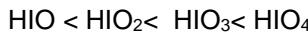
Se observa que la cantidad de átomos de oxígeno unido al cloro se incrementa y además aumenta el estado de oxidación del cloro, estos dos factores polarizan con mayor intensidad el enlace H – O, por lo que la fuerza de acidez aumenta, esto implica que el orden sea:



En forma análoga, para los oxácidos de azufre la fuerza ácida varía así



y para los oxácidos del yodo está



Conclusión

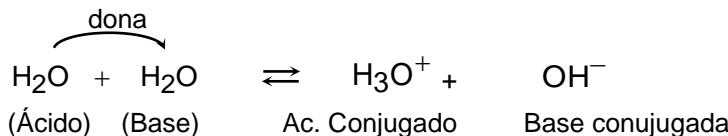
Cuando se incrementa el número de átomos de oxígeno unido al átomo central, el enlace H – C se polariza con mayor intensidad. Al aumentar el estado de oxidación del átomo central, aumenta la fuerza d acidez.

EQUILIBRIO IÓNICO

I. **CONTENIDOS BÁSICOS**

EQUILIBRIO IÓNICO DEL AGUA

Como el agua es una especie anfotérica, es decir, tiene la capacidad para actuar con un ácido y una base respectivamente:



Esta relación es la autotionización ó autodisociación del agua.

Definimos el producto iónico del agua (K_w) que es constante, en todo sistema acuoso (agua pura o solución) a 25°C siempre se cumplirá:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-] = 1 \times 10^{-14}$$

Entonces decimos que:

Solución neutra: $[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$

Solución ácida:

$[\text{H}_3\text{O}^+] > [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$

Solución básica:

$[\text{H}_3\text{O}^+] < [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] < 10^{-7}$ y $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$

POTENCIAL DE HIDRÓGENO (pH)

Cuando se hace el cálculo de los iones hidronio e hidroxilo se obtienen valores muy pequeños y presenta dificultad para operar matemáticamente, razón por la cual en 1909 Soren Peer Sorensen propuso un modelo para poder medir la acidez o basicidad de una solución, denominado potencial del ion hidrógeno, pH definido por:

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

El pH es una cantidad adimensional

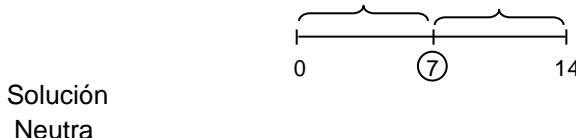
ESCALA pH

Las disoluciones ácidas y básicas pueden identificarse por sus valores de pH como:

- Disoluciones ácidas $[\text{H}_3\text{O}^+] > \text{O}^{-7}\text{M} \Rightarrow \text{pH} < 7$
- Disoluciones básicas $[\text{H}_3\text{O}^+] < \text{O}^{-7}\text{M} \Rightarrow \text{pH} > 7$
- Disoluciones neutras $[\text{H}_3\text{O}^+] = \text{O}^{-7}\text{M} \Rightarrow \text{pH} = 7$

En soluciones acuosas:

Solución
Ácida Solución
Básica



pOH: De igual forma la concentración de iones oxhidrilo se pueden definir el pOH como:

$$\boxed{\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]}$$

Recordando:

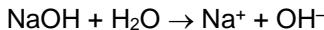
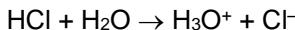
$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Tomamos logaritmos ambos miembros:

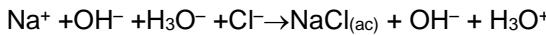
$$\begin{aligned} -\log([\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]) &= -\log(10^{-14}) \\ -\log[\text{H}_3\text{O}^+] + -\log[\text{OH}^-] &= 14 \\ \underbrace{\text{pH}}_{-\log[\text{H}_3\text{O}^+]} + \underbrace{\text{pOH}}_{-\log[\text{OH}^-]} &= 14 \end{aligned}$$

TITULACIÓN O NEUTRALIZACIÓN ÁCIDO – BASE

Cuando se mezcla una solución de un ácido fuerte con una base fuerte se produce una reacción de neutralización:



Reacción de neutralización:



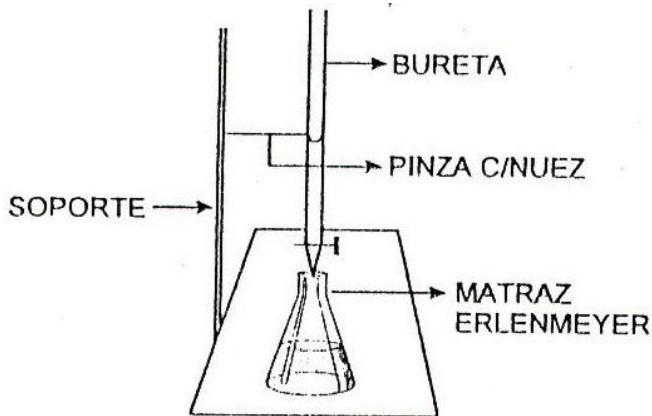
Como la constante de equilibrio del agua es grande, se puede considerar que todo el ácido reacciona con una base y por lo tanto se vuelve neutra. La titulación concluye cuando la cantidad de ácido y base que se han mezclado es tal que el pH = 7 a este punto se le denomina “punto de equivalencia” y en él se encuentran cantidades estequiométricas equivalentes del ácido y la base.

$$\# \text{eq}_{\text{ácido}} = \# \text{eq}_{\text{base}}$$

$$N_{\text{ácido}} \cdot V_{\text{ácido}} = N_{\text{base}} \cdot V_{\text{base}}$$

Para titular una solución desconocida con una estándar, se emplean ciertas sustancias denominadas indicadores ácidos – base que por lo general compuestos orgánicos capaces de cambiar de coloración cuando cambia de pH del medio donde se encuentra.

EQUIPO DE TITULACIÓN



EVALUACION

- 01.** Con respecto a las proposiciones referidas a la siguiente reacción ácido – base:



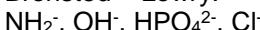
1. Tanto el HS^- como el OH^- son bases conjugadas.
2. El S^{2-} comporta como base
3. El HS^- es el ácido conjugado del S^{2-} .
4. El H_2O se comporta como base.

SON CIERTAS:

- A) 1 y 2 B) 1 y 3 C) 1 y 4 D) 2 y 3 E) 2 y 4

- 02.** Los ácidos conjugados de las siguientes bases de

Bronsted – Lowry:



Son respectivamente:

- | | |
|---|--|
| A) NH_4^+ , H_3O^+ , H_3PO_4 , HClO | B) NH_3 , H_3O^+ , H_2PO_4^- , HCl |
| C) NH_4^+ , H_2O^+ , H_2PO_4^- , HCl | D) NH_3 , H_2O , H_2PO_4^- , HCl |
| E) NH_3^+ , H_2O^+ , H_2PO_4^- , HClO | |

- 03.** Dadas las siguientes especies:

1. Br^- 2. $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ 3. AlCl_3 4. Cl^- 5. Cu^{2+}

Son ácidos de Lewis:

- A) 1 y 2 B) 1 y 5 C) 2 y 4 D) 3 y 4 E) 3 y 5

- 04.** El pH de una solución formada al disolver 0,1 g de NaOH en suficiente agua para formar un litro de disolución, es:

Considerar: $\text{PM}_{\text{NaOH}} = 40$ y $\log 5 = 0,7$

- A) 11,4 B) 9,4 C) 7,4 D) 5,6 E) 2,6

- 05.** Si se mezcla 800 mL de una solución 2M de HCl con 600 mL de una solución 3M de KOH; entonces el pH de la mezcla resultante será:

$(\log 7 = 0,85)$

- A) 0,85 B) 4,20 C) 7,00 D) 10,15 E) 13,15

- 06.** Se mezclan 4 mL de una solución de HCl 0,15 N con 1 mL de una solución de HCl 0,4 N. El pH de la solución resultante es:

Considerar: $\log 2 = 0,3$

- A) 0,7 B) 2,7 C) 3,7 D) 4,7 E) 5,7

07. Si se diluye 10mL HCl de concentración 2M con 1990 mL de agua destilada, entonces la nueva mezcla obtenida tiene un pH igual a:
A) 0,5 B) 1,0 C) 1,2 D) 2,0 E) 3,0
08. Si se mezclan 400mL de una solución de ácido clorhídrico con 600mL de una solución de NaOH, ambos de la misma concentración molar "X", entonces se obtiene una mezcla de pH igual a 13. La concentración molar "X" a utilizar debe ser:
A) 0,1 B) 0,2 C) 0,3 D) 0,4 E) 0,5
09. Un estudiante preparó una solución 0,1 M de ácido fórmico (HCOOH) y determina su pH, siendo este igual a 2,4. La " K_a " para el ácido fórmico es:
Dato: $\log 4 = 0,6$
A) $4,20 \times 10^{-6}$ B) $6,00 \times 10^{-4}$ C) $1,67 \times 10^{-4}$
D) $1,67 \times 10^{-3}$ E) $1,67 \times 10^{-2}$
10. Si se tiene un recipiente conteniendo un volumen de H_2SO_4 cuyo pH es 2, entonces el número de veces que deberá diluirse para obtener una solución de pH 4, es:
A) 110 B) 100 C) 90 D) 80 E) 70

BIBLIOGRAFÍA

1. ANDER, P. y SONNESSA, A.; "Principios de Química. Introducción a los conceptos básicos." Ed. Limusa, Sección II, México 1978
2. PRETUCCI, R. y HARWOOD, W; "Química General", Prentice Hall Iberia S.R.L; 1999, Madrid
3. BROWN, Theodore L; LEMAY, Eugene H. y BURSTEN, Bruce; "Química la Ciencia Central", Ed. Pretice-Hall, 1997 México
4. BURNS, R. "Fundamentos de Química", Prentice may Hispanoamericana, 1996, México
5. MOORE, JOHN, "El mundo de la Química" 2000 México

SEMANA 13

QUÍMICA ORGÁNICA

I. INTRODUCCIÓN :

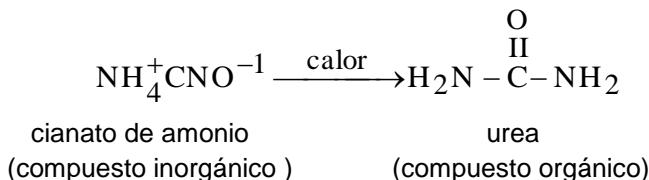
Hasta la primera mitad del siglo XIX, se pensaba que los compuestos orgánicos solo podían ser sintetizados por los seres vivos, se consideraban el caso del etanol y el ácido acético que se habían obtenido de la fermentación de jugos de frutas o de granos, de la quinina se había aislado de la corteza del árbol de la quina la cual se utilizaba para curar el paludismo, de la urea que se había obtenido de la orina de los mamíferos, etc. Esta idea era sostenida por la Teoría Vitalista propuesta por el químico sueco Jacobo Berzelius en 1809 quien indicaba que sólo los seres vivos pueden producir estos compuestos ya que poseen la llamada “Fuerza Vital”; por lo tanto, en el laboratorio no se podía sintetizar un compuesto orgánico.

En 1828, el químico alemán Friedrich Wohler, discípulo de Berzelius, buscando producir en el laboratorio cianato de amonio (NH_4CNO), un compuesto inorgánico, a partir de sustancias inorgánicas (cianato de potasio y sulfato de amonio) sintetizó por primera vez un compuesto orgánico llamado carbodiamida o urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, presente en la orina.

Las reacciones químicas son las siguientes:



Cianato de potasio sulfato de amonio cianato de amonio sulfato de potasio



QUÍMICA

El hecho de que un compuesto inorgánico como el cianato, NH_4CNO , se transforme en un compuesto orgánico como la urea es una clara demostración de que la fuerza vital no existe. Posteriormente, en 1845, el químico alemán Kolbe obtuvo artificialmente el ácido acético (CH_3COOH). En 1854, el químico francés Berthelot sintetizó grasas que son constituyentes de los animales y el hombre. El científico ruso A. M. Bütlerov, en 1861, preparó por síntesis la sacarina que es un edulcorante. Comenzaron a seguir con rapidez una tras otra la síntesis de sustancias orgánicas que anteriormente solo eran producidas por los seres vivos, con lo cual la doctrina idealista sobre la fuerza vital, paulatinamente, perdió vigencia y dio paso a la era de la química orgánica moderna, en donde la mayoría de los compuestos orgánicos son sintetizados artificialmente: Actualmente, se puede producir una gran variedad de compuestos orgánicos, desde sencillos hasta complejos, que pertenecen a diferentes funciones orgánicas, como alcoholes, cetonas, nítrilos, etc.

II. **CONTENIDOS BÁSICOS :**

QUÍMICA ORGÁNICA

Es una rama de la química que se encarga del estudio del carbono y de sus compuestos, tanto de origen natural como artificial, analizando su composición, estructura interna, propiedades físicas, químicas y biológicas, las transformaciones que sufren estos compuestos así como sus aplicaciones.

Muchos compuestos orgánicos son muy conocidos, entre ellos tenemos propano, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$; etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$; acetona, CH_3COCH_3 ; ácido acético, CH_3COOH ; glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$; urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, etc. Se observa que todos los compuestos contienen al átomo de carbono, es por esta razón, que la Química Orgánica es conocida también como **Química del Carbono**.

¿Todos los compuestos que tienen carbono son orgánicos? No, existen compuestos que en su composición química tienen carbono pero no son orgánicos, por ejemplo: CaCO_3 , H_2CO_3 , CO_2 , CO , NaHCO_3 , NH_4CNO , HCN , HCNO , etc. Estos compuestos, por sus propiedades, son compuestos inorgánicos. Entonces, ¿cómo reconocemos a un compuesto orgánico? Desde luego, base a sus propiedades generales.

CARACTERISTICAS GENERALES DE LOS COMPUESTOS ORGANICOS

- Los compuestos orgánicos están formados por muy pocos elementos químicos: **Elementos organógenos**. Son los que están presentes en la gran mayoría de los compuestos orgánicos, entre ellos tenemos C,H,O y N.

Elementos secundarios. Son los elementos que están presentes en algunos compuestos orgánicos entre, ellos tenemos al sodio, magnesio, calcio, hierro, bromo, cloro, silicio, etc.

- Esencialmente son covalentes, es decir hay compartición de electrones entre sus átomos, aunque excepcionalmente existen compuestos iónicos como los alcóxidos, jabones detergentes, etc.
- No se disuelven en el agua porque son sustancias apolares, pero son solubles en disolventes apolares como el benceno (C_6H_6), tetracloruro de carbono (CCl_4), ciclohexano (C_6H_{12}), disulfuro de carbono (CS_2), etc.
- Se descomponen con relativa facilidad al calentarlos, es decir no soportan altas temperaturas (por lo general, superior a 400 °C), es por esta razón que muchos de ellos se refrigeran para retardar su descomposición.
- En estado líquido no conducen la electricidad.
- Casi todas las sustancias orgánicas son combustibles (por poseer carbono e hidrógeno), como por ejemplo, los derivados del petróleo, gas natural, alcoholes, etc.
- Sus reacciones químicas son más lentas que en el caso de los compuestos inorgánicos y su rendimiento es menor por que suelen producirse mayor cantidad de reacciones secundarias.
- Presentan el fenómeno de isomería. Los isómeros son compuestos que tiene igual fórmula molecular pero diferente estructura, por ello sus propiedades son diferentes.
- Los compuestos orgánicos forman series homólogas e isólogas

SERIE HOMÓLOGA

Conjunto de compuestos orgánicos que pertenecen a una misma función química y se diferencia en un grupo metíleno ($-\text{CH}_2-$). Sus propiedades químicas son similares pero sus propiedades físicas son diferentes.

Veamos algunos ejemplos:

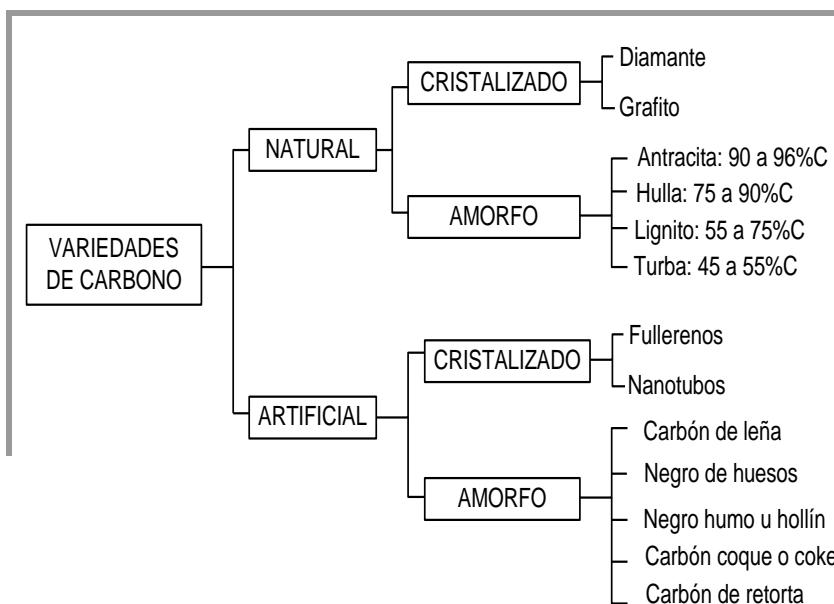
- En alkanos CH_4 , $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ C_2H_6 , $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ C_3H_8 , $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ C_4H_{10}
- En alcoholes CH_3OH , $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$
- En ácidos carboxílicos HCOOH , $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ CH_3COOH , $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$, $\begin{array}{c} \curvearrowright \\ -\text{CH}_2- \end{array}$ $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$

SERIE ISÓLOGA

Conjunto de compuestos orgánicos que tienen igual número de átomos de carbono y se diferencian en dos átomos de hidrógeno. Pertenecen a funciones químicas diferentes, por ello sus propiedades también son diferentes

Por ejemplo: C_2H_2 , C_2H_4 , C_2H_6

VARIEDADES DE CARBONO



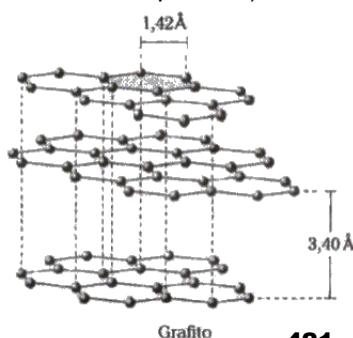
PROPIEDADES DEL CARBONO:

PROPIEDADES FÍSICAS

El carbono puro existe bajo formas alotrópicas como sólidos cristalinos naturales (diamante y grafito) y artificiales (fullerenos). En forma impura, el carbono existe como sólidos amorfos de color variable (de negro gris a negro oscuro) llamados carbones, tanto naturales (antracita, hulla, lignito y turba) y artificiales (carbono de leña, hollín negro animal, coque, etc.)

Carbonos cristalinos

Son formas alotrópicas del carbono químicamente puro con un arreglo regular u ordenado de sus átomos que están unidos covalentemente, por lo tanto, son sólidos cristalinos covalentes.



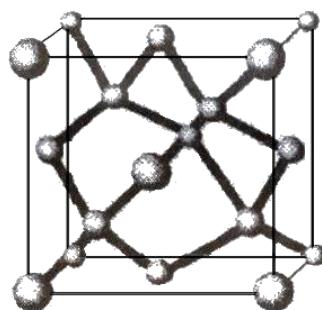
Grafito

Sólido negruzco y resbaloso con brillo metálico, buen conductor eléctrico, cuya densidad es $2,25\text{g}/\text{cm}^3$. Los átomos de carbono se unen por compartición de electrones formando planos hexagonales. El gráfico está constituido por láminas o capas, cuya distancia entre sí es $3,4 \text{\AA}$. Estas capas se unen por fuerzas de Van der Waals. Cada átomo de carbono tiene hibridación sp^2 por lo cual existe deslocalización de los electrones pi (electrones libres) lo que permite conducir la corriente eléctrica.

El grafito es utilizado como lubricante sólido porque es muy blando; también, para fabricar electrodos inertes, lápices, etc.

Diamante

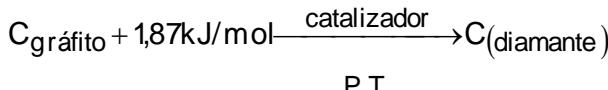
El diamante es un sólido en la que cada átomo de carbono tiene hibridación sp^3 es por esta razón que se une a 4 átomos de carbono formando una estructura tetraédrica. Cada átomo de carbono está en el centro del tetraedro. Esta estructura se repite tridimensionalmente formando una red cristalina covalente gigante.



Debido a la gran intensidad de los enlaces covalentes, el diamante no sublima, no se disuelve en solventes polares, tiene elevado punto de fusión (mayor a 3500°C), tiene una extremada dureza es por ello que se utiliza para cortar el vidrio, metales y como abrasivo para limar materiales de alta dureza.

Tiene una densidad de $3,5\text{g}/\text{cm}^3$, es un buen conductor del calor, no conduce la electricidad ya que el carbono por tener hibridación sp^3 no tiene electrones libres.

La conversión de grafito a diamante es un proceso no espontáneo (termodinámicamente) con $\Delta H = +1,87\text{kJ/mol}$. Requiere condiciones drásticas: temperaturas altas ($2000^\circ\text{C} - 3000^\circ\text{C}$), presiones altísimas (100 000 atmósferas) y el uso de catalizadores apropiados.



Fullerenos

En 1985, el químico Richard Smalley y sus colaboradores (W. Kroto y R. Curl) descubrieron moléculas de carbono puro formadas por 60 átomos (C_{60}) llamadas fullerenos, cuando estudiaban unos microcristales de hollín (carbono artificial). Posteriormente se obtuvieron moléculas de carbono puro con más de 60 átomos de carbono (C_{70} , C_{74} , C_{82} , etc) a partir del grafito que fue sometido a la acción de un potente rayo láser.

El más estable de los fullerenos es C_{60} , que se llama también futbolano, por su similitud con un balón de fútbol. Los fullerenos son sólidos cristalinos moleculares solubles en disolventes apropiados como por ejemplo el benceno.

Las investigaciones continúan respecto a las propiedades y aplicaciones de los fullerenos. Algunos compuestos de estas moléculas son superconductores eléctricos y otros parecen ser muy activos contra el cáncer, el SIDA y otras enfermedades.

Los químicos están aún más entusiasmados con un pariente cercano de los fullerenos llamados nanotubos, una serie de tubos concéntricos con paredes semejantes a las capas de grafito y enrolladas en cilindros, cuyo diámetro es unos pocos nanómetros (2 a 4 nm). Estas pequeñas estructuras pueden formar fibras superconductas de gran resistencia, que superarían ampliamente a los conductores eléctricos de cobre.

CARBONOS AMORFOS O FÓSILES

Carbonos naturales

Carbonos impuros llamados también minerales de carbono. Se han formado por la descomposición de restos de vegetales durante cientos de miles de años, en un proceso llamado petrificación o carbonización. Entre ellos tenemos:

- Antracita (90 a 96% de C). Carbón sólido de color negro brillante, de estructura compacta y dura; arde difícilmente con poca llama. El contenido calorífico es 8 400kcal/mol.
- Hulla (75 a 90% de C). Después de la antracita es la variedad más antigua de carbón. Por su abundancia es el más importante de los combustibles industriales. Es sólido, negro y brillante, fuente natural de compuestos aromáticos, gas de alumbrado ($\text{CH}_4 + \text{H}_2$), amoníaco y coque, puesto que éstos son los productos que se obtienen por destilación seca. El contenido calórico es 7 700 kcal/mol.
- Lignito (55 a 75% de C) carbón sólido de color negro pardo, arde con llama larga pero con mucho humo de olor desagradable. El contenido calórico es 6700kcal/mol.
- Turba (45 a 55% de C). carbón de formación más reciente constituido por vegetales parcialmente descompuestos. Es de color parduzco y de estructura esponjosa. El contenido calórico promedio es 5400 kcal/mol. En resumen, el porcentaje de carbono, contenido calórico y el tiempo de formación en la corteza terrestre aumentan en el sentido que se indica.

Turba < lignito < hulla < antracita →

Carbonos artificiales

Se obtiene por procesos dirigidos o como subproductos de ciertas reacciones químicas, con algunos fines u objetivos específicos.

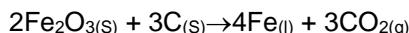
- **Carbón de leña o de palo.** Llamado también carbón de madera, se obtiene por destilación seca (calentamiento en ausencia de aire) de la madera. La forma más rudimentaria es apilar madera sea de encina (nombre común que recibe un árbol o arbusto) y cubrir el montón con una capa de tierra y proceder a su combustión lenta.
Este carbón es muy poroso por lo cual posee propiedades adsorbentes, es decir, capacidad para retener o concentrar en su superficie átomos, iones o moléculas de sólidos, líquidos o gases que entren en contacto con ella. Se usa como combustible y para fabricar carbón activado.
- **Negro de humo y hollín.** Carbón que se obtiene por la combustión incompleta de sustancias orgánicas. Se emplea en la fabricación de tinta china, cintas para máquinas, papel carbón, pinturas, betún, discos

fonográficos, rellenos de los neumáticos; mezclado con arcilla se usa como minas de los lápices, etc.

En el laboratorio se produce haciendo arder la trementina (término aplicado a numerosas oleoresinas semifluidas, amarillas o de color pardo) que se encuentra en una cápsula. En la industria, se obtiene mediante la combustión incompleta de gas natural que contiene principalmente metano, según la ecuación:



- **Carbón animal.** Llamado también negro animal, se obtiene calcinando huesos desengrasados de animales. En la calcinación de los huesos se produce un residuo negro que contiene aproximadamente 10% de carbono finamente dividido entre los poros de fosfato de calcio, sustancia que se encuentra en la composición de los huesos. Luego esta mezcla es tratada con ácido clorhídrico que disuelve y arrastra el fosfato quedando el carbón animal casi puro. El carbón animal tiene gran poder adsorbente, debido a ello se emplea para fabricar carbón activado.
- **Coque.** Carbón duro, negruzco y muy poroso que no tizna los dedos. Tiene gran poder calorífico, se emplea como combustible y reductor de los metales oxidados a metales libres. Especialmente en los altos hornos de la metalurgia del hierro.



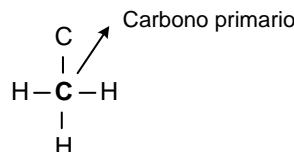
Se obtiene como residuo sólido en la destilación destructiva de la hulla.

- **Carbón deretorta.** Carbón que se queda incrustado en las paredes inferiores de las retortas al destilar la hulla. Es denso, de color negro, poroso, conductor del calor y de la electricidad, es por eso que es muy utilizado industrialmente en los electrodos de los aparatos eléctricos, como por ejemplo las pilas secas.
- **Carbón activado.** Es la forma pulverizada del carbón de leña y del carbón animal, permite lograr superficies con excelente poder

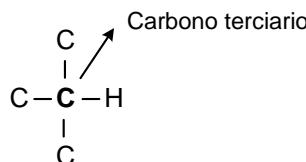
absorbente. Se emplea como decolorante, en máscaras antiguas, en filtros para eliminar impurezas que dan color o mal sabor de agua, aceites, etc.

TIPOS DE CARBONO

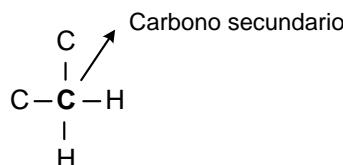
Carbono primario: Es aquel que está unido por medio de un enlace simple o sencillo a otro átomo de carbono. Posee 3 hidrógenos primarios.



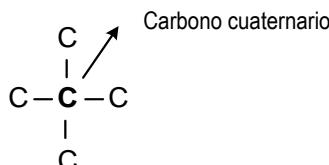
Carbono secundario: Es aquel que está unido a dos átomos de carbono por enlaces simples. Posee 2 hidrógenos secundarios.



Carbono terciario: Es aquel que se encuentra unido a tres átomos de carbono mediante enlaces simples. Posee un hidrógeno terciario



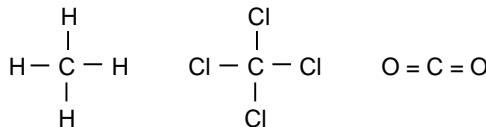
Carbono cuaternario: Es aquel unido a cuatro átomos de carbono por enlaces simples. No posee hidrógenos.



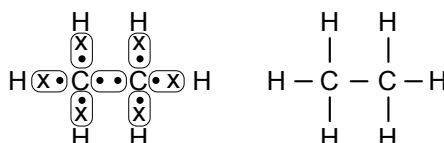
PROPIEDADES DEL ÁTOMO DE CARBONO

I. CONTENIDOS BÁSICOS:

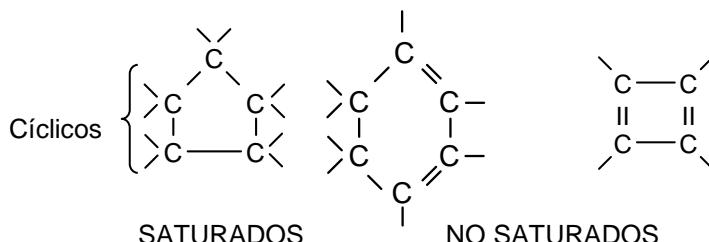
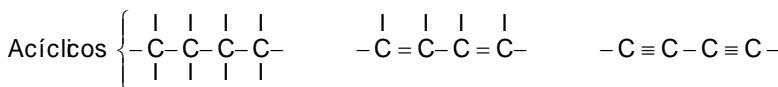
a) **TETRAVALENCIA:** Capacidad de compartir sus cuatro electrones de valencia, con otros elementos mediante enlaces covalentes:



b) **COVALENCIA**: Fuerza que permite la unión de dos no metales por compartición de pares electrónicos. Pueden ser polares o no polares.



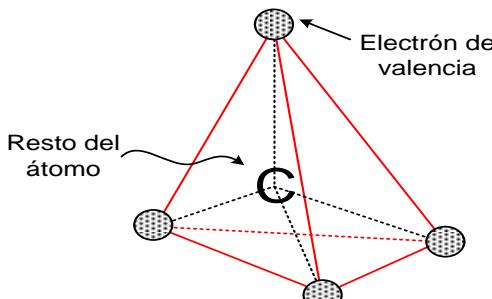
c) **AUTOSATURACIÓN**: Capacidad de combinación de un carbono con otro igual; es decir, se satura consigo mismo mediante enlaces simples, dobles y/o triples originando SERIES (saturadas y no saturadas) con cadenas CARBONADAS (acíclicas y cíclicas). A esta característica se debe que los compuestos orgánicos sean muy numerosos.



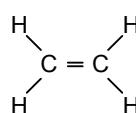
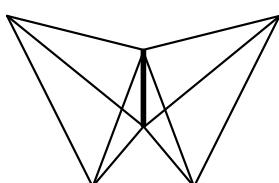
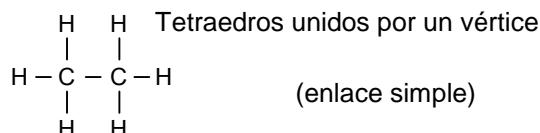
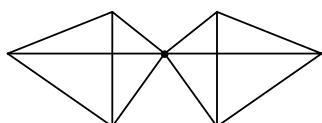
CONFIGURACIÓN TETRAÉDRICA: Carbono tetraédrico

En 1874, dos jóvenes científicos químicos: Jacob H. Van't Hoff (Holandés) y José A. Le Bel (Francés) formularon, independientemente, la teoría de la configuración tetraédrica:

“El átomo de carbono está situado en el centro de un tetraedro regular y sus electrones de valencia están dirigidos hacia los vértices de dicho tetraedro”; esto indica una representación espacial del átomo y determinó la ESTEREOQUÍMICA (Estereografía).

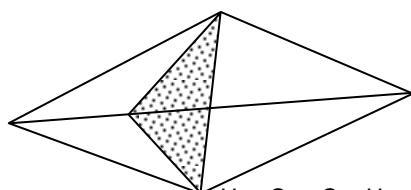


ÁTOMO DE CARBONO



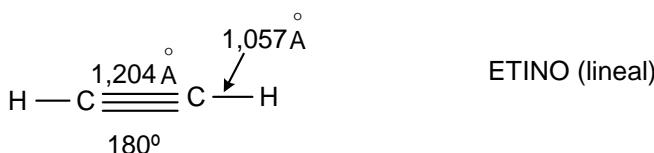
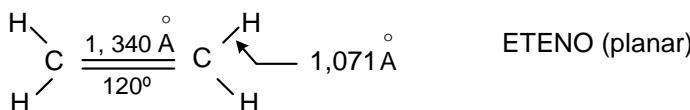
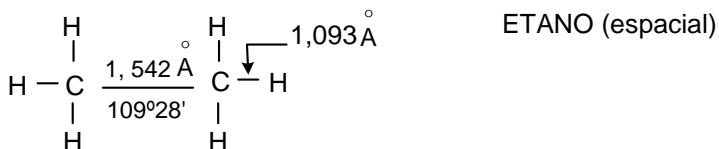
Tetraedros unidos por una arista

Enlace doble



Tetraedros unidos por una cara o un lado o una base

(enlace triple)

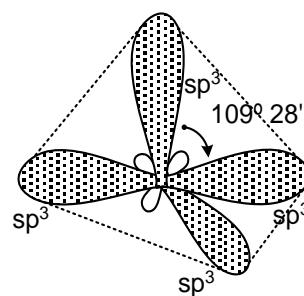
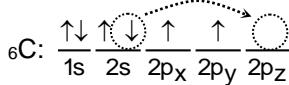
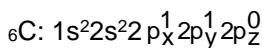


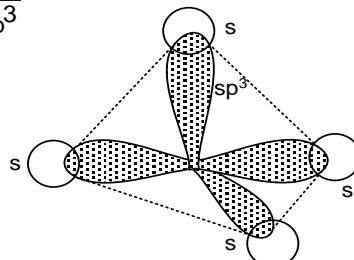
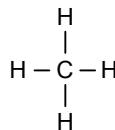
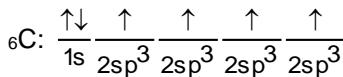
HIBRIDACIÓN O HIBRIDACIÓN

I. **CONTENIDOS BÁSICOS :**

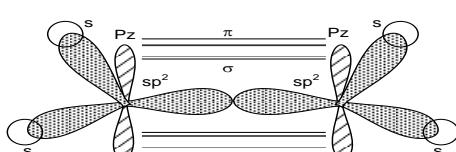
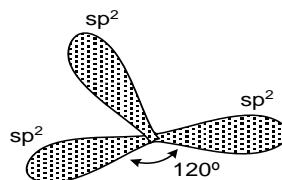
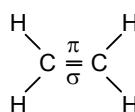
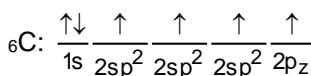
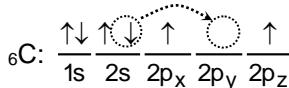
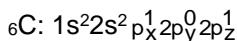
- CONCEPTO:** Es la combinación o solapamiento de orbitales atómicos puros, con el objeto de formar otros nuevos llamados "orbitales híbridos"; esto quiere decir que la hibridación es la redistribución de orbitales. Fue postulada por Linus Pauling.
- CLASES:** Tetraédrica o tetragonal, trigonal y digonal.

A) TETRAÉDRICA: Orbital híbrido: sp^3 ; orbital s = 25%; p = 75%

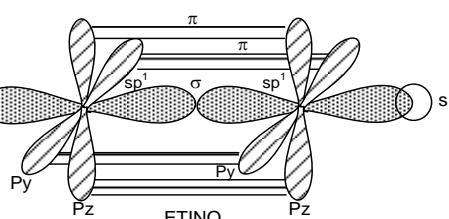
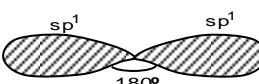
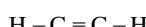
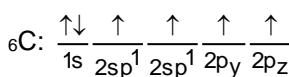
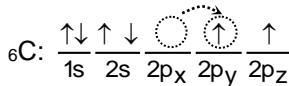
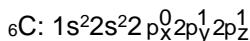



METANO

B) TRIGONAL: Orbital híbrido: sp^2 ; orbital s = 33, 33%; p = 66, 67%


ETENO

C) DIGONAL: Orbital híbrido: sp^1 ; orbital s = 50%; p = 50%

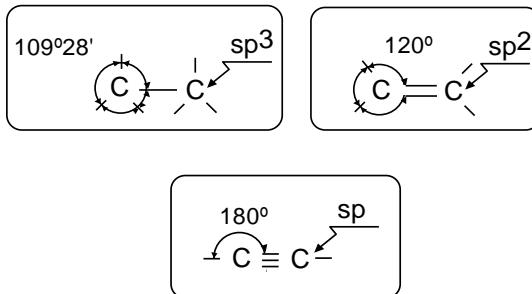


El carbono posee tres tipos de hibridación: sp^3 , sp^2 y sp . Se debe recordar que la hibridación es un proceso que consiste en la combinación de dos o más orbitales atómicos puros (s , p_x , p_y , p_z) para formar orbitales híbridos, ello explica los diferentes enlaces químicos que puede formar el carbono en los compuestos orgánicos (enlaces simples o múltiples). En esta oportunidad señalamos una forma práctica para identificar el tipo de hibridación.

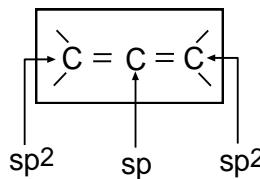
Hibridación sp^3 , se presenta cuando el carbono solo tiene enlaces simples.

Hibridación sp^2 , se presenta cuando el carbono forma un solo enlace doble.

Hibridación sp , es cuando el carbono forma enlace triple.



Cuando el átomo de carbono forma dos dobles enlaces acumulados la hibridación es sp , debido a que sus orbitales p_y y p_z formarán los enlaces pi que presentará dicho carbono dejando a los orbitales s y p_x para formar los orbitales híbridos sp .



HIBRIDACIÓN O HIBRIDACIÓN II

I. **CONTENIDOS BÁSICOS**:

Muchos compuestos orgánicos presentan con frecuencia átomos de nitrógeno (aminas, amidas, etc) y átomos de oxígeno (alcoholes, cetonas, ácidos carboxílicos, etc); por ello es importante conocer las hibridaciones que estos átomos adquieren en las diversas estructuras orgánicas.

HIBRIDACIONES DEL NITRÓGENO

El átomo de nitrógeno muestra la siguiente distribución electrónica fundamental:

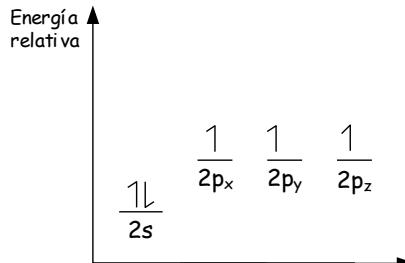
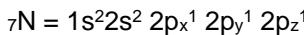
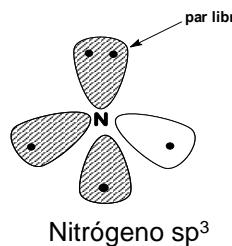
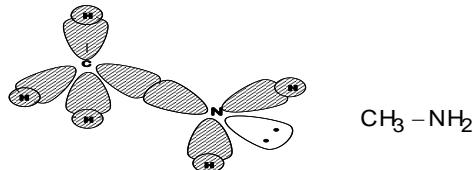


Fig. 14. Estado fundamental del nitrógeno

Al combinar los orbitales $2s$, $2p_x$, $2p_y$ y $2p_z$, obtenemos cuatro orbitales sp^3 , observando que uno de ellos posee electrones apareados. Así el nitrógeno sp^3 presenta tres orbitales sp^3 con un electrón (orbitales enlazantes) y un orbital sp^3 con dos electrones apareados o par libre (orbital no enlazante) (Fig. 15).

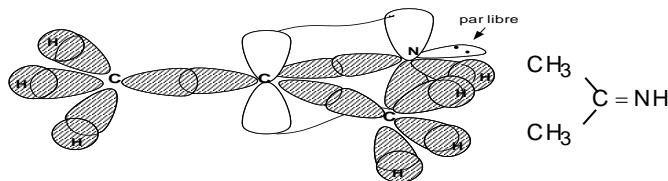


La metilamina (CH_3NH_2) , contiene un nitrógeno con hibridación sp^3 ; en ella se puede observar el orbital sp^3 del nitrógeno con un par libre (Fig. 16).



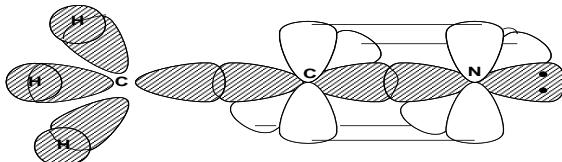
Molécula de metilamina (CH_3NH_2)

La hibridación sp^2 en el átomo de nitrógeno, genera tres orbitales híbridos sp^2 , uno de los cuales posee un par libre (orbital no enlazante). Esta hibridación la encontramos en las iminas, compuestos nitrogenados muy inestables (Fig. 17).



Molécula de una imina

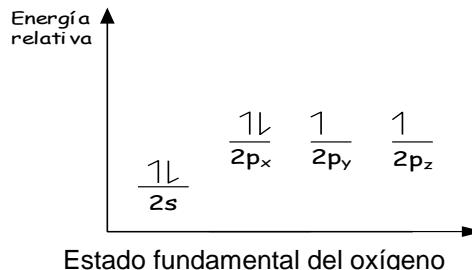
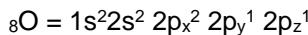
El nitrógeno presenta la hibridación sp , generándose dos orbitales sp , uno de los cuales presenta un par libre. Esta hibridación la podemos encontrar en los nitrilos, compuestos que presentan enlace triple carbono-nitrógeno. El acetonitrilo es un buen ejemplo (Fig. 18).



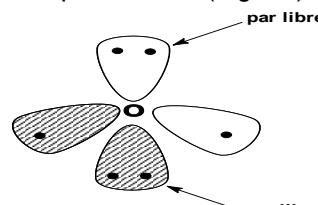
Molécula de acetonitrilo

HIBRIDACIONES DEL OXÍGENO

El átomo de oxígeno presenta la siguiente configuración electrónica fundamental:

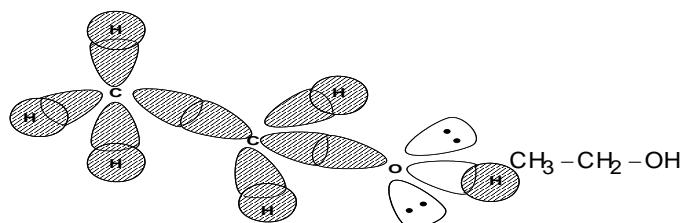


Al combinar los orbitales 2s, 2p_x, 2p_y y 2p_z, obtenemos cuatro orbitales sp³, de los cuales dos tienen electrones apareados. Así el oxígeno sp³ presenta dos orbitales con un electrón y dos orbitales con electrones apareados o pares libres (Fig. 20).



Oxígeno sp³

El etanol, CH₃CH₂OH (alcohol de dos carbonos) presenta oxígeno con hibridación sp³ (Fig. 21).



Molécula de etanol (C₂H₅OH)

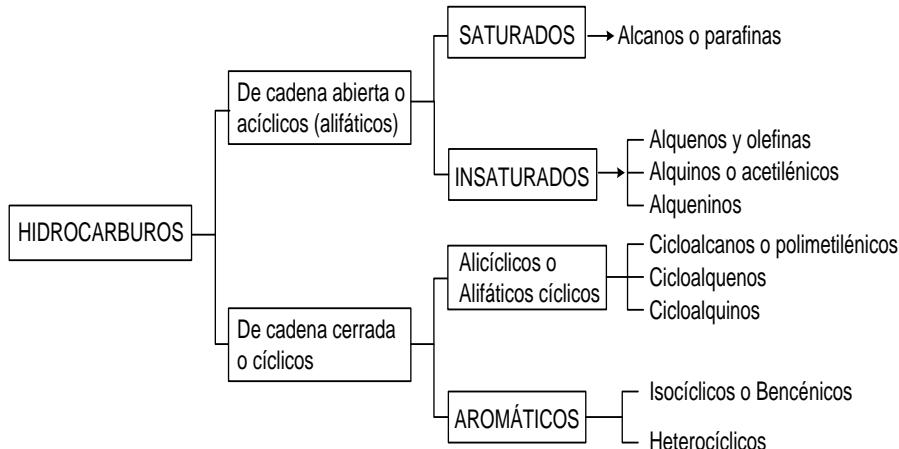
HIDROCARBUROS

I. CONTENIDOS BÁSICOS

DEFINICIÓN:

Son compuestos orgánicos binarios formados exclusivamente por carbono e hidrógeno.

CLASIFICACIÓN



NOMENCLATURA IUPAC:

En general en nombre IUPAC presenta la siguiente estructura:



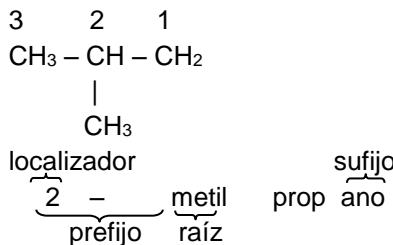
A) **PREFIJO:** Indica el nombre y la ubicación de las ramificaciones.

B) **RAÍZ:** Indica el número de carbonos de la cadena principal.
Tenemos:

Nº de carbono C_n	Raíz	Alcano (ano) C_nH_{2n+2}	Alqueno (eno) C_nH_{2n}	Alquino (ino) C_nH_{2n-2}
C_1	met	CH_4	—	—
C_2	et	C_2H_6	C_2H_4	C_2H_2
C_3	prop	C_3H_8	C_3H_6	C_3H_4
C_4	but	C_4H_{10}	C_4H_8	C_4H_6
C_5	pent	C_5H_{12}	C_5H_{10}	C_5H_8
C_6	hex	C_6H_{14}	C_6H_{12}	C_6H_{10}
C_7	hept	C_7H_{16}	C_7H_{14}	C_7H_{12}
C_8	oct	C_8H_{18}	C_8H_{16}	C_8H_{14}
C_9	non	C_9H_{20}	C_9H_{18}	C_9H_{16}
C_{10}	dec	$C_{10}H_{22}$	$C_{10}H_{20}$	$C_{10}H_{18}$
C_{20}	icos	$C_{20}H_{42}$	$C_{20}H_{40}$	$C_{20}H_{38}$
C_{30}	triacont	$C_{30}H_{62}$	$C_{30}H_{60}$	$C_{30}H_{58}$

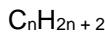
B) **SUFijo:** Indica el grupo funcional de la cadena principal.

FUNCIÓN	SUFijo	GRUPO FUNCIONAL	ENLACE
Alcano	-ano	 - C - C - 	Simple
Alqueno	-eno		Doble
Alquino	-ino	- C ≡ C -	triple

Ejemplo:


ALCANOS

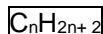
Son hidrocarburos saturados que sólo presentan enlaces simples entre los átomos de carbono, quienes tienen hibridación sp^3 y tienen como fórmula general:



Y se les considera por sus compuestos más simples de la química orgánica.

a) FÓRMULA GLOBAL (F. G)

Indica cantidad total de carbonos e hidrógenos

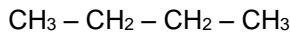


Ejemplo: C_5H_{12} Pentano

b) FÓRMULA SEMI DESARROLLADA (.S.D)

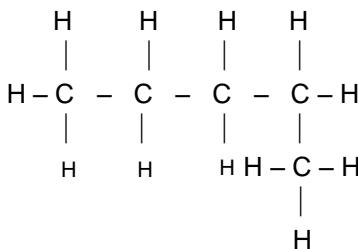
Establece la relación C – C tomando en cuenta el enlace que los separa y la cantidad de hidrógenos que rodea a cada carbono según la tetravalencia.

Ejemplo:

**c) FÓRMULA DESARROLLADA (F.D.)**

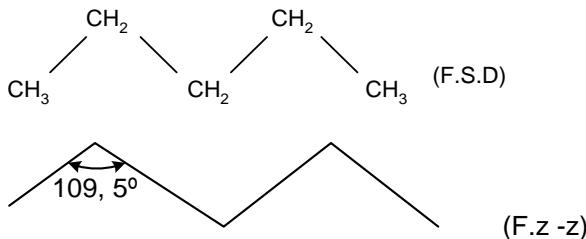
Establece la relación C – C y C – H tomando en cuenta los enlaces que los separan.

Ejemplo:

**d) FÓRMULA DEL ZIG – ZAG (F_{z-z})**

Cada carbono con los hidrógenos que los rodean son representados por un punto y se toma en cuenta el ángulo de enlace de 109.5°

Ejemplo: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
(F.S.D)

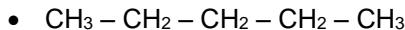


ALCANOS ESPECIALES

a) ALCANOS NORMALES

Son alkanos lineales que para nombrarlos se antepone la letra “n” y para formularlos también.

Ejemplos:



n – pentano



n – heptano

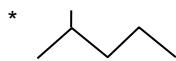
b) ALCANOS ISO (i)

Son alkanos lineales que tienen en el carbono Nº 2 un radical metil (CH_3-).

Ejemplos:



ISO BUTANO



ISOHEXANO

c) ALCANOS NEO (NEO)

Son alkanos lineales que tienen en el carbono Nº2 dos radicales metil (CH_3-).

Ejemplos:

- $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$
neo – C₅ H₁₅
neo pentano

- 
neo – C₇ H₁₆
neo heptano

RADICALES ALQUÍLICOS

I. MARCO TEÓRICO

Se obtiene sustrayendo un hidrógeno a un alcano. Tiene como fórmula general.

$$\boxed{\text{C}_n\text{H}_{2n+1}}$$

Para nombrarlos a los prefijos se les agrega “IL” o “ILO”

Ejemplos:

CH₃ – METIL o METILO

C₂H₅ – ETIL o ETILO

CLASIFICACIÓN DE RADICALES ALQUÍLICOS

a) RADICALES NORMALES(n)

Se sustraen un hidrógeno en el carbono primario de un alcano lineal.

Ejemplo:

CH₃ – CH₂ – CH₂ – CH₂ –

CH₃ – (CH₂)₂ – CH₂ –



n – C₄H₉ –

n – butil ó – butilo

b) RADICALES SECUNDARIOS (sec)

Se sustrae un hidrógeno en el carbono secundario de un alcano lineal.

Ejemplo:

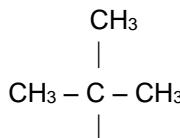


SEC - C₄H₉ - SEC - BUTIL ó SEC - BUTILO

c) RADICALES TERCIARIOS (t)

Se sustrae un hidrógeno en el carbono terciario de un alcano.

Ejemplo:

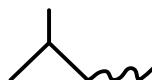
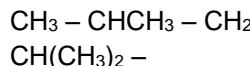
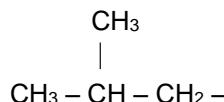


t - C₄H₉
terc - BUTIL ó Terc - BUTILO

d) RADICALES "ISO" (i)

Se sustrae un hidrógeno al último carbono (primario) de un alcano liso.

Ejemplo:

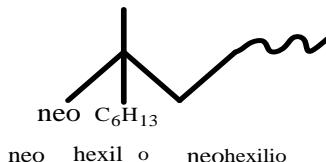
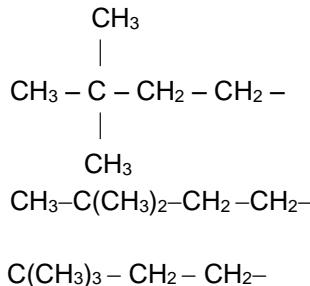


i - C₄H₉ -
ISOBUTIL o ISOBUTILO

e) RADICALES “NEO”

Se suстраe un hidrógeno al último carbono (primario) de un alcano “NEO”

Ejemplo:

**f) RADICALES ARÍLICOS (Ar -)**

Se obtiene sustrayendo un hidrógeno al benceno o sus derivados.

Ejemplo:

**g) RADICALES ALQUENÍLICOS**

Se obtiene sustrayendo un hidrógeno a un alqueno.

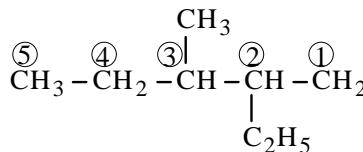
Ejemplo:

**h) RADICAL DE RADICAL**

Son radicales menores unidos a un radical mayor.

Se enumera empezando por el carbono del radical mayor que tiene el enlace libre indicando en el nombre la posición de los radicales menores.

Ejemplo:

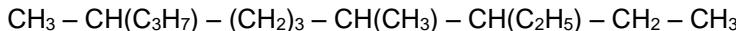


2 – etil – 3 - metilpentano

ALCANOS RAMIFICADOS

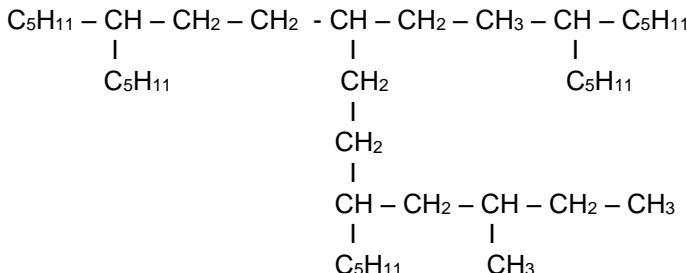
- I. **Reglas básicas para dar nombre a los alkanos de cadena ramificada, según la IUPAC, son las siguientes:**

- 1º Desdobar a su fórmula semidesarrollada:



- 2º Buscar la cadena principal (la que tenga el mayor número de carbonos), es decir escoger la cadena más larga, que puede ser recta o quebrada, con tal que sea la más larga. En otros casos se busca la cadena principal, como sigue:

- a) La cadena que tenga el mayor número de cadenas laterales.
- b) La cadena cuyas cadenas laterales tengan los localizadores más bajos.
- c) La cadena que tenga el máximo número de átomos de carbono en las cadenas laterales más pequeñas.
- d) La cadena que tenga cadenas laterales lo menos ramificadas posibles.



3º Señalar los substituyentes y el localizador:

4º Ubicar C₁:

A) Posición más cercana al substituyente (extremo más ramificado)

B) Método de las sumas (la menor suma se escoge)

C) Orden alfabético. (ACTUAL)

*Orden complejidad (ANTIGUO)

“No siempre la cadena principal se encuentra en forma horizontal, lo que puede conducir a error”

5º Los nombres de los compuestos orgánicos deben ser escritos con minúsculas.

6º Por cada substituyente de la cadena principal deberá colocarse un número, no importa que 2 o más substituyentes están ubicados en un mismo carbono o que tengan el mismo número.

Los grupos pueden enumerarse en orden de complejidad (o sea, metilo antes de etilo) o alfabéticamente (etilo antes de metilo). Este último es el que utiliza en CHEMICALS ABSTRACTS, una importante publicación sobre la materia o tema.

“Cuando hay 2 o más substituyentes en el mismo carbono, se utilizará ese número 2 veces”

7º Entre número y número debe ir comas (,); entre número y letra o viceversa deberá colocarse guiones o rayitas (-); y entre letra y letra no debe existir ningún SIGNO excepto cuando se usan paréntesis.

8º Cuando dentro de una cadena principal existen 2 o más substituyentes del mismo nombre (idénticos) estos deberán juntarse mediante prefijos di, tri, tetra, penta, etc.

9º Los nombres de los substituyentes deben ser escritos en ESTRICTO orden alfabético.

RAD: dimetilo, isopropilo, neopentilo, secbutilo, cloro, bromo, fluoruro, yodo o iodo, nitro, nitroso, fenil, bencil, cicloalquil, trietilo, propil, etc. (ANO por ILO/IL). Cuando el radical se une a una cadena se cambia la terminación – ilo por – il.

10º PARÉNTESIS: Se usa cuando un substituyente, se encuentra a la vez substituido por otros radicales (subradicales), y el nombre que se da al último en paréntesis se da como un radical cualquiera. Ejemplo:



“Primero se nombran los radicales simples según su orden alfabético, y luego se nombran los radicales complejos (en paréntesis) también respetando su orden alfabético”

- Si existen dos radicales complejos iguales (es decir radicales con paréntesis), entonces se usa el prefijo Bis (en la misma posición), tris, tetakis, teraquis, pentakis o pentaquis, etc.

NOTA: Después de aplicar las reglas anteriores, cuando el hidrocarburo sólo presenta una cadena recta sin ramificaciones, se le antepone al nombre la letra n que indica que se trata de un hidrocarburo normal.

I. Reglas básicas para escribir la estructura de alkanos ramificados, según la IUPAC son los siguientes:

- 1ro. Se colocan el número de carbonos que indica el nombre del hidrocarburo saturado mencionado.
 - (A) 4, 5 – dipropilhexano
 - (B) 3 – (2, 3 - dinitrobutil) pentano
 - (C) 2, 4, 5 – trimetilhexano
- 2do. Se enumeran los carbonos y se colocan enlaces simples en la cadena.
- 3ro. Se colocan los radicales alquilícos en las posiciones indicadas.
- 4to. Se satura con hidrógeno la cadena principal, teniendo cuidado que cumple con la tetravalencia del átomo de carbono.

PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ALCANOS

I. MARCO TEÓRICO

a) FUENTE NATURAL

- Petróleo
- Carbón de Piedra

b) ESTADO FÍSICO

C ₁ a C ₄	→	Gases
C ₅ a C ₁₇	→	Líquidos
C ₁₈ a más	→	Sólidos

c) PUNTO DE EBULLICIÓN Y DE FUSIÓN

- El punto de Ebullición (P.eb) y de fusión de los alkanos es mayor en la medida en que tienen más carbonos.
- Si los alkanos tienen igual cantidad de carbonos; tendrá mayor punto de ebullición y de fusión el menos ramificado.

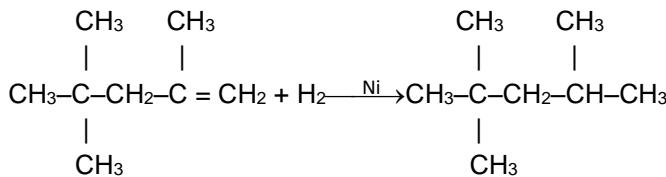
OBTENCIÓN DE ALCANOS

1. HIDROGENACIÓN DE ALQUENOS

Se utiliza hidrógeno molecular y un catalizador adecuado: Pt, Pd o Ni raney (hidrogenación catalítica). Esta es una reacción exotérmica.

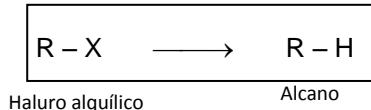


Ejemplo: Obtención el 2,2,4 – trimetilpentano conocido incorrectamente como “isoctano”



2. REDUCCIÓN DE HALUROS ALQUÍLICOS

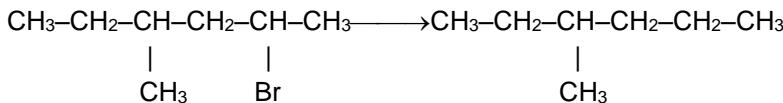
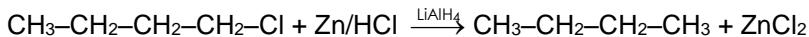
Puede efectuarse directa o indirectamente y significa la siguiente transformación.



Dónde: R = grupo alquílico , X = halógeno

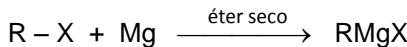
2.1. REDUCCIÓN DIRECTA

Se efectúa mediante la acción reductora de un metal activo y un ácido fuerte o con tetrahidruro de aluminio y litio:



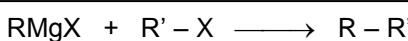
2.2. REDUCCIÓN INDIRECTA

Se consigue convirtiendo al haluro alquílico, primero en un reactivo de Grignard y efectuando luego la hidrólisis del mismo.

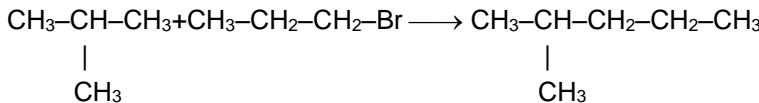


3. ACOPLAMIENTO DE HALUROS ALQUÍLICOS CON REACTIVOS ORGANOMETÁLICOS

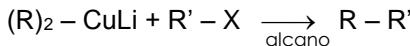
3.1. CON REACTIVOS DE GRIGNARD



Ejemplo:

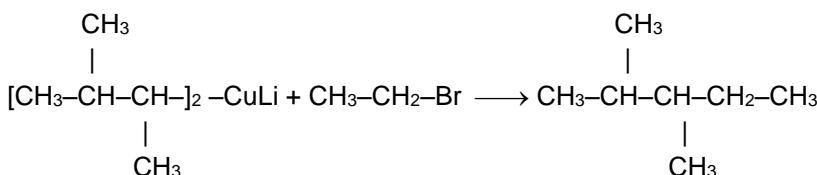
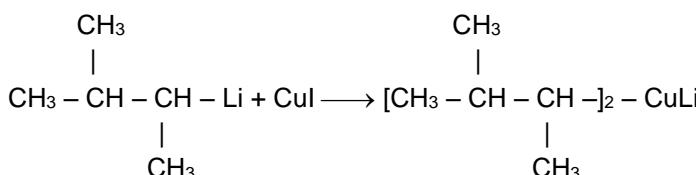
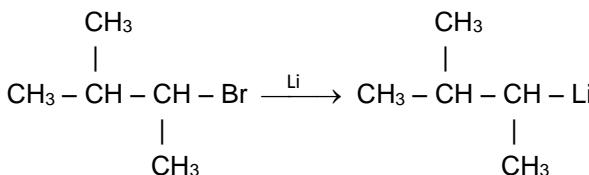


3.2. CON COMPUESTOS DE CUPRODIALQUI-LITIO



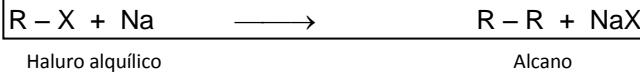
Este método se denomina COREY – HOUSE y brinda buenos rendimientos cuando el segundo haluro alquílico ($R' - X$) es primario. El haluro alquílico del cual se forma el cuprodialquil-litio puede ser primario, secundario o terciario.

Ejemplo:



4. SÍNTESIS DE WURTZ

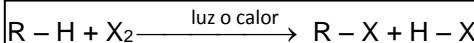
En este método se presenta la reacción de un haluro alquílico con sodio metálico y en el producto se duplica el número de carbonos del haluro permitiendo obtener alcanos con número par de carbonos.



REACCIONES DE ALCANOS.

1. HALOGENACIÓN

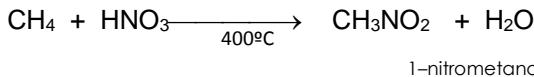
La halogenación de alkanos es una reacción que se produce en presencia de luz, de preferencia ultravioleta, o de calor:



Donde el halógeno a utilizar puede ser cloro o bromo. Mientras que el flúor es demasiado reactivo, siendo la reacción incontrolable; el yodo es prácticamente no reactivo.

2. NITRACIÓN

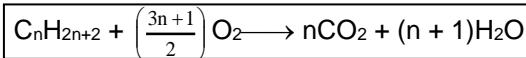
Se usa ácido nítrico como agente nitrante obteniéndose como productos una mezcla de isómeros, incluso rupturas de enlaces carbono – carbono.



3. OXIDACIÓN

La oxidación completa se produce con suficiente oxígeno (exceso) obteniéndose como producto final dióxido de carbono y vapor de agua, es decir, los máximos estados de oxidación del carbono e hidrógeno.

Las reacciones de combustión son marcadamente exotérmicas, por lo que los alkanos tienen vasta aplicación como combustibles.



EVALUACION

1. Es propiedad general de los compuestos orgánicos:
 - A) Mayormente son solubles en agua y en solventes polares
 - B) Predomina el enlace covalente, poco el iónico
 - C) No se descomponen con el calor, no son combustibles
 - D) Conducen la electricidad
 - E) Tiene elevados puntos de fusión y ebullición

2. Cuando el átomo de carbono forma únicamente enlace sencillos se dice que actúa con una hibridación _____ y por tal motivo se le denomina _____.

A) sp^2 – trigonal	B) sp – digonal
C) sp^3 – tetraédrica	D) sp^2 – tetragonal
E) sp-trigonal	

3. ¿Cuál de las siguientes expresiones se refiere al enlace carbono – boro del siguiente compuesto: $CH_3 - CH_2BH_2$?

A) $sp^2 - sp^2$	B) $sp^3 - sp^2$	C) $sp^3 - sp^3$
D) $sp - sp^2$	E) $sp^3 - p$	

4. La mezcla o fusión de un orbital s con un orbital p originan _____ orbitales híbridos _____.

A) tres – sp	B) dos – sp^2	C) dos – sp
D) cuatro – sp^3	E) dos – s^2p	

5. La hibridación digonal conduce a una geometría _____ con un ángulo de enlace aproximado de _____ grados.

A) planar – 120	B) tetraédrica – 109	C) lineal – 180
D) 14 – funcional	E) tetraédrica – 120	

6. Los siguientes compuestos ofrecen átomos de carbono con hibridación sp^2 :
- | | |
|---------------------|-----------------|
| 1. 1 – Buteno | 2. Acetaldehido |
| 3. Ácido propiónico | 4. Acetamida |
| Son correctos: | |
| A) 1, 3 y 4 | B) 2, 3 y 5 |
| D) 2 y 4 | E) Sólo el 1 |
5. Acetona
7. Cuantos carbonos digonales, se tienen en el siguiente compuesto:
 $\text{HOCH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{CO} - \text{COOH}$?
- A) 4 B) 3 C) 5 D) 2 E) 0
8. En cuál de los siguientes compuestos se tiene Sólo un carbono sp ?
- A) $\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{CH}$ B) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_2 - \text{COOH}$
C) $\text{HOCH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CN}$ D) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CHO}$
E) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CONHCH}_3$
9. El porcentaje de orbital p que se tiene en un híbrido sp^3 es de _____ y se le encuentra por ejemplo en los enlaces _____ carbono – carbono.
- A) 25% - dobles B) 50% - triples
C) 30% - simples D) 40% - triples E) 75% - simples
10. ¿Cuál de los siguientes compuestos no pueden enlazarse con el agua por puente de hidrógeno?
- A) 2– Propanol B) 2– Bromopropano
C) Acido Propanoico D) Etilamina E) Fluoruro de Hidrógeno
11. Cuál de los siguientes compuestos debe tener el punto de ebullición más alto?
- A) Acetaldehido B) Acido propiónico C) Eter Etílico
D) Alcohol Etílico E) Propileno
12. De las siguientes propiedades referidas a los compuestos inorgánicos cuántas son correctas:
- * Presenta generalmente enlace iónico
 - * Son en mayoría son solubles en agua
 - * Son resistentes a elevadas temperaturas

* Son considerados excelentes electrolitos

- A) 0 B) 1 C) 2 D) 3 E) 4

13. La hibridación es el concepto que explica la tetravalencia del átomo de carbono en todos los compuestos orgánicos. Marque la secuencia correcta.

- I. Los orbitales atómicos 2s y 2p se combinan de 3 diferentes maneras
- II. Los orbitales atómicos se convierten en orbitales híbridos
- III. El orbital atómico 2s no participa en este reordenamiento electrónico
- IV. Todos los orbitales híbridos (lóbulos) tienen la misma energía

- A) VFVV B) FVVF C) VFFV D) FVFF E) VVFV

14 Calcular el numero de enlaces sigma y de enlaces pi (en ese orden):



- A. 24:2 B. 18:4 C. 25:0 D. 23:4 E. 20:6

15 Respecto a las formas alotrópicas del carbono ¿Cuál (es) la afirmación (es) es (son) correcta (s)?

- I. El diamante es cristalino y tiene geometría tetrahedrica; en cambio el grafito Cristalino tiene geometría hexagonal.
- II. Mientras que el grafito es suave y buen conductor, el diamante es duro y mal conductor.
- III. El grafito es negro y el diamante incoloro

Son ciertas:

- A. Solo I B. solo II C. solo III D. I y II E. todos

16 Cual es el carbón de mayor porcentaje de carbono y por ende de mayor antigüedad

- A. Antracita B. Hulla C. carbón de piedra
D. Turba E. Lignito

- 17 Es la capacidad que tiene el átomo de carbono de saturar sus enlaces con otros átomos de carbono.

 - A. Auto saturación
 - B. Covalencia
 - C. Tetra valencia
 - D. Coordinación
 - E. Homosaturacion

18 Para determinar los tipos de C que presenta un compuesto Orgánico usted elegirá:

 - I. La formula desarrollada
 - II. La formula semidesarrollada
 - III. La formula global

Son ciertas:

 - A. Solo I
 - B. solo II
 - C. solo III
 - D. I y II
 - E. II y III

19 No es una cadena carbonada en el sentido estricto del termino:

 - A. Alifática
 - B. Isociclica
 - C. Alicíclica
 - D. Heterocíclica
 - E. Acíclica

20 En química orgánica se conocen como isómeros a los compuestos que tienen..... Y diferente.....por ende sus propiedades son diferentes.

 - A. Igual formula global - proporción de átomos
 - B. Igual unión atómica – distribución espacial
 - C. Igual unión atómica – proporción de átomos
 - D. Igual formula global – formula estructural
 - E. Igual formula global – peso molecular

21 En el tetraclorometano (CCl_4) el carbono es :

 - A. Primario
 - B. secundario
 - C. Terciario
 - D. cuaternario
 - E. no se puede determinar

22 Mencionar según la nomenclatura sistemática IUPAC el siguiente compuesto.



- A. 5-etil – 3 – isopropil heptano
- B. 2-metil-3,6- dietil octano
- C. 3,5-dietil-2-metil octano
- D. 3-etil-5-isopropil heptano
- E. 3,5-dietil-2-metil heptano

23 Señale el isómero del pentano que tiene menor punto de ebullición.

- A. n-pentano
- B. neopentano
- C. isopentano
- D. los tres tienen el mismo punto de ebullicion
- E. F.D.

24 Cuando el 2-bromo-2-metilbutano se trata con Mg/éter seco, se deduce que:

- 1. se produce un alcano
- 2. forma el 2- metil butano
- 3. forma el reactivo de grignard
- 4. forma el bromuro de isobutil magnesio
- 5. su nombre es bromuro de 2 –metil butilmagnesio

- A. 1,2 B. 2,3 C. 3,4 D. 3,5 E. solo 5

25 En la siguiente secuencia de reacciones



El producto Y es:

- A. 2,3 - dimetilpentano
- B. 2-metil-3 isopropil propano
- C. 2,4-dietilpentano
- D. Isoctano
- E. Dodecano

26 El nombre del producto en la siguiente reacción:



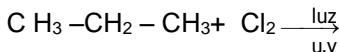
- A. 2,2,5,5 –tetrametil hexano
 B. Neopentano
 C. Isoctano
 D. 2,2,5,5-tetraetil heptano
 E. Isononano
- 27** El alcano que se puede preparar a partir de 1 cloruro de isopropiilo, mediante la síntesis de Wurtz es
 A. 1,1,2,2- tetrametil etano
 B. Diisopropiletano
 C. 2,3-dimetilbutano
 D. 2,4-trimetilpentano
 E. Isobutano
- 28** El nombre del producto (B) de la siguiente secuencia de reacciones es
 Isopropilgrignard + cloruro de n-propilo $\xrightarrow{\text{Luz}}$ A
 $\text{A} + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{Luz}} \text{(B)}$
- A. 2-bromo-2-metil-pentano B. 2-cloro-2-metil hexano
 C. 2-metil-2-cloropentano D. 2-cloroisohexano
 E. 1-bromo-2-metil-pentano
- 29** Para la siguiente reacción
 $\text{Isoctano} + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{Luz}} \text{A}$
 El valor de A es:
 A. 2-bromo-4,4,4-trimetil butano B. 2-bromo-2,4,4-trimetilpentano
 C. 2,2,4-trimetil-4-bromopentano D. 2,2,4,4-tetrametil-pentano
 E. 1-bromo-2,4,4-trimetilpentano
- 30** Para la siguiente reacción



Se produce:

- A) Etano B) Butano C) Etanol D) Butanol E) Propano

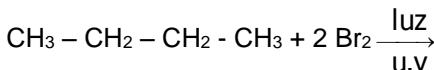
31 En la reacción:



El compuesto principal obtenido es:

- | | |
|--------------------------|------------------------|
| A. 1,3 - dicloro propano | B. 2-cloro propano. |
| C. 1-cloro propano | D. 2,2 dicloro propano |
| E. 2-cloro propano | |

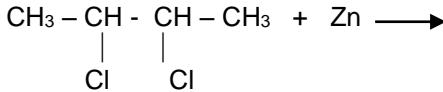
32 En la reacción:



Se produce principalmente:

- | | |
|------------------------|-------------------------|
| A) 1,4 -dibromo butano | B) 2,3- dibromo butano |
| C) 2 -bromo butano | D) 2,2 - dibromo butano |
| E) 1,2- dibromo butano | |

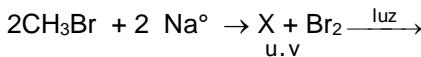
33 En la reacción:



se produce:

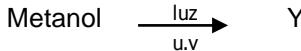
- | | |
|----------------------|-------------------|
| A) Propano + metanol | B) Propano + NaCl |
| C) Butano + NaCl | D) but-2-eno |
| | E) but-1-eno |

34. En la reacción secuencial:



Determine el compuesto producido (T)

35. En la reacción:



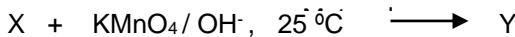
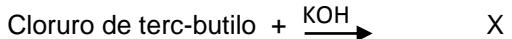
El producto Y es:

- A) 2-metilpropeno B) isopreno C) 2-metil-butino
D) iopenteno E) but-1-ino

36. El Aleno es:

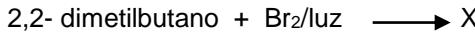
- A. Alqueno Aislado B. Alqueno conjugado
C. Alqueno acumulado D. Un Trieno E. Un Aromático

37. El producto Y en la siguiente Secuencia de reacción es:



- A. Alquenol B. Alquinol C. Ac. Carboxilico
D. Aldehido E. Un diol

38. El producto W en la siguiente secuencia de reacciones es:



BIBLIOGRAFÍA

1. CHANG, RAYMOND. Química, 4ta Ed. Editorial Mc. Graw Hill México 1995.
2. BEDIASIOLO G.A. DEWEITZD O y DE CHANIDIA. D. OT Química orgánica. Editorial Kapelusz. Buenos Aires – Argentina 1980
3. ROBERT JOHN, STEWART ROSS y CASERIO MARJORIE. Química Orgánica. Fondo Educativo S.A 1974
4. WINGROVE ALAN y CARENT ROBERT. Química orgánica. Editorial Harla ¿México? 1984

SEMANA 14

HIDROCARBUROS INSATURADOS

I. MARCO TEÓRICO

Hidrocarburos que poseen enlace pi (π), es decir doble enlace ($C = C$) o triple enlace ($C \equiv C$). se llaman así porque dan reacciones de adición con ruptura del enlace pi (π), que es una zona de alta reactividad en la molécula, por lo tanto se adicionan dos o más átomos de hidrógeno u otros átomos monovalentes para poder saturar la molécula. Estos hidrocarburos tienen menor número de átomos de hidrógeno que los alkanos con igual número de carbonos.

ALQUENOS, OLEFINAS O ETILÉNICOS

Hidrocarburos que poseen doble enlace carbono – carbono ($C = C$) en la molécula. El término olefina significa **formador de aceites**, justamente los aceites, como veremos oportunamente, tienen dobles enlaces en su estructura molecular, los átomos de carbono unidos por el doble enlace tiene 3 orbitales híbridos sp^2 , cada uno de ellos forma 3 enlaces sigma (σ) los cuales descansan en un mismo plano bajo un ángulo de 120° . Los 2 orbitales p no hibridizados están dispuestos perpendicularmente al plano y paralelos uno del otro. A causa de la superposición lateral de los orbitales p se forma el enlace pi(π).

ALQUENOS

Son hidrocarburos insaturados que tienen enlaces dobles tienen como fórmula general.

C_nH_{2n} para un solo enlace doble

$C_{n+2}-2d$ para uno o más enlaces dobles

d = N° de enlaces dobles

Para nombrarlos al prefijo se le agrega: eno, dieno, trieno, tetraeno, etc.
Según la cantidad de enlaces dobles.

TIPOS DE ALQUENOS

— CH = C = CH — aleno (Inestable)

— CH = CH — CH = CH — Alternado o Conjugado (ESTABLE)

— CH = CH — CH₂ — CH = CH — Aislado (MUY ESTABLE)

PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ALQUENOS

A) ESTADO FÍSICO

C₂ a C₄ → gases

C₅ a C₁₅ → líquidos

C₁₆ a MÁS → sólidos

B) DENSIDAD

Son menos densos que el agua

C) SOLUBILIDAD O MISCIBILIDAD

Son insolubles en agua y muy solubles en disolventes apolares como bencina, éter, tetracloruro de carbono.

D) PUNTO DE EBULLICIÓN Y DE FUSIÓN

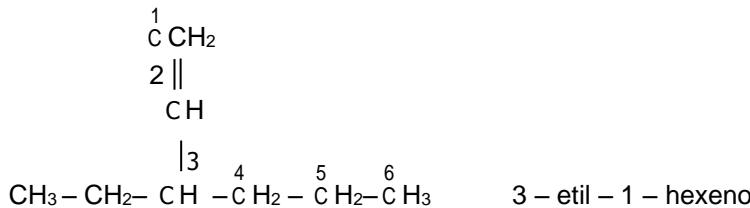
A medida que tienen más carbonos; mayor es su punto de ebullición y de fusión. Los valores son parecidos a la de los alcanos.

NOMENCLATURA DE ALQUENOS

C ₂ H ₄	CH ₂ = CH ₂	ETENO o ETILENO
C ₃ H ₆	CH ₂ = CH – CH ₃	PROPENO o PROPILENO

C ₄ H ₈	{	CH ₂ = CH – CH ₂ – CH ₃ 1 – BUTENO o 1 – BUTILENO
		CH ₃ – CH = CH – CH ₃ 2 – BUTENO o 2 – BUTILENO

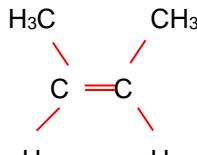
CH₃ – CH = CH – CH₂ – CH₂ – CH₃ 2 – hexeno



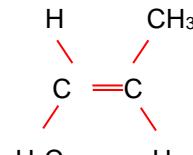
Unos pocos grupos insaturados importantes que tienen nombres comunes son $\text{H}_2\text{C} = \text{CH}$ – (vinil), $\text{H}_2\text{C} = \text{CH} - \text{CH}_2$ – (alil) y $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}$ – (propenil).

ISOMERÍA GEOMÉTRICA (cis-trans)

Los isómeros geométricos (cis-trans) son estereoisómeros debido a que difieren solamente en el ordenamiento espacial de los grupos.

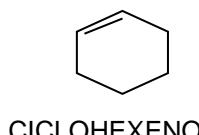
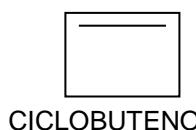


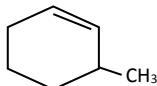
Los CH_3 en el mismo lado se llaman cis.



Los CH_3 en lados opuestos se llaman trans.

CICLO ALQUENOS: ($\text{C}_n \text{ H}_{2n-2}$)





3-METILCICLOHEXENO



CICLOPENTADIENO

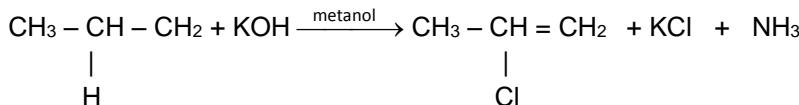


1,3 - CICLOHEXADIENO

OBTENCIÓN DE ALQUENOS

1. DESHIDROHALOGENACIÓN DE HALUROS ALQUÍLICOS

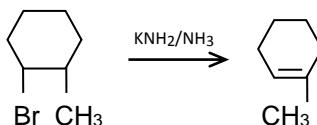
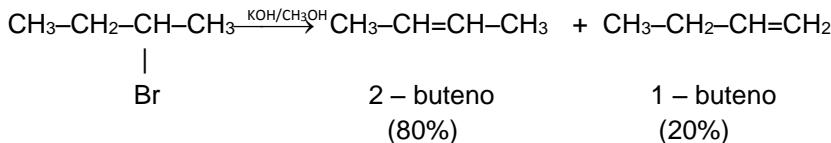
Esta es una reacción de eliminación. Se eliminan los elementos de un haluro de hidrógeno.



Bases Fuertes: KOH, sodamida (NaNH_2) o potasamida (KNH_2)

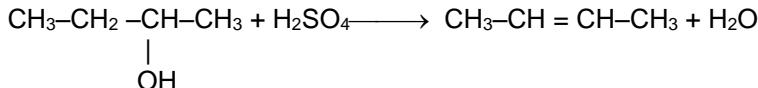
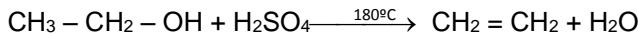
REGLA DE SAYTZEFF

Establece que en las reacciones de eliminación se forma el doble enlace más sustituido, de preferencia al menos sustituido. Esto es debido a que mientras más sustituido se encuentre un doble enlace, mayor es su estabilidad.

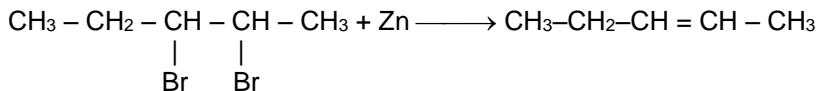


2. DESHIDRATACIÓN DE ALCOHOLES

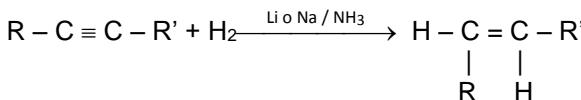
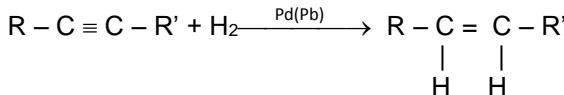
Esta es una reacción de eliminación cuya orientación está controlada por la regla de Saytzeff (se forma el alqueno más estable esto es el más sustituido). Se utiliza un ácido fuerte tal como H_2SO_4 o H_3PO_4 a una temperatura aproximada de 180°C



3. DESHALOGENACIÓN DE DIHALUROS VECINALES



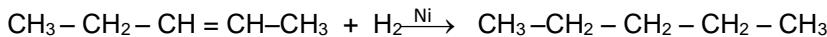
4. REDUCCIÓN DE ALQUINOS



REACCIONES DE ALQUENOS.

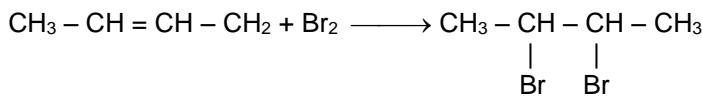
1. ADICIÓN DE HIDRÓGENO (HIDROGENACIÓN)

La hidrogenación catalítica de alquenos produce alcanos. El catalizador finamente dividido (Pt, Pd o Pt) se pone en contacto con una solución del alqueno bajo una pequeña presión de hidrógeno. La mezcla se agita y la reacción ocurre rápida y suavemente, al finalizar la reacción se filtra el catalizador.



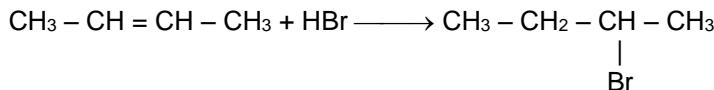
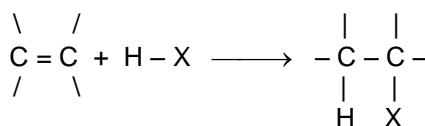
2. ADICIÓN DE HALÓGENO

Los alquenos adicionan cloro o bromo para convertirse en dihaluros vecinales.



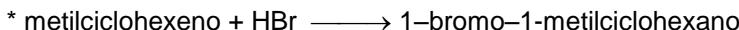
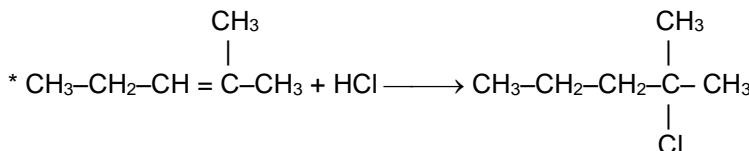
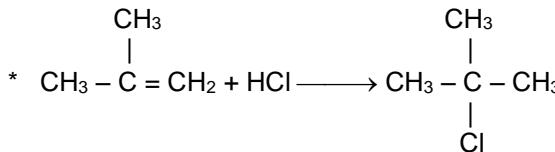
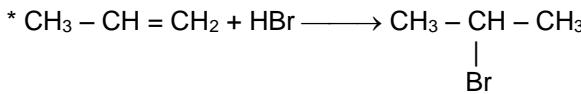
3. ADICIÓN DE HALUROS DE HIDRÓGENO

Los alquenos adicionan haluros de hidrógeno para convertirse en haluros alquílicos.

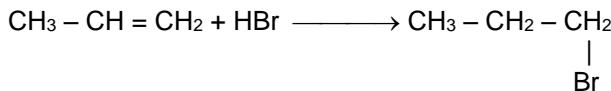


REGLA DE MARKOVNIKOV

“En la adición de un ácido (HA) a un doble enlace de un alqueno, el hidrógeno del ácido se adiciona al carbono del doble enlace que contiene el mayor número de átomos de carbono”

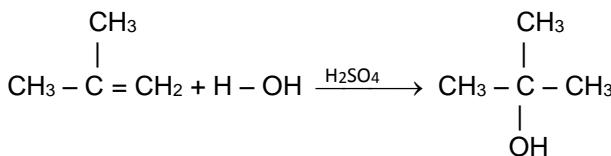
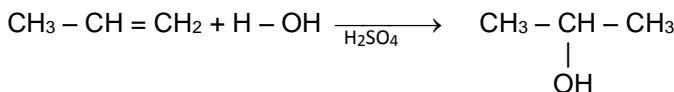


El bromuro de hidrógeno en presencia de peróxidos, se adiciona a los dobles enlaces carbono – carbono siguiendo una orientación opuesta a la regla de Markovnikov.



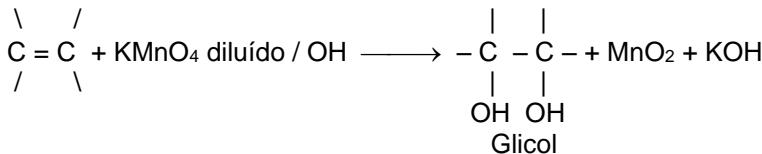
4. ADICIÓN DE AGUA

La adición de agua a los alquenos es una reacción que sigue la regla de Markovnikov y conduce a la obtención de alcoholes. La reacción necesita la presencia de un catalizador ácido, generalmente ácido sulfúrico o fosfórico.



5. REACCIÓN DE BAEYER

(decolora la solución de KMnO₄) Los alquenos pueden ser convertidos en glicoles.

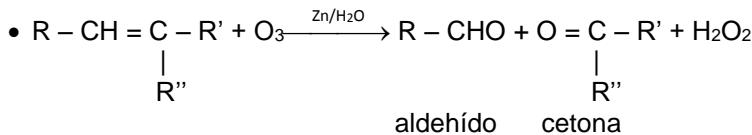
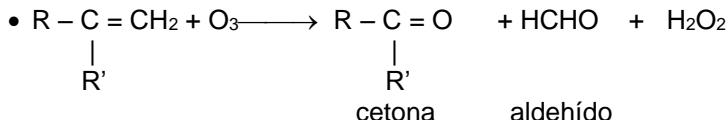


6. REACCIÓN DE OZONÓLISIS

Esta es una reacción de degradación de los alquenos obteniéndose como productos compuestos carbonílicos: aldehídos y/o cetonas.

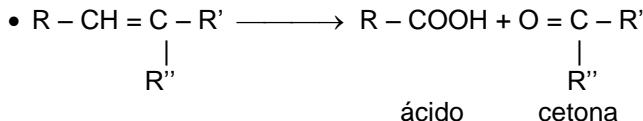
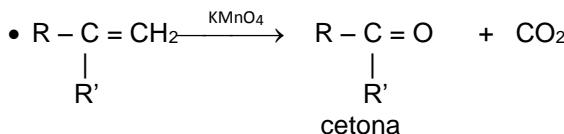
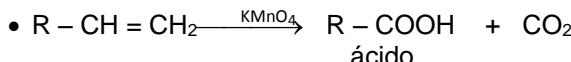


Zn/H₂O



7. OXIDACIÓN DEGRADATIVA

El permanganato de potasio concentrado, en medio ácido y por acción del calor produce una oxidación degradativa de los dobles enlaces carbono – carbono. Esta reacción es similar a la ozonólisis, con la diferencia que no se obtienen compuestos carbonílicos, sino ácidos carboxílicos como productos:



ALQUINOS – ALQUENINOS Y REACCIONES

I. MARCO TEÓRICO

1. ALQUINOS O ACETILÉNICOS

Hidrocarburos insaturados que poseen como grupo funcional al enlace triple carbono – carbono ($-C \equiv C-$), que les confiere mayor grado de insaturación que los alquenos. El representante más simple de los alquinos es el acetileno (C_2H_2), por ello son llamados hidrocarburos acetilénicos.

Los átomos de carbono del grupo funcional de los alquinos tienen hibridación sp.

La fórmula molecular para los alquinos que tengan un enlace triple será.



Donde $n = 2; 3; 4 \dots$

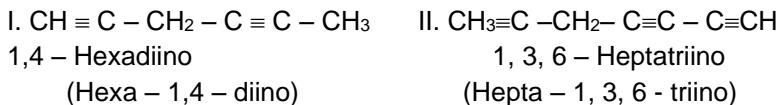
2. NOMENCLATURA IUPAC

Para nombrar a los alquinos según la IUPAC se cambia el sufijo **ano** de los alkanos por el sufijo **ino**. Los alquinos con 4 ó más átomos de carbono presentan isomería de posición, siendo necesario indicar la posición del triple enlace, el cual debe ser el más bajo, para ello la cadena carbonada principal se debe enumerar por el extremo más cercano al triple enlace carbono – carbono.

FÓRMULA SEMIDESARROLLADA	FÓRMULA MOLECULAR	NOMBRE IUPAC
$CH \equiv CH$	C_2H_2	Etino
$CH \equiv C - CH_3$	C_3H_4	Propino
$\begin{array}{cccc} ① & ② & ③ & ④ \end{array}$ $CH \equiv C - CH_2 - CH_3$	C_4H_6	1 – Butino (But – 1 – ino)
$\begin{array}{cccc} ① & ② & ③ & ④ \end{array}$ $CH_3 - C \equiv C - CH_3$	C_4H_6	2–Butino (But – 2 – ino)
$\begin{array}{cccc} ⑤ & ④ & ③ & ② & ① \end{array}$ $CH_3 - CH_2 - C \equiv C - CH_3$	C_5H_8	2 – Pentino (Pent – 2 – ino)
$\begin{array}{ccccc} ① & ② & ③ & ④ & ⑤ \end{array}$ $CH \equiv C - CH_2 - CH_2 - CH_2 - CH_3$	C_6H_{10}	1 – Hexino (Hex – 1 – ino)

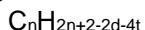
Cuando un hidrocarburo insaturado contiene 2 o más enlaces triples, éstos se denominan polialquinos. Para nombrar según la IUPAC, la cadena carbonada principal debe contener el mayor número de enlaces triples, la numeración de la misma se hace de tal modo que los enlace triples tengan los números más bajos.

① ② ③ ④ ⑤ ⑥ ⑦ ⑥ ⑤ ④ ③ ② ①



3. HIDROCARBUROS MIXTOS o ALQUENINOS

Hidrocarburos insaturados que contienen enlaces dobles, triple, además de enlaces simples.



Fórmula molecular:

Donde n indica el número de átomos de carbono; d , el número de enlaces dobles y t , el número de enlaces triples.

Nomenclatura:

Para nombrar hidrocarburos mixtos, se debe tener en cuenta las siguientes reglas de la IUPAC:

- La cadena principal es aquella que contiene el mayor número de enlaces múltiples (mayor número de enlaces dobles y triples).
- La cadena principal se numera por el extremo más cercano a la primera instauración (al enlace doble o al enlace triple). Si el enlace doble y triple son equidistantes, el doble enlace debe tener la menor numeración, es decir tendrá prioridad sobre el triple enlace.
- Los grupos alquilo se nombran en orden alfabético indicando su posición respectiva en la cadena principal, luego se indica la posición del enlace doble (o dobles) con la terminación en, dien,

trien, etc. y, finalmente se indica la posición del triple enlace (o triples) con la terminación ino, diino, triino, etc.

Ejemplo 1:

Indique el nombre IUPAC de los siguientes hidrocarburos:



SOLUCIÓN:

I. La numeración se inicia por el extreme izquierdo ya que e doble enlace tiene menor numeración que el triple enlace.

① ② ③ ④ ⑤ ⑥

$$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH}_3$$

1 – Hexen – 4 – ino

(Hex – 1 – en – 4 - ino)

II. La numeración se inicia de izquierda a derecha, ya que el triple enlace tiene menor numeración que el doble enlace.

① ② ③ ④ ⑤ ⑥ ⑦

$$\text{CH}_3 - \text{C} \equiv \text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$$

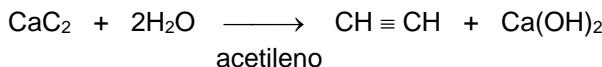
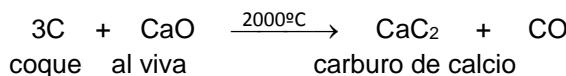
4 – Hepten – 2 – ino

(Hept – 4 – en – 2 – ino)

OBTENCIÓN DE ALQUINOS

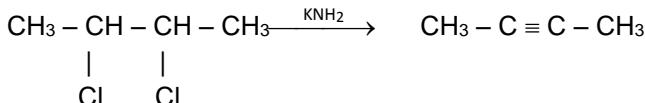
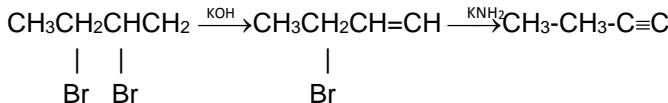
1. OBTENCIÓN DE ACETILENO

A nivel industrial, por las siguientes reacciones:

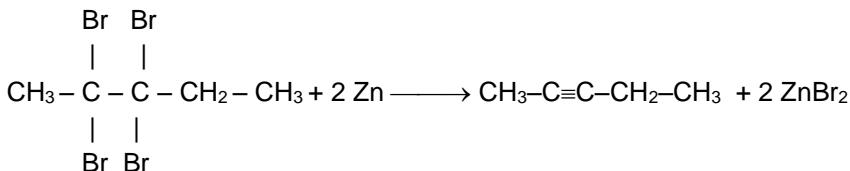


2. DESHIDROHALOGENACIÓN DE DIHALUROS VECINALES

Este método es similar al de deshidrohalogenación de haluros alquílicos:

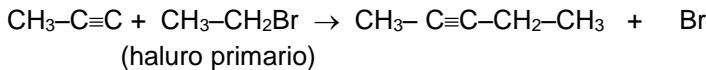
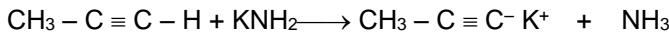


3. DESHALOGENACIÓN DE TETRAHALUROS VECINALES



4. ACOPLAMIENTO DE HALUROS ALQUÍLICOS CON ACETILUROS

Los acetiluros son las bases conjugadas de los 1 – alquinos (alquinos terminales)

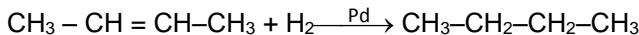
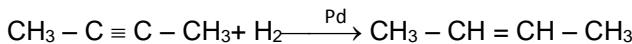


REACCIONES DE ALQUINOS

Los alquinos, al igual que los alquenos, presentan reacciones de adición electrofílica, sin embargo son menos reactivos.

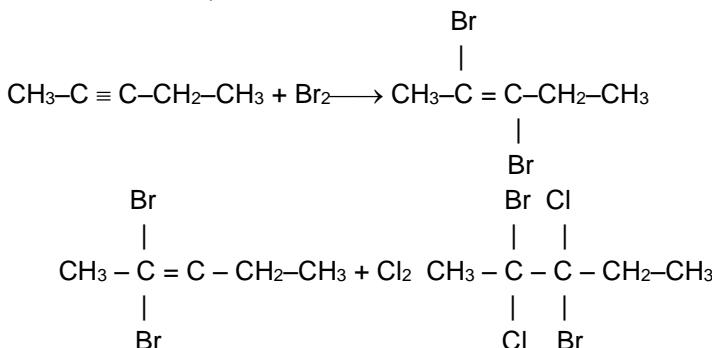
1. ADICIÓN DE HIDRÓGENO

Dependiendo de las condiciones de reacción, los alquinos pueden adicionar uno o dos moles de hidrógeno, para formar alquenos o alcanos.

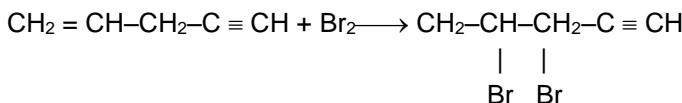


2. ADICIÓN DE HALÓGENOS

Los alquenos pueden adicionar sucesivamente dos moles de halógenos (iguales o diferentes)

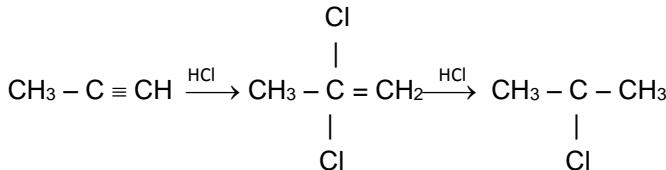


El triple enlace es menos reactivo que el doble enlace; de tal manera que si un alquenino se hace reaccionar con un mol de halógeno, este se adiciona mayoritariamente al doble enlace.

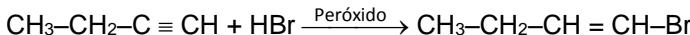


3. ADICIÓN DE HALUROS DE HIDRÓGENO

Los alquinos pueden adicionar uno o dos moles de haluros de hidrógeno para producir haluros de vinilo o gemdihaluros alquílicos respectivamente. Esta adición sigue **la regla de Markovnikov**.

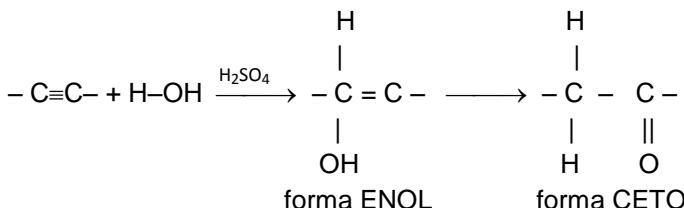


También procede la adición anti – Markovnikov de HBr, en presencia de peróxidos.



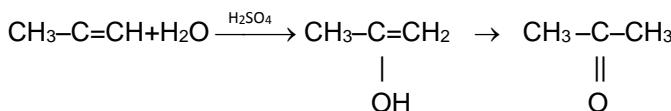
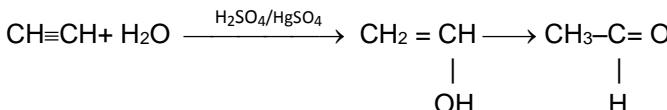
4. ADICIÓN DE AGUA

La adición de agua a los alquinos es catalizada por ácidos fuertes y iones Hg^{+2} . La adición sigue la regla de Markovnikov. El alcohol vinílico originalmente formado no es suficientemente estable, e inmediatamente se reordena a un compuesto carbonílico.



Este tipo de reordenamiento, que implica un equilibrio entre dos especies que sólo se diferencian entre sí por la posición de un átomo móvil se denomina **TAUTOMERÍA** ceto-enólica

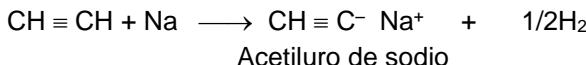
Por adición de agua, el acetileno produce **acetaldehído**, los demás alquinos superiores generan **cetonas**.



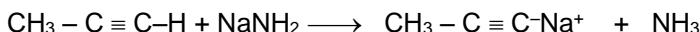
5. REACCIONES DE ACIDEZ DE LOS 1 – ALQUINOS

Los 1 – alquinos son ácidos débiles, son más ácidos que los alkanos, alquenos y NH₃, pero mucho menos ácidos que los alcoholes y agua.

Los 1 – alquinos pueden reaccionar con los metales alcalinos para formar alquinuros, con desprendimiento de hidrógeno.



También se forman acetiluros por acción de bases más fuertes.



COMPUESTOS AROMÁTICOS

I. INTRODUCCIÓN

Sin duda alguna, uno de los apartados de la Química Orgánica más importantes lo constituyen los compuestos aromáticos, especialmente el benceno y sus derivados, debido a sus propiedades muy peculiares y una variedad enorme de aplicaciones en la industria de polímeros (plásticos, fibras textiles, resinas, películas sintéticas, etc.), detergentes, pinturas, barnices, disolventes, insecticidas, vitaminas (E, K, B₁, B₂ y B₆), bactericidas y antisépticos, en la industria de alimentos (edulcorantes, saborizantes, colorantes sintéticos, antioxidantes, inhibidores de descomposición, etc.), en la industria de los fármacos (analgésicos, antibióticos, antipiréticos, etc.). En contraposición con la gran variedad de beneficios para el hombre y animales hay compuestos aromáticos, que son agentes carcinógenos (o cancerígenos) puesto que se relacionan con diversos tipos de cáncer. A continuación se indica la fórmula química de algunos compuestos aromáticos y sus aplicaciones más importantes.

Los compuestos aromáticos son sustancias que forman parte de la composición química de diversos productos: insecticidas, edulcorantes, alimentos (actúan como preservantes), etc.

II. CONTENIDOS BÁSICOS

Algunos compuestos aromáticos, sus usos y/o efectos nocivos.

ESTRUCTURA MOLECULAR	NOMBRE	USOS
	Benceno	Excelente disolvente orgánico y materia prima para la síntesis de compuestos aromáticos.
	Fenol	Bactericida y desinfectante.
	Naftaleno	Bactericida y antiséptico. Es insumo básico para la producción de colorantes.
	Anilina	Materia prima básica para la fabricación de muchos tintes y medicamentos.
	Aspirina	Analgésico
	Hidroxitolueno butilado (BHT)	Preservante alimenticio (se usa en galletas, dulces, refrescos, margarina, etc.)
	Diclorodifenil cloroetano (DDT)	Insecticida muy eficaz debido a su gran estabilidad química llega al hombre como contaminante vía cadena alimenticia.

	1, 2 – benzopireno	Uno de los más activos carcinógenos (cancerígenos). Se encuentra en el humo de cigarrillos.
--	--------------------	---

1. HIDROCARBUROSAROMÁTICOS

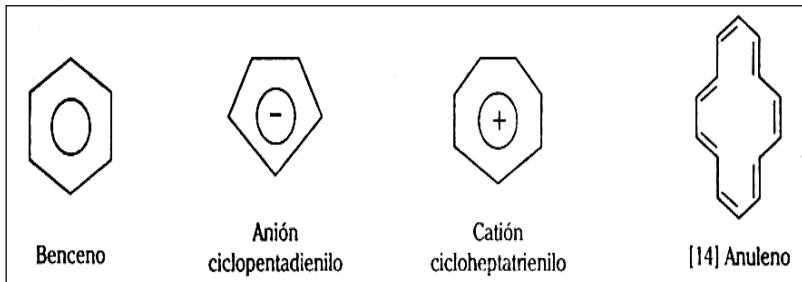
Compuestos cuya composición química es igual a la de los hidrocarburos alifáticos, es decir son compuestos binarios formados por carbono e hidrógeno.

El benceno es el más común e importante de los hidrocarburos aromáticos, siendo su fórmula molecular C_6H_6 que luego se estudiará con más detalle. Otros hidrocarburos aromáticos son el naftaleno, $C_{10}H_8$, tolueno, C_7H_8 , antraceno, $C_{14}H_{10}$, etc.

Los hidrocarburos aromáticos se clasifican en monocíclicos y policíclicos.

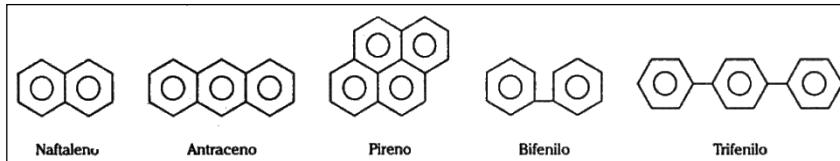
MONOCÍCLICOS

Son aquellos cuyas moléculas están formadas por un solo anillo (ciclo) aromático, así por ejemplo:



POLICÍCLICOS

Están constituidos por dos o más anillos bencénicos, debido a ello se les llama también hidrocarburos bencénicos o bencenoides, así por ejemplo:



A los hidrocarburos de estructura moleculares similares a las del naftaleno, antraceno y pireno se llaman hidrocarburos de anillos fusionados o condensados; y los que tienen estructuras moleculares similares al bifenilo y trifenilo se llaman hidrocarburos de anillos aislados.

2. BENCENO

Es uno de los hidrocarburos más notables debido a que sus propiedades sirven de base y modelo para comprender los compuestos aromáticos en general. Además sus derivados tienen aplicaciones muy importantes y variadas en el campo de los medicamentos, alimentos, polímeros, insecticidas, drogas, pinturas, barnices, etc.

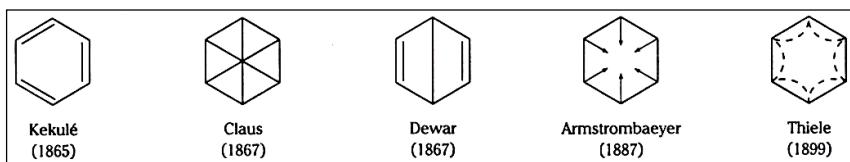
➤ RESEÑA HISTÓRICA

El benceno fue descubierto por el célebre científico inglés Michael Faraday en 1825, en el residuo de la destilación del aceite de ballena, proceso de obtención de gas que se empleaba entonces en el alumbrado. Por análisis elemental determinó una relación de átomos de hidrógeno a carbono inusualmente pequeña, 1: 1, por lo tanto su fórmula empírica sería CH.

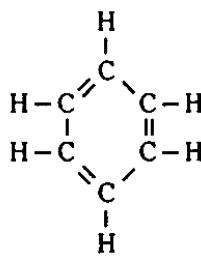
En 1834, el alemán **Eilhard A. Mitscherlich** obtuvo el mismo compuesto al calentar ácido benzoico aislado de la goma benjuí. Encontró también que la fórmula empírica era CH, y experimentando con el vapor de benceno determinó un peso molecular igual a 78 (por método gasométrico), estableciendo su fórmula molecular, C₆H₆. En 1845, el químico alemán **F. Hofmann** descubrió que el benceno podía ser obtenido por destilación fraccionada del alquitran de la hulla.

ESTRUCTURA MOLECULAR DEL BENCENO

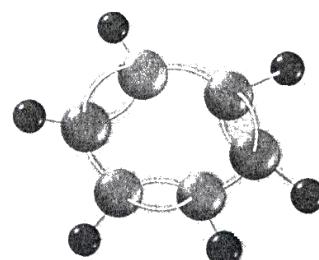
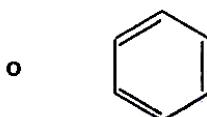
Desde que se estableció la fórmula molecular C_6H_6 muchos científicos dedicados a la Química Orgánica propusieron diferentes estructuras moleculares para el benceno tal como se indica en la siguiente figura. Estructuras sugeridas para el benceno, que lleva el nombre del químico que la propuso; además se presentan en orden cronológico.



La estructura molecular propuesta por el químico alemán August Kekulé, en 1865, fue aceptada por los químicos orgánicos debido a que satisfacía la tetravalencia del carbono y de que todos los átomos de hidrógeno del benceno fuesen equivalentes, por lo tanto genera un solo compuesto monosustituido. Sin embargo, esta estructura tenía serias limitaciones que fueron superadas posteriormente con la teoría cuántica.

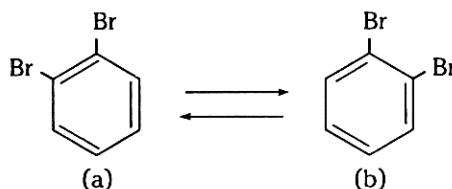


Estructura planteada por Augusto Kekulé, 1865, para el benceno. Las bolas amarillas son los átomos de carbono y las azules son los hidrógenos, representada mediante el modelo de bolas y varillas.



Un estudio más sofisticado y detallado de la molécula del benceno y de sus derivados monosustituidos, disustituidos y trisustituidos, demostraron que la estructura propuesta por Kekulé es incorrecta debido a que hay una contradicción con los datos experimentales, así por ejemplo:

1. En el benceno, la longitud de enlace C – C es 1, 397 Å, pero según Kekulé existen enlaces simples C – C con longitud de enlace 1, 54 Å y enlaces dobles C = C con longitud de enlace 1, 34 Å, que se encuentran alternados.
 2. El benceno genera un solo compuesto 1, 2 – dibromobenceno porque según Kekulé debería existir dos isómeros 1, 2 – dibromobenceno, que deberían coexistir siempre en estado de equilibrio así:

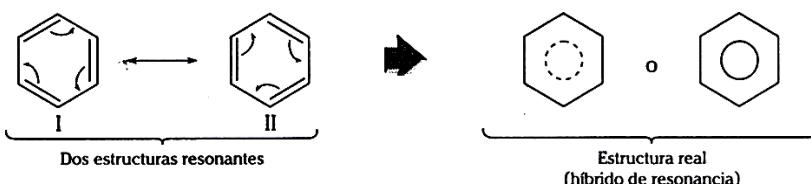


En (a), los átomos de bromo están unidos a átomos de carbono unidos mediante doble enlace, y en (b) están unidos a átomos de carbono mediante enlace simple.

3. El benceno da reacciones de sustitución, pero según Kekulé debería dar reacciones de adición (similar a los alquenos y cicloalquenos) debido a que poseen tres dobles enlaces en posiciones fijas.
 4. El benceno es muy estable como los alkanos, pero según Kekulé, debido a la presencia de tres dobles enlaces debería ser altamente insaturado y por lo tanto muy reactivo (o poco estable). La gran estabilidad del benceno se mide con los calores de hidrogenación y de combustión, que trataremos posteriormente.

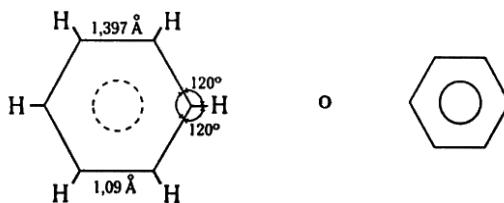
➤ FENÓMENO DE RESONANCIA EN LA MOLÉCULA DEL BENCENO

Se debe recordar, que según la Teoría de resonancia, las estructuras resonantes (dos o más estructuras Lewis para una misma molécula o ion poliatómico) tienen la misma posición de los átomos diferenciándose solo en la posición de los electrones. Ninguna de las estructuras, en forma aislada existen, por lo que no aplicarán completamente las propiedades químicas y físicas del compuesto. Según ello, las estructuras de Kekulé son estructuras resonantes del benceno y la estructura real es un híbrido de resonancia, así:

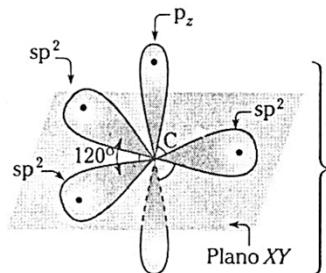


Las estructuras resonantes I y II difieren únicamente en la posición de los electrones pi (π). En la estructura real, los 6 electrones pi están deslocalizados alrededor de los 6 átomos de carbono, este hecho le infiere propiedades idénticas a los 6 enlaces C – C y a los 6 enlaces C – H como son la energía y la longitud de enlace. Se debe tener en cuenta que el híbrido de resonancia, la estructura real del benceno, resulta de la combinación de las estructuras resonantes o estructuras de Kekulé.

Longitudes de enlace C – C son idénticas ($1,397 \text{ \AA}$) al igual que los enlaces C – H ($1,09 \text{ \AA}$) y el ángulo de enlaces es 120° . El círculo con línea discontinua simboliza la descolocación (o resonancia) de los 6 electrones pi.

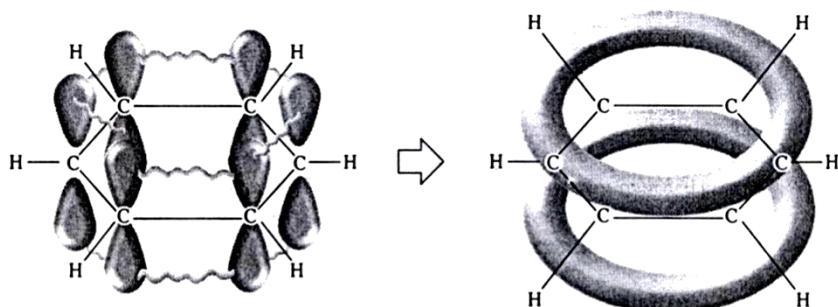
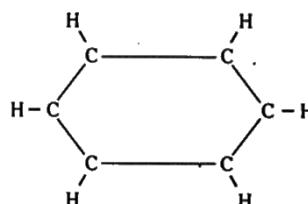


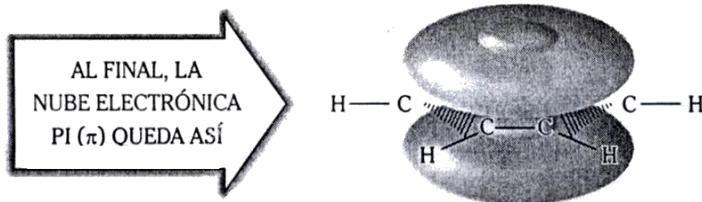
Sin duda alguna, la molécula cíclica del benceno es plana, esto lo justificaremos en base a la hibridación sp^2 de los átomos de carbono, en donde sus orbitales s, p_x y p_y se combinarán para formar tres orbitales híbridos sp^2 , los cuales tienen la siguiente disposición espacial.



Hay tres orbitales híbridos sp^2 desapareados (semillenos) ubicados en un plano y separados con un ángulo de 120° .
Hay un orbital atómico $p(p_z)$ también desapareado perpendicular al plano de los orbitales sp^2 .

Con los orbitales híbridos sp^2 se forman enlaces sigma (σ) C – C y C – H. En el primer caso se superponen o traslanan los orbitales híbridos sp^2 de los átomos de carbono, mientras que en el segundo se traslanan el orbital sp^2 y el orbital s del hidrógeno.

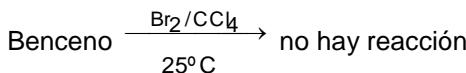




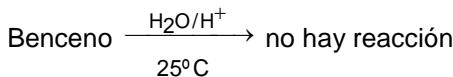
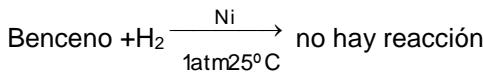
➤ ESTABILIDAD DEL BENCENO

Según la estructura propuesta por Kekulé, la molécula del benceno, debería ser muy reactiva y dar reacciones de adición típicas de los alquenos y cicloalquenos, debido a que presenta enlaces dobles localizados, pero en la práctica no ocurre así. Por ejemplo:

El benceno no decolora el bromo en tetracloruro de carbono.

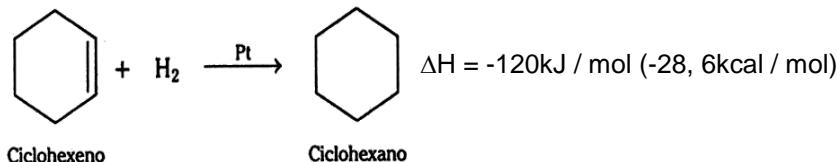


El benceno no es oxidado por permanganato de potasio acuoso.

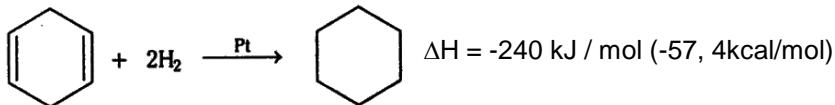


Por lo tanto, el benceno es muy estable o inerte en condiciones ordinarias.

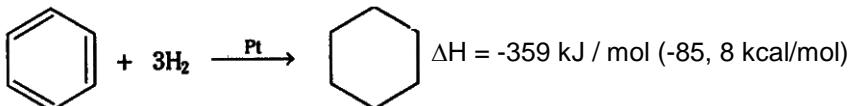
La estabilidad del benceno se mide con el calor de hidrogenación, que se evalúa en base a los siguientes resultados termodinámicos.



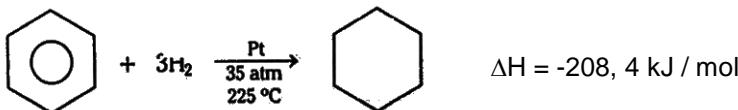
El calor de hidrogenación del ciclohexadieno debería ser el doble que el calor anterior (120kJ / mol)



El calor de hidrógenación del 1, 3, 5 – ciclohexatrieno (imaginario) debería ser aproximadamente el triple de 120kJ / mol.



El calor de hidrogenación del benceno a condiciones drásticas es solo 208, 4kJ/mol (49, 8 kcal/mol)



➤ **CONDICIONES DE AROMATICIDAD**

Según la teoría de valencia propuesta por Kekulé – Couper – Butlerov, los compuestos orgánicos se clasifican en dos grandes grupos: alifáticos y aromáticos. Los compuestos alifáticos deberían tener un comportamiento químico de tipo grasa (alifático quiere decir semejante a la grasa), esto significa actualmente, que el compuesto debía reaccionar como un alcano, alqueno, alquino o cualquiera de sus contrapartes cíclicos. Los compuestos aromáticos tenían proporción baja de hidrógeno respecto al carbono y con olor agradable o fragante. Casi todos los primeros compuestos aromáticos se aislaron a partir de bálsamos, resinas o aceites esenciales.

Actualmente, para que un compuesto sea catalogado como aromático no necesariamente debe tener olor agradable, únicamente debe ser semejante al benceno, es decir, poseer alta estabilidad (lo muestra la falta de reactividad hacia sustancias que normalmente reaccionan con sus análogos monocíclicos) y alta energía de deslocalización o resonancia.

¿Qué características estructurales son necesarias para que una molécula (o un ión) sea considerado un aromático?

Debe satisfacer los siguientes criterios:

1. Su estructura debe ser cíclica, con dobles enlaces alternados o conjugados, en el caso de anulenos.
2. Cada átomo que forma el anillo o ciclo debe estar hibridizado en sp^2 u ocasionalmente en sp .
3. Los orbitales p no hibridizados, perpendiculares al plano del anillo, deben traslaparse para formar un anillo continuo de orbitales paralelos, generando así una nube pi donde se deslocalizan los electrones π . Para satisfacer esta condición la molécula debe ser plana o casi plana.
4. La deslocalización de los electrones pi sobre la nube pi debe originar una disminución de la energía electrónica, en caso contrario (si origina un aumento de la energía electrónica) el compuesto es antiaromático.
5. Debe cumplir la regla de hückel: un anillo monocíclico plano es aromático si el número de electrones pi es $(4n + 2)$, siendo n un número entero.

$$\# e - (\pi) = 4n +$$

Donde $n = 0; 1; 2; 3; 4; \dots$

Si n resulta un número fraccionario, no es aromático si el número de electrones pi es igual a $4n$, el compuesto es antiaromático.

NOTA:

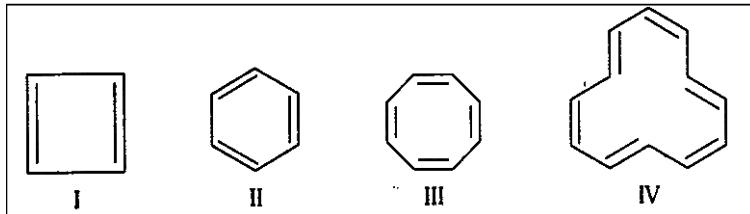
En lo sucesivo, para representar al benceno utilizaremos principalmente el híbrido de resonancia:

Recurriremos la estructura de Kekulé cuando tratemos reacciones del benceno en donde ocurre la ruptura del enlace pi (π) y en el mecanismo de reacción:

A continuación ilustramos estos criterios con algunos ejercicios.

EJERCICIO 1:

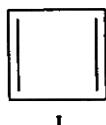
¿Cuáles de los siguientes anulenos no son aromáticos?



SOLUCIÓN:

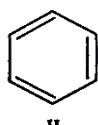
Los anulenos son hidrocarburos cíclicos que poseen dobles y simples enlaces alternados. A los compuestos señalados I, II, III y IV se les llama [4] anuleno (ciclobutadieno), [6] anuleno (benceno, según la fórmula de Kekulé), [8] anuleno (ciclooctatetraeno) y [12] anuleno (cyclododecahexaeno), respectivamente. Entre corchetes se indica el número de carbonos que forman el ciclo o anillo.

Analicemos a cada uno en base a los criterios señalados para la aromaticidad.



Cada carbono está hibridado en sp^2 y el número de electrones pi es 4.

Según Hückel: $4 = 4n + 2 \Rightarrow n = \frac{1}{2}$ (número fraccionado), por lo tanto no es aromático.



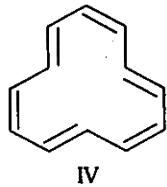
Cada carbono está hibridado en sp^2 y el número de electrones pi es 6.

Según Hückel: $6 = 4n + 2 \Rightarrow n = 1$, por lo tanto es aromático.



Cada carbono está hibridado en sp^2 . El número de electrones pi es 8

Según Hückel: $8 = 4n + 2 \Rightarrow n = \frac{3}{2}$ (número fraccionado), por lo tanto no es aromático.



Cada carbono está hibridado en sp^2 . El número de electrones pi es 12. Según Hückel: $12 = 4n + 2 \Rightarrow n = 5/2$, entonces no es aromático.

Por lo tanto I, III y IV no son aromáticos.

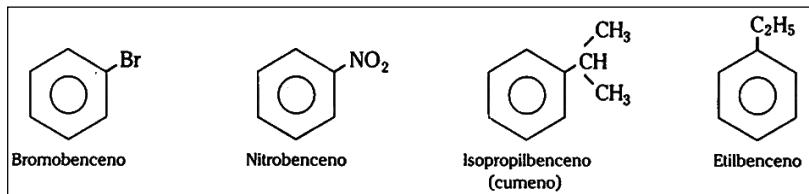
➤ NOMENCLATURA DE LOS DERIVADOS DEL BENCENO

A) DERIVADOS MONOSUSTITUIDOS

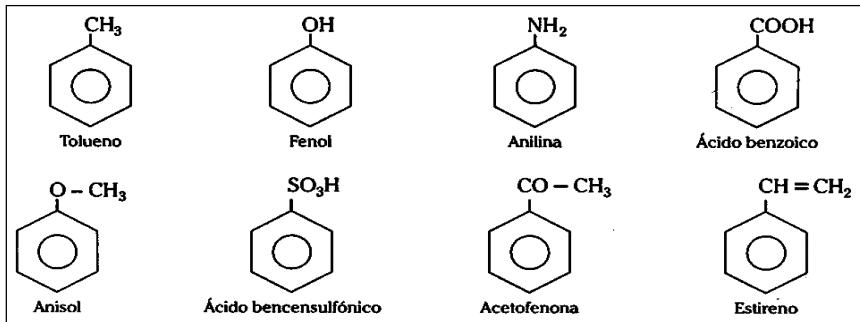
Como señalamos al inicio, los seis átomos de hidrógeno en el anillo bencénico son iguales, por lo tanto el benceno, genera solo un derivado monosustituido.

Hay dos sistemas de nomenclatura para los derivados monosustituidos:

1. En los compuestos de un tipo, el nombre del benceno es considerado como nombre base. Los restos alquilo, halógenos y grupos nitro se nombran como prefijos de la palabra benceno.

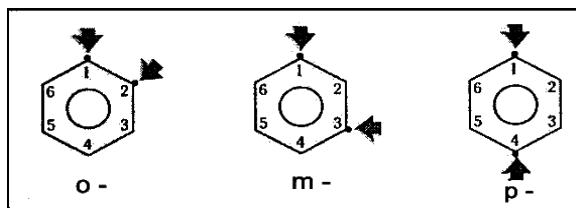


2. En otros compuestos, el sustituyente y el anillo del benceno forman juntos un nuevo nombre base, se trata de los monosustituidos especiales o notables.

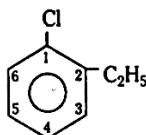


B) DERIVADOS DISUSTITUIDOS

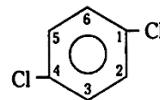
Para localizar a los sustituyentes se utilizan los prefijos tradicionales orto (*o* –), meta (*m* –) y para (*p*–) que indican que dichos sustituyentes están en las posiciones 1, 2 - ; 1, 3 - ; 1, 4 – respectivamente del anillo bencénico.



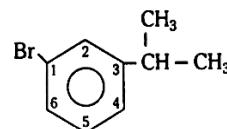
Citemos algunos ejemplos de disustituidos.



Común: *o* – Cloroetilbenceno
IUPAC: 1 – Cloro – 2 – etilbenceno

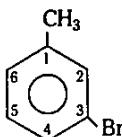


p-Diclorobenceno
1,4 – Diclorobenceno

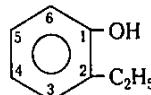


m– Bromoisopropilbenceno
1-Bromo-2- isopropilbenceno

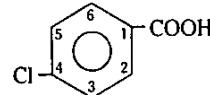
Si un disustituido es posible nombrarlo como un derivado de un monosustituido notable, se prefiere esta forma de nomenclatura, por ejemplo tenemos:



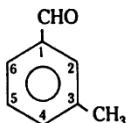
Común: m – Bromotolueno
IUPAC: 3 – Bromotolueno



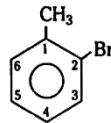
o – Etilfenol
2 – Etilfenol



Ácido p – clorobenzoico
Ácido 4 – clorobenzoico



Común: m – Metilbenzaldehido
IUPAC: 3 – Metilbenzaldehido



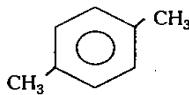
o – Bromotolueno
2 – Bromotolueno



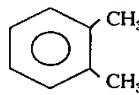
p – Cloroanilina
14 – Cloroanilina

XILENOS

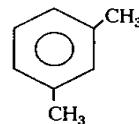
Son los dimetilbencenos (o - , m – y p -)



p – Xileno
1,4 – Dimetilbenceno



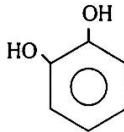
o – Xileno
1,2 – Dimetilbenceno



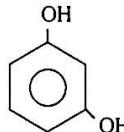
m – Xileno
1,3 – Dimetilbenceno

FENODIOLES

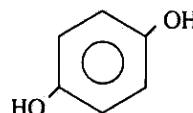
Es un disustituido que contiene dos grupos OH.



o – Fenodiol
(Catecol)



m – Fenodiol
(Resorcinol)

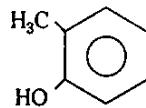


p – Fenodiol
(Hidroquinona)

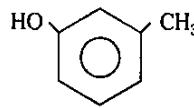
Los nombres triviales o comerciales se indican entre paréntesis.

CRESOLES

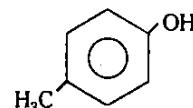
Es un disustituido que contiene un grupo metil (-CH₃) y un grupo hidroxi (-OH)



o – Cresol



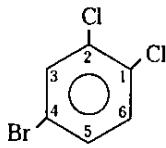
m – Cresol



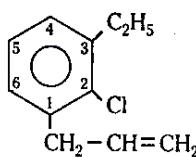
p – Cresol

C) DERIVADOS POLISUSTITUIDOS

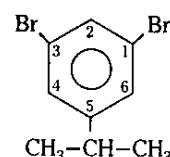
Según IUPAC los sustituyentes se señalan con números, se prefiere siempre números más bajos para los sustituyentes.



**4 – Bromo – 1,2 – dicloro
benceno**



**1 – Alil – 2 – cloro -- 3
– etilbenceno**



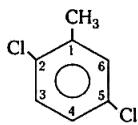
**1,3 – Dibromo – 5 –
isopropil benceno**

Cuando en una molécula se encuentra uno de los monosustituidos importantes, su nombre se toma como el principal (nombre base) y el carbono 1 es aquel que contiene el sustituyente principal que fija según el siguiente orden de prioridades.

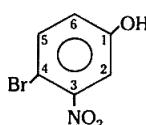


- COOH > - CHO > - CN > - C - > - OH > - NH₂ > - R > - NO₂ > Halógeno

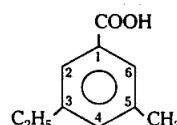
Ejemplos aplicativos.



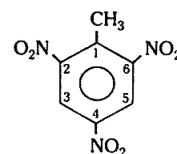
2,5 – Diclorotolueno



4 – Bromo – 3 – nitro fenol



Ácido 3 – etil – 5-metil benzoico



**2,4,6 – Trinitrotolueno
(TNT)**

REACCIONES DE AROMÁTICOS

I. MARCO TEÓRICO

1. PROPIEDADES FÍSICAS Y QUÍMICAS DEL BENCENO

A) PROPIEDADES FÍSICAS

El benceno es un líquido incoloro de olor fuerte, más ligero que el agua ($D = 0,889 \text{ g/cm}^3$), a 20°C), hiere a $80,1^\circ\text{C}$ y funde a $5,4^\circ\text{C}$, a 1atm de presión. Es tóxico, y resulta muy peligroso respirar sus vapores durante periodos largos. Es insoluble en agua, pero muy soluble en disolventes orgánicos como, éter, disulfuro de carbono, ciclohexano, etc.

Es un buen disolvente orgánico, disuelve el hule natural, las grasas, numerosas resinas, el azufre, el fósforo, el yodo, la cera, el caucho, el alcanfor, etc.

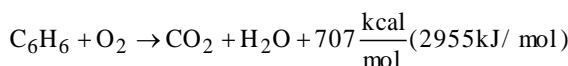
B) PROPIEDADES QUÍMICAS

El benceno y sus homólogos (compuestos aromáticos), como señalamos oportunamente, poseen una gran estabilidad química, sólo reaccionan a condiciones especiales y con el uso de catalizadores apropiados. Sus reacciones las podemos clasificar en dos grupos: reacciones con destrucción de carácter aromático y reacciones de sustitución electrolítica.

a) Reacciones con destrucción de carácter aromático

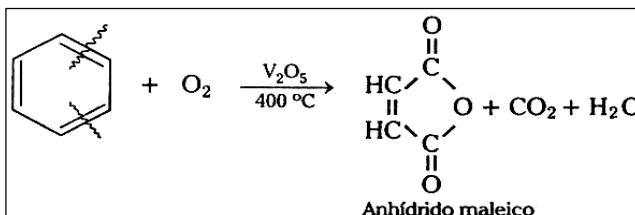
• Combustión

El calor de combustión (ΔH) es muy grande y arde suavemente, por lo tanto, su poder indetonante (antidetonante) es considerable, como la de sus homólogos, lo que explica la práctica de la **aromatización** en la industria de los carburantes para elevar su octanaje.



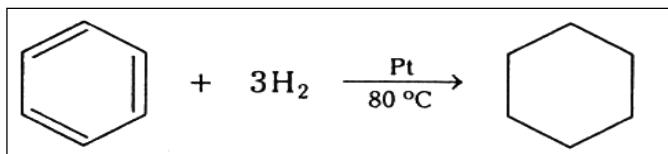
- **Oxidación**

A temperatura alta (400°C) y haciendo uso de un catalizador (V_2O_5 o MoO_3), la oxidación directa permite obtener **anhídrido maleico** que se utiliza en la fabricación de resinas sintéticas.



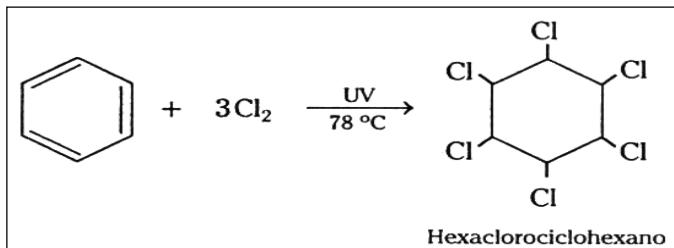
- **Hidrogenación**

Conduce a la formación de ciclohexano, para lo que se necesitan catalizadores muy activos (Ni, Pt o MoS) y temperatura relativamente alta ($\approx 80^{\circ}\text{C}$)



- **Halogenación**

Sólo reacciona con Cl_2 o Br_2 , catalizada por radiación ultravioleta y a 78°C .



Análogamente reacciona con el Br_2 para formar hexabromociclohexano.

**Nota:**

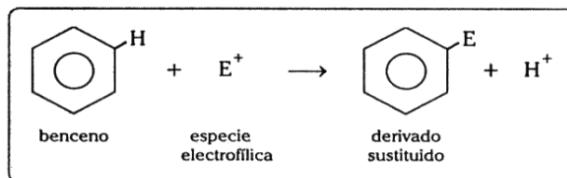
A las reacciones de hidrogenación y halogenación en condiciones drásticas (temperatura alta y catalizadores activos) se les llama reacciones de adición con destrucción del carácter aromático.

b) Reacciones de sustitución aromática electrofílica

Son las reacciones más importantes en síntesis orgánica por la gran variedad de productos que se originan.

El anillo bencénico sirve como fuente electrónica para los reactivos electrofílicos (sustancias deficientes en electrones), debido a que los electrones π se hallan prácticamente sueltos.

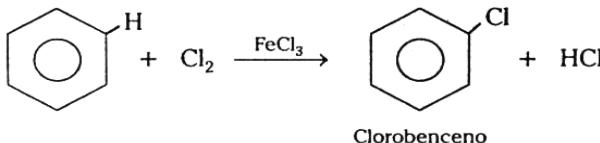
El proceso neto se puede representar de la siguiente manera:

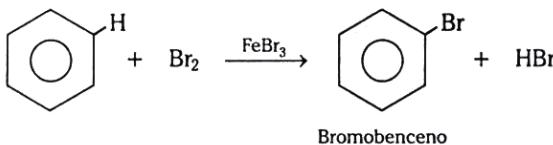


A continuación abordaremos las principales reacciones del benceno.

- **Halogenación**

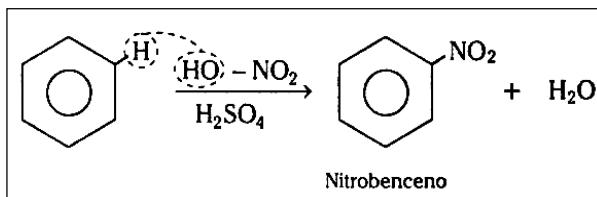
La cloración y la bromación directa sólo es posible en presencia de un catalizador que debe ser ácido de Lewis (FeCl_3 , AlCl_3 o FeBr_3).





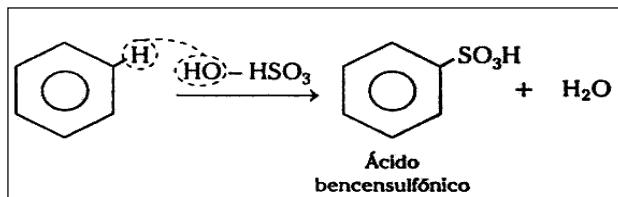
- **Nitración**

Es la reacción del benceno con ácido nítrico (HNO_3) concentrado. Se utiliza como catalizador el ácido sulfúrico concentrado (H_2SO_4).



- **Sulfonación**

Es la reacción con el ácido sulfúrico concentrado. Esta reacción es lenta, en cambio, con el ácido sulfúrico fumante ($\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3$) es más rápida.

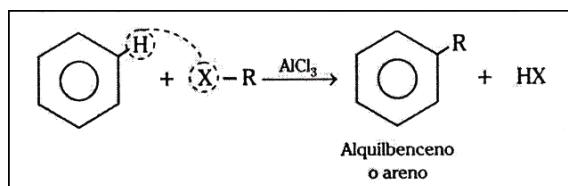


ALQUILACIÓN Y ACILACIÓN DE FRIEDEL – CRAFTS

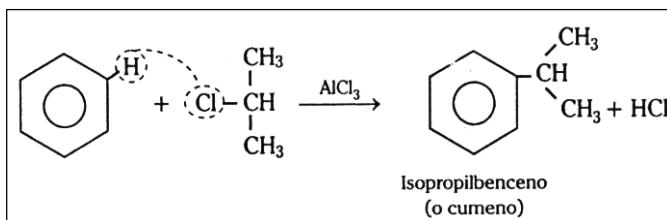
Los químicos Charles Friedel (francés) y James Crafts (norteamericano), en 1877, descubrieron nuevos métodos para obtener **alquilbenceno** o **arenos** ($\text{R} - \text{Ar}$) **acilbencenos** o cetonas aromáticas ($\text{Ar} - \text{CO} - \text{R}$).

El **grupo arilloaromático** se simboliza por **Ar**, como ya señalamos anteriormente (en compuestos oxigenados).

1. La alquilación consiste en la reacción del benceno con un halógeno de alquilo ($R - X$)

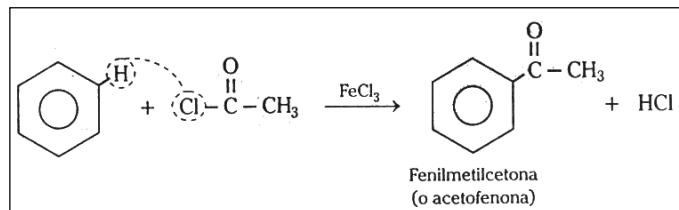


Ejemplo:

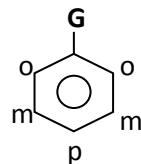


2. La acilación consiste en la introducción de un grupo acilo ($R - C = O$) en un compuesto generalmente aromático

Ejemplo



REACCIÓN DE ORIENTACIÓN A LAS POSICIONES: ORTO, META Y PARA.



G: Grupo funcional principal:

ACTIVANTE: orto y para

-R: CH_3- , CH_3CH_2- , $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, -OH

DESACTIVANTE: meta

- NO_2 , -NH₂, -CONH₂, -COOH, -CN, -CHO

DESACTIVANTE DEBIL orto y para

-X: Cl, Br.

EVALUACION DE ALCANOS

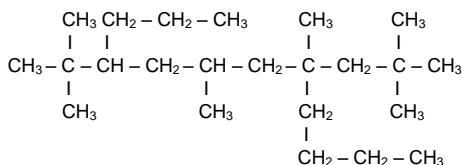
1. En relación a los alkanos, identifique la alternativa falsa.

- A) Son moléculas no polares, razón por lo cual presentan las fuerzas de dispersión de londón.
- B) Sus puntos de ebullición son bajos comparados con los alcoholes de masa molar comparable.
- C) El punto de ebullición de los alkanos lineales es mayor que la de sus isómeros de cadena ramificada.
- D) Son insolubles en agua.
- E) Son compuestos más reactivos que los alquenos.

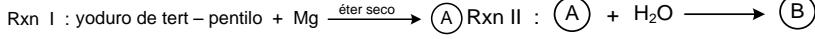
2. ¿Cuál de los siguientes alkanos presenta mayor punto de ebullición?

- A) 2, 3, 4 – trimetilpentano B) isohexano
- C) n – butano D) 2, 3 – dimetilbutano
- E) n-heptano

3. Según las reglas de la IUPAC, elija el nombre correcto para el siguiente alcano ramificado:

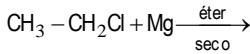


- A) 6,8 - dimetil - 4 - neobutil - 8 - neopentildodecano
 - B) 5,7 - dimetil - 9 - neobutil - 5 - neopentildodecano
 - C) 4 - tert - butil - 6,8 - dimetil - 8 - neopentildodecano
 - D) 8 - butil - 4 - tert - butil - 6,8,10,10 - tetrametilundecano
 - E) 4 - butil - 8 - terc - butil - 2,2,4,6 - tetrametilundecano
4. Dada la secuencia de reacción:



- A) tert – pentano
- B) neopentano
- C) isopentano
- D) n – pentano
- E) 2 – metilpentano

5. En la reacción:

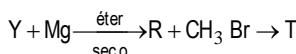
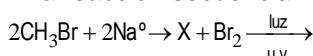


La afirmación incorrecta, es:

- A) se produce un reactivo de Grignard
 - B) se produce un haluro de alquil magnesio
 - C) se produce un compuesto orgánico – metálico
 - D) se produce cloruro de etil magnesio
 - E) Se produce un compuesto de menor reactividad.
6. No es una reacción química de preparación de los alkanos.
- A) Halogenación
 - B) Hidrogenación catalítica
 - C) Síntesis de Wurtz

- D) Reducción de haluros de alquilo
 E) Acoplamiento Grignard
- 7.** En la reacción secuencial siguiente, se produce:
- $$C_2H_6 + Br_2 \xrightarrow{luz} A + BrMg - CH_2 - ph \xrightarrow{eter} B$$
- A) Etil benceno B) Butil benceno
 C) Isopropil benceno D) Propil benceno E) Propano

- 8.** En la reacción secuencial:



Determine el último compuesto producido:

- A) Propano
 B) Bromuro de propil magnesio
 C) Bromuro de propilo
 D) 1,2 – dibromo propano
 E) 2 – bromo propano
- 9.** Si al producto de la reacción entre el isopentano y el Br₂/ calor se la hace reaccionar con Bromuro de metil magnesio, El producto principal será:
- A) 2, 2 – dimetil pentano
 B) 2, 2 – dimetil hexano
 C) Neopentano
 D) Neohexano
 E) Isohexano

- 10.** Con respecto a la siguiente reacción:



El producto orgánico principal que se obtiene, es:

- A) 2,2 – dimetilbutano B) 3,3,5,5 – tetrametilheptano
 C) 3,3,6,6 – tetrametiloctano D) 2,2,7,7 – tetrametiloctano
 E) 4,4,5,5 – tetrametiloctano

11. Cuando el producto de la reacción entre el Butano y Cl₂/calor se le hace reaccionar con sodio, se obtiene:

- A) 2,4 – dimetil hexano B) 2,3 – diimetil hexano
- C) Octano D) 2,5 – dimetil hexano
- E) 3,4 – dimetil hexano

12. Al reaccionar el 3, 4 -dimetilciclohexeno con Br₂/hv se obtiene:

- A) Bromociclohexano
- B) 3 – bromo-3,4-dimetilciclohexeno
- C) 1 – bromo-3,4- dimetil ciclohexeno
- D) 3-Bromo-3,4-dimetilciclohexano
- E) 4 – bromo-3,4 –dimetilciclohexeno

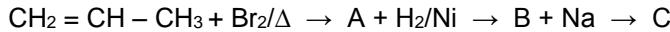
13. En la siguiente reacción:



El producto principal B, es:

- A) Butil benceno B) isopropil benceno
- C) terc butil benceno D) isobutil benceno E) 3-fenilpentano

14. En la reacción:

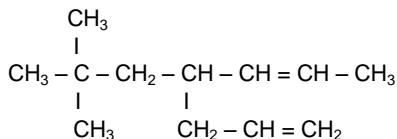


El producto principal, C es:

- A) Propano B) 2, 3 – dimetil butano
- C) isopentano D) hexano E) 2, 4 – dimetil hexano

EVALUACION DE ALQUENOS

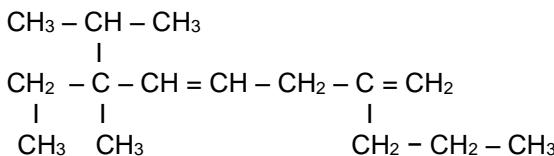
1. El nombre correcto del siguiente compuesto de fórmula desarrollada:



Es:

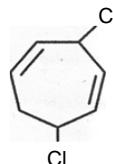
- A) 4 - t - pentil - 1,5 - heptadieno.
- B) 4- t - butil - 2,6 - heptadieno.
- C) 4 - vinil - 1,5 - heptadieno.
- D) 4 - neopentil - 1,5 - heptadieno.
- E) 4 - propenil - 6,6 - dimetil - 2 - hepteno.

2. Del nombre sistemático al siguiente compuesto:



- A) 6,7 – dimetil – 6 – etil – 2 – propil – 1, 4 – octadieno
- B) 6 – isopropil – 6 – metil – 2 – propil – 1,4 – octadieno
- C) 3 –isopropil – 3 – metil – 7 – propil – 4,7 - octadieno
- D) 6 – etil – 6,7 dimetil – 2 – propil – 1,4 – octadieno
- E) 5,7 – dimetil – 6 – etil – 2 – propil – 1, 4 – octadieno

3. El nombre IUPAC del siguiente compuesto es:



- A) 3,7 - dicloro - 1,4 - ciclohepteno
B) 2,6 - dicloro - 1,4 – cicloheptadieno
C) 3,6 - dicloro - 1,4 – cicloheptadieno
D) 3,7 - dicloro - 1,4 – cicloheptadieno
E) 1,4 - dicloro - 2,6 – cicloheptadieno
4. La reacción del propeno con una solución diluida de permanganato de potasio frio en medio básico, formará el:
A) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_3$ B) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$
C) $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$ D) $\text{CH}_3 - \text{CHOH} - \text{CH}_2\text{OH}$
E) $\text{CH}_3 - \text{C}(\text{OH})_2 - \text{CH}_3$
5. El alqueno que por ozonolisis produce:
 $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CHO} + \text{HCHO}$, es:
A) But – 1 – eno B) But – 2 – eno C) Pent – 2 – eno
D) Pent – 1 – eno E) Hex – 1 – eno
6. Indique las reacciones mediante las cuales se pueden obtener alquenos.
1. Hidratación de alcoholes
 2. Deshalogenación de dihaluros vecinales.
 3. Reducción de alquinos.

4. Dihalogenación de alquinos
5. Deshidrohalogenación de halogenuros de alquilo
- A) 1, 3 y 5 B) 2, 4 y 5 C) 2, 3 y 5 D) 1, 3 y 4 E) 1, 2 y 5
7. El reactivo que debe usarse para obtener el 1 – bromopentano, a partir del 1 – penteno, es:
- A) Br_2/CCl_4 B) HBr/ROOR C) Br_2/luz D) HBr E) $\text{CH}_3\text{Br}/\text{AlCl}_3$
8. La adición de $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$ al 1 – metilciclohexeno, produce el siguiente compuesto
- A) 1 – metil – 2 – ciclohexanol
B) 3 – metil – 1,2 – ciclohexanodiol
C) 1 – metilciclohexanol
D) 2 – metilciclohexanol
E) 4 – metilciclohexanol
9. En la reacción del isobutileno con $\text{O}_3/\text{Zn}/\text{H}_2\text{O}$ en solución ácida caliente, se forma:
- A) CO_2 y aldehído B) Un acido y un aldehido
C) Un aldehido y una cetona D) Una cetona y una CO_2
E) Un carboxilo y una cetona
10. En la reacción del 1,3-pentadieno con KMnO_4 en solución ácida caliente, se forma
- A) CO_2 , Un acido di carboxílico y un aldehído
B) Un acido di carboxílico, uno carboxílico y un aldehído
C) Un acido di carboxílico, uno carboxílico y una cetona
D) Una cetona, un di carboxílico y un CO_2
E) CO_2 ,un acido di carboxílico, uno carboxílico
11. Al reaccionar el metilciclobutano con agua en presencia de ácido fosfórico, se forma:
- A) Ciclobutanol B) 2- butanol
C) 1- pentanol D) 1,4 butanodiol
E) pentan-2-ol

- 12.** En la reacción del 1-metilciclopenta-1,3 dieno con permanganato de potasio en una solución de acuosa de ácido sulfúrico caliente, uno de los productos que se formaría, es:
- A) Acido oxálico B) Acido -2-oxo butanoico
 C) Acido butanoico D) Acido pentanoico
 E) Acido 3 metil butanoico
- 13.** En la reacción del isobutileno con KMnO_4 en solución básica fría, se forma:
- A) 2-metil-1-propanol B) Isobutilenglicol
 C) Etilenglicol D) Un ácido y un CO_2 E) No reacciona
- 14.** Cuando el 4 – Bromo-3-metil ciclohexeno reacciona con potasamida en solución metanólica, se forma:
- A) 1, 4 – Dimetilciclohexadieno B) 1, 3 – Dimetilciclohexadieno
 C) Ciclohexadieno D) 1, 2 – Dimetilciclohexadieno
 E) 2-metilciclohexa-1,3-dieno

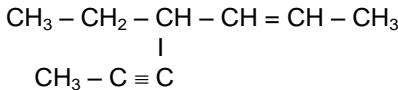
EVALUACION DE ALQUINOS

- 1.** El nombre del compuesto:



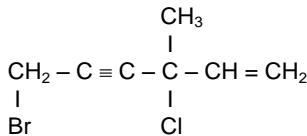
- A) 4 -Etil-3,6-dimetil-1,7-octadiino
 B) 2,5-dimetil-3-ethyl-1,5-pentadiino C) 4-Etil-2,5-dimetil-1,6-heptadiino
 D) 3-Etil-2,5-dimetil-1,3-Pentadiino E) 4-Pentenino

- 2.** Nombre correctamente el siguiente compuesto, cuya fórmula desarrollada es:



- A) 4 - propenil - 2 – hexeno B) 3 - propinil - 4 - hexeno
 C) 4 - etil - 2 - heptin - 5 - eno D) 4 - etil - 2 - hepten - 5 - ino
 E) 4 –propenil -1 – hexeno

3. El nombre correcto del siguiente compuesto, es:

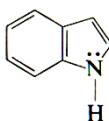
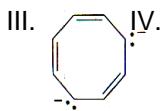
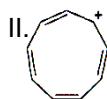
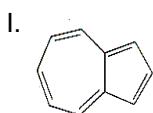


7. Si aun mol de 2 – butino se le adiciona 2 moles de hidrógeno, se obtiene el:
- A) isobuteno B) n – buteno C) isobutano D) n- butano
E) octano
8. La reacción del 3 – metilbutino con el ácido clorhídrico en exceso produce el:
- A) 2,3 – dicloro – 3 – metilbuteno
B) 1,2 – dicloro – 3 – metilbuteno
C) 2,2 – dicloro – 3 – metilbutano
D) 3,3 – dicloro – 2 – metilbutano
E) 1,1 – dicloro – 3 – metilbuteno
9. La hidratación del propino en un medio ácido compuesto de ácido sulfúrico y sulfato de mercurio (II), producirá el:
- A) $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2$ B) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$
C) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CHO}$ D) $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$
E) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$
10. Al reaccionar el etinuro de sodio con cloruro de neopentilo el producto principal es:
- A) 4,4-dimetilbutano B) 4,4-dimetil – 1– pentino
C) 2,2-dimetilpentino D) 2,2-dimetil-2-pentino
E) 2,3-dimetil-2-pentino

11. Se hace reaccionar al 3-fenil-1-butino con un mol de Bromo líquido, en tetracloruro de carbono. El producto final es:
- A) 1, 2-dibromo-1-buteno
 - B) 1, 2-dibromo-1-butano
 - C) trans-1, 2-dibromo-3-fenil-1-buteno
 - D) 1, 1, 2, 2 –Tetrabromo – 1 – butano
 - E) cis-1, 2-dibromo-3-fenil-1-buteno
12. Si se hace reaccionar el 1-ciclohexil-1-butino con Li en Amoniaco (NH_3) se obtiene
- A) cis-1-ciclohexil-1-buteno
 - B) trans-1-ciclohexil-1-buteno
 - C) 1-ciclohexilbutano
 - D) Cis-1-ciclohexil-2-buteno
 - E) Trans -1 –ciclo hexil 2 buteno
13. Por reacción del fenilacetíleno con un mol de HBr en peróxidos, se obtiene:
- A) 1-bromo–2–fenileteno B) 1-bromo–2–feniletano
 - C) 1-bromo–1–feniletano D) 1-bromo–2–feniletano
 - E) N.A.
- 14 Al hacer el 1-fenil pro-1-ino con H_2O , H_2SO_4 y sulfato de mercurio, el producto formado, es:
- A) acetofenona B) benzofenona C) propionfenona
 - D) butirofenona E) acetona

EVALUACION DE AROMATICOS

1. De los siguientes compuestos indique cuales no son aromáticos.



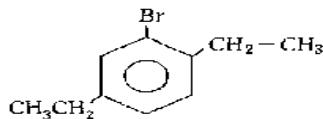
- a) Solo I b) Solo II c) Solo III d) Solo IV e) II y IV

2. Con respecto al benzonitrilo, se puede afirmar:

1. El nitrilo es un desactivante.
2. El grupo ciano desactiva fuertemente las posiciones orto y para.
3. Es un orientador meta.
4. El grupo ciano ingresa electrones al anillo aromático.
5. El anillo es más reactivo.

- a) 1, 3, 4 b) 1, 3, 5 c) 1, 2, 3 d) 1, 3, 4, 5 e) Todas

3. Escriba el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico:



- A) 6-bromo-1,4-dietilbenceno
B) 2-bromo-1,4-dietilbenceno
D) 1-bromo-2,5-dietilbenceno
C) 2-bromo-1,3-dietilbenceno
E) 1-bromo-3,6-dietilbenceno

4. Son grupos desactivantes:

1. -CN 2. -SO₃H 3. -CH₃ 4. -OCH₃ 5. -COOH

- a) 1, 2, 3 b) 1, 4, 5 c) 1, 2, 4 d) 2, 4, 5 e) 1, 2, 5

5. Al hacer reaccionar al cloruro de propanoilo con Benceno en presencia de AlCl₃ como Catalizador, se forma:

- a) Acetofenona b) Bifenilo
c) Benzofenona d) Etilfenilcetona e) Butirofenona

6. Al reaccionar el metilbenceno con acido sulfúrico fumante, se forma:

- a) 1,3-dimetilbenceno
b) Acido - 2-metilbencensulfonico
c) Acido-p-metilbencensulfonico
d) Acido-m-carboxi bencensulfonico
e) Acido-p-carboxi bencensulfonico

7. Si se hace reaccionar el Benzaldehido con Br₂/FeBr₃ se obtiene:

- a) p-bromobenzaldehido b) m-bromobenzaldehido
c) No reacciona d) p - bromotolueno
e) Acido m-bromobenzoico.

8. Para preparar cumeno, usted haría reaccionar al con en presencia de AlCl₃.
- a) Bromuro de etilo, benceno.
 - b) Cloruro de propilo, benceno.
 - c) Etilbenceno, metano.
 - d) Cloruro de isobutilo, benceno.
 - e) Benceno, cloruro de isopropilo
9. Al reaccionar el 2,4 dinitrotolueno con mezcla sulfonitrica, se forma:
- a) 2,6 – dinitro – 3 – nitrotolueno
 - b) 2,6 – dinitro – 3 – sulfónico tolueno
 - c) 2,6 – dinitro – 4 – sulfotolueno
 - d) TNT
 - e) Ácido 3,5 – dinitro bencensulfónico

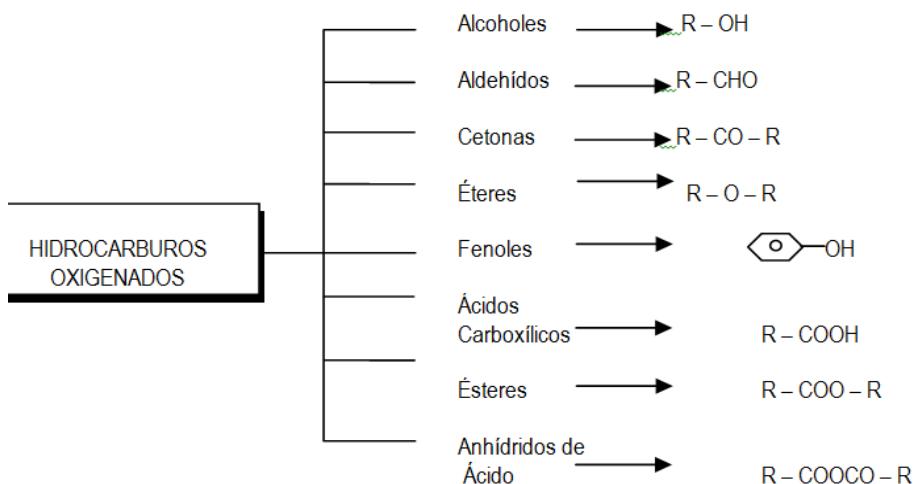
BIBLIOGRAFÍA

1. CHANG, RAYMOND. Química, 4ta Ed. Editorial Mc. Graw Hill México 1995.
2. BEDIASIOLO G.A. DEWEITZD O y DE CHANIDIA. D. OT Química orgánica. Editorial Kapelusz. Buenos Aires – Argentina 1980
3. ROBERT JOHN, STEWART ROSS y CASERIO MARJORIE. Química Orgánica. Fondo Educativo S.A 1974
4. WINGROVE ALAN y CARENT ROBERT. Química orgánica. Editorial Harla ¿Méjico? 1984

SEMANA 15

COMPUESTOS ORGÁNICOS OXIGENADOS

I. INTRODUCCIÓN :



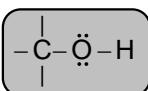
II. CONTENIDOS BÁSICOS :

FUNCIÓN ALCOHOL

Los compuestos orgánicos que se presentan a continuación son probablemente muy conocidos para usted. El alcohol de grano, CH_3CH_2OH , el alcohol de madera, CH_3OH , y el alcohol para las fricciones que se vende en las farmacias, $CH_3CH(OH)CH_3$, ¿Qué de común tienen estos compuestos? Se observa que contienen el grupo $-OH$, cuyo nombre es hidroxilo, razón por la cual estos compuestos tienen propiedades físicas y químicas similares. De lo expuesto podemos deducir que los alcoholes son compuestos orgánicos que

presentan el grupo funcional hidroxilo, -OH el cual está enlazado a átomos de carbono únicamente con enlaces simples, es decir a átomos de carbono con hibridación sp^3 .

Estructura del grupo funcional



El carbono tiene hibridación sp^3

Fórmula general:



$R-$: grupo alquilo, puede ser lineal o ramificado.

2. NOMENCLATURA

Para nombrar a los alcoholes, se utiliza el sistema IUPAC y el sistema común, siendo de mayor importancia el sistema IUPAC.

Sistema común

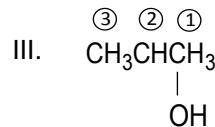
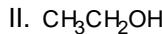
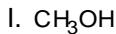
Se utiliza fundamentalmente para los alcoholes de menor masa molecular. Se antecede la palabra **alcohol** luego el nombre del grupo alquilo $R-$ y finalmente se adiciona el sufijo **ico**.

nombre de $R-$
alcohol.....ico

Nomenclatura IUPAC o sistemática

En esta no, menclatura, los alcoholes simples son nombrados como derivados del alcano progenitor, la terminación O del alcano se sustituye por el sufijo **OL**. Los nombres que aparecen entre paréntesis son según las modificaciones planteadas por IUPAC en 1993 tal como señalamos oportunamente en hidrocarburos.

Veamos algunos ejemplos:



Común: Alcohol metílico
IUPAC: Metanol
Alcohol de madera

Común: Alcohol etílico
IUPAC: Etanol
Alcohol de grano*

Común: Alcohol isopropílico
IUPAC: 2 – propanol (propan – 2 – ol)
Espíritu del vino*

* Son nombres comerciales o vulgares

3. TIPOS DE ALCOHOLES

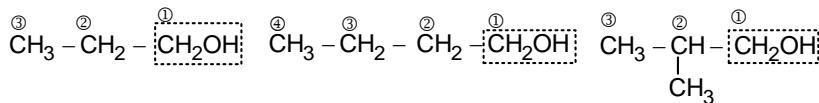
Los alcoholes se clasifican en monoles y polioles según el número de grupos hidroxilio (oxidrilo), $-\text{OH}$ en su estructura molecular.

3.1. Monoles

Los alcoholes que tienen **un solo radical funcional hidroxilo $-\text{OH}$** , se denominan **monoles**, los cuales a su vez pueden clasificarse como primarios, secundarios y terciarios dependiendo del tipo de carbono que sea portador del grupo funcional hidroxilo. Esta clasificación resulta útil ya que la reactividad química, la velocidad de reacción y los productos obtenidos en una reacción están relacionados con el tipo de alcohol.

Alcohol primario

El grupo hidroxilo va unido a un carbono primario.



1 – Propanol

(Propan – 1 – ol)

Alcohol n – propílico

1 – butanol

(Butan – 1 – ol)

Alcohol n – butílico

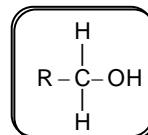
2 – metil – 1 propanol

(2 – Metilpropan – 1 – ol)

Alcohol isobutílico

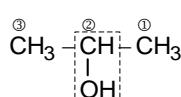
De estos ejemplos deducimos que todo alcohol primario necesariamente contiene el grupo $-\text{CH}_2\text{OH}$, unido a un grupo alquilo ($\text{R}-$).

Fórmula general:



Alcohol secundario

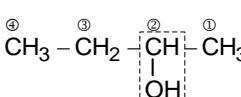
El grupo hidroxilo va unido a un carbono secundario.



2 – Propanol

(Propan – 2 – ol)

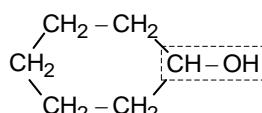
Alcohol Isopropílico



2 – Butanol

(Butan – 2 – ol)

Alcohol sec – butílico

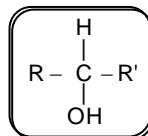


Ciclohexanol

Alcohol ciclohexílico

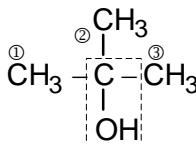
Como se podrá observar, todo alcohol secundario contiene el grupo CH-OH, unido a dos grupos alquilo (R y R')

Fórmula general:

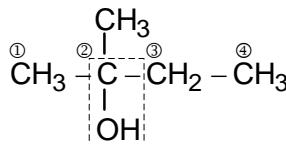


Alcohol terciario

El grupo hidroxilo va unido a un carbono terciario.



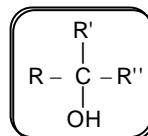
Alcohol ter – butílico
2 – metil – 2 – propanol
(2 – metilpropan – 2 – ol)



Alcohol ter – pentílico
2 – metil – 2 – butanol
(2 – metilbutan – 2 – ol)

De estos dos ejemplos se observa que todo alcohol terciario contiene el grupo $\begin{array}{c} | \\ -\text{C}-\text{OH} \end{array}$ que va unido a tres grupos alquilo (R, R', R'')

Fórmula general:



Nota:

Los alcoholes con 3 ó más átomos de carbono presentan isomería de posición tales como:

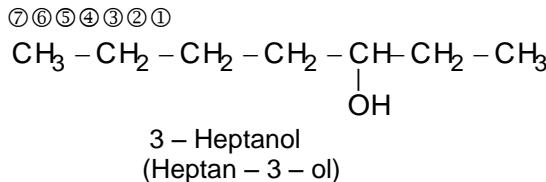
1 – propanol con el 2 – propanol, 1 – butanol con el – 2 – butanol, etc.

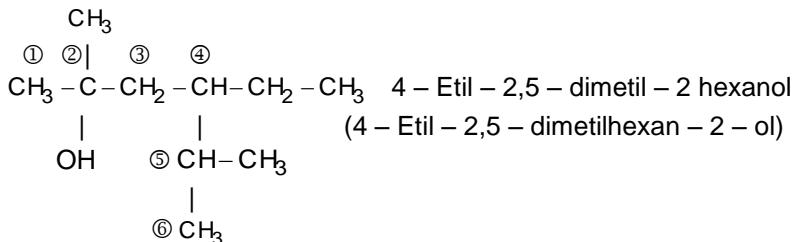
A medida que aumenta la masa molar de los alcoholes, también se incrementa el número de isómeros, por esta razón es necesario conocer las reglas generales de la IUPAC (del año 1979) para nombrar los alcoholes, que dice:

1. Seleccione la cadena carbonada más larga que contenga el grupo hidroxilo, – OH.
2. Numere la cadena a partir del extremo más cercano al grupo hidroxilo. En caso que la cadena principal contenga enlaces dobles o triples, el grupo hidroxilo tiene mayor prioridad, por lo que debe recibir la menor numeración.
3. Nombre los sustituyentes en orden alfabético indicando su posición dentro de la cadena carbonada principal mediante números y utilice los prefijos di, tri, letra, etc. para señalar repeticiones de sustituyentes iguales.
4. Derive el nombre de la cadena principal reemplazando la terminación O del alcano correspondiente por el sufijo OL, indicando previamente la posición del grupo hidroxilo.
5. Si en la cadena principal se encuentran instauraciones, menciones primero la posición del doble o triple enlace y luego la posición del grupo hidroxilo, o sea, la cadena principal se nombra como alqueno o alquino.

Veamos algunos ejemplos para utilizar las reglas de la IUPAC.

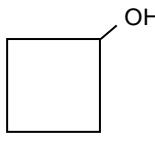
Aplicando las reglas IUPAC tenemos en cada caso





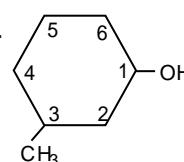
A continuación tenemos algunos alcoholes cíclicos y el nombre IUPAC correspondiente.

I.



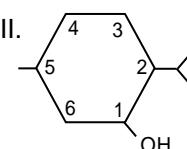
Ciclobutanol

II.



3 – Metil ciclohexanol

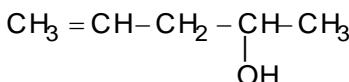
III.



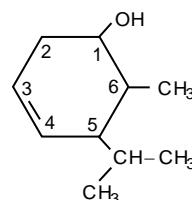
2-Isopropil-5- metilciclohexanol
nombre comercial: mentol

Nombre según IUPAC los siguientes alcoholes insaturados.

⑤④③②①



4 – Pentel – 2 – ol 5 – isopropil – 6 – metil – 3 – ciclohexen – 1 – ol
(Pent – 4 – en – 2 – ol) (5 – isopropil – 6 – metilciclohex – 3 – en – 1 – ol)

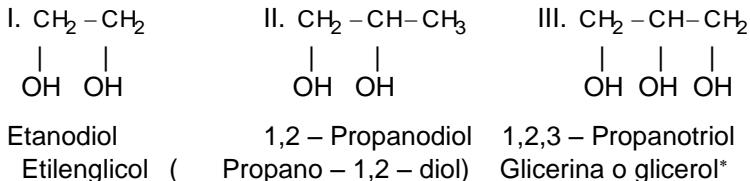


3.2. Polioles

Hasta el momento nos hemos abocado al estudio de los monoles, ahora estudiaremos compuestos que tienen 2 ó más grupos hidroxilo, - OH, los cuales se denominan **polioles**, entre los que destacan los dioles y trioles. En estos compuestos, cada átomo de carbono solo puede contener un solo grupo – OH, no así 2OH ni 3OH; por lo tanto **no existen**.



Veamos algunos ejemplos de polioles muy comunes.



* Son nombres comerciales o triviales

Los dioles se denominan glicoles (del griego glykys, dulce) ya que en su mayoría tiene sabor dulce. Los más importantes son el etanodiol y el 1,2 – propanodiol. En los trioles, la glicerina es la más importante.

4. PROPIEDADES FÍSICAS

Las propiedades físicas dependen del grupo funcional hidroxilo, – OH y del tamaño del grupo alquilo (R –). Las propiedades físicas que abordaremos son estados físicos, solubilidad y punto de ebullición.

4.1 Estado físico

El metanol, el etanol y el alcohol isopropílico son líquidos a 20°C, lo cual implica que los alcoholes ligeros (de menor masa molecular) son líquidos. Los monoles con más de once átomos de carbono son sólidos. Este cambio en el estado físico nos indica que al aumentar la masa molar de los alcoholes, los enlaces intermoleculares más internos.

4.2 Solubilidad (S)

El agua (H_2O) y los alcoholes ($\text{R} - \text{OH}$) tienen propiedades semejantes (son polares) debido a que ambos contienen el grupo -OH, por lo que pueden unirse mediante enlaces puentes de hidrógeno. El metanol, etanol, 1 – propanol y 2 – propanol son alcoholes solubles en el agua en todas las proporciones (miscibles

con el H₂O) ya que estos alcoholes son los más ligeros y además tienen mayor polaridad que los restantes. Al aumentar el número de átomos de carbono, la solubilidad de los alcoholes disminuye, esto se deba a que al aumentar el tamaño del grupo alquilo (R –, parte apolar, que rechaza el agua) los alcoholes se hacen menos solubles. En general tenemos

$$\text{Solubilidad} \xrightarrow[\text{inversa}]{\text{relación}} M \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{menor } M \Rightarrow \text{may or } S \\ \text{may or } M \Rightarrow \text{menor } S \end{array} \right.$$

Los polioles son más solubles que los monooles debido a que poseen mayor número de grupos hidrófilo, por lo que pueden formar mayor número de enlaces puente de hidrógeno con el agua.

4.3 Punto de ebullición

Observando la tabla, nos percatamos que los alcoholes tienen elevados puntos de ebullición, la razón es que estos compuestos en estado líquido se unen mediante enlaces puente de hidrógeno (E.P.H.) ya que contienen el grupo hidroxilo – OH, que es muy polar. Al aumentar el número de carbonos aumenta el punto de ebullición como consecuencia del incremento de las fuerzas de dispersión o London. Por ejemplo los siguientes alcoholes: 1 – butanol, 1 – pentanol y 1 – hexanol, al ordenarlos en forma creciente a su punto de ebullición tenemos:

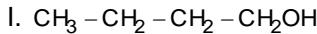


En general para los alcoholes lineales podemos concluir que:

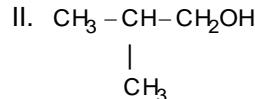
$$T_{eb} \xrightarrow[\text{directa}]{\text{relación}} M \quad \left\{ \begin{array}{l} \text{menor } M \Rightarrow \text{may or } T_{eb} \\ \text{may or } M \Rightarrow \text{menor } T_{eb} \end{array} \right.$$

Los alcoholes ramificados tienen menor punto de ebullición que los alcoholes lineales; la razón está en que al ramificarse la cadena carbonada, la intensidad de las fuerzas de London disminuye.

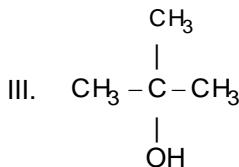
Citemos algunos ejemplos específicos.



Alcohol n – butílico

 $T_{eb} = 118^\circ\text{C}$


Alcohol isobutílico

 $T_{eb} = 108^\circ\text{C}$


Alcohol ter – butílico

 $T_{eb} = 83^\circ\text{C}$

En general podemos concluir que al incrementarse el número de ramificaciones, el punto de ebullición de los alcoholes disminuye.

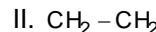
Por lo tanto, es correcto afirmar que la temperatura de ebullición del alcohol n – hexílico es mayor que la del alcohol isohexílico y éste es mayor que la del alcohol neohexílico.

Al aumentar el número de grupos hidroxilo, $-\text{OH}$ en los alcoholes, se incrementan el punto de ebullición debido a la formación de más enlaces puentes de más enlaces puentes de hidrógeno, esto es la razón de que los **polioles** tengan **mayor punto de ebullición** que los monoles y **mayor solubilidad** en el agua.

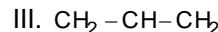
Citemos ejemplos específicos



Alcohol n – propílico

 $T_{eb} = 97^\circ\text{C}$
 $T_{eb} = 97^\circ\text{C}$


Etilenglicol

 $T_{eb} = 197^\circ\text{C}$
 $T_{eb} = 197^\circ\text{C}$


Glicerol

 $T_{eb} = 290^\circ\text{C}$
 $T_{eb} = 290^\circ\text{C}$

PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ALCOHOLES.

COMPUESTO	FÓRMULA	T _f	T _{eb}	SOLUBILIDAD (g/100g H ₂ O)
Alcoholes monohidroxílicos				
Alcohol metílico	CH ₃ OH	-98	65	∞
Alcoholes etílico	CH ₃ CH ₂ OH	-115	78	∞
Alcohol n – propílico	CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	-127	97	∞
Alcohol isopropílico	CH ₃ CHOHCH ₃	-81	81	∞
Alcohol n – butílico	CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ OH	-90	118	7,9
Alcohol isobutílico	(CH ₃) ₂ CHCH ₂ OH	-108	108	10,0
Alcohol sec – butílico	CH ₃ CH ₂ CHOHCH ₃	-115	100	12,5
Alcohol ter – butílico	(CH ₃) ₃ COH	26	83	∞
Alcohol n – pentílico	CH ₃ CH ₂ CHOHCH ₂ CH ₃	-78	138	2,7
Alcohol isopentílico	(CH ₃) ₂ CHCH ₂ CH ₂ OH	-117	132	2,6
2 – pentanol	CH ₃ (CH ₂) ₂ CHOHCH ₃		120	5,3
3 – pentanol	CH ₃ CH ₂ CHOHCH ₂ CH ₃		115	5,3
Alcohol n – hexílico	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH ₂ OH	-52	157	0,59
Alcohol n – heptílico	CH ₃ (CH ₂) ₅ CH ₂ OH	-35	176	0,09
Alcohol n – octílico	CH ₃ (CH ₂) ₆ CH ₂ OH	-16	195	
Alcohol arílico	CH ₂ = CHCH ₂ OH	-129	97	∞

Ciclopentanol		-19	141	
Ciclohexanol		25	161	5,7
Alcoholes polihidroxílicos				
Etilenglicol	$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$	-17	197	∞
1,2 – propanodiol	$\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_3$	-59	188	∞
1,3 – propanodiol	$\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	-30	213 dec	∞
Glicerol	$\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{OH}$	-18	290	∞

ALCOHOLES IMPORTANTES, PROPIEDADES, USOS Y OBTENCIÓNES

Metanol (CH₃OH)

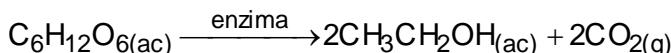
En la antigüedad, la mayor parte de metanol se producía por destilación destructiva de la madera (calentando a alta temperatura en ausencia de aire y a alta presión), es por ello que se conoce como alcohol de madera. En la actualidad se prepara por hidrogenación catalítica de monóxido de carbono. Esta reacción se lleva a cabo a altas presiones, temperaturas entre 300 – 400 °C.

El metanol es un líquido transparente, volátil, miscible con el agua, congela a -97°C, hiere a 65°C y su densidad es 0,792 g/mL a 20°C. Es tóxico y venenoso (no apta PARA beber), causa la ceguera y en dosis alta causa la muerte

En la industria, el metanol se utiliza para producir formaldehído, también se usa como disolvente, como combustible, en fabricación de pinturas, productos farmacéuticos, perfumes, lacas, etc.

Etanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$)

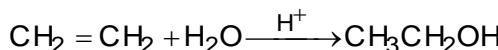
Se obtiene por la fermentación de almidones de diversas fuentes, tales como granos de maíz, trigo, cebada y centeno, es por ello que se denomina **alcohol de grano**. La fermentación casi siempre se lleva a cabo por adición de una levadura a una mezcla de azúcares y agua. La levadura contiene enzimas que propician la conversión del azúcar simple (glucosa) en etanol y dióxido de carbono.



La solución alcohólica que resulta de la fermentación produce bebidas con un contenido de alcohol entre 12 a 15% en masa ya que a concentraciones mayores, las enzimas de la levadura no sobreviven o caso contrario se desactivan. La destilación de las soluciones etanol – agua permiten incrementar la concentración del etanol hasta una concentración de 96% en masa.

En Latinoamérica, una fuente importante del alcohol etílico es la fermentación de las melazas residuales de la caña de azúcar, es por ello que el etanol se conoce también como **alcohol de caña**.

La mayor parte del etanol que se utiliza con fines industriales se produce por la hidratación del etileno, catalizado con ácidos (H_2SO_4 ó H_3PO_4).



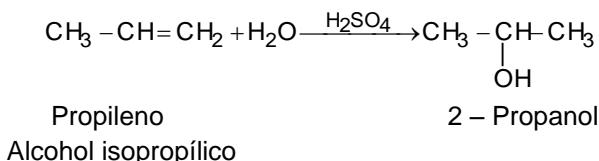
El etanol es un líquido transparente de olor agradable, sabor quemante, miscible con el agua, congela a -114°C, hierve a 78°C y su densidad es 0,789 g/mL (a 20°C). Es apta para beber y se emplea como **alcohol medicina**, por sus propiedades anestésicas y antisépticas (mezclado con yodo se llama tintura de yodo).

El etanol es un agente hipnótico (inductor del sueño), deprime la actividad en el cerebro superior. Cuando se consume en cantidades considerables es tóxico. Se usa para fabricar barnices, explosivos, perfumes, pinturas, resinas y productos farmacéuticos, por ser un buen disolvente orgánico.

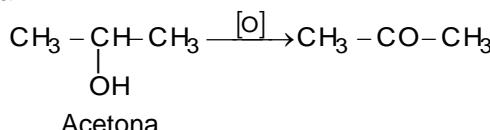
Alcohol Isopropílico: $\text{CH}_3\text{CH}(\text{OH})\text{CH}_3$

El alcohol isopropílico, es un líquido miscible con el agua, se vende en las boticas y farmacias como alcohol de fricciones, en contacto con la piel se evapora rápidamente produciendo un efecto refrescante. Posee una actividad antibacteriana y se usa para mantener los instrumentos médicos en condiciones estériles.

Se fabrica por hidratación catalítica del propileno a altas presiones y a una temperatura de 300°C.



Es un buen disolvente industrial, se usa en la fabricación de cosméticos, perfumes, cremas para la piel y como materia prima para obtener acetona a escala industrial.



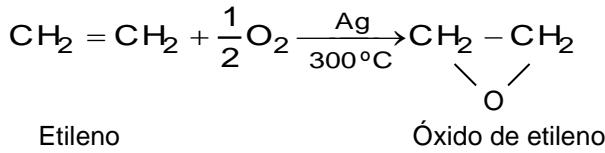
Etilenglicol (Glicol): $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$

El principal uso de este compuesto es como anticongelante en los radiadores de los automóviles. Sus singulares propiedades lo hacen especialmente adecuados para este propósito.

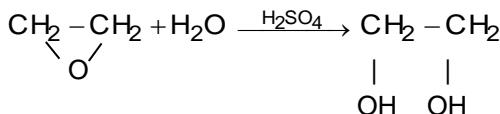
El etilenglicol tiene un elevado punto de ebullición (197 °C) por lo que no hierve con facilidad en un radiador caliente, es soluble en el agua en todas las proporciones y no es corrosivo. El etilenglicol también se emplea como fluido de frenos hidráulicos y en la fabricación de polímeros como el dracón.

A escala industrial, el etilenglicol se prepara a partir del etileno, C₂H₄, según las siguientes reacciones:

- Oxidación catalítica del etileno.



- Hidrólisis del óxido de etileno en presencia de ácido sulfúrico diluido.

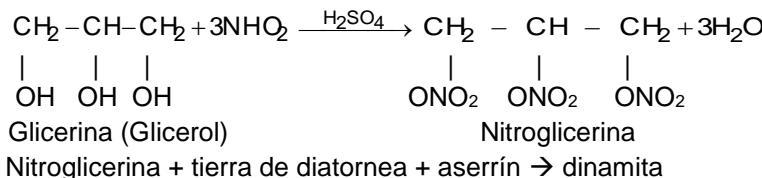


Glicerina: CH₃OHCH(OH)CH₂OH

Es un líquido viscoso, de sabor dulce, miscible con el agua, su punto de ebullición es elevado (290 °C); se usa comercialmente como humectante en los productos cosméticos. La glicerina es particularmente eficaz a causa de su capacidad formar enlace puente de hidrógeno con el agua.

Por tratamiento con ácido nítrico, HNO_3 , y ácido sulfúrico, H_2SO_4 , como catalizador se pueden transformar en **nitroglicerina** que se utiliza como explosivo muy potente cuyo transporte es muy peligroso ya que es muy sensible a los choques. Alfred Nobel en 1866 pudo mitigar esta propiedad, mezclando la nitroglicerina con tierra y aserrín, el material resultante se llama **dinamita**, el cual se emplea en la construcción de puentes, carreteras y en la extracción de minerales. Este descubrimiento fue patentado por Alfred Novel, hizo de éste un hombre muy rico.

A continuación señalamos la reacción de síntesis de la nitroglicerina.



NOMENCLATURA DE FENOLES Y ÉTERES

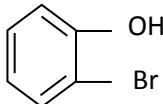
FENOLES

I. CONTENIDOS BÁSICOS

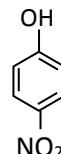
Son compuestos orgánicos con grupo hidroxilo (-OH) unido al benceno (1,3,5 ciclohexatrieno). Constituyen un grupo diferente a los alcoholes a pesar de tener ambos el grupo (-OH).

- Nomenclatura:** Los fenoles sustituidos se nombran como derivados del fenol, que es el compuesto más sencillo de este grupo, asignándoles el número 1 al carbono unido al hidroxilo u oxidrilo.

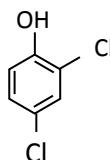
Ejemplo:



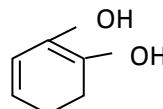
2 – bromofenol (IUPAC)
ortho – bromofenol (común)



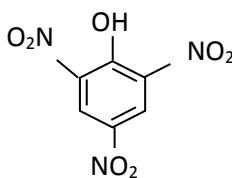
4 – nitrofenol (IUPAC)
para – nitrofenol (común)



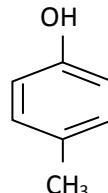
2,4 – diclorofenol



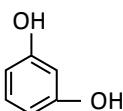
2 – hidroxifenol
O – hidroxifenol (catecol)



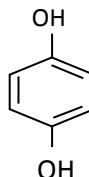
2,4,6 – trinitrofenol
(Ácido pírico)



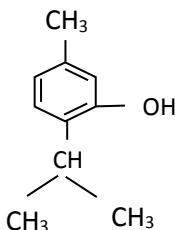
4 – metil fenol
(para – cresol)



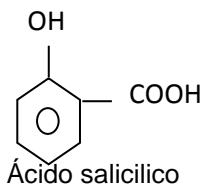
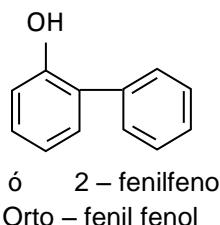
1,3 – dihidroxibenceno
3 – hidroxifenol
(Resorcinol)



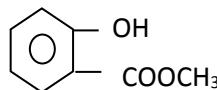
1,4 – dihidroxibenceno
ó 4 – hidroxifenol
(Hidroquinona)



Timol
(Produce el sabor de la menta)



Ácido salicílico



Salicilato de metilo
(charcot)

NOTA.

La familia de los fenoles son bactericidas activos. El fenol disuelto en agua recibe el nombre de ácido carbólico que se emplea como antiséptico (en jabones). El resorcinol en la loción antiacné (crearasil).

2. PROPIEDADES FÍSICAS

El fenol, es más soluble en agua que los otros fenoles. A medida que aumenta el número de grupos – OH en el anillo aromático (benceno) incrementa en gran medida la solubilidad en agua como por ejemplo: el catecol, el resorcinol y la hidroquinona.

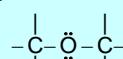
El fenol puro y los fenoles sustituidos suelen ser sólidos cristalinos, incoloros. No obstante, los fenoles experimentan una rápida oxidación a compuestos orgánicos de color, y como resultado de ello, muchos fenoles son de color rosa o café debido a las impurezas provenientes de la oxidación.

Tienen punto de ebullición elevado ya que forman puentes de hidrógeno.

FUNCIÓN ÉTER

Cuando se menciona la palabra **éter**, la mayoría de las personas piensa en el éter dietílico, $\text{C}_2\text{H}_5 - \text{O} - \text{C}_2\text{H}_5$ ya que en la medicina es empleado aún como anestésico. En la industria el dimetiléter, $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ se emplea como un refrigerante. En la actualidad se produce grandes volúmenes de metilter – butiléter, $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{C}(\text{CH}_3)_3$ como un aditivo para mejorar la calidad de las gasolinas y así reducir la emisión del monóxido de carbono al aire. ¿Qué de común presentan estos compuestos? Al observar la fórmula de cada compuesto se nota que contienen el átomo de oxígeno $\left(\begin{array}{c} \bullet\bullet \\ | \\ -\text{O}- \\ | \\ \bullet\bullet \end{array} \right)$ cuyo nombre es **oxi** por lo que podemos concluir que los éteres son compuestos orgánicos que contienen el **grupo funcional oxi** el cual está unido a dos grupos orgánicos, estos grupos pueden ser alquilo ($\text{R}-$) o arilos ($\text{Ar}-$).

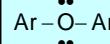
Estructura del grupo funcional:



Fórmula general:



(Éter alifático)



(Éter aromático)

Cuando los dos grupos alquilo ($\text{R}-$) o arilo ($\text{Ar}-$) que van unidos al grupo funcional **oxí** son iguales, los éteres se denominan **simétricos**, caso contrario se denominan **asimétricos**.

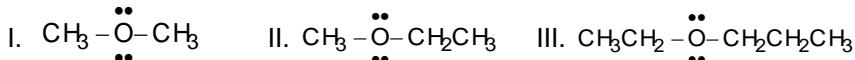
1. NOMENCLATURA

Para nombrar a los éteres se utiliza el sistema IUPAC y el sistema común.

Sistema común

Es la nomenclatura más usada para los éteres, ya que esta consiste en nombrar los grupos alquilo o arilo en orden alfabético luego se agrega la palabra éter.

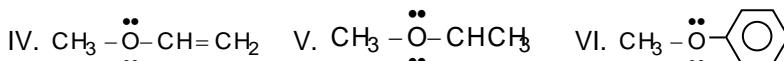
Veamos algunos ejemplos



Dimetil éter

Etilmetil éter

Etilpropil éter



Metilvinil éter
(Anisol)

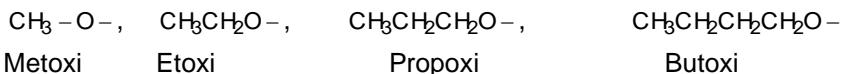
Isopropilmethyl éter

Fenilmethyl éter

Nomenclatura IUPAC o sistemática

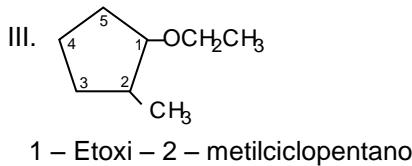
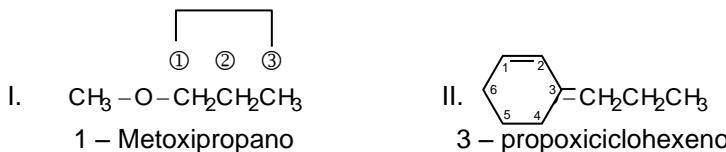
Los nombres IUPAC se utilizan fundamentalmente para éteres complejos. En este sistema los éteres se consideran como alcoxialcanos, alcoxialquenos o alcoxiarenos.

En el sistema IUPAC, los éteres se nombran eligiendo la cadena de carbonos más larga como cadena principal y nombrando el grupo – OR unido a ella como egrupo alcoxi, así por ejemplo.



Al nombrar estos grupos **alcoxi** también se debe indicar su posición en la cadena carbonada principal Citemos algunos ejemplos.

- Nombre los siguientes compuestos según la IUPAC.

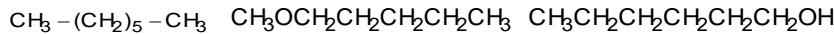


NOTA:

Los alcoholes y éteres de igual número de carbonos son isómeros de función, tales como: etanol ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) y metoximetano (CH_3OCH_3), 1 – butanol ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$) y etoxietano ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OC}_2\text{H}_5$), etc.

2. PROPIEDADES FÍSICAS

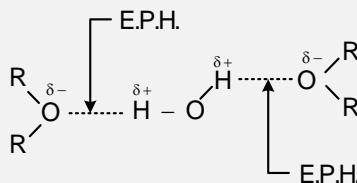
1. A 20°C, el dimetileter, etilmetyléter son gases, los restantes éteres son líquidos, esto significa que la intensidad de los enlaces intermoleculares se incrementa la masa molar del éter.
2. Los éteres son ligeramente polares, esta polaridad se atribuye a los pares electrónicos no compartidos en el oxígeno $\left(-\ddot{\text{O}}-\right)$ es por ello que los éteres hierven a temperaturas mucho más bajas que los alcoholes pero tienen puntos de ebullición similares al de los alcanos de masa molar semejante.



n – heptano	Metilpentileter	Alcohol hexílico
masa molar = 100g/mol	masa molar = 102g/mol	masa molar = 102g/mol
$T_{eb} = 98^\circ\text{C}$	$T_{eb} = 100^\circ\text{C}$	$T_{eb} = 157^\circ\text{C}$

El hecho que los éteres tengan menor punto de ebullición que los alcoholes se debe a la ausencia del enlace puente de hidrógeno en los éteres líquidos, las moléculas se atraen por fuerzas dípolo-dipolo y fuerzas de London.

3. Los éteres son volátiles (se evaporan con facilidad debido a que los enlaces intermoleculares son pocos intensos), es por ello que tienen alta presión de vapor.
4. Son poco solubles en agua debido su pequeña polaridad. La ligera solubilidad se debe a que los éteres ligeros forman enlaces puente de hidrógeno con las moléculas de agua debido a los pares solitarios que hay en el oxígeno $\left(-\ddot{\text{O}}-\right)$



Los éteres son únicamente aceptadores de puentes de hidrógeno, no son donadores de éstos.

PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ÉTERES

COMPUESTO	FÓRMULA	T _f (°C)	T _{eb} (°C)
Éter metílico	CH ₃ OCH ₃	-139	-24
COMPUESTO	FÓRMULA	T _f (°C)	T _{eb} (°C)
Éter etílico	CH ₃ CH ₂ OCH ₂ CH ₃	-116	34
Éter propílico	CH ₃ CH ₂ CH ₂ OCH ₂ CH ₂ CH ₃	-122	90
Éter butílico	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₂ OCH ₂ (CH ₂) ₂ CH ₃	-98	142
Éter metiletílico	CH ₃ OCH ₂ CH ₃		11
Éter metilpropílico	CH ₃ OCH ₂ CH ₂ CH ₃		39
Éter butilmetílico	CH ₃ OCH ₂ (CH ₂) ₂ CH ₃	-116	70
Éter metilvinílico	CH ₃ OCH=CH ₂		12
Éter etilvinílico	CH ₃ CH ₂ OCH=CH ₂		36
Éter vinílico	CH ₂ =CHOCH=CH ₂		28
Éter bencilmetílico	CH ₃ OCH ₂ C ₆ H ₅		174
Éter fenílico	C ₆ H ₅ OCH ₃	27	258
Éteres heterocíclicos (Epóxidos)			
Óxido de etileno	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$	-113	11
Óxido de propileno	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{CH}_3\text{CH}-\text{CH}_2 \end{array}$	-112	34

3. ÉTERES IMPORTANTES

Dietiléter: $C_2H_5OC_2H_5$

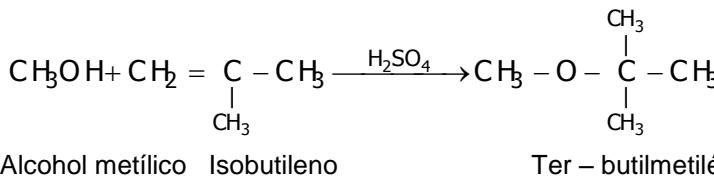
Se trata de éter más importante, se le llama comúnmente éter etílico, éter sulfúrico o simplemente éter. Es un líquido de muy bajo punto de ebullición (Teb = 35°C), excelente disolvente para compuestos orgánicos; utilizado para extraer estos compuestos de las plantas. En ciertas ocasiones se emplea en medicina como anestésico porque produce insensibilidad al dolor.

La desventaja del uso del éter es que es muy inflamable, por ello nunca debe calentarse a la flama.

Ter – butilmetyléter (MTBE): $CH_3OC(CH_3)_3$

En la actualidad se produce en grandes volúmenes ya que se utiliza como un aditivo antidetonante de las gasolinas, este compuesto no es tóxico, disminuye aproximadamente en un 20% la emisión de monóxidos de carbono, CO al aire, es por ello que el MTBE es el aditivo más usado para mejorar la calidad de la gasolina.

A escala industrial, el MTBE se obtiene a partir de la reacción del alcohol metílico con el isobutileno catalizado con H_2SO_4 .



REACCIONES DE ALCOHOLES FENOLES Y ETRES.

Los alcoholes pueden comportarse como ácidos o bases, esto gracias al efecto inductivo, que no es más que el efecto que ejerce la molécula de – OH como sustituyente sobre los carbonos adyacentes.

Gracias a este efecto se establece un dipolo.

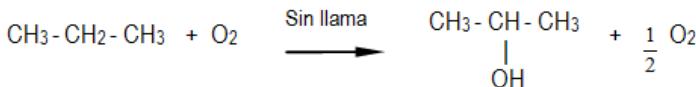
La estructura del alcohol está relacionada con su acidez. Los alcoholes, según su estructura pueden clasificarse como metanol, el cual presenta un

sólo carbono, alcoholes primarios, secundarios y terciarios que presentan dos o más moléculas de carbono.

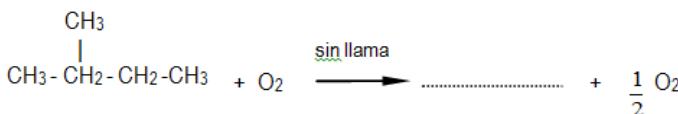
Metanol > alcohol primario > alcohol secundario > alcohol terciario > mayor acidez.

Debido a que en el metanol y en los alcoholes primarios el hidrógeno está menos firmemente unido al oxígeno, la salida de los protones de la molécula es más fácil por lo que la acidez será mayor en el metanol y el alcohol primario.

A. Oxidación Débil de Alcanos:



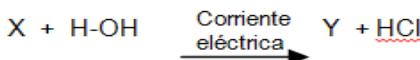
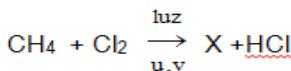
Velocidad de Reacción H^+ : $\text{H}_3^\circ > \text{H}_2^\circ > \text{H}_1^\circ$



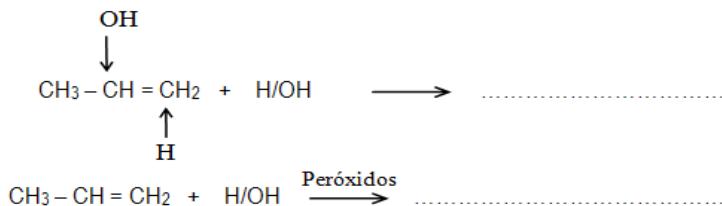
B. Hidrólisis de Haluros de Alquilo:



Completar:

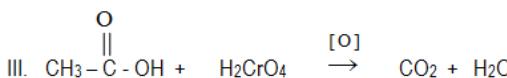
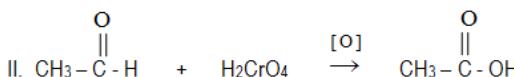
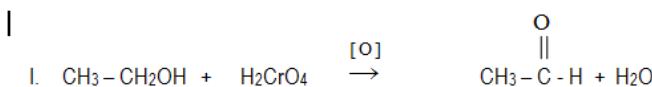


C. Hidratación de alquenos (Regla de Markovnikov)

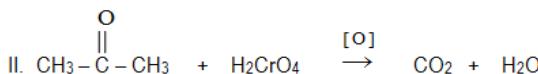
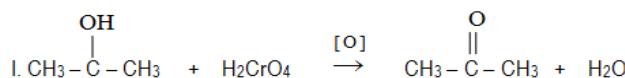
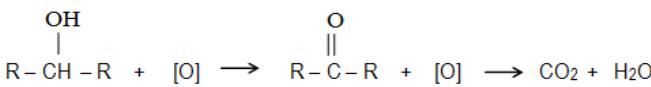


2. OXIDACIÓN DE ALCOHOLES:

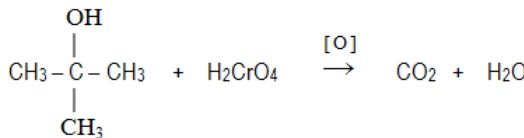
a) Primarios (Oxidación progresiva)



b) Secundarios.



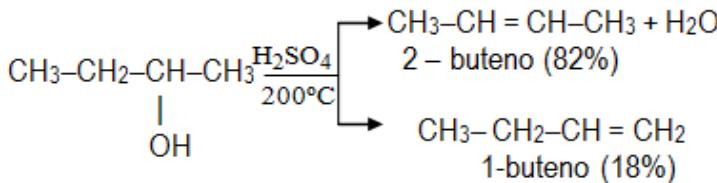
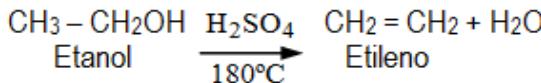
c) Terciarios

Deshidratación de Alcoholes

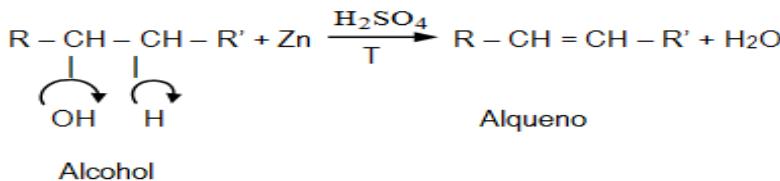
Los alcoholes se deshidratan con el H_2SO_4 (agente deshidratante).

A *temperaturas bajas* ($130^\circ - 140^\circ\text{C}$) forman éteres y a *temperaturas altas* ($180^\circ - 200^\circ\text{C}$) forman alquenos si el alcohol es primario o secundario.

Ejemplo:



En general:

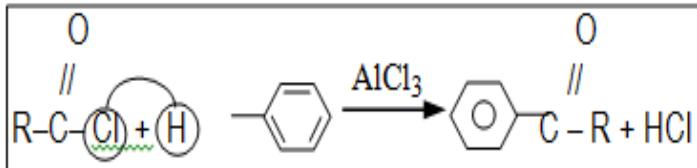
*** Obtención de Cetonas***** Acilación de Friedel-Crafts**

Se obtiene cetonas aromáticas.

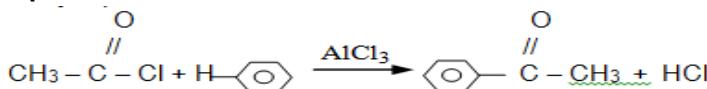
Reactivos:

Cloruro de acilo + Benceno y AlCl_3 (catalizador)

Reacción general:

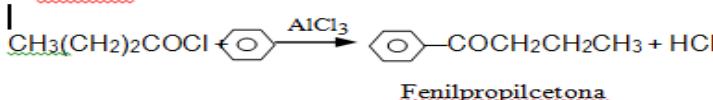


Ejemplo:



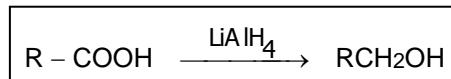
Cloruro de Benceno Etanoilo

Acetofenona



Fenilpropilcetona

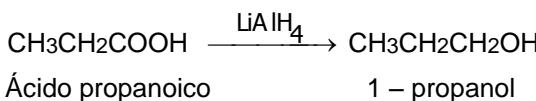
Reducción de los Ácidos a Alcoholes



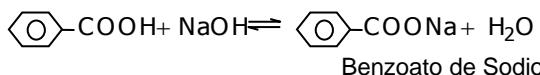
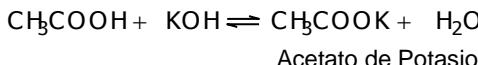
Ácido carboxílicos

Alcohol 1°

Ejemplo:



Formación de sales:



ACIDOS CARBOXILICOS Y SUS PRINCIPALES DERIVADOS

FUNCIÓN ÁCIDO CARBOXÍLICO

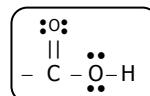
CONTENIDO BÁSICO :

1. FUNCIÓN ÁCIDO CARBOXÍLICO

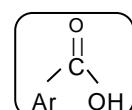
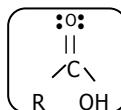
Cuando hablamos de los **ácidos carboxílicos**, es frecuente recordar al ácido fórmico (HCOOH) ya que es el responsable del ardor que produce la picadura de una hormiga; el ácido acético (CH_3COOH), que es el responsable del sabor agrio del vinagre; el ácido butírico ($\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOOH}$), que le confiere el olor desagradable a la mantequilla rancia; el ácido cítrico que se encuentra en los limones, naranja, etc; y el ácido láctico presente en el yogur. Como podemos notar, los ácidos carboxílicos constituyen una clase de compuestos orgánicos que se encuentran con mayor frecuencia en la naturaleza y por ello la importancia de conocer sus diversas propiedades y aplicaciones.

De los ejemplos citados podemos deducir que los ácidos carboxílicos contienen en común el grupo funcional carboxílico, $-\text{COOH}$ unido a un grupo alquilo o arilo (excepto en el ácido fórmico que va unido a un hidrógeno).

Estructura del grupo funcional:



Fórmula general:



Ácido alifático Ácido aromático

2. NOMENCLATURA

Para nombrar a los ácidos carboxílicos haremos uso de dos sistemas.

2.1 Sistema común:

Muchos ácidos carboxílicos alifáticos se conocen desde hace siglos y tienen nombres comunes que se refieren más a su fuente de origen que a sus estructuras químicas.

Se nombran así

raíz común
Ácido.....ico

Las cinco primeras raíces comunes son las mismas que se utilizaron en el sistema común de aldehídos.

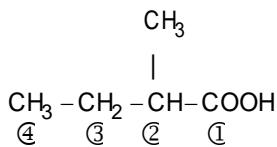
Nº CARBONO	1	2	3	4	5
RAÍZ COMÚN	form	acet	propion	butir	valer

2.2 Nomenclatura IUPAC o sistemático

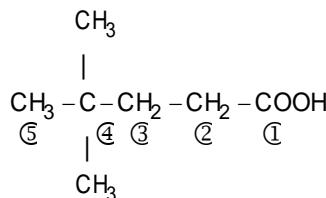
El nombre sistemático de los ácidos carboxílicos deriva del nombre del hidrocarburo de la cadena carbonada continua más larga que contiene al grupo carboxilo, -COOH reemplazando la o final por el sufijo **oico** y anteponiendo la palabra **ácido**. Veamos algunos ácidos monocarboxílicos de cadena normal o lineal.

ÁCIDO CARBOXÍLICO	NOMBRE IUPAC	NOMBRE COMÚN	ORIGEN DE RAÍZ COMÚN
HCOOH	Ácido metanoico	Ácido fórmico	Del latín: <i>fórmica</i> (hormiga)
CH ₃ COOH	Ácido etanoico	Ácido acético	Del latín: <i>acetum</i> (vinagre)
CH ₃ CH ₂ COOH	Ácido propanoico	Ácido propiónico	Del latín: <i>propion</i> (primer ácido obtenido por hidrólisis de grasa)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOH	Ácido butanoico	Ácido butírico	Del latín: <i>butyrum</i> (mantequilla)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ COOH	Ácido pentanoico	Ácido valérico	Del latín: <i>valer</i> (raíz de valeriana)
CH ₃ CH ₂ CH ₂ CH ₂ CH ₂ COOH	Ácido hexanoico	Ácido caproico	Del latín: <i>caper</i> (cabra)

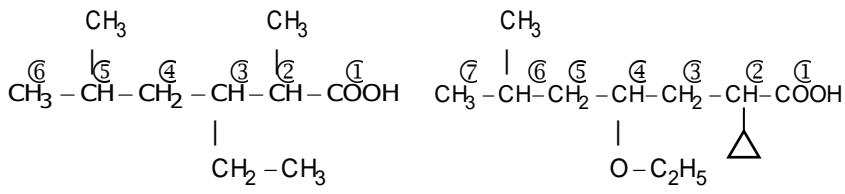
Para nombrar a los ácidos carboxílicos ramificados, se numera la cadena principal comenzando con el átomo de carbono del grupo carboxílico, para especificar las posiciones de los sustituyentes a lo largo de la cadena principal. Los sustituyentes se nombran en orden alfabético.



Ácido 2 – metilbutanoico



Ácido 4,4 – dimetilpentanoico

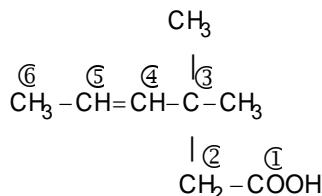
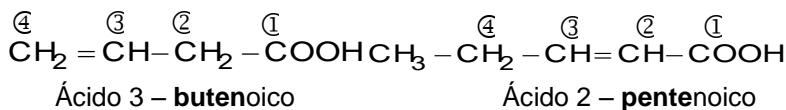


Ácido 3 – etil – 2,5 – dimetilhexanoico

Ácido 2 – ciclopropil – 6 – etoxi – 4 – metilheptanoico

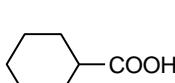
Cuando hay un enlace doble o un enlace triple en la molécula del ácido, la numeración se inicia en el carbono del grupo carboxílico y la posición de la instauración se indica mediante el número que corresponda al átomo de carbono del doble o triple enlace.

Veamos tres ejemplos



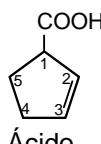
Ácido 3,3 – dimetil – 4 – hexenoico

Cuando el grupo carboxilo está directamente enlazado a un anillo (cadena cíclica), se nombrar usando el sufijo carboxílico y anteponiendo la palabra ácido. El carbono que está enlazado al grupo $-\text{COOH}$ se designa con el número 1.



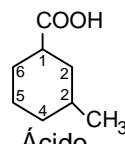
Ácido

ciclogexanocarboxílico



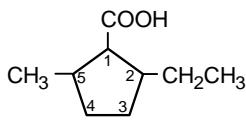
Ácido

2 – ciclopentenocarboxílico

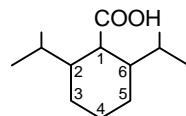


Ácido

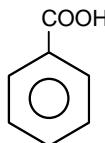
3 - metilciclohexanocarboxílico



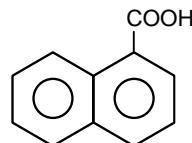
Ácido
2 – etil – 5 – metilciclopentanocarboxílico 2 – etil – 6 – isopropilciclohexanocarboxílico



Algunos ácidos orgánicos aromáticos tienen dos nombres oficiales (reconocidos por la IUPAC). Por ejemplo:



Ácido bencenocarboxílico
ácido benzoico



Ácido naftaleno – 1 – carboxílico
ácido naftoico

2.3 ÁCIDOS GRASOS SUPERIORES

Son aquellos ácidos carboxílicos que se obtienen por hidrólisis de grasas y aceites, generalmente contienen más de 11 átomos de carbono. La mayoría de los ácidos grasos contiene un número par de átomos de carbono. Estos compuestos pueden ser saturados o insaturados (por lo general con doble enlaces carbono – carbono)

ÁCIDO GRASO	NOMBRE IUPAC	NOMBRE COMÚN	DERIVACIÓN
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{10}\text{COOH}$	Ácido dodecanoico	Ácido laúrico	Del latín: <i>laurus</i> (laurel)
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{12}\text{COOH}$	Ácido tretradecanoico	Ácido mirístico	Del griego: <i>myristikos</i> (fragantes)
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{14}\text{COOH}$	Ácido hexadecanoico	Ácido palmítico	Del latín: <i>pakma</i> (palmera)
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{15}\text{COOH}$	Ácido heptanoico	Ácido margárico	Del griego: <i>margark</i> (margarina)
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$	Ácido octadecanoico	Ácido esteárico	Del griego: <i>stear</i> (grasa sólida)
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_5\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	Ácido cis – 9 – hexadecenoico	Ácido palmitoleico	Del latín: <i>pakma</i> (palmera)
$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	Ácidos cis – 9 – octadecenoico	Ácido oleico	Del latín: <i>oleum</i> (aceite)
$\text{C}_5\text{H}_{11}\text{CHCHCH}_2\text{CHCH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$	Ácido cis, cis – 9, 12 – octadienoico	Ácido linoleico	Del latín: <i>linum</i> (lino) y <i>oleum</i> (aceite)

Los tres ácidos grasos más abundantes en la naturaleza son: palmítico, esteárico y oleico.

La mayoría de los ácidos grasos insaturados predominan como isómeros geométricos de tipos **cis**.

ÁCIDOS DICARBOXÍLICOS

Son compuestos que contienen dos grupos carboxilo, por lo tanto son dípróticos. Para nombrarlos según IUPAC, se agrega el sufijo **dioico** al nombre del hidrocarburo progenito y se antepone la palabra ácido. No se indica la posición de los carbonos del grupo carboxilo ya que estos solo pueden encontrarse en los extremos de la cadena carbonada principal.

Estos ácidos pueden ser saturados o insaturados.

En los ácidos carboxílicos, se emplea con mayor frecuencia sus nombres comunes que sus nombres IUPAC.

ESTRUCTURA	NOMBRE IUPAC	NOMBRE COMÚN
HOOC-COOH	Ácido Etanoico	Ácido Oxálico
HOOC-CH ₂ -COOH	Ácido Propanodioico	Ácido Malónico
HOOC-(CH ₂) ₂ -COOH	Ácido Butanodioico	Ácido Succínico
HOOC-(CH ₂) ₃ -COOH	Ácido Pentanodioico	Ácido Glutárico
HOOC-(CH ₂) ₄ -COOH	Ácido Hexanodioico	Ácido Adípico
$\begin{array}{c} \text{COOH} & \text{COOH} \\ & \diagdown \\ & \text{C} = \text{C} \\ & \diagup \\ \text{H} & \text{H} \end{array}$	Ácido cis-2 - Butenodioico	Ácido Maleíco
$\begin{array}{c} \text{H} & \text{COOH} \\ & \diagdown \\ & \text{C} = \text{O} \\ \diagup & \\ \text{HOOC} & \text{H} \end{array}$	Ácidotrans-2-Butenodioico	Ácido Fumárico

3. PROPIEDADES FÍSICAS

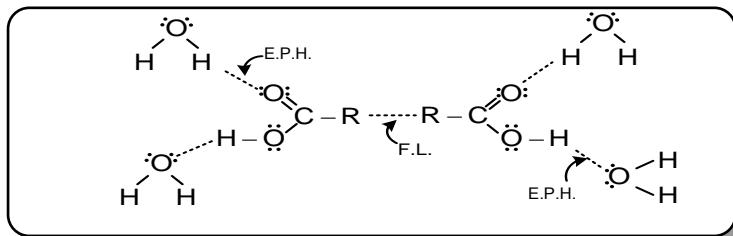
3.1 Estado Físico

A 20 °C y 1 atm, los 9 primeros ácidos monocarboxílicos son líquidos, los superiores son sólidos. Los ácidos grasos insaturados son líquidos y los ácidos dicarboxílicos son sólidos.

3.2 Solubilidad

Los ácidos carboxílicos al interactuar con el agua forman uniones puentes de hidrógeno con ella a través de sus grupos muy polares como son el carbonilo e hidroxilo, es por ello que son más solubles en el agua que los alcoholes, cetonas, aldehídos, etc. De masa molecular semejante.

Los 4 primeros ácidos carboxílicos son miscibles en el agua, al aumentar el número de carbonos, la solubilidad disminuye debido al incremento del carácter hidrofóbico del ácido que está dado por el grupo hidrocarbonato ($-R$).



La formación de los E.P.H entre el ácido Carboxílico y el agua, explica su solubilidad.

3.3 Punto de ebullición

Los ácidos carboxílicos hierven a temperaturas muy superiores respecto a los alcoholes, cetonas, aldehídos, éteres y alcanos de peso molecular semejante.



Propionaldehído

$$\bar{M} = 58 \text{ g/mol}$$

$$T_{eb} = 49 \text{ }^{\circ}\text{C}$$



Propanona

$$\bar{M} = 58 \text{ g/mol}$$

$$T_{eb} = 56 \text{ }^{\circ}\text{C}$$



1 – Propanol

$$\bar{M} = 60 \text{ g/mol}$$

$$T_{eb} = 97 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

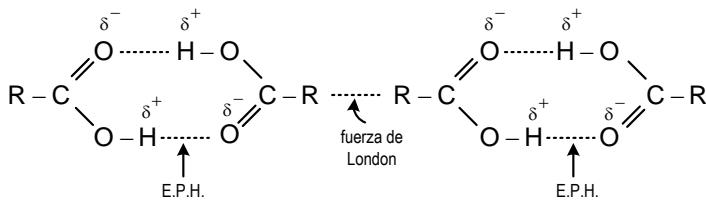


Ácido etanoico

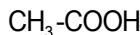
$$\bar{M} = 60 \text{ g/mol}$$

$$T_{eb} = 118 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

La razón está en que los ácidos carboxílicos se unen mediante puentes de hidrógeno formando dímeros muy estables (en el estado líquido hay una mezcla de dímeros).

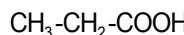


Cuando la masa molar de los ácidos carboxílicos aumenta, también se incrementa el punto de ebullición. La razón está en que al aumentar el número de carbonos en la cadena, las fuerzas de London son más intensas.



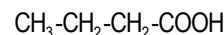
Ácido acético

$$T_{eb} = 118^{\circ}\text{C}$$



Ácido propiónico

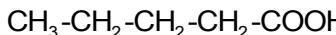
$$T_{eb} = 141^{\circ}\text{C}$$



Ácido butírico

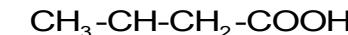
$$T_{eb} = 164^{\circ}\text{C}$$

Cuando los ácidos carboxílicos tienen ramificaciones, su temperatura de ebullición disminuye como consecuencia de la disminución de las fuerzas de London.



Ácido valérico

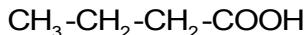
$$T_{eb} = 187^{\circ}\text{C}$$



Ácido isovalérico

$$T_{eb} = 176^{\circ}\text{C}$$

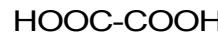
Los ácidos dicarboxílicos por formar mayor número de enlaces puente de hidrógeno tienen mayor temperatura de ebullición que los monocarboxílicos de masa molar semejante.



Ácido butírico

$$\text{Masa molar} = 88 \text{ g/mol}$$

$$T_{eb} = 164^{\circ}\text{C}$$



Ácido oxálico

$$\text{Masa molar} = 90 \text{ g/mol}$$

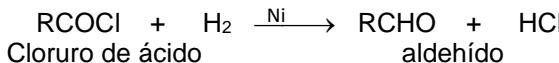
$$T_{eb} = 189^{\circ}\text{C}$$

Propiedades físicas de algunos ácidos carboxílicos.

NOMBRE COMÚN	Fórmula	Tf(°C)	Teb(°C)	SOLUBILIDAD
Monocarboxílicos				
Fórmico	HCOOH	8	100	∞
Acético	CH ₃ COOH	16	118	∞
Propiónico	CH ₃ CH ₂ COOH	-22	141	∞
Butírico	CH ₃ (CH ₂) ₂ COOH	-8	164	∞
Valérico	CH ₃ (CH ₂) ₃ COOH	-34	187	3,7
Caproico	CH ₃ (CH ₂) ₄ COOH	-3	205	1
Caprílico	CH ₃ (CH ₂) ₆ COOH	16	239	0,07
Cáprico	CH ₃ (CH ₂) ₈ COOH	31	270	0,02
Láurico	CH ₃ (CH ₂) ₁₀ COOH	44	299	0,0055
Mirístico	CH ₃ (CH ₂) ₁₂ COOH	54	326	0,002
Palmítico	CH ₃ (CH ₂) ₁₄ COOH	63	352	0,0007
Esteárico	CH ₃ (CH ₂) ₁₆ COOH	70	376	0,0003
Dicarboxílico				
Oxálico	HOOCOOH	189	150 subl.	10
Malónico	HOOCCH ₂ COOH	36	dec.	74
Glutárico	HOOC(CH ₂) ₃ COOH	98	304 dec.	64
Aromáticos				
Benzóico	C ₆ H ₅ COOH	122	249	0,2
Ftálico	o – C ₆ H ₄ (COOH) ₂	230dec.		0,6
Isoftálico	m – C ₆ H ₄ (COOH) ₂	348		0,01
Tereftálico	p – C ₆ H ₄ (COOH) ₂	300dubl.		0,001
Insaturados				
Maleico	cis – HOOCCH = CHCOOH	130	160	79
Fumárico	trans – HOOCCH = CHCOOH	287	290	0,7
Oleico	CH ₃ (CH ₂) ₇ CH = CH(CH ₂) ₇ COOH	16	223/10mm	insol.
Linoléico	CH ₃ (CH ₂) ₄ CH = CHCH ₂ CH = CH(CH ₂) ₇ COOH	-5	230/16mm	insol.
Linolénico	CH ₃ CH ₂ CHCHCH ₂ CHCHCH ₂ CHC H(CH ₂) ₇ COOH	-11	223/17mm	insol.

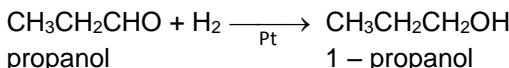
Reducción de Cloruros de ácido

Los cloruros de ácido se pueden reducir a aldehídos por hidrogenación catalítica.

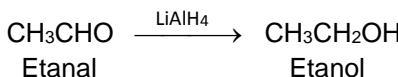


Reducción de Aldehídos

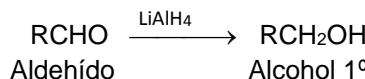
Producen alcoholes primarios. Ocurren entre 25 a 100°C y presión de la 5 atm; con catalizadores finamente divididos.



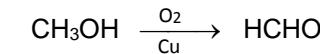
Otro reactivo usado es el $LiAlH_4$



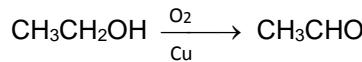
En general:



OBTENCIÓN DE ALDEHÍDOS

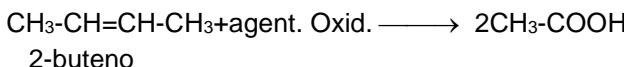
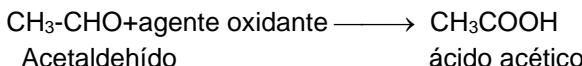
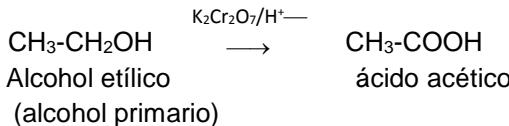


Metanol Metana



OBTENCIÓN DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

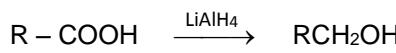
- * Por Oxidación de alcoholes, aldehídos y alquenos.



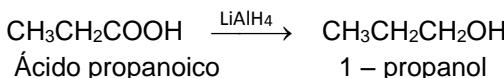
El agente oxidante puede ser:

KMnO₄/H₂SO₄; o K₂Cr₂O₇/H₂SO₄

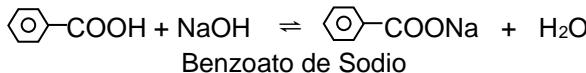
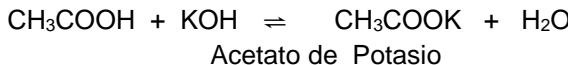
* Reducción de los Ácidos a Alcoholes



Ejemplo:



Formación de Sales

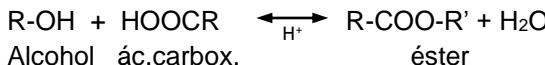


PREPARACIÓN DE ESTERES:

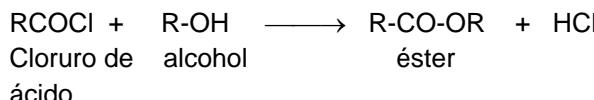
* A partir de Ácidos Carboxílicos y alcoholes:

En presencia de un catalizador ácido, tanto los alcoholes como los fenoles reaccionaron con un ácido carboxílico para formar un éster.

Esta reacción estequiométricamente se describe así:

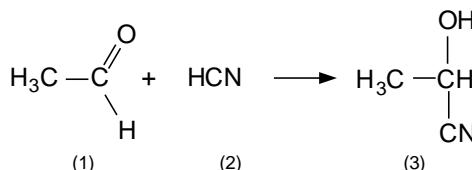


* A partir de Cloruros de Ácidos



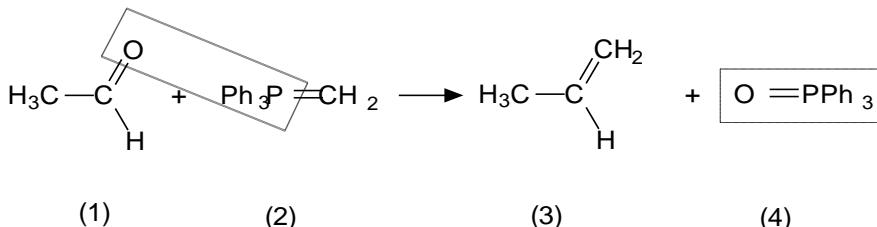
FORMACION DE CIANHIDRINAS.

Las cianhidrinas [3] se forman por reacción de aldehídos o cetonas [1] con ácido cianhídrico [2] y son compuestos que contienen un grupo ciano y un hidroxi sobre el mismo carbono.

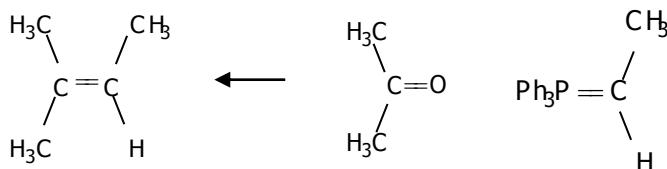


Reacción de Wittig

La reacción de Wittig emplea haluros de fósforo [2] para transformar aldehídos y cetonas [1] en alquenos [3]. Como subproducto se obtiene el óxido de trifenilfosfina [4].



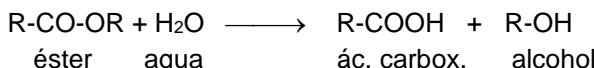
Ejemplo:-Obtener mediante Wittig el 2-Metilbut-2-eno



Se rompe el alqueno por el doble enlace y a cada carbono se le agrega el grupo encerrado en líneas.

REACCION DE ESTERES

- * Hidrólisis:



- * Si la hidrólisis es ácida se produce: ácido carboxílico más alcohol.
- * Si la hidrólisis es básica se produce: Sal del ácido carboxílico más alcohol. Esta reacción se llama **saponificación**.

REACCIONES DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS

I. **CONTENIDOS BÁSICOS :**

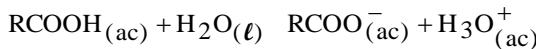
1. **PROPIEDADES QUÍMICAS DE LOS ÁCIDOS CARBOXÍLICOS**

El comportamiento químico característico de los ácidos carboxílicos está determinado por su grupo funcional, el carboxilo ($-\text{COOH}$). Veremos que casi en todas sus reacciones lo cambios ocurren en el grupo hidroxilo ($-\text{OH}$) del $-\text{COOH}$.

1.1 Acidez

Los ácidos carboxílicos son electrolitos débiles, es por ello que cuando interactúan con el agua se ionizan en forma parcial. En el

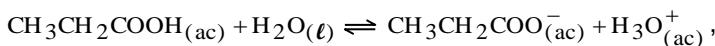
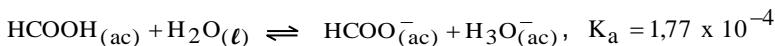
en el estado de equilibrio se tienen el ion carboxilato, ion hidronio, ácido carboxílico y el agua.



La constante de equilibrio iónico para esta reacción o constante de acidez (K_a) queda expresada de la siguiente forma:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+] [\text{RCOO}^-]}{[\text{RCOOH}]}$$

A 25°C se tienen las siguientes reacciones reversibles (equilibrios iónicos) y su constante de acidez

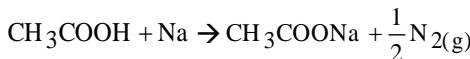


$$K_a = 1,34 \times 10^{-5}$$

Al aumentar la masa molar de los ácidos carboxílicos disminuye K_a , por ende disminuye su fuerza ácida.

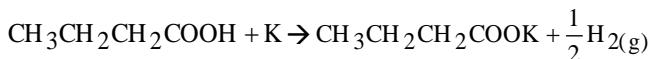
1.2 Formación de sales

Los ácidos carboxílicos reaccionan con facilidad con los metales alcalinos desprendiendo gas hidrógeno y formándose la sal correspondiente.



Etanoato de sodio

Acetato de sodio

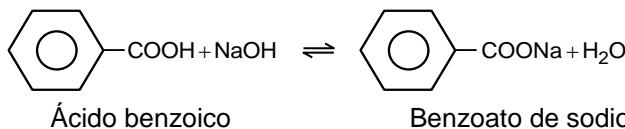
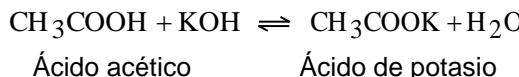


Butanoato de potasio

Butirato de potasio

Para nombrar las sales, en primer lugar se nombra al anión y luego al catión. El nombre del anión deriva del ácido carboxílico suprimiendo la palabra ácido y luego cambiando el sufijo **ico** por **ato**.

Todos los ácidos carboxílicos reaccionan con el NaOH, KOH y otras bases fuertes formándose en sus sales correspondientes. Estas reacciones son de neutralización.



Las sales de los metales alcalinos son solubles en el agua, sus disoluciones acuosas tienen carácter básico como una consecuencia de la hidrólisis de estas sales.

NOTA:

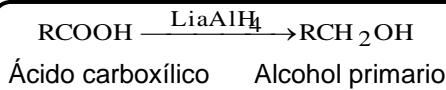
El benzoato de sodio se emplea como preservante o conservador de los alimentos ya que inhibe el crecimiento de los hongos.

1.3. Reducción de los ácidos a alcoholes

Para reducir un ácido carboxílico se emplea con mucha frecuencia en el laboratorio el hidruro doble de litio y aluminio, LiAlH_4 ya que es un agente reductor muy poderoso, y es por ello que se obtienen excelentes rendimientos de la reacción.



La reducción de un ácido carboxílico se puede representar en general así

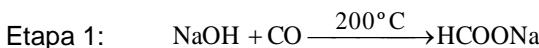


2. ÁCIDOS CARBOXÍLICOS IMPORTANTES

Muchos de los ácidos carboxílicos fueron aislados por primera vez de fuentes naturales y se les dieron nombre basados en su origen.

2.1 Ácido Fórmico (HCOOH)

Se obtuvo por primera vez al destilar la solución de un macerado de hormigas rojas en agua. Luego se encontró en los pelos de la ortiga. El ácido fórmico es un líquido incoloro con olor picante y sabor ardiente, produce quemaduras en la piel, es tóxico. A escala industrial se obtiene por la reacción entre el hidróxido de sodio y el monóxido de carbono; luego, el formiato de sodio producido se trata con ácido sulfúrico diluido.

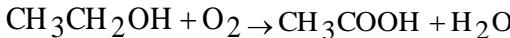


El ácido fórmico se emplea en la industria textil en calidad de mordiente en el teñido de las telas, se emplea en la industria de los curtidos de pieles y en diversas síntesis orgánicas.

2.2. Ácido Acético (CH_3COOH)

Desde tiempos muy antiguos se conocía que estaba presente en el vino que se había agriado. El ácido acético deshidratado (99,5% de pureza) tiene una temperatura de fusión de 16,6 °C, los cristales moleculares son transparentes como el hielo, por ello se denomina **ácido acético glacial**.

A escala industrial, el ácido acético se obtiene por oxidación catalizada por una enzima de etanol en el vino o la sidra. La ecuación se puede resumir así



El vinagre natural contiene cerca del 5% en masa de ácido acético. A partir de ella, por destilación fraccionada se puede preparar la esencia de vinagre (al 70 – 80% de CH_3COOH), el cual se emplea en la industria alimentaria para la conservación de las viandas, hongos y la carne de pescado.

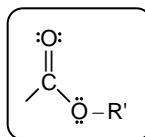
3. FUNCIÓN ÉSTER

Al consumir diversas frutas, nos percatamos que tienen un olor, aroma y sabor agradable, la razón es que contienen pequeñas cantidades de compuestos orgánicos denominados ésteres; por ejemplo, el acetato de pentilo, $\text{CH}_3\text{COOC}_5\text{H}_{11}$, tiene olor a plátano, el butirato de metilo, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_3$, olor a manzana. Los ésteres también son responsables del olor agradable de las flores; por ejemplo, el acetato de bencilo, $\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{-C}_6\text{H}_5$ tiene un olor a jazmín y así podemos seguir citando a muchos ésteres.

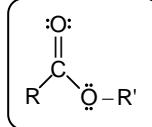
De los ejemplos citados nos percatamos que los ésteres tienen grupo – COOR' unido a un grupo alquilo o arilo.

Los ésteres de menor masa molar son líquidos volátiles y proporcionan los olores y aromas agradables a los frutos y flores, es por esta razón que muchos ésteres se usan extensamente como saborizantes (aditivos alimentarios) en los pasteles, caramelos, chicles, helados y otros alimentos. En la actualidad se dispone de más de mil sabores naturales y sintéticos y la mayoría de ellos son concentrados o extractos de decenas y hasta centenas de ésteres. Los ésteres aromáticos presentes en las flores se utilizan como ingredientes en los perfumes y colonias. Cuando la masa molar de los ésteres es elevada, dejan de tener olor agradable.

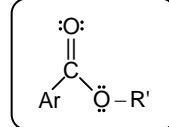
Estructura del grupo funcional:



Fórmula general:



Éster alifático



Éster aromático

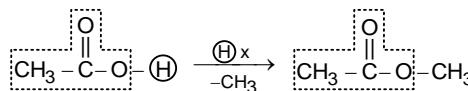
Para nombrar a los éteres se harán uso de dos sistemas, siendo la de mayor uso la nomenclatura común.

3.1 NOMENCLATURA

3.1.1 Sistema común

Se nombran utilizando el nombre común de los ácidos, donde la terminación **ico** del ácido se cambio por **ato** y luego se nombra el grupo alquilo o arilo unido al oxígeno con la terminación **ilo** separando las dos palabras con la preposición **de**.

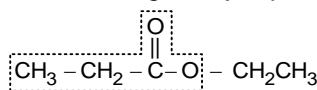
Ejemplo:



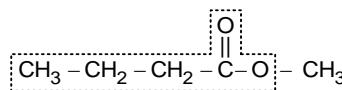
Ácido acético

Acetato de metilo

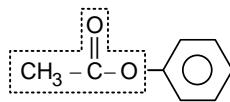
En forma análoga al ejemplo anterior tenemos



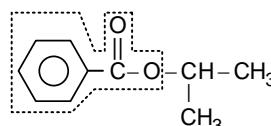
Propionato de etilo



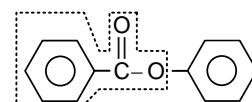
Butirato de metilo



Acetato de fenilo



Benzoato de isopropilo



Benzoato de fenilo

3.1.2 Nomenclatura IUPAC o sistemática

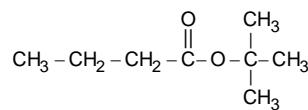
La terminación **ico** del nombre IUPAC del ácido correspondiente se sustituye por **ato** y luego se nombra el grupo alquilo o arilo unido al oxígeno con la terminación **ilo**, y las dos palabras se unen mediante la preposición **de**.



Metanoato de etilo

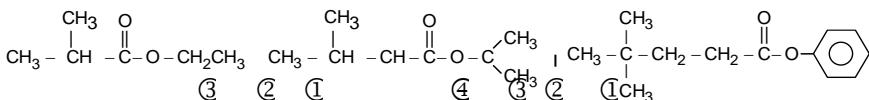


Etonato de propilo



Butanoato de ter – butilo

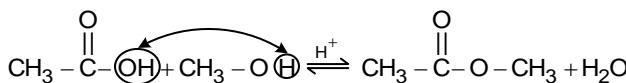
En caso que el éster derive de un ácido ramificado, se debe indicar la posición de los grupos alquilo considerando el carbono del carbonilo como el número uno.



2 – Metilpropanoato de etilo 2,3 – Dimetilbutanoato de isopropilo 4,4 – Dimetilpentanoato de fenilo

3.2 OBTENCIÓN DE ÉSTERES: ESTERIFICACIÓN

Un ácido carboxílico se convierte directamente en un éster al calentarlo con un alcohol en presencia de una pequeña cantidad de H_2SO_4 concentrado. Esta reacción es reversible y alcanza el equilibrio cuando aún quedan cantidades apreciables de reactivos. En esta reacción se rompe el enlace carbono – oxígeno en el grupo carboxilo.

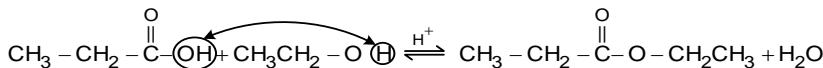


Ácido acético

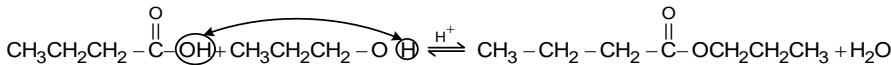
Metanol

Acetato de metilo

Agua

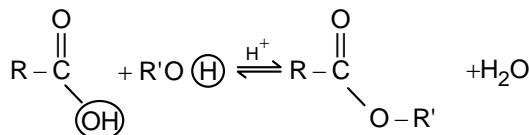


Ácido propiónico Etanol Propionato de etilo Agua



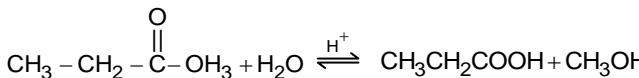
Ácido butanoico 1 – propanol Butanoato de propilo

La reacción de **esterificación de Fischer** está dada por



Ácido carboxílico Alcohol Éster Agua

La reacción inversa a la esterificación (\leftarrow) se denomina hidrólisis e implica la descomposición de un éster para formar el ácido carboxílico y alcohol.



Propanoato de metilo Ácido propanoico Metanol

3.3. PROPIEDADES FÍSICAS

Los ésteres de bajo peso molecular son líquidos incoloros, volátiles y poseen olor a frutas, para los primeros términos de la serie alifática (de formiato a butirato), debido a ello se emplean como esencias en la fabricación de refrescos, bebidas, golosinas, etc. Los ésteres de la serie aromática se utilizan como perfumes.

Cabe señalar que ácidos cuyo olor es muy desagradable como los valéricos (C_5) dan ésteres de olor agradable, pero la más pequeña

hidrólisis de tales ésteres es perjudicial para su perfume, porque los convierte en desagradables.

A continuación tenemos algunos ésteres naturales muy comunes.

NOMBRE COMÚN DEL ÉSTER	FÓRMULA CONDENSADA	OLOR A
Formiato de etilo	$\text{HCOOCH}_2\text{CH}_3$	Ron
Acetato de pentilo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	Plátano
Acetato de propilo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	Pera
Acetato de octilo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2(\text{CH}_2)_6\text{CH}_3$	Naranja
Acetato de bencílo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2 - \text{C}_6\text{H}_5$	Jazmín
Butirato de metilo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_3$	Manzana
Butirato de etilo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2\text{CH}_3$	Piña
Butirato de pentilo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2(\text{CH}_2)_2\text{CH}_3$	Albaricoque
Butirato de bencílo	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{COOCH}_2 - \text{C}_6\text{H}_5$	Rosas

Las moléculas de los ésteres se unen por enlace dipolo – dipolo debido a que presentan momento bipolar resultante.

En general, los ésteres son insolubles en agua, excepto los de menor peso molecular que son poco solubles y son buenos disolventes de muchos compuestos orgánicos.

Respecto a su temperatura de ebullición estos compuestos se encuentran entre los aldehídos y cetonas de igual número de carbonos.

PROPIEDADES FÍSICAS DE LOS ÉSTERES

COMPUESTO	FÓRMULA	T _f (° C)	T _{eb} (° C)
Con R' = Etilo			
Formiato de etilo	HCOOCH ₂ CH ₃	-80	54
Acetato de etilo	CH ₃ COOCH ₂ CH ₃	-82	77
Propionato de etilo	CH ₃ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	-74	99
Butirato de etilo	CH ₃ CH ₂ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	-93	121
Valeriano de etilo	CH ₃ (CH ₂) ₂ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	-91	147
Caproato de etilo	CH ₃ (CH ₂) ₃ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	-67	167
Laurato de etilo	CH ₃ (CH ₂) ₉ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	-2	163/25mm
Miristato de etilo	CH ₃ (CH ₂) ₁₁ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	12	139/4mm
Palmitato de etilo	CH ₃ (CH ₂) ₁₃ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	25	185/10mm
Estearato de etilo	CH ₃ (CH ₂) ₁₅ CH ₂ COOCH ₂ CH ₃	34	152/0,18mm
Benzoato de etilo	C ₆ H ₅ COOCH ₂ CH ₃	-35	213
Acrilato de etilo	CH ₂ =CHCOOCH ₂ CH ₃	-46	100
Acetato de metilo	CH ₃ COOCH ₃	-98	57
Acetato de propilo	CH ₃ COOCH ₂ CH ₂ CH ₃	-92	102
Acetato de	CH ₃ COOCH ₂ (CH ₂) ₂ CH ₃	-77	127

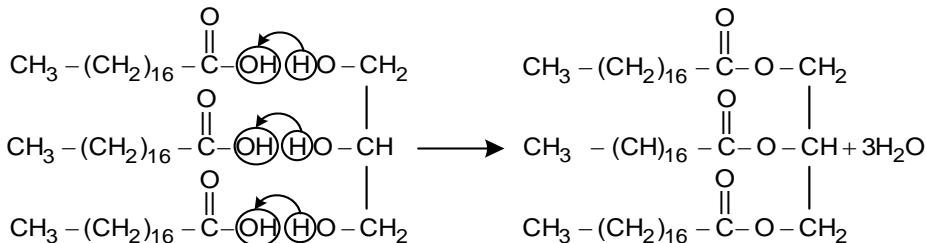
butilo			
Acetato de pentilo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2(\text{CH}_2)_3\text{CH}_3$	-75	148
Acetato de fenilo	$\text{CH}_3\text{COOC}_6\text{H}_5$	-7	196
Acetato de bencilo	$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$	-51	213

4. TRIGLICÉRIDOS: GRASAS Y ACEITES

Ésteres de elevada masa molecular que se obtienen a partir de la glicerina (glicerol) y tres ácidos grasos. Por lo general los que a temperatura ambiental son sólidos, se denominan **grasas**, como por ejemplo los cebos, mientras que los líquidos se llaman **aceites**, tales como el aceite de soya, maíz, oliva, pescado y girasol.

Generalmente las grasas provienen de los animales y los aceites suelen extraerse de las plantas. Los triglicéridos presentan una amplia variedad de composiciones dependiendo de su fuente.

La reacción de obtención de los triglicéridos implica la combinación de tres moléculas de ácidos grasos con una molécula de glicerina. Veamos un ejemplo

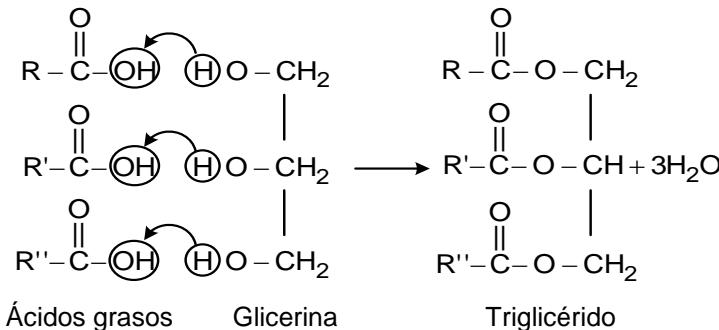


Tres moléculas de
ácido esteárico

Glicerina

Triestearato de glicerol o triestearina
(está presente en la grasa de res)

En general, los triglicéridos naturales provienen de ácidos grasos diferentes (RCOOH , $\text{R}'\text{COOH}$, $\text{R}''\text{COOH}$), así:



Los grupos alquilo (R , R' y R'') pueden ser saturados o insaturados.

4.1 PROPIEDADES FÍSICAS

1. Los triglicéridos son insolubles en el agua porque son apolares, pero son solubles en el éter, cloroformo y otros disolventes orgánicos.
2. El punto de fusión de los triglicéridos aumenta a medida que aumenta la masa molar y a medida que disminuye el número de enlaces dobles carbono – carbono.
3. Los triglicéridos ricos en ácido palmítico, esteárico y otros ácidos grasos saturados suelen ser sólidos a temperatura ambiental. Se denominan grasas saturadas.
4. Los triglicéridos ricos en ácido oleico, linoleico y otros ácidos grasos insaturados son líquidos a temperatura ambiental. Se denominan grasas insaturadas o aceites.

FUENTE	ÁCIDO GRASOS SATURADOS (%)				ÁCIDOS GRASOS INSATURADOS (%)	
GRASA DE ANIMALES	LÁURICO	MIRÍSTICO	PALMÍTICO	ESTEÁRICO	OLEICO	LINOLEICO
Manteca (Grasa de cerdo)	-	1	25	15	50	6
Mantequilla	2	10	25	10	25	5
Grasa humana	1	3	25	8	46	10
Grasa de res (sebo)	-	-	27	14	47	2,5
Aceites vegetales						
Coco	50	18	8	2	6	1
Maíz	-	1	10	4	35	45
Oliva	-	1	10	5	80	7
Cacahuate	-	-	7	5	60	20
Linaza	-	-	5	3	20	20
Palma	-	-	40,1	5,5	42,7	10,3
Soya	0,2	-	9,8	28,9	50,7	

5. JABONES Y DETERGENTES

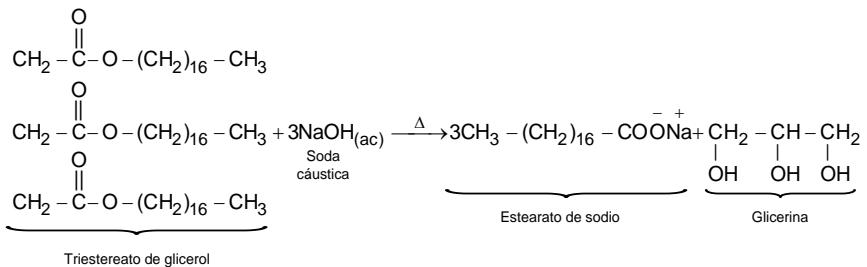
5.1 JABONES

Mantenerse limpio implica varias tareas: eliminar la suciedad y la grasa que recogemos de fuentes externas, retirar el sudor y el exceso de grasa de la piel. Por experiencia sabemos que el agua sola no elimina el aceite ni la grasa ya que estos materiales son insolubles en agua, por ello hacemos uso de los jabones o detergentes como agentes de limpieza personal y de nuestras vestimentas, respectivamente.

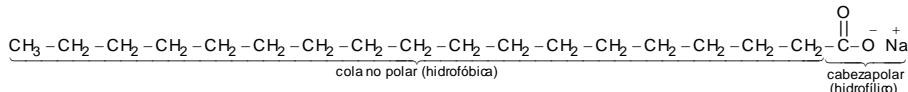
QUIMICA

La preparación del jabón se inicia llevando a ebullición los triglicéridos (grasas o aceites) con una disolución acuosa de hidróxido de sodio o de potasio. La reacción de los grupos éster de los triglicéridos promovida por una base. Los productos resultantes contienen principalmente las sales orgánicas de sodio o potasio de los ácidos palmítico, esteárico, oleico, láurico y mirístico.

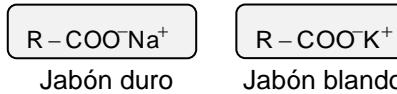
Veamos la saponificación de la grasa **triestearina**.



El estearato de sodio es una sal orgánica conocida como jabón, está constituida por una cola apolar que es una larga cadena carbonada y por una cabeza polar dada por $\text{COO}^- \text{Na}^+$.



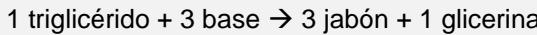
Existen dos tipos de jabones: Las sales de sodio son jabones duros y las de potasio son jabones blandos.



donde

R – : Grupo alquilo con más de 11 átomos de carbono.

En general, la reacción de saponificación podemos representarla así



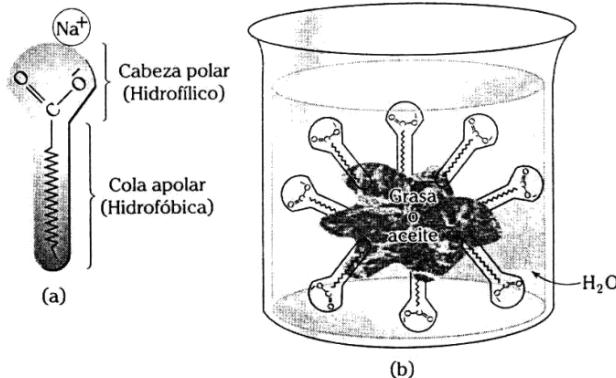
Base: NaOH o KOH

ACCIÓN LIMPIADORA DEL JABÓN

¿CÓMO LIMPIAN LA SUCIEDAD LOS JABONES?

Sabemos que el jabón tiene una parte **hidrofóbica** (rechaza al agua) la cual está constituida por una larga cadena hidrocarbonada y el ion carboxilato que es la parte **hidrofílica** (afinidad al agua). Cuando la mezcla de jabón y agua entran en contacto con la grasa o aceite presente en la suciedad de la ropa, la parte hidrofóbica (-R) atrae y disuelve la suciedad, mientras que el carboxilato que es polar permite la solubilidad del jabón en el agua.

Cuando las partículas de grasa o aceite están rodeadas por el jabón, las unidades resultantes formadas, que tienen la forma de racimo se denominan micelas, estas son partículas coloidales de la espuma del jabón, que por su menor densidad flotan sobre el agua y son arrastradas por el agua de enjuague, de ese modo se elimina la grasa o aceite cuyas moléculas son apolares



La acción mecánica de frotar, girar en una lavadora o escobillar la ropa sucia hace que el aceite o la grasa se desintegre en pequeñas porciones, de modo que se forman mayor cantidad de micelas que se pueden eliminar con mucha facilidad.

La principal desventaja del uso del jabón para el lavado de la ropa surge cuando se empela **agua dura** (agua de pozos, ríos), ya que contiene alta

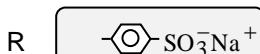
concentración de iones Ca^{2+} y Mg^{2+} . Estos iones forman sales insolubles en el agua, por lo que producen el poder limpiador del jabón; esto se detecta por la poca formación de espumas y por la aparición del anillo de nata que se forma alrededor de la tina de lavar ropa. El hombre ha resuelto en forma parcial esta dificultad con la producción de los detergentes.

1.2 DETERGENTES

Los detergentes son sales orgánicas sulfonada de sodio. Los más comunes son:



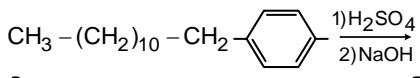
Alquilisulfato de sodio



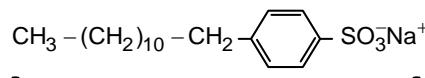
Alquilibencenosulfonato de sodio

Si el grupo hidrocarbonato ($\text{R} -$) es **lineal**, el detergente es **biodegradable** y si es ramificado es **no biodegradable**.

Los alquilibencenosulfonatos de sodio son los más utilizados como agente de limpieza; uno de los detergentes más comunes es el 4 – dodecilibencenosulfonato de sodio. Para preparar este detergente, se trata el dodecilibenceno con ácido sulfúrico para formar un ácido, posteriormente se neutraliza con NaOH.



Dodecilibenceno



4 – Dodecilibencenosulfonato de sodio

El producto de esta reacción se mezcla con sustancias que dan cuerpo, tales como el silicato de sodio y luego se seca por aspersión para obtener un polvo suave y fluido.

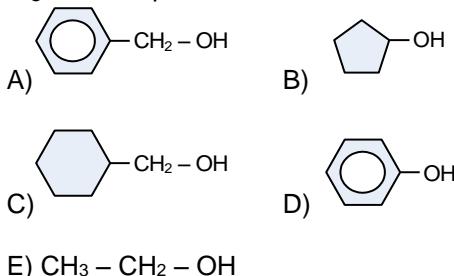
Los detergentes comerciales actuales contienen muchos aditivos que sirven para mejorar sus propiedades, así por ejemplo.

- Tripolifosfato de sodio ($\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{11}$) para eliminar los iones Mg^{2+} y Ca^{2+} de las aguas duras.

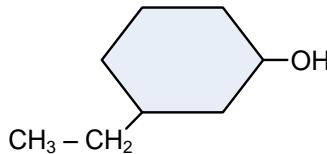
- Emulsificantes, como la carboxicelulosa.
- Blanqueadores, como el hipoclorito de sodio, NaClO, o hipoclorito de calcio, Ca(ClO)₂ para abrillantar la ropa.
- Inhibidores de la corrosión como el silicato de sodio, Na₂SiO₃, para proteger las máquinas de lavar.
- Los detergentes sintéticos al igual que los jabones tienen dos extremos (polar y apolar), el extremo alquilbencénico es apolar (hidrofóbico) por lo que es atraído hacia la grasa o aceite de la suciedad mientras que el extremo sulfonato aniónico (SO₃⁻Na⁺) es polar por ello es atraído por el agua. Los detergentes al interactuar con el agua forman sales solubles del calcio y magnesio, por lo tanto siguen formando espuma, esto hace que los detergentes sean más eficaces que los jabones en el agua dura.

EVALUACIONDE COMPUESTOS ORGANICOS OXIGENADOS

01. ¿Qué compuesto no es un alcohol?:

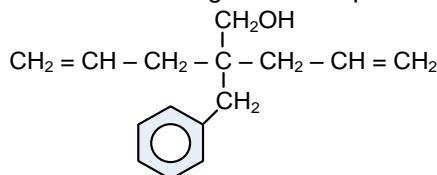


02. Nombre según IUPAC:



- A) 1 - Etil - 3 -.hidróxibenceno B) 1 - Etilciclohexanol
 C) 3 - Etilciclohexanol D) m - Etilciclohexanol
 E) 3 – Hidróxihexano

03. Indique el nombre IUPAC del siguiente compuesto:



- A) 4 - Fenil - 1,6 - heptadien - 4 - ol
 B) 4 - Bencil - 4 - metil - 1,6 - heptadien - 4 - ol
 C) 4 - Alil - 4 - bencil - 1 - penten - 5 - ol
 D) 2 - Alil - 2 - bencil - 4 - penten - 1 - ol
 E) 2 - Metil - 3 - bencil - 4 - pentanol

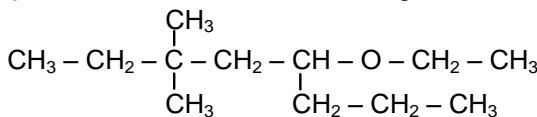
04. Con respecto a los siguientes compuestos:

- 1) 2 - Metil - 1 – butanol 2) 3 - Metil - 3 - pentanol
 3) 3 - Etil - 1 - metilciclohexanol 4) 3 - Metil - 2 - pentanol
 5) Alcohol isobutílico

Son alcoholes secundarios:

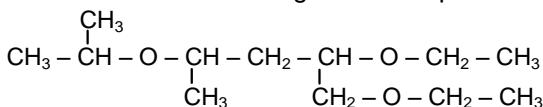
- A) Solo 4 B) 1 y 3 C) 3 y 4 D) 2 y 4 E) 1 y 5

05. ¿Cuál es el nombre IUPAC del siguiente compuesto orgánico?:



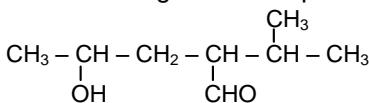
- A) 5 - Etoxi - 3,3 - dimetilheptano
- B) 4 - Etoxi - 6,6 - dimetiloctano
- C) 5 - Etoxi - 3,3 - dimetiloctano
- D) 4 - Etoxi - 4,4 - dimetiloctano
- E) 4 - Etoxi - 3,3 - dimetiloctano

06. ¿Cuál es el nombre correcto del siguiente compuesto orgánico?:



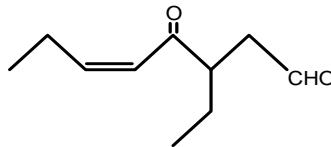
- A) 1,2 - Dimetoxi - 4 - isopropóxipentano
- B) 4,5 - Dietoxi - 2 - isopropoxipentano
- C) 5 - Etoxi - 7,9 - dimetil - 3,8 - dioxodecano
- D) 6 - Butoxi - 2,4 - dimetil - 3,7 - dioxononano
- E) 6 - Etoxi - 2,4 - dimetil - 3,8 - dioxadecano

07. Nombre el siguiente compuesto según el sistema IUPAC:



- A) 2 - Isopropil - 4 – hidroxibutanal
- B) 2 - Isopropil - 4 - ol - 1 - pentanal
- C) 2,2 - Dimetil - 4 - olpentanal
- D) 2 - Isopropil - 4 - olpentanal
- E) 2 - Isopropil - 4 – hidroxipentanal

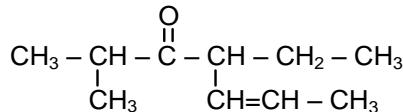
08. Con respecto al siguiente compuesto oxigenado:



Indique su nombre sistemático.

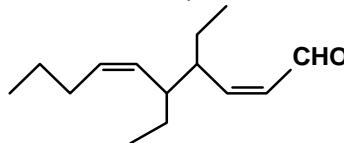
- A) 3 - Etil - 4 - oxoct - 5 - enal
- B) 3 - Etil - 4 - cetoct - 5 - enal
- C) 3 - Metil - 4 - oxoct - 5 - enal
- D) 6 - Etil - 5 - oxoct - 5 - enal
- E) 4 - Oxo - 3 - metiloct - 5 - enal

09. Nombre el siguiente compuesto insaturado, según el sistema IUPAC:



- A) 4 - Etil - 2 - metilhept - 3 - ona
- B) 4 - Etil - 2 - etilhept - 5 - en - 3 - ona
- C) 4 - Etil - 2 - metilhept - 3 - en - 5 - ona
- D) 4 - Etil - 2 - metilhept - 5 - en - 3 - ona
- E) 2 - Etil - 4 - metilhept - 5 - en - 3 - ona

10. ¿Cuál es el nombre IUPAC del compuesto mostrado?



- A) 4,6 – Dietil - 2,5 - decadiinal
- B) 4,5 – Dimetil - 2,6 - decadienal
- C) 4,5 – Dietil - 2,6 - decadienal
- D) 6,7 – Dietil - 4,8 - decadienal
- E) 6,7 – Dimetil - 4,8 – decadienal

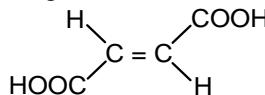
11. Con respecto al siguiente compuesto:

2 - etenil - 5 - etil - 4 - oxohepta - 2,6 - dienal

El número de enlaces $\sigma(sp^2-sp^2)$ y $\sigma(sp^2-s)$ que presenta, es:

- A) 10 y 10 B) 5 y 6 C) 8 y 8 D) 8 y 6 E) 5 y 8

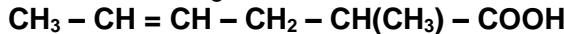
12. El ácido fumárico posee la siguiente estructura



El nombre sistemático, es:

- A) Ácido cis – metiloico – 2 – propenoico
 B) Ácido trans – 2 – metil – pentenoico
 C) Ácido trans – metiloico – 2 – butenoico
 D) Ácido cis – butenoidioico
 E) Ácido trans – butenodioico

13. Nombrar correctamente la siguiente estructura:



- A) ácido 2 – metilhexen – 4 – oico
 B) ácido isohexanoico
 C) ácido 2 - metilhex – 4 – enoico
 D) ácido isoheptenoico
 E) ácido 2 – carboxihex – 4 – eno

14. Marque el éster cuyo nombre no le corresponde:

- A) $\text{HCOO}-\text{CH}_3$: Metanoato de metilo
 B) $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5$: Etanoato de etilo
 C) $\text{H}-\text{COO}-\text{C}_2\text{H}_5$: Metanoato de pentilo
 D) $\text{C}_2\text{H}_5\text{COO}-\text{CH}(\text{CH}_3)_2$: Propanoato de isopropilo
 E) $\text{C}_2\text{H}_5-\text{COO}-\text{C}_6\text{H}_5$: Propanoato de fenilo

15. Con respecto al compuesto : 4 - fenil - 3 - formil - 3 - heptenoato de alilo

El número de carbonos sp^2 , es:

- A) 4 B) 10 C) 12 D) 14 E) 15

16. Los alcoholes se pueden preparar mediante:
1. Hidrogenación de aldehídos y cetonas.
 2. Hidrólisis de los compuestos grignard.
 3. Haciendo reaccionar un aldehído con KMnO_4 .
 4. Hidratación de alquinos.
 5. Hidratación de alquenos

Son ciertas:

- A) 1, 4 y 5 B) 1, 2, 4 C) 1, 2, 3 D) 1, 5 E) 2, 3, 4

17. Los alcoholes se pueden preparar mediante:

1. Reducción de ácidos carboxílicos y esteres.
2. Adición de hidrógeno en presencia de Paladio a una cetona.
3. Haciendo reaccionar un aldehído con tetrahidruro de litio y aluminio.
4. Deshidratando un alqueno.
5. Hidratando un alqueno

Son ciertas:

- A) 1, 4 y 5 B) 1, 2, 4 C) 1, 2, 3, 5 D) 1, 3, 5 E) 2, 3, 4

18. De los siguientes enunciados indique la afirmación falsa:

- A) El punto de ebullición del metanol es mayor que el punto de ebullición del etanol
- B) El metanol es soluble en agua
- C) El 1-octanol es poco soluble en agua
- D) Al deshidratar un alcohol obtenemos un alqueno.
- E) Al metanol se le denomina carbinol

19. El producto “A” de la siguiente reacción es:



- A) Tolueno
- B) Fenol
- C) Anilina
- D) Benceno
- E) Alcohol bencílico

20. Sea la reacción:



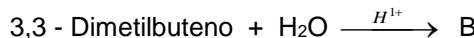
El producto obtenido, es:

- A) 2-metilbutanol
- B) Butanona
- C) 3-metil-2-butanona
- D) 2-metilpropanal
- E) 1-butanol

21. Indique el producto principal en la siguiente reacción:
fenilciclopropano + H₂O $\xrightarrow{\text{H}^{1+}}$

- A) fenilbutanol
- B) ciclopropanol
- C) 1-fenilpropan-1-ol
- D) 3-propilfenol
- E) fenilisopropilcarbinol

22. En la siguiente reacción química:



El producto orgánico “B” es:

- A) 3,3 - Dimetilbutanol
- B) 3,3 - Dimetilbutan - 2 - ol
- C) 2,3 - Dimetilbutan - 2 - ol
- D) 2,3 - Dimetilbut - 2 - eno
- E) 3,3 – Dimetilbuteno

23. Si al producto de la reacción entre la acetofenona y el LiAlH₄ se le hace reaccionar con H₃PO₄/calor se obtiene como producto principal:

- A) Ácido p-vinilbencensulfónico
- B) Ácido-p-hidroxibencensulfónico
- C) Bencil carbinol
- D) Acetofenona
- E) Estireno

QUÍMICA

24. ¿Cuál de los siguientes alcoholes puede dar origen al 4 – metil – 2 – penteno, después de una deshidratación unimolecular?

- A) butanol B) 4 - metil - 3 - pentanol
C) 2 - pentanol D) 4 - metil - 2 – pentanol E) 2 - metil - 3 - pentanol

25. En la siguiente reacción:



El producto principal es:

- A) Trans – 1,2 – ciclopentanodiol B) cis – 1,2 – ciclopentanodiol
C) 1,6 – pentanodioico D) ciclopentanona
E) 1,6 – ciclopentanodial

26. El producto principal de la reacción del óxido de propileno con etóxido de sodio en etanol, es:

- A) Isobutil isopropil éter. B) 1 – Etoxiopropan - 2 - ol.
C) 3 - Etoxi - 2 – hidroximetilpropano D) Óxido de butileno.
E) 1,2 - Dimetoxipropano.

27. ¿Qué producto orgánico, se obtendrá en la reacción del etanol con ácido sulfúrico a 140 °C?

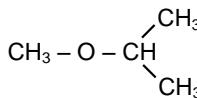
- A) Éter metílico B) Eteno C) Buteno
D) Éter sulfúrico E) Acetato de etilo

28. Si usted hace reaccionar al n-butanol con H_2SO_4 y la temperatura se gradúa a 140°C, el producto que se obtiene es:

- A) 1- sec butoxi butano B) isobutil eter C) 2-butoxi butano
D) eter sec-butilico E) 1-butoxi butano

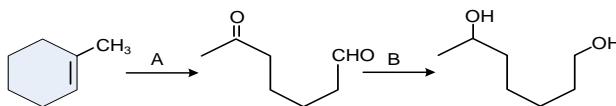
29. Cuando el producto de la reacción entre el fenol y el NaOH se hace reaccionar con bromuro de bencilo, se obtiene como producto:
- A) difenil éter B) Eter dietilico C) Bencil fenil éter
D) Dibencileter E) Ciclohexil bencil éter
30. Cuando se hace reaccionar al Bromuro de ciclopentilo con isopropoxido de sodio, se obtiene:
- A) ciclopropil etil éter B) ciclopentil isopropil éter C) etil isopropil éter
D) ciclopentil propil éter E) ciclopropil isopropil éter
31. Si usted hace reaccionar al bromuro de fenilo con el n-propoxido de sodio, indique la opción correcta:
- A) etoxi benceno B) isopropoxi benceno C) n-propoxibenceno
D) No reaccionan E) n-butoxibenceno
32. El tratamiento del ciclohexanol con NaH da por resultado un ión alcóxido que reacciona con cloruro de etilo para producir un eter, cuyo nombre es:
- A) Ciclohexil metil eter B) Eter dietilico C) Ciclohexil etil éter
D) Ciclohexil éter E) Ciclohexenil etenil éter
33. En la siguiente secuencia de reacciones:
- Rxn I: Fenol + NaOH \longrightarrow A
- Rxn II: A + Bromuro de etilo \longrightarrow B
- El producto "B" obtenido es:
- A) Bencil etil éter B) Etil fenil éter C) Fenietanol
D) Benciletanol E) Benzoato de etilo

34. Señale la manera más apropiada para poder sintetizar el siguiente éter, mediante la síntesis de Williamson:



- A) Etanoato de sodio + isopropanol
- B) Metanoato de sodio + 2 - propanol
- C) isopropóxido de sodio + clorometano
- D) Etanoato de sodio + cloruro de etilo
- E) metanol + isopropanol

35. En la siguiente secuencia de reacciones:

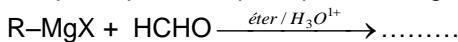


Los reactivos "A" y "B" son respectivamente:

Reactivo "A" Reactivo "B"

- | | |
|--|---|
| A) $\text{KMnO}_4 / \text{H}^{1+}$ | H_2/Ni |
| B) $\text{KMnO}_4 / \text{OH}^{1-}$ | H_2O |
| C) $\text{O}_3 / (\text{CH}_3)_2\text{SO}$ | NaBH_4 |
| D) $\text{O}_3 / \text{Zn.H}_2\text{O}$ | $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}^{1+}$ |
| E) $\text{KMnO}_4 / \text{H}^{1+}$ | $\text{LiAlH}_4 / \text{éter}$ |

36. Indique el producto principal de la siguiente reacción:



- A) $\text{R}-\text{CH}_2\text{CHO}$
- B) $\text{R}-\text{CH}_2\text{OH}$
- C) ROH
- D) $\text{R}-\text{CH}=\text{CH}_2$
- E) $\text{R}-\text{CO}-\text{CH}_3$

37. Cuando el cloruro de propanoilo reacciona con el H₂/Ni. El producto formado, es:

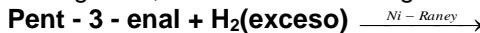
- | | | |
|-------------|-------------|-------------|
| A) Butanal | B) Propanal | C) Propenal |
| D) Propinal | E) Propano | |
- 38.** Si usted desea obtener acetofenona, debería hacer reaccionar al con una solución de ácido sulfúrico en presencia de sulfato de mercurio.
- | | |
|-----------------|--------------------|
| A) Benzaldehido | B) fenilacetileno |
| C) Acetofenona | D) 2 - feniletanal |
| | E) Benzofenona |
- 39.** De las siguientes series de reacciones:



Los productos C y D son respectivamente:

- | | |
|----|---|
| A) | Acido benzoico y ácido ciclopentano carboxilico |
| B) | Benceno y ácido ciclopentano carboxilico |
| C) | Acido benzoico y ciclopentanona |
| D) | Acido benzoico y ciclopentanona |
| E) | Ácido benzoico y ciclopentano |

40. ¿Qué compuesto orgánico, se obtendrá en la siguiente reacción?:

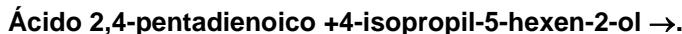


- | | | |
|--------------------|-------------|------------|
| A) Pent - 3 – enol | B) Pentanal | C) Pentano |
| D) Pentanol | E) Penteno | |

41. En la siguiente secuencia: Difenil carbinol + K₂Cr₂O₇/H⁺ → A
El producto A, es:

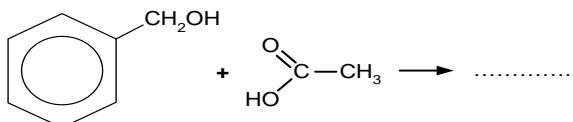
- | | | |
|-----------------|----------------------|----------------|
| A) Benzaldehido | B) Alcohol bencílico | C) Benzofenona |
| D) Acetofenona | E) p-feniltolueno | |

42. ¿Cuál es el producto orgánico principal que se obtiene en la siguiente reacción?



- A) un anhídrido
- B) una cetona
- C) un éter
- D) un éster
- E) un ácido carboxílico

43. La siguiente reacción permite obtener un compuesto que tiene olor a jazmín. ¿Cuál es el nombre de dicha sustancia?



- A) Propanoato de fenilo.
- B) Acetato de fenilo.
- C) Éter bencílico.
- D) Acetato de bencilo.
- E) Benzoato de etilo.

44. La oxidación no controlada de un aldehido produce :

- A) Un alcohol
- B) Un ácido
- C) Una cetona
- D) Un ester
- E) Un eter.

45. La propanona y el propanal se obtienen respectivamente, por oxidación del:

- A) etano y eteno
- B) propano y propeno
- C) 1 – propanol y propano
- D) 2 – propanol y 1 – propanol
- E) 2 – propanol y ácido propanoico

46. En la siguiente reacción:



El producto orgánico que se obtiene, es:

- A) Ácido 5 - formil - 4 - metil - 3 - oxopentanoico
- B) Ácido 5 - formil - 3 - metil - 4 - oxopentanoico
- C) Ácido 3 - hidróxi - 4 - metilhexanodioico
- D) Ácido 3 - oxo - 4 - metilhexanodioico
- E) Ácido 4 - metil - 3 – oxohexanodioico

47. Señale el producto que se obtiene en:

- m - Nitrocumeno + KMnO₄ $\xrightarrow{H^{1+}}$
- A) Ácido o – nitrobenzoico B) Ácido p - nitrobenzoico
 C) Ácido m – nitrobenzoico D) Ácido 2 - nitrobenzoico
 E) Ácido 4 – nitrobenzoico

48. Se tienen las siguientes reacciones:



¿Cuál es el producto orgánico “C” ?:

- A) Acetato de butilo B) Butilato de acetilo
 C) Butanoato de acetilo D) Butanoato de etilo
 E) Anhídrido acetilbutanoico

49. En la siguiente secuencia, el producto final es:



- A) Isopentanol B) Isopentanal C) Isopentano
 D) Ácido Pentanoico E) Ácido β - metilbutanoico

50. Cuál es el producto principal en la siguiente secuencia:



- A) Fenoato de propilo B) Benzoato de fenilo
 C) Benzoato de bencilo D) bencil fenil cetona
 E) fenil bencil cetona

51. Al hacer reaccionar el butirato de etilo con LiAlH₄, uno de los productos que se obtiene, es:

- A) Ácido butanoico B) ácido etanoico C) Propanol
 D) etanol E) 2-butanol

- 52.** Al hacer reaccionar el cloruro de propanoilo con alcohol bencílico, se obtiene:
- A) Benzoato de propilo
 - B) Benzoato de isopropilo
 - C) Propanoato de fenilo
 - D) Propanoato de bencilo
 - E) 2 – metilpropanoato de bencilo
- 53.** Al hacer reaccionar el cloruro de ciclopentanocarbonilo con β -naftol, el producto principal, es:
- A) Ciclopentanocarboxilato de fenilo
 - B) Ciclopentanocarboxilato de 2-naftilo
 - C) Ciclohexanocarboxilato de 2- naftilo
 - D) Ciclopentanocarboxilato de 1- naftilo
 - E) β -naftanoato de ciclohexilo
- 54.** En la siguiente secuencia:
- $$\text{tolueno} + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{A} + \text{SOCl}_2 \rightarrow \text{B} + \text{etanol}$$
- A) Benzoato de propilo
 - B) Benzoato de etilo
 - C) Benzoato de isopropilo
 - D) Propanoato de bencilo
 - E) Isopropanoato de fenilo
- 55.** En la siguiente secuencia de reacciones:



El producto orgánico "E" es:

- A) Butanal
- B) Etanal
- C) propionaldehído
- D) Acetaldehído
- E) Isobutirraldehído.

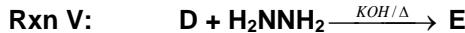
56. En la siguiente secuencia de reacciones:



El producto orgánico "C" es:

- A) 3 - Metilbut - 1 - eno B) 2 - Metilbuteno
 C) 2 - Metilbut - 2 - eno D) Isopentano E) Isobutanol

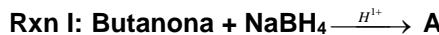
57. En la siguiente secuencia de reacciones:



El producto aromático "H" es:

- A) Tolueno B) p - xileno C) Ácido p - metilbenzoico
 D) m - metilbenzaldehído E) p - metilbenzaldehído

58. En la siguiente secuencia de reacciones:



El producto orgánico "G" es:

- A) Buteno B) anhídrido butanoico C) 3 - Etil - 2 - hidróxihexanal
 D) Butanoato de etilo E) 2 - Etil - 3 - hidróxihexanal

59. De los siguientes compuestos son derivados de los ácidos carboxílicos:

- 1) Anhidrido etanoico
- 2) Cloruro de valerilo

3) Acetanilida 4) Etoxido de etilo 5) Fenoxietano

Son ciertas:

- A) 1, 2, 3 B) 1, 2, 3, 4 C) Todas D) 1, 2, 4 E) 2, 3, 4

60. De la siguiente lista de compuestos orgánicos:

1. Propanal 2. Anhídrido propiónico
3. Dietilamina 4. Acetanilida 5. 3-Pantanona

Son derivados de ácidos carboxílicos:

- A) 1 y 2 B) 2 y 3 C) Sólo 3 y 4 D) 2 y 4 E) 1, 3 y 4

61. Las siguientes reacciones producen ácido propanoico:

1. etanoato de propilo + $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{SO}_4$.
2. propanal + KMnO_4 .
3. propanamida + $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{SO}_4$.
4. propanoato de etilo + $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{SO}_4$.
5. propeno + $\text{H}_2\text{O} / \text{H}_2\text{SO}_4$; luego KMnO_4 .

SON CORRECTAS:

- A) Sólo 1, 2 y 3 B) Sólo 1, 3 y 4 C) Sólo 2, 3 y 4
D) Sólo 2, 3, 4 y 5 E) Todas

BIBLIOGRAFÍA

1. CHANG, RAYMOND. Química, 4ta Ed. Editorial Mc. Graw Hill México 1995.
2. BEDIASIOLO G.A. DEWEITZD O y DE CHANIDIA. D. OT Química orgánica. Editorial Kapelusz. Buenos Aires – Argentina 1980
3. ROBERT JOHN, STEWART ROSS y CASERIO MARJORIE. Química Orgánica. Fondo Educativo S.A 1974
4. WINGROVE ALAN y CARENT ROBERT. Química orgánica. Editorial Harla ¿México? 1984

SEMANA 16

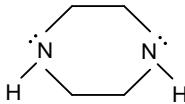
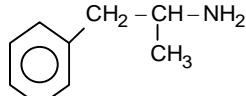
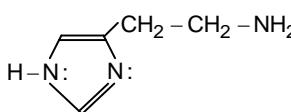
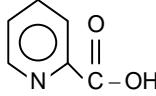
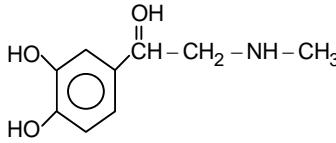
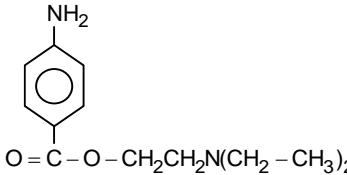
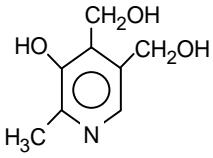
FUNCIONES ORGANICAS NITROGENADAS

1. **INTRODUCCIÓN:**

En este capítulo se estudiarán los compuestos que en su estructura tienen nitrógeno, es decir a los compuestos nitrogenados.

Estos compuestos tienen propiedades básicas, por lo cual sus soluciones acuosas azulean el tornasol, al tacto son resbalosas y amargas. Los compuestos nitrogenados son sustancias importantes debido a las diversas aplicaciones que tienen en la industria, por ejemplo: la anilina es utilizada para preparar colorantes, la urea es usada como fertilizante, los nitrilos son usados para fabricar pesticidas, en la industria farmaceútica se utilizan estos compuestos para preparar vasodilatadores, anestésicos, etc. En la naturaleza encontramos sustancias que contienen compuestos nitrogenados como vitaminas alcaloides (cafeínas, cocaína, etc.)

Los aminoácidos son compuestos orgánicos caracterizados por la presencia de un grupo amino ($-NH_2$) y en grupo carboxilo ($-COOH$). Estas sustancias se encuentran presentes en todas las células de los organismos vivos como unidades básicas de las proteínas. También se encuentran en otras sustancias biológicas de vital importancia: las hormonas y las enzimas.

COMPUESTO	ESTRUCTURA	APLICACIÓN
Piperazina		Mata lombrices intestinales
Anfetamina		Estimulante adictivo
Histamina		Vasodilatador
Ácido nicotínico		Vitamina B ₃
Epinefrina		Hormona adrenal
Novocaína		Anestésico
Piridoxina		Vitamina B ₆

AMINAS

1. DEFINICIÓN

FUNCIÓN AMINA

Las aminas son derivadas estructurales del amoniaco NH_3 , en donde uno o todos sus átomos de hidrógeno son sustituidos por grupos alquilo (-R) y/o arilo (-Ar).

2. CLASIFICACIÓN

Su clasificación se basa en el número de grupos alquilo unidos directamente al átomo de nitrógeno: uno para las aminas primarias, dos para las secundarias y tres para las terciarias.

AMINA	FÓRMULA GENERAL	EJEMPLO
Primaria	$\text{R} - \overset{\bullet\bullet}{\text{N}}\text{H}_2$	$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$
Secundaria	$\text{R} - \overset{\bullet\bullet}{\text{N}}\text{H} - \text{R}'$	$\text{CH}_3 - \text{NH} - \text{CH}_3$
Terciaria	$\text{R} - \overset{\bullet\bullet}{\text{N}} - \text{R}'$ $ $ R''	$\text{CH}_3 - \text{N} - \text{CH}_3$

Amoniaco

Donde los sustituyentes R, R' y R'' pueden ser iguales o diferentes. Basta que uno de estos radicales sea arilo, la amina es aromática.

3. NOMENCLATURA

Sistema común

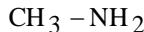
Para nombrar aminas simples, con grupos alquilo se recomienda seguir los siguientes pasos:

- Los grupos alquilo se consideran como sustituyentes y se le nombra en el orden alfabético.

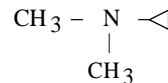
- Se emplean los prefijos di, tri, para indicar la repetición de un grupo alquilo o arilo.
- Se termina mencionando al vocablo amina.



Metilamina



Etilmetilamina



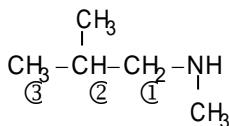
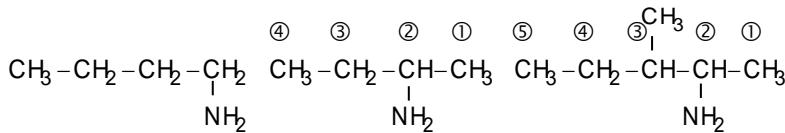
Ciclopropildimetilamina

Sistema IUPAC

La nomenclatura de las aminas es similar a la de los alcoholes, tanto en la nomenclatura IUPAC de 1979 como en la de 1993. Así tenemos las siguientes pautas para nombrar aminas:

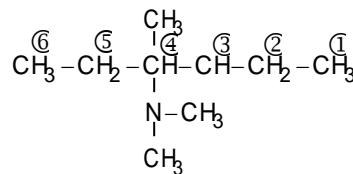
1. Se nombra la amina como derivado de un hidrocarburo. Se enumera el grupo alquilo de mayor número de átomos de carbonos por el extremo más cercano al nitrógeno.
2. La terminación – O del nombre del hidrocarburo se sustituye por – Amina y se emplea un número para indicar la posición del nitrógeno en la cadena principal.
3. A los otros sustituyentes de la cadena de carbonos se le asignan números para indicar sus ubicaciones, y se usa el prefijo N – para cada sustituyente unido directamente al átomo de nitrógeno.
4. Si el compuesto tiene otros grupos funcionales de mayor prioridad que el grupo – **NH₂**, a éste se le denomina grupo **amino** y se le nombra como un sustituyente, indicando su posición mediante un número.
5. Las diaminas se nombran como derivados disustituidos de un hidrocarburo, utilizando el sufijo **diamina**. Veamos algunos ejemplos con este sistema de nomenclatura.

$\text{CH}_3 - \text{NH}_2$ Metanamina	$\text{CH}_3 - \overset{\textcircled{3}}{\text{CH}_2} - \overset{\textcircled{2}}{\text{NH}_2}$ Etanamina	$\text{CH}_3\text{CH}_2\overset{\textcircled{1}}{\text{CH}_2} - \text{NH}_2$ 1 – Propanamina (Propan – 1 – amina)	$\text{CH}_3 - \overset{\textcircled{3}}{\underset{\text{NH}_2}{\text{CH}}} - \overset{\textcircled{2}}{\text{CH}_3}$ 2 – Propanamina (Propan – 2 – amina)
---	--	---	--

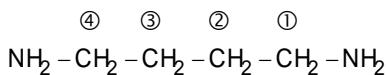


N,2 – Dimetil – 1 – propanamina

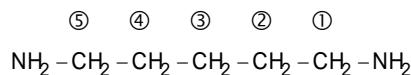
(N,2 – Dimetilpropan – 1 – amina)



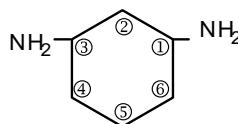
N, N, 4 – trimetil – 3 – hexanamina
(N, N, 4 – Trimetilhexan – 3 – amina)



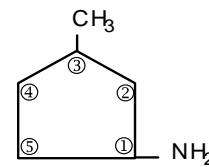
1,4 – Butanodiamina
(Butano – 1,4 diamina)
putrescina



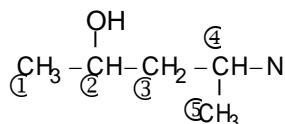
1,5 – Pentanodiamina
(Pentano – 1,5 – diamina)
cadaverina



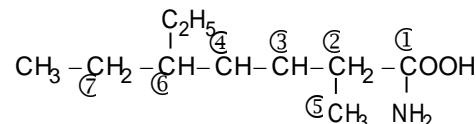
1,3 – Ciclohexanodiamina
(Ciclohexano – 1,3 – diamina)



3 – Metil – 1 – ciclopantanamina
(3 – Metilciclopantan – 1 – amina)



4 – Amino – 2 – pentanol
(4 – Aminopentan – 2 – ol)



Ácido 3 – amino – 5 – etil – 4 – metil heptanoico

4. PROPIEDADES FÍSICAS

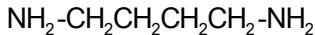
El enlace nitrógeno – hidrógeno en las aminas primarias y secundarias es muy polar, esto se refleja en sus propiedades físicas, principalmente en la temperatura de ebullición y en la solubilidad en agua.

4.1 Estado físico

A 20°C, las aminas ligeras (metilamina, dimetilamina, etc.) son gases, a partir del propilamina hasta la nonilamina son líquidos incoloros y los superiores son sólidas.

4.2 Propiedades organolépticas

La metilamina y etilamina tienen olor fuerte a amoniaco. Las aminas alifáticas de mayor peso molecular tienen olores fuertes a pescado o carne podrida. Algunas diaminas son pestilentes, describiendo bien esto sus nombres comunes como por ejemplo:



1,4 – Butanodiamina
(putrescina)



1,5 – Pentanodiamina
(cadaverina)

4.3 Punto de ebullición (P_{eb})

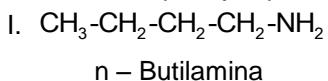
Las aminas primarias y secundarias presentan enlace puente de hidrógeno por lo cual tienen mayor punto de ebullición respecto a los alkanos de peso molecular comparable, pero tienen menor punto de ebullición que los alcoholes debidos a que el enlace O – H es más polar que el enlace N – H, por lo tanto el enlace puente de hidrógeno es más intenso en los alcoholes.

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{NH}_2$	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
PROPANO	ETILAMINA	ETANOL
$M = 44$	$M = 45$	$M = 46$
$P_{eb} = -42^\circ\text{C}$	$P_{eb} = 17^\circ\text{C}$	$P_{eb} = 78^\circ\text{C}$

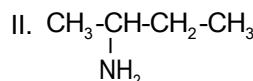
Las aminas terciarias no presentan enlace puente de hidrógeno por lo cual tienen menor punto de ebullición que las aminas primarias y secundarias.

En los isómeros, a mayor ramificación menor punto de ebullición, debido a la menor interacción mediante fuerzas de London, mientras que la interacción mediante enlace puente de hidrógeno se mantiene constante.

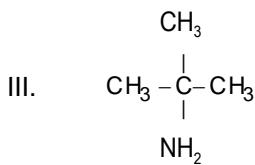
Así tenemos por ejemplo



$$P_{eb} = 77^\circ\text{C}$$



$$P_{eb} = 68^\circ\text{C}$$

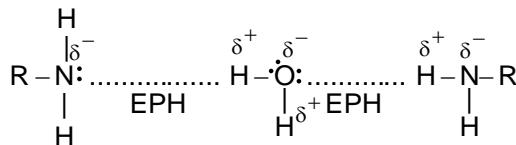


Ter – Butilamina

$$P_{eb} = 44^\circ\text{C}$$

SOLUBILIDAD EN GAS

Los de bajo peso molecular son muy solubles debido a su mayor polaridad forman enlace puente de hidrógeno con las moléculas de agua. La solubilidad disminuye con el incremento de la masa molecular, debido al incremento del carácter apolar de las aminas o disminución del carácter polar.

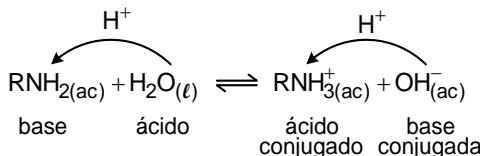


5. PROPIEDADES QUÍMICAS

5.1 Basicidad

Cuando se sumerge el papel de tornasol en una disolución acuosa de un amina, este adquiere un color azulado lo cual implica que las aminas tienen carácter básico. El carácter básico de las aminas se atribuye a la presencia del par electrónico libre que tiene el átomo de nitrógeno es por ello que pueden aceptar un protón (H^+) de un ácido.

Reacción ácido – base según Brönsted – Lowry



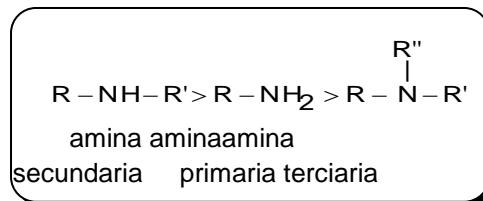
A mayor K_b , mayor será la fuerza básica de las aminas.

¿Cómo varía la fuerza básica en las aminas alifáticas?

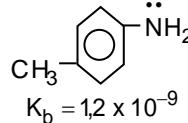
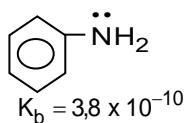
Veamos el amoniaco y las siguientes aminas con sus respectivas constantes de basicidad (K_b).

COMPUESTO	NH ₃ AMONIACO	CH ₃ –NH ₂ METILAMINA	CH ₃ –NH CH ₃ DIMETILAMINA	CH ₃ –N CH ₃ TRIMETILAMINA
Tipo de Amina	_____	Primaria	Secundaria	Terciaria
K _b	1,8 x 10 ⁻⁵	4,3 x 10 ⁻⁴	5,3 x 10 ⁻⁴	5,5 x 10 ⁻⁴

De los ejemplos citados se observa que la sustitución de un átomo de hidrógeno del amoniaco por un grupo metilo tiende a aumentar la basicidad de la amina. Una amina secundaria es más básica que una amina primaria, además experimentalmente se ha encontrado que las aminas terciarias son menos básicas que las aminas secundarias. Podemos generalizar la variación de la fuerza básica de la siguiente manera:



Las aminas aromáticas tienen menor fuerza básica que las aminas alifáticas, así tenemos por ejemplo las siguientes aminas aromáticas y sus constantes de basicidad que son números muy pequeños.



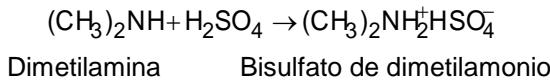
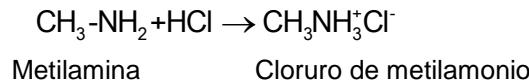
De lo expuesto podemos concluir que:

- Las aminas alifáticas primarias, secundarias y terciarias son más básicas que el amoniaco.
- Las aminas alifáticas tienen mayor carácter que las aromáticas.

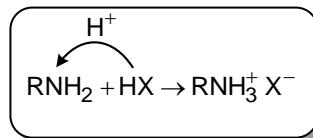
5.2 Formación de sales

Las aminas primarias, secundarias y terciarias reaccionan con los ácidos orgánicos o inorgánicos formando sales. Estas sales, compuestos iónicos, están formadas por un catión que es la amina protonada y un anión que al igual que en las sales inorgánicas deriva del ácido. Las sales de amonio sencillas se nombran como las sales inorgánicas, es decir primero el anión y luego el catión.

Citemos dos ejemplos:

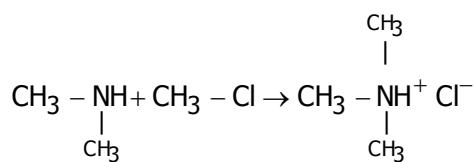
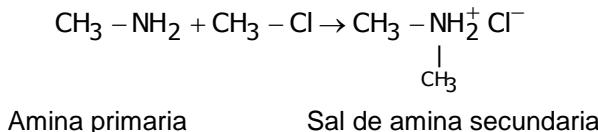


En general, la reacción para formar sales de amonio a partir de aminas podemos representarla de esta forma.



Alquilación

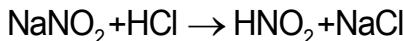
Consiste en la reacción de una amina con un halogenuro de alquilo para formar sales de amonio. Veamos dos ejemplos.



6. RECONOCIMIENTO DE AMINAS

La reacción de una amina con el ácido nitroso, HNO_2 , en frío es útil para identificar el tipo de amina, es decir si ésta es primaria, secundaria o terciaria. Como el ácido nitroso es inestable se prepara *in situ* (al

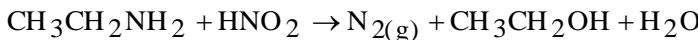
instante) mediante la reacción del nitrilo de sodio con el ácido clorhídrico diluido.



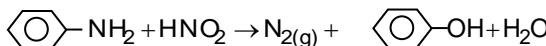
Las aminas primarias reaccionan con el ácido nitroso desprendiendo nitrógeno gaseoso. Esta reacción es importante ya que permite determinar la composición centesimal de la amina ya que el nitrógeno formado se puede medir usando un nitrómetro con relativa facilidad.

Posteriormente se determina las cantidades de carbono y del hidrógeno.

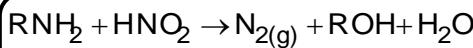
Citemos dos ejemplos.



Etanol



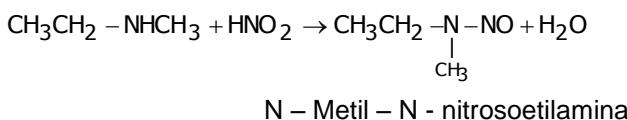
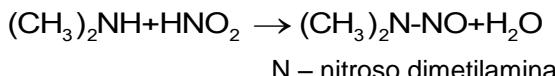
En general



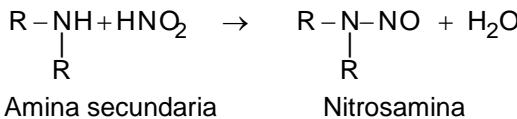
**Amina
primaria**

Las aminas secundarias al reaccionar con el ácido nitroso forma un líquido aceitoso insoluble de color amarillo llamado nitrosoamina o nitrosamina, debido a que contiene en su composición el grupo nitroso – NO. Muchos de estos compuestos son cancerígenos.

Veamos dos ejemplos:



En general:

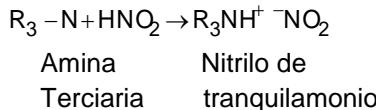


Las aminas terciarias al reaccionar con el ácido nitroso forman sales (nitrilos) que son solubles en agua.

Citemos dos ejemplos



En general



En conclusión, las aminas se diferencian en base a los productos que se forman al reaccionar con el ácido nitroso, HNO_2 .

NOTA:


Es común usar nitrito de sodio (NaNO_2) para la conservación de las carnes y sus derivados como tocino, jamón y salchichas. Al ingerir estas carnes el nitrilo de sodio reacciona con el ácido clorhídrico del estómago y produce ácido nitroso (HNO_2) que convierte las proteínas del alimento en nitrosoaminas que son cancérigenos.

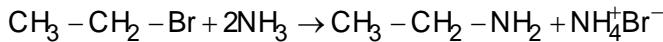
7. OBTENCIÓN DE AMINAS

Los métodos de obtención de las aminas son múltiples o variados, entre los principales tenemos:

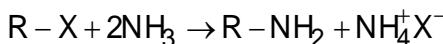
7.1 Alquilación del amoniaco (Reacción de Hoffman).

Es la reacción entre un halogenuro de alquilo (RX) y el amoniaco, formándose una amina y un halogenuro de amonio (NH_4X).

Citemos un ejemplo



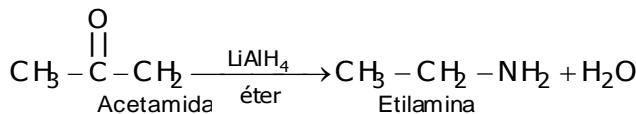
En general



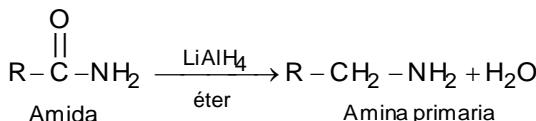
7.2 Reducción de amidas

Este método requiere condiciones vigorosas de presión y temperatura además de fuertes agentes reductores como el hidruro doble de litio y aluminio, $LiAlH_4$.

Ejemplo:



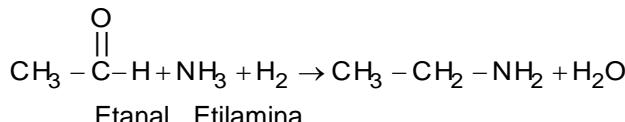
En general



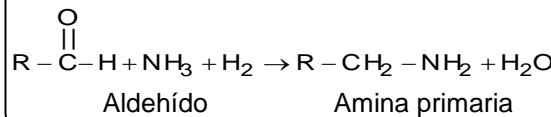
7.3 A partir de aldehídos

Por acción simultánea del hidrógeno y amoniaco los aldehídos se transforman en aminas primarias.

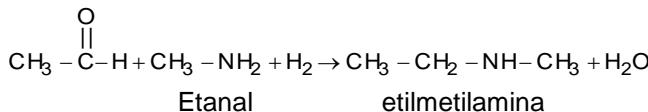
Ejemplo:



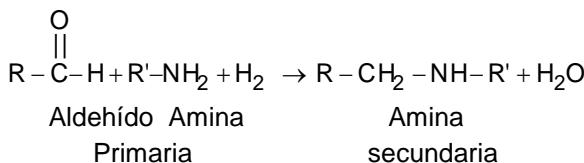
En general



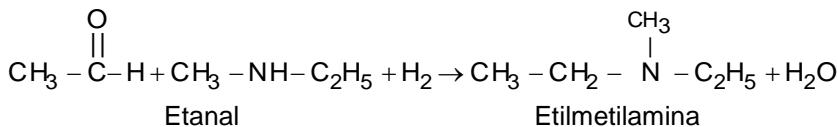
Cuando el aldehido reacciona con una amina primaria en presencia de hidrógeno gaseoso se obtienen aminas secundarias.
Así tenemos por ejemplo.



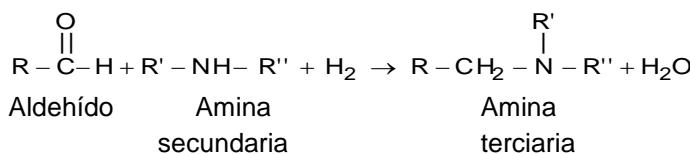
En general



En el caso que un aldehido reaccione con una amina secundaria en presencia de H_2 se produce una amina terciaria.



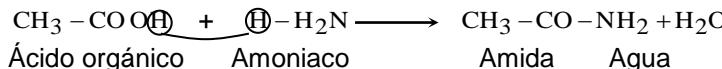
En general



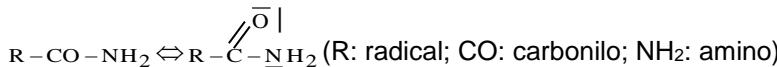
AMIDAS

I. CONTENIDOS BASICOS

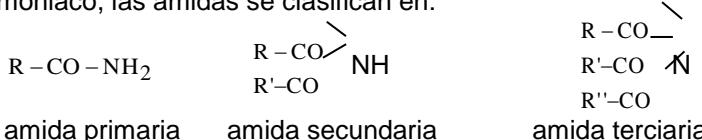
Son compuestos orgánicos cuaternarios formados por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Estos compuestos derivan teóricamente de los ácidos carboxílicos donde el grupo “oxidrilo” ha sido sustituido por el grupo funcional “amino”, NH₂ (o NR'R'', en general)



Las amidas primarias se caracterizan por presentar el grupo funcional “AMIDO” (- CONH₂):



Considerando al grupo acilo (R – CO –) como sustituyente en el amoniaco, las amidas se clasifican en:



NOTA : Las Amidas se consideran derivado de los ácidos carboxílicos. Las proteínas están enlazadas mediante grupos funcionales amida y se han obtenido amidas sintéticas que emulan las propiedades de las proteínas. Por ejemplo, el Nylon que se utiliza para elaborar fibras textiles es una poliamida sintética similar a la proteína de la tela de araña. Todos los antibióticos del tipo de la penicilina y la cefalosporina son amidas con propiedades antimicrobianas mejoradas con respecto a los antibióticos naturales inicialmente descubiertos. La N,N – dietilmelatoluamida (DEET) es uno de los mejores repelentes de insectos.

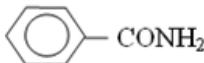
Clasificación de las amidas

A las amidas de fórmula R – CONH₂ se las denomina amidas primarias ya que solo tienen un átomo de carbono enlazado al nitrógeno del grupo amida. A las amidas con un grupo alquilo en el nitrógeno R – COHN – R' se

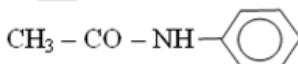
las denominadas amidas secundarias y a las amidas con dos grupos alquilo enlazados al nitrógeno R-CON-R'R'' se les denominan amidas terciarias

Amida primaria	Amida secundaria	Amida terciaria
R - CO - NH ₂	R - CONH - R'	R - CON - R' R''

Amidas aromáticas



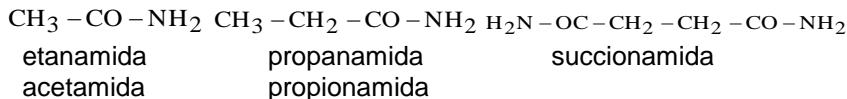
BENZAMIDA



ACETANILIDA

NOMENCLATURA: Las amidas se pueden nombrar usando el sufijo –amida en combinación con el nombre del hidrocarburo o del ácido carboxílico correspondiente.

Ejemplos:



PROPIEDADES FÍSICAS

- A excepción de la metanamida que es líquido, las amidas son sólidos cristalinos, de sabor ligeramente dulce, casi no poseen propiedades básicas. Son de color blanco.
- La mayoría de las amidas son insolubles en agua pero la solubilidad va decreciendo conforme aumenta el N° de carbonos.
- Sus puntos de ebullición son generalmente mayores que los ácidos correspondientes. Esto se debe al enlace puente de hidrógeno.
- Las amidas son buenos disolventes tanto polares como apolares, porque el átomo de oxígeno del grupo amido forma con bastante facilidad enlaces de hidrógeno con otras moléculas.

PROPIEDADES QUÍMICAS

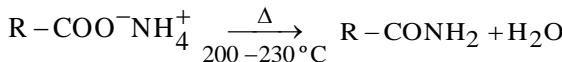
La estructura de las amidas sencillas presenta un par de electrones no enlazantes en el átomo de nitrógeno; sin embargo, al contrario que las

aminas son bases muy débiles, por lo que al grupo amida se le suele considerar neutro.

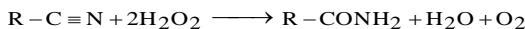
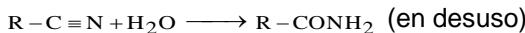
REACTIVIDAD QUÍMICA

I. OBTENCIÓN DE AMIDAS

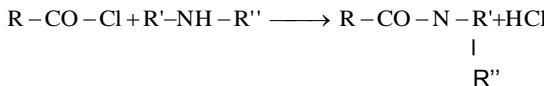
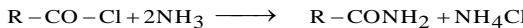
A) POR DESHIDRATACIÓN DE LAS SALES DE AMONIO



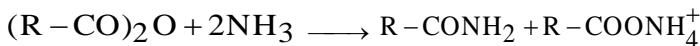
B) POR HIDRATACIÓN DE NITRILOS



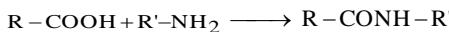
C) AMONÓLISIS DE LOS CLORUROS DE ACILO:



D) AMONÓLISIS DE ANHÍDRIDOS DE ÁCIDO (se realiza en frío)

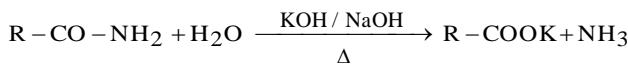
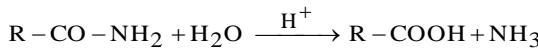


E) AMONÓLISIS DE ÁCIDOS CARBOXÍLICOS



II. PROPIEDADES QUÍMICAS

A) HIDRÓLISIS



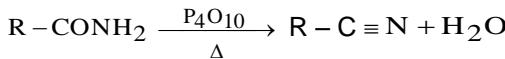
B) REACCIÓN CON EL ÁCIDO NITROSO



C) REDUCCIÓN A AMINAS



D) CONVERSIÓN A NITRILOS



NITRILOS

I.- CONTENIDOS BASICOS

Son compuestos orgánicos ternarios formados por carbono, hidrógeno y nitrógeno. Son análogos al cianuro de hidrógeno o ácido cianhídrico dándoseles el nombre de nitrilos o cianuros.

Los nitrilos se caracterizan porque presentan el grupo funcional “CIANO” (-CN) por esta razón se les conoce también como “CIANÓGENOS”.

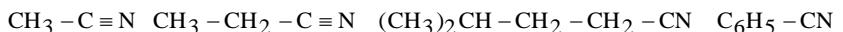


NOMENCLATURA

Hay varios sistemas válidos de nomenclatura para estos compuestos. En los casos sencillos las posibilidades son tres:

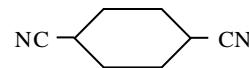
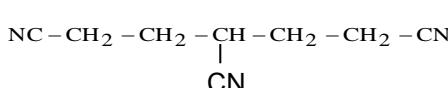
- Añadir el sufijo - nitrilo al nombre del hidrocarburo de igual número de átomos de carbono.
- Considerarlo como un derivado del HCN.
- Nombrarlo como derivado del R - COOH, en el caso que tenga dicho ácido nombre trivial aceptado.

Ejemplos:



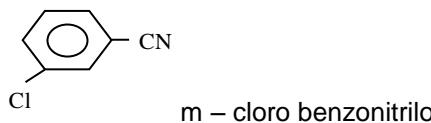
- | | | | |
|----------------------|------------------|--------------------------|-----------------------------------|
| A) etanonitrilo | propanonitrilo | 4 – metil pentanonitrilo | |
| B) cianuro de metilo | cianuro de etilo | cianuro de isopentilo | |
| C) acetonitrilo | propionitrilo | | cianuro de fenilo
benzonitrilo |

D) Otro sistema (- carbonitrilo)

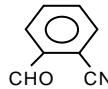
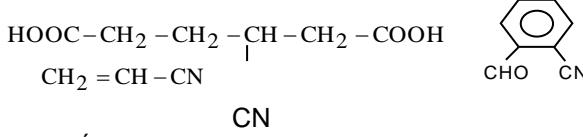


1,3,5 – penanotri carbonitrilo

1,4 – ciclohexano carbonitrilo



E) Otro sistema (prefijo – CIANO)



Ácido 3 – cianohexanodioico o – ciano benzaldehído acrilonitrilo

PROPIEDADES FÍSICAS

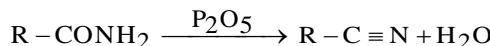
- Son compuestos altamente tóxicos, los primeros nitrilos de la serie son líquidos y por encima de 14 carbonos son sólidos.

- 2º Estos compuestos presentan un punto de ebullición bastante elevado debido a la polaridad que existe entre el enlace carbono – nitrógeno.
- 3º Los nitrilos de bajo peso molecular son solubles en agua, en cambio a medida que aumenta el nº de carbonos la solubilidad va decreciendo, la mayoría de los nitrilos son altamente solubles en solventes orgánicos.
- 4º La mayoría de nitrilos presentan un olor agradable.
- 5º Son líquidos menos densos que el agua.

REACTIVIDAD QUÍMICA

I. OBTENCIÓN DE LOS NITRILOS

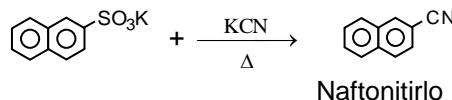
A) DESHIDRATACIÓN DE AMIDAS



B) ACCIÓN DE CIANUROS METÁLICOS SOBRE HALOGENUROS DE ALQUILO

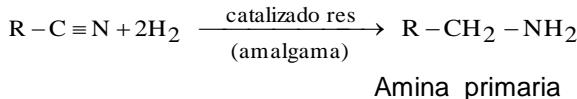


C) CIANUROFUSIÓN DE SALES DE ÁCIDO SULFÓNICO

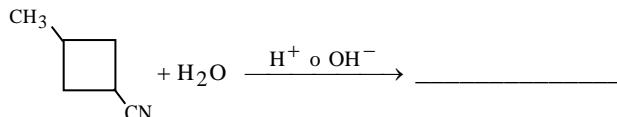
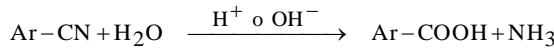
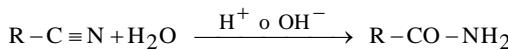


II. PROPIEDADES QUÍMICAS

A) REDUCCIÓN DE NITRILOS (hidrogenación)

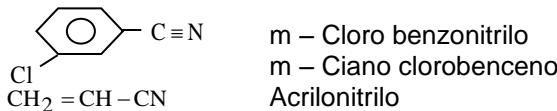
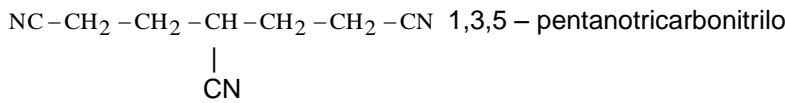


B) HIDRATACIÓN DE NITRILOS



La palabra “NITRILO” o “CARBONITRILO” permite nombrar estos compuestos:

Ejemplo:



EVALUACION DE NITROGENADOS

01. Respecto a las aminas:

1. Pueden formar enlaces puente de hidrogeno
2. La etilamina es soluble en agua.
3. Un método para obtener aminas es la reducción de nitrocompuestos.
4. La putrescina es una amina secundaria
5. Las aminas enrojecen el papel tornasol.

Son ciertas:

- A) 1, 2 y 3 B) 1, 2 y 4 C) 1, 2 y 5 D) 2, 3 y 4 E) 2, 3 y 5

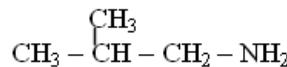
02. Son características de los compuestos nitrogenados:

1. Las aminas, amidas tienen propiedades básicas pero no los nitrilos por ser derivados de ácidos carboxílicos.
2. La hibridación del nitrógeno en las aminas es sp^3 , en las amidas es sp^2 y en los nitrilos es sp .
3. El par de electrones libres en el átomo del nitrógeno es el responsable de las propiedades básicas.
4. La anilina es una amida usada en el teñido de fibras textiles.
5. Una amina se puede obtener por reducción de un nitrilo con hidruro de aluminio y litio.

Es verdadero (V) o falso (F) respectivamente

- A) VVFFF B) VVFFF C) FVFVF D) FFVFV E) FVVFF

03. El nombre IUPAC del compuesto es:

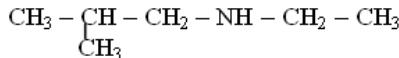


- A) 2 – metil – 1 – propanamina B) 2 – metilpropanamina
C) 2 – metil – 2 – propanamina D) 1 – amino – 2 - metilpropano
E) isopropilamida

04. El nombre IUPAC del compuesto es: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{NH} - \text{CH}_3$

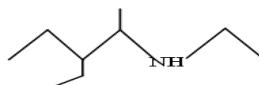
- A) butan – 2 – amina
- B) N – metil – 1 – propanamina
- C) pentan – 2 – amina
- D) metilpropilamina
- E) propilamina

05. El nombre IUPAC del compuesto es:



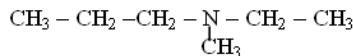
- A) isobutiletilamina
- B) N – etil – 2 – metil – 1 – propanamina
- C) 2 – metil – N – etilpropano
- D) N – etil – 3 – metilpropanamina
- E) 2 – metil – N – heptanamina

06. El nombre IUPAC del compuesto es:



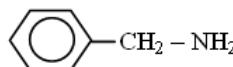
- A) N,2 – dietil – 3 – pentanamina
- B) N,3 – dietil – 2 – pentanamina
- C) N,3 – dietil – 2 – penten – 1 – amina
- D) N,2 – dietil – 3 – pentanamina
- E) N,3 – dietil – 2 – metilpentan – 1 – amina

07. El nombre IUPAC del compuesto es:



- A) 3 – metilpentan – 1 – amina
- B) N – propil – N – metiletana
- C) propiletilmetilnitrogeno
- D) etilpropilmethylamina
- E) N – etil – N – metilpropan – 1 – amina

08. El compuesto es:



- A) etilbencilamina B) bencilamina C) fenilamina
 D) anilina E) acetanilida

09. Los nombres del compuesto es:



- A) o – metilanilina B) p – metilanilina C) m – toluidina
 D) o – toluidina E) A y C

10. Respecto al compuesto orgánico: N – Metiletanamina, se afirma que:

1. Es una amina terciaria.
2. Presenta un par de electrones no enlazantes.
3. Es una amida secundaria.
4. La hibridación del “N” es sp^3 .
5. Presenta tres enlaces sigma $sp^3 - sp^3$.

Son ciertas:

- A) 1, 2 y 4 B) 1, 4 y 5 C) 2, 3 y 4 D) 2, 4 y 5 E) Sólo 4 y 5

11. En la reacción química.

Bromuro de etilo + $2\text{NH}_3 \rightarrow$ se obtiene

- A) acetamina B) Acetanilida C) etanamina
 D) propamina E) etano

12. Completar la reacción química. Cloruro de isopropilo + $2\text{NH}_3 \rightarrow$

El producto formado es:

- A) isopropano B) cloruro de isopropanamina
 C) 2 – metil – 1 – propanamina D) 2 – metil – 2 – propanamina
 E) 2 - propanamina

13. En la reacción química.: Bromuro de ciclohexilo + $2\text{NH}_3 \rightarrow$ “X”

El producto “X” es:

- A) bromuro de ciclohexilamina B) ciclohexilamina
 C) anilina D) benzamida E) acetofenona

- 14.** En la reacción química.: Propionamida + LiAlH₄ →
Se obtiene
A) Propanamida B) ácido propanoico C) propanol D) propano
E) 1 – propanamina

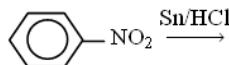
- 15.** Completar la reacción química.



Y dar el nombre del producto principal

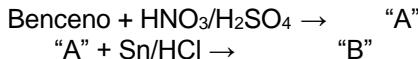
- A) Ácido benzoico B) anilina C) Acetamida D) bencilamina
E) acetanilida

- 16.** En la reacción química, se obtiene.



- A) nitrobenceno B) ácido p- benceno sulfónico C) anilina
D) bencilamina E) acetanilida

- 17.** En la secuencia de reacciones:



El producto "B" es:

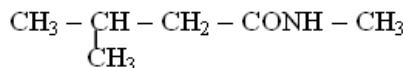
- A) Toluidina B) Anilina C) propilamina
D) fenilamina E) B y D

- 18.** El nombre IUPAC del compuesto es: CH₃ – CH₂ – CH₂ – CONH₂
A) butanamida B) propanamida C) Propionamida
D) butiramida E) A y D

- 19.** El nombre IUPAC del compuesto es: CH₃ – CH₂ – CONH – CH₃

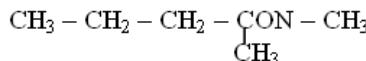
- A) 1 – metilpropanamida B) N – metilbutanamida
C) 1 – metilbutanamida D) N – metilpropanamida
E) N – etilpropanamida

20. El nombre IUPAC del compuesto es:



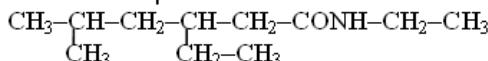
- A) 3,N –dimetilbutanamida B) N, 2 - dimetilpropanamida
 C) N,3 – dimetilbutanamida D) N,2 - dimetilbutanamina
 E) N,3 – dimetilbutanamina

21. El nombre IUPAC del compuesto es:



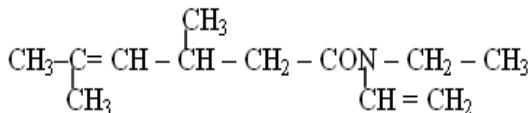
- A) 1,1 – dimetilbutanamina B) 1,1 - dimetilbutanamida
 C) N,N – dimetilbutanamina D) 2 – metil – 2 - pentanamida
 E) N,N - dimetilbutanamida

22. El nombre IUPAC del compuesto es



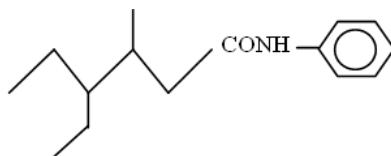
- A) N,3 – dietil – 5 – metilhexanamida
 B) 2 – metil – 4 – metil – 6 - hexanamida
 C) N,3 – dietil – 5 – metilhexanamina
 D) 5 – etil – 7 – metil – 3 - octanamida
 E) N – etil – 7 – metil – 3 - octanamida

23. El nombre IUPAC del compuesto es:



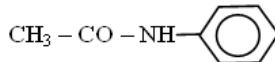
- A) 2,4–dimetil– N – etil – N – vinil – 4 – hexenamida
 B) N – alil – N – etil – 3,5 – dimetil – 4 – hexenamida
 C) N– etil – 3,5 – dimetil – N – vinil – 4 - hexenamida
 D) 2,4 – dimetil – alil – N – etil – 4 – hexenamida
 E) N – alil – N – etil – 3,5 – dimetil – 4 – hexanamida

24. El nombre IUPAC del compuesto es:



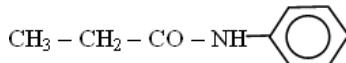
- A) N – fenil – 4 – etil – 3 – metilhexanamida
- B) 4 – metil – N – bencil – 3 – amino.
- C) 4 – etil – N – fenil – 3 – metilhexanamida
- D) 4 – metil – N – bencil – 3 – metilhexanamida
- E) 4 – etil – N – fenil – 3 – metilhexan – 1 – amida

25. El nombre del compuesto es:



- A) propiofenona
- B) acetanilida
- C) acetofenona
- D) propionanilida
- E) metilanilinacetona

26. El nombre del compuesto es:



- A) N – fenil – propanamida
- B) N – Bencil - propanamida
- C) propionanilida
- D) propiofenolanilida
- E) acetanilida

27. El número de enlaces sigma sp^3-s que presenta la Acetamida es:

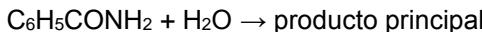
- A) 2
- B) 3
- C) 4
- D) 5
- E) 6

QUÍMICA

28. En la reacción química. : Etanamina + bromuro de acetilo \rightarrow "X"
Entonces "X" es:
- A) Bromuro de acetilo B) bromuro de etilamina
C) N – etiletanamida D) N – etilmelanamida E) acetamida
29. El producto orgánico generado en la reacción entre la anilina y el cloruro de acetilo es:
A) Acetofenona B) Fenilmetilamina
C) Etifenilamina D) N – metilbenzamida E) Acetanilida
30. cuando la N – metilanilina es tratada con cloruro de acetilo, se convierte en una:
A) amida terciaria B) amina secundaria
C) amida primaria D) amina terciaria E) amina secundaria
31. Si se hace reaccionar cloruro de acetilo con amoníaco y luego, al producto de esta reacción con LiAlH_4 , el producto final obtenido es:
A) un ácido carboxílico B) una amida
C) una amina secundaria D) una amina primaria E) un alcohol
32. En la reacción química.: Propionamida + $\text{H}_2\text{O}/\text{H}^+$ \rightarrow se forma
A) Ácido succinico B) propanal C) ácido propanoico
D) propanoato de etilo E) amoniaco + CO_2
33. Completar la reacción química e medio ácido.:
 $\text{N - metilbutanamida} + \text{H}_2\text{O}/\text{H}^+ \rightarrow$
Y dar el nombre del producto principal.
- A) ácido propanoico y metanamina B) ácido N- metilbutanoico
C) ácido butanoico y metanamina D) ácido butírico y amoniaco
E) Butanal y metilamina

QUÍMICA

34. En la reacción química.



El producto formado es:

- A) ácido bencenosulfónico y amoniaco
- B) anilina y amoniaco
- C) acetanilida y amoniaco
- D) ácido benzoico y amoniaco
- E) benzamida y amoniaco

35. La reacción química.: "A" + P₂O₅ → butanonitrilo

El reactante "A" es:

- A) ácido butanoico
- B) Butanamida
- C) butanal
- D) butanamida
- E) ácido propanoico + CO₂

36. Completar la reacción química.: N- metilpropionamida + AlLiH₄ →

Dar el nombre del producto principal

- A) ácido benzoico y metanamina
- B) N – metil – 1 – propanamina
- C) N – etilpropilamida
- D) N – etil – 1 – propanamina
- E) N – metil – 2 – propanamina

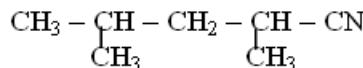
37. Completar la reacción química.: Benzamida + AlLiH₄ →

- A) Acetanilida
- B) ácido benzoico
- C) Benzonitrilo
- D) anilina
- E) bencilamina

38. Al reaccionar una amida secundaria con hidruro de aluminio y litio, se obtiene como producto principal un(a):

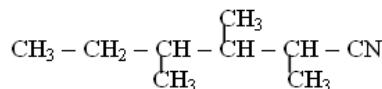
- A) amida terciaria
- B) amina terciaria
- C) amida secundaria
- D) nitrilo
- E) amina secundaria

39. El nombre IUPAC del compuesto es:



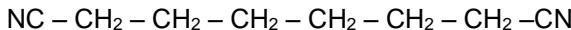
- A) 2,4 – dimetilbutanonitrilo
- B) 2,4 – dimetilpentanonitrilo
- C) 1,3 – dimetilbutanonitrilo
- D) acrilonitrilo
- E) 1 – ciano – 1,3 – dimetilbutanonitrilo

40. El nombre IUPAC del compuesto es:



- A) 2,3,4 – trimetilhexanonitrilo
- B) 3,4,5 – hexanonitrilo
- C) α, β, γ – Trimetilvaleronitrilo
- D) 3,4,5 – trimetilhexanonitrilo
- E) 2,3,5 - trimetilheptanonitrilo

41. El nombre IUPAC del compuesto es:



- A) 1,8 – octanodinitrilo
- B) Putrescina C) Hexametilendiamina
- D) A y B
- E) A y C

42. En la reacción medio ácido : $\text{NC-CH}_2\text{-CN} + 4\text{H}_2\text{O/H}^+ \rightarrow \text{X}$

El producto “X” es:

- A) ácido oxálico
- B) ácido etanoico
- C) ácido Malónico
- D) ácido acético
- E) Ay D

43. En la hidrólisis parcial del propanonitrilo se obtiene:

- A) butanamida B) propanamida C) ácido succínico
 D) ácido propanoico E) ácido hexanoico

44. Completar la reacción química.: $C_6H_5-CN + 2H_2O/H^+ \rightarrow$

- A) Ácido benzoico B) benzaldehido
 C) alcohol bencílico D) acetofenona E) alcohol bencílico

45. En la reacción química.: Etanonitrilo + H₂/Ni →

Se obtiene:

- A) acetamina B) propanamina C) etilamina
 D) benzofenona E) propanamida

46. Completar la reacción química.: “A” + AlLiH₄ → propanamina

El compuesto “A” es:

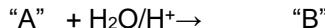
- A) etanonitrilo B) acetilamina C) propanamida
 D) butanamina E) anilina

47. Completar la reacción química y dar el nombre del producto:

Cianobenceno + H₂/Ni →

- A) anilina B) Bencilamina C) Acetanilida
 D) ácido benzoico E) benzaldehido

48. Sea la reacción: Cloruro de etilo + cianuro de potasio → “A” + KCl



El producto “B” es:

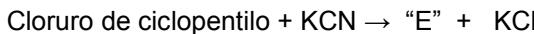
- A) Acido propanoico B) Propanamina C) Propanamida
 D) Propanonitrilo E) Propanal

49. En la reacción química.



- A) 2 – metil – 1 – propanamina B) 2 – metilpropanamina
 C) 2 – metil – 2 – propanamina D) 1 – amino – 2 - metilpropano
 E) isopropilamida

50. Completar la reacción química.



El producto “E” es:

- A) Ciclohexanonitrilo B) Benzonitrilo
 C) Cloruro de Ciclohexano y cianuro de potasio
 D) Ciclohexanocarbonitrilo E) Ciclohexilgrignard

51. En la reacción química.



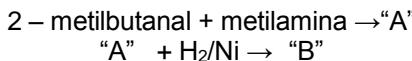
- A) Acido propionico B) Butanonitrilo
 C) Ácido butírico D) Etanoato de etilo E) Propanamida

52. Completar la reacción química.



- A) 1 – metilhexanonitrilo B) 2 - metilhexanonitrilo
 C) 3 – metilhexanonitrilo D) 4 - metilhexanonitrilo
 E) 5 - metilhexanonitrilo

53. En la reaccion:



El producto "B" es:

- | | |
|------------------------------------|-----------------------------|
| A) N, 2 – dimetilbutan – 1 – amina | B) N, 2 – dimetilbutanamida |
| C) N, 2 – dimetilbutanonitrido | D) N, 2 – dimetilbutano |
| E) N, 2 – dimetilbutan – 2 – amina | |

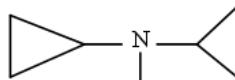
54. Las reacciones permiten la formación de nitrilos:

1. bromuro de etilo + NH₃ →
2. acetamida + H₂O/H⁺ →
3. propanal + metilamina →
4. propanamida + P₂O₅ →
5. cloruro de bencilo + NaCN →

SON CIERTAS:

- | | | | | |
|----------|----------|----------|----------|----------|
| A) 1 y 2 | B) 1 y 5 | C) 2 y 3 | D) 3 y 4 | E) 4 y 5 |
|----------|----------|----------|----------|----------|

55. El nombre IUPAC del compuesto es:



- | | |
|--|----------|
| A) N – isopropil – N - metilciclopropanamina | |
| B) ciclopropilisopropilmetilamina | |
| C) N – ciclopropil – N – metil – 2 – propanamina | |
| D) A y B | E) B y C |

56. En la reaccion:



El producto "B" es:

- | | | |
|---------------------|-----------------------|----------------|
| A) Pentanal | B) Pentan – 2 – ona | |
| C) Ácido pentanoico | D) Pentan – 2 – amina | E) Pentanamida |

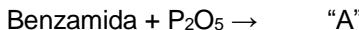
57. El reactivo usado para convertir el:

2 – metilbutanamida en 2 – metilbutan – 1 – amina

Es:

- | | | |
|-----------------------|----------------------------------|---------------------------------------|
| A) LiAlH ₄ | B) P ₂ O ₅ | C) N ₂ H ₄ /KOH |
| D) KMnO ₄ | E) ZnCl/HCl | |

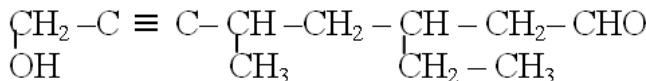
58. Al reaccionar:



El producto principal “B” corresponde a:

- | | | |
|----------------|-----------------|-------------------|
| A) Bencilamina | B) Benzonitrilo | C) Ácido benzoico |
| D) Anilina | E) Acetanilida | |

59. El nombre sistemático o IUPAC del compuesto polifuncional es:



A) 6 – etil – 4 – metil – 7 – formil – 2 – octan – 1 – ol

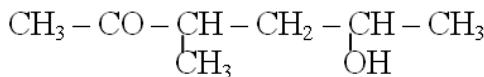
B) 6 – etil – 4 – metil – 8 – formil – 2 – octan – 1 – ol

C) 3 – etil – 4 – metil – 8 – hidroxi – 6 – hexinal

D) 3 – etil – 8 – hidroxi – 5 – metil – 6 – hexinal

E) 3 – etil – 7 – hidroxi – 5 – metil – 6 – hexinal

60. El nombre sistemático o IUPAC del compuesto polifuncional es:



A) 5 – hidroxi – 3 – metil – 2 – Hexanona

B) 3 – metil – 5 – hidroxo – 2 – Hexanona

C) 3 – metil – 5 – hidroxi – 2 – Hexanona

D) 4 – metil – 4 – oxo – 2 – hexanol

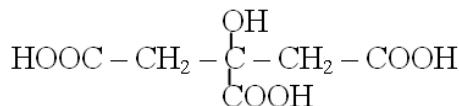
E) 5 – hidroxi – 4 – metil – 2 – hexanol

61. El nombre sistemático o IUPAC del compuesto polifuncional es:



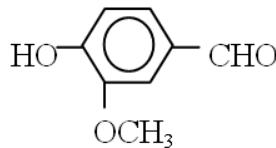
- A) ácido 3 – amina – 5 – hidroxi – 7 – oxooctanoico
- B) ácido 3 – amino – 5 – hidroxi – 7 – oxooctanoico
- C) ácido 3 – amoniaco – 5– hidroxi – 7–oxooctanoico
- D) ácido 3 – amino– 5– hidroxi – 7 – formiloctanoico
- E) ácido 3 – amino – 5 – hidroxi – 7 – oxooctanoico

62. El nombre sistemático o IUPAC del compuesto polifuncional es:



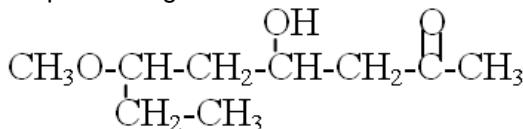
- A) ácido 1 – carboxi – 3 – hidroxipentanodioico.
- B) ácido 2 – carboxi – 3 – hidroxipentanodioico.
- C) ácido 3 – carboxi – 3 – hidroxipentanodioico.
- D) ácido 4 – carboxi – 3 – hidroxipentanodioico.
- E) ácido 5 – carboxi – 3 – hidroxipentanodioico.

63. La vainillina es utilizado como saborizante de los helados. ¿Cuál es su nombre IUPAC?



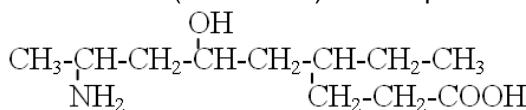
- A) 1 – formil – 4 – hidroxi – 5 - metoxibenceno
- B) 1 – formil – 3 – hidroxi – 4 - metoxibenceno
- C) 4 – hidroxi – 3 – metoxibenzaldehido
- D) 1 – formil – 4 – hidroxi – 2 - metoxibenceno
- E) 3 – hidroxi – 3 – metoxibenzaldehido

64. Nombre el compuesto según la IUPAC.



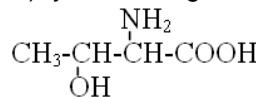
- A) 4 – hidroxi – 4 – metoxi – 2 – octanona
- B) 5 – metoxi – 4 – hidroxi – 2 – octanona
- C) 4 – hidroxi – 6 – metoxi – 2 – octanona
- D) 6 – metoxi – 3 – hidroxi – 2 – octanona
- E) 6 – metoxi – 3 – hidroxi – 2 – octanona

65. Indique el nombre IUPAC (sistemático) del compuesto orgánico.



- A) ácido 4 – etil – 5 – hidroxinonanoico
- B) ácido 4 – etil – 6 – hidroxinonanoico
- C) ácido 7 – amino – 4 – etil – 6 – hidroxinonanoico
- D) ácido 8 – amino – 4 – etil – 6 – hidroxinonanoico
- E) ácido 8 – amino – 4 – etil – 5 – hidroxinonanoico

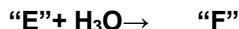
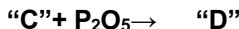
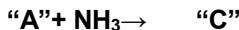
66. La treonina es un aminoácido que se encuentra en las proteínas animales (huevo y leche), y tiene la siguiente estructura:



Su nombre IUPAC es:

- A) 1 – amino – 2 – hidroxibutanoico
- B) 2 – amino – 3 – hidroxibutanoico
- C) 3 – amino – 4 – hidroxibutanoico
- D) 2 – amino – 2 – hidroxibutanoico
- E) 1 – amino – 3 – hidroxibutanoico

67. En la secuencia de reacciones:



El producto final de mayor masa molar es:

Dato: A es un ácido carboxílico

A) Alcohol sec – butílico B) Butan – 1 – amina

C) Ácido butanoico D) Etanamina E) Anilina

BIBLIOGRAFÍA

1. CHANG, RAYMOND. Química, 4ta Ed. Editorial Mc. Graw Hill México 1995.
2. BEDIASIOLO G.A. DEWEITZD O y DE CHANIDIA. D. OT Química orgánica. Editorial Kapelusz. Buenos Aires – Argentina 1980
3. ROBERT JOHN, STEWART ROSS y CASERIO MARJORIE. Química Orgánica. Fondo Educativo S.A 1974
4. WINGROVE ALAN y CARENT ROBERT. Química orgánica. Editorial Harla ¿México? 1984

APENDICE

CLAVES DE LOS PROBLEMAS PROPUESTOS

EVALUACION – SEMANA 1

01	A	03	D	05	E	07	D	09	D	11	A	13	A	15	A
02	B	04	E	06	C	08	C	10	D	12	A	14	C		

EVALUACION – SEMANA 2

01	C	03	C	05	E	07	C	09	A		
02	C	04	A	06	E	08	C	10	E		

EVALUACION – SEMANA 3

01	E	03	E	05	E	07	A	09	D		
02	B	04	D	06	A	08	E	10	E		

EVALUACION – SEMANA 4

01	D	03	E	05	E	07	A	09	D		
02	E	04	C	06	B	08	C	10	E		

EVALUACION – SEMANA 5

01	B	03	B	05	E	07	C	09	C	
02	B	04	C	06	C	08	E	10	A	

EVALUACION – SEMANA 7

		03	D	05	E	07	A	09	B	
02	D	04	C	06	B	08	B	10	E	

EVALUACION – SEMANA 8

01	B	03	A	05	D	07	D	09	B	
02	A	04	C	06	A	08	D	10	A	

EVALUACION – SEMANA 9

01	C	03	B	05	C	07	C	09	C	
02	C	04	B	06	D	08	B	10	B	

EVALUACION – SEMANA 10

01	C	03	C	05	A	07	B	09	C
02	C	04	B	06	D	08	A	10	C

EVALUACION – SEMANA 11

01	D	03	B	05	E	07	B	09	E
02	A	04	A	06	C	08	A	10	E

EVALUACION – SEMANA 12

01	D	03	E	05	E	07	D	09	C
02	D	04	A	06	A	08	E	10	B

EVALUACION – SEMANA 13

01	B	02	C	03	B	04	C	05	C
06	C	07	E	08	C	09	E	10	B
11	B	12	A	13	E	14	C	15	E
16	A	17	A	18	D	19	D	20	D

21	E	22	E	23	B	24	D	25	A
26	A	27	C	28	A	29	B	30	A
31	C	32	B	33	D	34	A	35	A
36	C	37	E	38	E				

EVALUACION DE ALCANOS

01	E	03	C	05	E	07	D	09	D	11	C	13	E
02	E	04	B	06	A	08	A	10	D	12	B	14	D

EVALUACION DE ALQUENOS

01	D	03	C	05	D	07	B	09	D	11	E	13	B
02	D	04	D	06	C	08	C	10	E	12	A	14	E

EVALUACION DE ALQUINOS

01	A	03	C	05	C	07	D	09	D	11	C	13	A
02	E	04	B	06	B	08	C	10	B	12	B	14	C

EVALUACION DE AROMÁTICOS

01	B	03	B	05	D	07	B	09	D
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

02	C	04	E	06	C	08	E		
----	---	----	---	----	---	----	---	--	--

EVALUACION DE COMPUESTOS OXIGENADOS

01	D	02	C	03	D	04	A	05	C
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

06	E	07	E	08	A	09	D	10	C
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

11	E	12	E	13	C	14	C	15	C
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

16	D	17	C	18	A	19	E	20	D
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

21	C	22	B	23	E	24	D	25	A
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

26	B	27	D	28	E	29	C	30	B
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

31	C	32	C	33	B	34	C	35	E
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

36	B	37	B	38	B	39	D	40	D
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

41	C	42	D	43	D	44	B	45	D
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

46	E	47	C	48	D	49	E	50	B
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

51	D	52	E	53	B	54	B	55	E
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

56	A	57	E	58	D	59	A	60	D
----	---	----	---	----	---	----	---	----	---

61	C								
----	---	--	--	--	--	--	--	--	--

EVALUACION DE COMPUESTOS NITROGENADOS

01	A	02	D	03	A	04	B	05	B
06	B	07	E	08	B	09	B	10	D
11	C	12	E	13	B	14	E	15	D
16	C	17	E	18	E	19	D	20	C
21	E	22	A	23	C	24	C	25	B
26	C	27	D	28	C	29	E	30	A
31	D	32	C	33	C	34	D	35	D
36	B	37	E	38	E	39	B	40	A
41	A	42	C	43	B	44	A	45	C
46	C	47	B	48	B	49	B	50	C
51	E	52	C	53	B	54	E	55	E
56	D	57	A	58	A	59	D	60	A
61	B	62	C	63	C	64	C	65	D
66	B	67	A						