

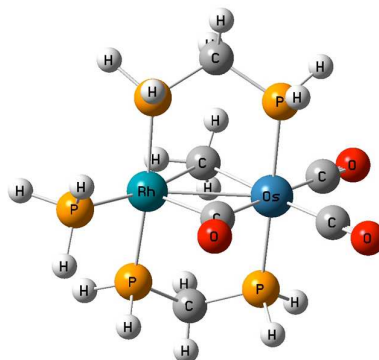
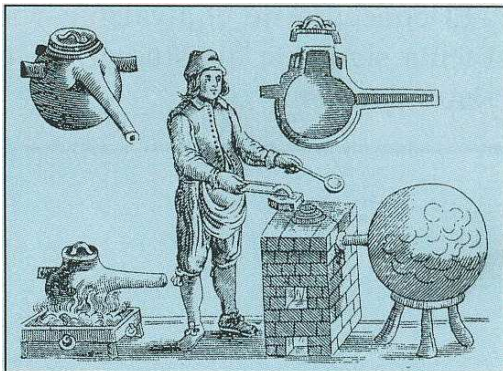


USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011

**UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA
FACULTAD DE INGENIERIA
ESCUELA DE INGENIERIA QUIMICA**



INSTRUCTIVO DE LABORATORIO DE QUIMICA 3

Guatemala, febrero 2016



PRACTICA NO. 1

NORMAS DE SEGURIDAD EN EL LABORATORIO

La seguridad, como sistema de trabajo, está tratada en multitud de textos legales, manuales, separatas, publicidad y bibliografía en general. Sin embargo, todo ello carece de sentido si la actitud individual, primero y la colectiva de cada laboratorio, después, no la asume como norma de conducta.

Es evidente que cada laboratorio está sometido a determinados riesgos, unos de tipo general y otros específicos propios de la actividad desarrollada en los mismos.

Nadie mejor que el personal de cada laboratorio conoce dichos riesgos y, lamentablemente, en ocasiones, los padece. Por ello, consideramos que las normas de seguridad deben elaborarse en el propio laboratorio, si bien, bajo criterios de orden general, basados en legislación al respecto y la bibliografía mencionada.

Generalmente, en el diseño y distribución de laboratorios y sus anexos, prevalece la funcionalidad del trabajo a efectuar, a otras consideraciones como pueda ser la seguridad. En este sentido, mencionamos ciertos aspectos que deben tenerse en cuenta, sea en el momento de la construcción o incluyéndolos en lo construido.

Por pequeño que sea el riesgo potencial en cualquier laboratorio, es conveniente que disponga de dos puertas de uso habitual, preferentemente situadas en sentido opuesto.

Las redes de servicios, especialmente las de gas, electricidad y sus aparatos correspondientes, deben estar protegidas convenientemente, es decir, por encima del riesgo potencial del propio laboratorio.

Los desagües dispondrán siempre de sifón. La ventilación general será lo Suficiente como para evitar acumulación de vapores en el trabajo normal. Es conveniente disponer de ventilación suplementaria para casos de emergencia.

Es imprescindible disponer de una ducha de disparo rápido. Por tratarse de casos de emergencia, puede instalarse en el centro del laboratorio, en el punto de mayor paso o incluso bajo el dintel de las puertas. En otro punto, cercano a las mesas de trabajo es también imprescindible disponer de una fuente lavaojos.



De los reactivos y productos químicos que habitualmente se utilizan en el laboratorio, sólo se almacenarán en el interior del mismo las cantidades mínimas Necesarias. Deberá disponerse de un almacén auxiliar, en lugar fresco, dotado de suficientes medios de ventilación que eviten la posible acumulación de vapores.

Cada laboratorio debe elaborar sus propias normas de seguridad, asignando a cada persona sus funciones en caso de emergencia. Estas normas deben tenerse por escrito de modo que sean recordadas con cierta regularidad.

En el Laboratorio cada persona se responsabilizará de su zona de trabajo y de sus elementos de protección personal. Es conveniente un horario de trabajo único.

La limpieza del laboratorio, de su instrumental y utensilios es muy conveniente que se efectúe por personal especializado en ello y durante la jornada normal de trabajo con el fin de no verse desatendido en cuanto a posibles incidencias o falta de información acerca de desechos, aparatos en marcha, etc. Debe ser personal que conozca el funcionamiento general del laboratorio, utensilios y su emplazamiento.

En cada laboratorio debe asignarse una zona denominada de emergencia, cuyas características ideales son:

- cercana al acceso principal
- lo más alejada posible de los puntos más susceptibles de generar accidentes, por ejemplo, vitrina de gases, mesa de ensayos, etc.
- que pueda albergar a todas las personas del laboratorio

Evítese el trasvase de reactivos y productos químicos a otros envases. Los envases originales son, en términos generales, los más apropiados para cada producto en particular, además de llevar la etiqueta original que indica el nombre, el proveedor o marca, calidad, rotulaciones de peligrosidad, contenido, etc.

Téngase en cuenta que mientras un producto está en su envase original, su fabricante atenderá cualquier indicación que se le haga al respecto.

Aparte de la pérdida de esta información original, en el trasvase pueden producirse impurificaciones del producto, cometerse algún error u omisión de rotulación, lo cual puede llegar a provocar serios accidentes.

Tanto si se trata de productos trasvasados, de muestras o de obtenciones del propio laboratorio, es del todo necesario que los envases que contienen dichos productos se rotulen correctamente, con nombre, se procede, con su



concentración y, asimismo si procede, las correspondientes indicaciones de peligrosidad.

Los productos químicos deben ordenarse en las estanterías por grupos homogéneos de características.

Es decir, evítese que productos incompatibles químicamente se hallen juntos o que una rotura accidental pueda recaer sobre productos incompatibles.

Evítese también que la luz solar directa incida sobre los envases de los productos en general. Unos por ser fotosensibles, otros por volátiles o por ser gases disueltos en líquidos que, al calentarse crean sobrepresión en el interior de los envases, con el consecuente riesgo del trasiego de muestras deben emplearse cajas de madera o plástico con asa, preparadas expreso y en cantidad suficiente para cubrir el movimiento normal del laboratorio.

Para la eliminación de residuos de productos, véase el apartado Tratamiento de Residuos de Laboratorio.

Evítese el desecho de residuos en las pilas de desagüe, aunque previamente se halla neutralizado su acción.

Pueden citarse numerosos accidentes, incendios, reacciones violentas, etc. generado en el interior de los desagües.

Filtros y otros materiales impregnados de productos químicos, deben destruirse convenientemente antes de desecharlos al vertedero general Prevención de incendios.

Agentes de extinción Los incendios en los laboratorios suelen ser los accidentes que más frecuentemente alteran la marcha del trabajo.

El riesgo de incendio es variable en cada laboratorio. Según su grado de riesgo, se considerará la necesidad o no de la doble puerta como se indicaba anteriormente. La temperatura se mantendrá en todo momento dentro de los límites habituales de trabajo.

Piénsese en las ausencias más o menos largas, fiestas, vacaciones, etc. La ventilación normal deberá mantener el ambiente en condiciones óptimas de trabajo y evacuar rápidamente gases y vapores en momentos de emergencia.



El emplazamiento de los productos químicos dentro del laboratorio ha de efectuarse teniendo en cuenta la posibilidad de que se produzca un incendio.

La fricción de envases u otros materiales metálicos pueden producir chispas, aunque sean imperceptibles.

Evítese la formación de electricidad estática, poniendo medios para su descarga.

En términos generales cuando se produce un incendio en un laboratorio suele ser atacable con un extintor de mano. Para que sea rápida su acción el extintor de mano debe estar en un extremo de la mesa de trabajo y en el mismo sentido de la posible fuga de las personas. La idoneidad del material de extinción depende de la sustancia inflamada pero, en primera instancia, los extintores de CO₂ son los más prácticos y universales.

En laboratorios que se disponga de instrumental eléctrico o electrónico, todos los agentes extintores son inadecuados por la dificultad de limpieza, contactos y agresiones. Como mal menor los extintores de CO₂ son los más recomendables.



Descripción de los pictogramas de peligrosidad



Explosivos

Sustancias y preparados que puedan explotar bajo el efecto de una llama o que son más sensibles a los choques o a la fricción que el dinitrobenceno



Comburentes

Sustancias y preparados que en contacto con otros, particularmente con los inflamables, originan una reacción fuertemente exotérmica.



Extremadamente inflamables

Sustancias y preparados líquidos cuyo punto de inflamación sea inferior a 0°C, y



su punto de ebullición inferior o igual a 35°C. Sus stancias y preparados gaseosos que sean inflamables en contacto con el aire a temperatura y presión normales.

F



**FACILMENTE
INFLAMABLE**

Fácilmente inflamables

Sustancias y preparados sólidos, susceptibles de inflamarse después de un breve contacto con una fuente de ignición y que continúan ardiendo o consumiéndose después de la eliminación de dicha fuente. Sustancias y preparados líquidos cuyo punto de inflamación sea inferior a 21 °C, pero que no sean extremadamente inflamables. Sustancias y preparados susceptibles de calentarse y, finalmente, inflamarse en contacto con el aire a la temperatura ambiente, sin aporte de energía.

Sustancias y preparados que en contacto con el agua o el aire húmedo desprenden gases inflamables en cantidades peligrosas.

Inflamables

Sustancias y preparados líquidos cuyo punto de Inflamación sea igual o superior a 21°C e inferior o igual a 55°C.



Muy tóxicos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos extremadamente graves agudos o crónicos e incluso la muerte.



Tóxicos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos graves, agudos o crónicos e incluso la muerte.



Irritantes

Sustancias y preparados no corrosivos que por contacto inmediato, prolongado o repetido con la piel o mucosas puedan provocar una reacción inflamatoria.



Corrosivos

Sustancias y preparados que en contacto con los tejidos vivos puedan ejercer sobre ellos una acción destructiva.



Nocivos

Sustancias y preparados que por inhalación, ingestión o penetración cutánea puedan entrañar riesgos de gravedad limitada.



N



**PELIGROSO PARA
EL MEDIO AMBIENTE**

Peligrosos para el medio ambiente

Sustancias y preparados cuya utilización presenta o puedan presentar riesgos inmediatos o diferidos para el medio ambiente.

PELIGRO CLASE A

Esta clasificación se le asigna a líquidos que tienen un punto de llama por debajo de 100 °C y que no se disuelven en el agua a 15 °C.

- A I** Líquidos con punto de llama por debajo de 21 °C.
- A II** Líquidos con punto de llama entre 21 y 55 °C.
- A III** Líquidos con punto de llama entre 55 y 100 °C.

PELIGRO CLASE B

Esta clasificación se le asigna a líquidos que tienen punto de llama por debajo de 21 °C y que se disuelven en agua a 15 °C, o a aquellos cuyos componentes inflamables se disuelven en agua también a 15 °C. Este tipo de líquidos no se puede apagar con agua.

• Sustancias tóxicas

Peligro. Tras una inhalación, ingestión o absorción a través de la piel pueden presentarse, en general, trastornos orgánicos de carácter grave o incluso la muerte. Ejemplo: trióxido de arsénico, cloruro de mercurio (II).

Precaución. Evitar cualquier contacto con el cuerpo y en caso de malestar acudir inmediatamente al médico.



• Sustancias nocivas

Peligro. La incorporación de estas sustancias por el organismo produce efectos nocivos de poca trascendencia. Ejemplo: tricloroetileno.

Precaución. Evitar el contacto con el cuerpo humano así como la inhalación de vapores. En caso de malestar acudir al médico.

• Sustancias corrosivas

Peligro. Por contacto con estas sustancias se destruye el tejido vivo y también otros materiales. Ejemplo: bromo, ácido sulfúrico.

Precaución. No inhalar los vapores y evitar el contacto con la piel, los ojos y la ropa.

• Sustancias irritantes

Peligro. Este símbolo destaca en aquellas sustancias que pueden producir acción irritante sobre la piel, los ojos y sobre los órganos respiratorios. Ejemplo: amoníaco, cloruro de bencilo.

Precaución. No inhalar los vapores y evitar el contacto con la piel y los ojos.

Eliminación de residuos

Un laboratorio de química genera muchos y muy variados residuos químicos. No se conoce un método universal para tratar dichos residuos, no obstante pueden diseñarse estrategias las cuales aplican los principios de la química y el sentido común.

En principio lo que debe hacerse es tratar de minimizar los desechos, lo cual se logra reduciendo la cantidad de reactivos utilizados en los experimentos. No todos los desechos son igualmente peligrosos o se tratan de la misma manera, por lo tanto es importante enseñar al estudiante a llevar los desechos a un sitio previamente determinado por el profesor o el técnico. No es correcto arrojar los residuos por el desagüe a menos que se especifique de esta manera. Cuando no es posible eliminar los residuos inmediatamente es necesario almacenarlos en frascos debidamente rotulados.



Algunas normas útiles para la eliminación de residuos son:

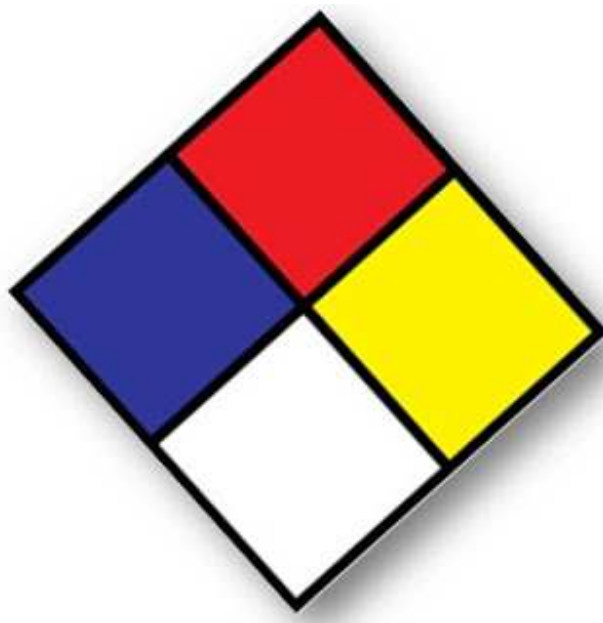
- **Ácidos y bases.** Los ácidos y las bases inorgánicas (excepto los cianuros) se deben neutralizar antes de ser agregadas al desagüe. Como agentes neutralizantes se utilizan el carbonato de calcio y el ácido clorhídrico.
- **Metales Pesados.** Muchos iones metálicos son tóxicos por encima de una concentración límite. Los compuestos de cadmio, cobalto, cromo, manganeso y níquel son cancerígenos, algunos son teratogénicos. Una estrategia económica para eliminar iones cargados positivamente consiste en tratar los residuos con carbonato de sodio y formar los hidróxidos o los carbonatos correspondientes, los cuales en la mayoría de los casos son lo bastante insolubles para reducir la concentración del metal en solución hasta límites aceptables.
- **Compuestos orgánicos.** Los solventes orgánicos se deben recuperar por destilación. Teniendo en cuenta que las cantidades de solventes que se utilizan en el laboratorio son pequeñas, se recomienda almacenarlos en recipientes debidamente rotulados hasta disponer de la cantidad suficiente para su recuperación. Se debe evitar mezclar residuos de solventes ya que esto hará más dispendiosa la separación.

Si los residuos orgánicos no contienen halógenos ni nitrógeno se pueden eliminar por incineración. Dado que los productos de la combustión no contienen ácidos o sus precursores, los gases no requieren ser lavados.

Si los residuos orgánicos contienen halógenos o nitrógeno, los gases deben lavarse con solución de carbonato de sodio para atrapar ácidos como el clorhídrico o nítrico que se generan durante la combustión.



Rombo de Seguridad



Indican el grado de riesgo para la vida que involucra el material contenido. El rombo de seguridad tiene 4 secciones de colores que nos proporcionan información diferente:

- Rombo Azul representa el riesgo a la salud. El numero representa la peligrosidad, la cual va desde 0 cuando el materiales inocuo a 4 cuando es demasiado peligroso.
- Rombo Rojo. Representa el riesgo de inflamabilidad. Va de 0 cuando no es inflamable a 4 cuando es altamente inflamable.
- Rombo Amarillo representa la reactividad. Va de 0 cuando la sustancia es estable a 4 cuando el material puede detonar casi de forma espontanea.
- Rombo blanco representa cuidados especiales. Con símbolos especiales que nos dan información de los cuidados especiales que requiera.



Este rombo es utilizado de manera universal.

Salud

Se considera la capacidad del material para producir lesiones por contacto con la piel, ingestión o inhalación.

- 4- MORTAL
- 3- EXTREMO PELIGRO
- 2- PELIGROSO
- 1- LEVE PELIGRO
- 0- SIN PELIGRO

Inflamabilidad

Se considera la capacidad de los materiales para quemarse.

(PUNTO DE ENCENDIDO)

- 4- DEBAJO DE 23°C
- 3- DEBAJO DE 38°C
- 2- DEBAJO DE 93°C
- 1- SOBRE 93°C
- 0- NO SE INFLAMA

Reactividad

Se considera la capacidad de los materiales para liberar energía.

- 4- PUEDE EXPLOTAR
- 3- PUEDE EXPLOTAR EN CASO DE CHOQUE O CALENTAMIENTO
- 2- INESTABLE EN CASO DE CAMBIO QUIMICO VIOLENTO
- 1- NORMALMENTE ESTABLE
- 0- ESTABLE

Riego especial

- OXIDACION OXI
- ACIDO ACID
- ALCALINO ALC
- CORROSIVO CORR
- NO USE AGUA W
- RADIATIVO ☢
- RIESGO BIOLÓGICO ☠



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011





USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Administración de Empresas



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Estrategias de Administración de la Educación



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



EL FUEGO

¿COMO SE ORIGINA EL FUEGO?

Para comprender cómo se genera el fuego, pensemos en un cerillo que se prende. Su cabeza es el combustible, el aire que lo rodea constituye el comburente (oxígeno del aire=elemento oxidante), mientras que la fricción que se produce al rasparlo inicia con su calor, la reacción química.

Es entonces cuando aparece la llama, que quema toda la cabeza, transmitiendo el fuego a la madera, que la sostiene.

Para que se produzca el fuego, es necesario que existan tres elementos simultáneos:

- El oxígeno
- El calor
- El combustible.

Actualmente, se ha ampliado esta definición del **triángulo del fuego**, agregando un cuarto elemento, llamado **reacción en cadena**. Al tener entonces cuatro elementos, la denominación se transforma en teoría del **tetraedro del fuego**.



Tetraedro de Fuego



Materiales Combustibles

Básicamente, podemos decir que un combustible es toda sustancia que, bajo ciertas condiciones, resulta capaz de arder. En virtud de lo global de esta definición, es necesario lograr un mejor estudio de los mismos, a través de la siguiente subdivisión:

Combustibles sólidos: los materiales sólidos más combustibles son de naturaleza celulósica. Cuando el material se halla subdividido, el peligro de iniciación y/o propagación de un incendio es mucho más grande.

Combustibles líquidos: los líquidos inflamables son muy usados en distintas actividades, y su empleo negligente o inadecuado provoca muchos incendios.

Los líquidos no arden, los que lo hacen son los vapores que se desprenden de ellos. Tales vapores son, por lo general, más pesados que el aire, y pueden entrar en ignición a considerable distancia de la fuente de emisión.

La variedad de líquidos inflamables utilizados actualmente en distintas actividades es muy grande. Los combustibles líquidos más pesados -como los aceites- no arden a temperaturas ordinarias pero cuando se los calienta, desprenden vapores que, en forma progresiva, favorecen la posibilidad de la combustión, cuya concreción se logra a una temperatura suficientemente alta.

Combustibles gaseosos: los gases inflamables arden en una atmósfera de aire o de oxígeno. Sin embargo, un gas no inflamable como el cloro puede entrar en ignición en un ambiente de hidrógeno.

Inversamente, un gas inflamable no arde en medio de una atmósfera de anhídrido carbónico o de nitrógeno.

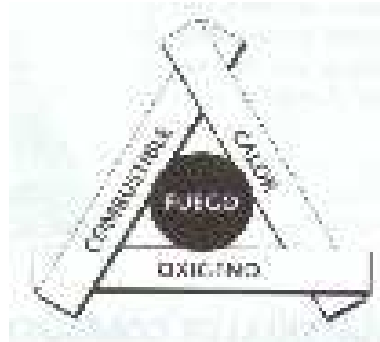
Existen dos clases de gases no combustibles: **los que actúan como comburentes** (que posibilitan la combustión) y **los que tienden a suprimirla**. Los gases comburentes contienen distintas proporciones de oxígeno, y los que suprimen la combustión reciben el nombre de gases inertes.

Triángulo del fuego

El fuego es una reacción de oxidación de material combustible acompañada de una liberación de energía en forma de luz y calor. Por muchos años el triángulo del fuego, ha sido adecuadamente usado para la explicación y descripción de la

combustión en la teoría de la extinción.

Oxígeno, calor y combustible en proporciones propias crean un fuego y si uno de estos elementos faltara no existiría tal acción.



Triangulo de Fuego

Tetraedro del fuego

Recientemente una nueva teoría más completa ha desarrollado la explicación de la combustión y extinción de incendios. El desarrollo de esta teoría hace una transición del triángulo del fuego, reconociéndolo como tal, pero en una nueva figura llamada el tetraedro del fuego.

Elementos de la química del fuego

Combustible (Agente reductor) Es el material que únicamente puede ser oxidante, es decir que es capaz de entrar en combustión. El término "Agente reductor" se refiere a la capacidad de los combustibles para convertirse en agentes oxidantes. Oxígeno (Agente oxidante).

El término "Agente oxidante" ayuda cómo algunos materiales, tales como el nitrato de sodio y clorato de potasio, los cuales liberan su propio oxígeno bajo ciertas condiciones, se incendian en atmósfera con oxígeno no libre.

Calor (Temperatura) El calor y la temperatura están estrechamente relacionados y en algunos casos inseparables.

El calor es un tipo de energía en desorden mientras que la temperatura es una medición de este desorden en determinados grados.

Reacción química en cadena.

La reacción en cadena da inicio en el momento que el oxígeno y el combustible frente al calor encienden la primera molécula que rodea al combustible, es más fácil iniciarse cuando mayor cantidad de gases o vapores desprende dicho



combustible, ya que la primera molécula encenderá a la segunda y ésta a la tercera y así sucesivamente; a la temperatura inicial se le conoce como "Temperatura de ignición" del combustible y es la que inicia la reacción química en cadena.

Extinción de Incendios

La eliminación del combustible

Teóricamente, el método más directo para extinguir un incendio, consiste en eliminar el combustible que arde. Pero en la realidad, esto resulta prácticamente imposible. Lo cierto es que una forma de reducir el riesgo de incendio, es no almacenar materiales combustibles cerca de lugares peligrosos, o sitios en donde está presente alguna fuente de calor.

La eliminación del oxígeno

En la combustión, la eliminación del oxígeno provoca sofocación. Puede describirse como el proceso que impide a los vapores combustibles, ponerse en contacto con el oxígeno del aire. Es lo que hacemos cuando arrojamus arena sobre un fuego, o cuando lo cubrimos con una manta.

La eliminación del calor

Para poder arder, los combustibles necesitan desprender vapores inflamables mediante el calor, o sea, alcanzar su temperatura de inflamación. Por lo tanto, una vez que esto ha sucedido, si conseguimos rebajar esta temperatura, el fuego desaparecerá. Esto es lo que procedemos a hacer cuando arrojamus agua a un incendio.

Clasificación de los Incendios

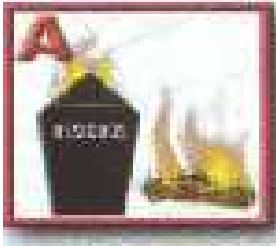
Según el tipo de sustancia que arde o genera el fuego (con o sin llama), se los clasifica de la siguiente manera: Sólidos



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011



SOLIDOS



TENSION ELECTRICA



COMBUSTIBLES LIQUIDOS



METALES



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Sistemas de Administración de la Educación







Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



SI TE QUEMAS ¿QUÉ HACES?

Pasos simples para seguir ante una quemadura

-  Detén el contacto entre la fuente de calor y la piel lo más rápido posible.
-  Enfria la piel con agua fría, NO con hielo; pomadas o ungüentos. Deja el agua correr por la zona de la quemadura.
-  Cubre la zona afectada con una compresa húmeda y sujétala con una venda. NO apliques mucha presión.
-  Si se forman ampollas, éstas no deben romperse porque protegen la quemadura contra las infecciones.



ACUDE AL MÉDICO SI:



- Zonas de la cabeza o cuello se han visto afectadas
- Sientes dificultad respiratoria
- Si presentas quemaduras de segundo o tercer grado en la zona de las manos, pies o ingle.

! TEN EN CUENTA

La severidad de la quemadura puede no ser obvia hasta que hayan transcurrido 24 horas, y puede infectarse si no se ha tratado correctamente



Quemadura de 1er Grado:

Lesión superficial de la piel

Quemadura de 2do Grado:

Lesión superficial de la piel hasta su capa intermedia.

Quemadura de 3er Grado:

Lesión profunda, afectando todas las capas de la piel.



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Arquitectura y de Ingeniería





Agentes Extintores

El agua

Como agente extintor, no ha perdido validez, y por el contrario, puede ser considerado como el elemento básico de toda técnica de extinción combinada. El agua a chorro, solamente deberá emplearse en fuegos de la clase "A", mientras que el agua pulverizada se podrá emplear en fuegos de la clase "A" y "B", cuando se trate de líquidos combustibles de los llamados pesados, como aceites, asfalto, etc.

Jamás deberá emplearse agua para extinguir fuegos de la clase "C" (equipos eléctricos), pues existe peligro de muerte por electrocución.

La espuma

Es una masa líquida constituida por innumerables burbujas, formada por agua y un agente emulsor, que actúa formando una **capa aislante** la cual separa el oxígeno del combustible, y que se ubica en la superficie. La espuma es eficaz para combatir incendios de clase "B". **Actúa por sofocación.**

El anhídrido carbónico

El CO_2 se denomina químicamente anhídrido carbónico o dióxido de carbono. Comercialmente se lo conoce también como "nieve carbónica" o "gas carbónico" (hielo seco). Es un gas inerte y más pesado que el aire. **Actúa como agente enfriador y sofocador.** Su máxima eficacia se logra en los incendios de combustibles líquidos (clase B), y en problemas eléctricos (clase C).

Los químicos secos

Son polvos que **extinguen el fuego por sofocación y reacción química.** Contienen baja toxicidad y elevado poder extintor, pero dificultan la respiración y la visibilidad, si el ambiente en que se descargan es cerrado. Principalmente, se emplean dos tipos de polvo seco: el polvo seco químico normal y el ABC (Triclase).

Los compuestos halogenados

Los hidrocarburos halogenados simples actúan como paralizadores de la



reacción en cadena. Son agentes potentes y limpios al terminar de usarlo. Sin embargo, se contrapone para su empleo la limitación que es tóxico a la respiración en ambientes cerrados, por lo que deberán ser manipulados con cuidado. Son muy eficaces en los fuegos de clase B y fuegos eléctricos (clase C).

Los Extintores

Modo de emplearlos:

Extintores manuales

- Existen dos tipos de extintores: los manualmente presurizados (bomba) y presurizados permanentemente.
- Identifique el extintor adecuado a la clase de fuego que se genere. Trasládelo al lugar del fuego y quítele el dispositivo de seguridad.
- Acciónelo, dirigiendo el chorro en zigzag sobre la base de la llama.
- Ataque el fuego del lado contrario a las llamas, guardando cierta distancia (máximo 3 m).
- Si el fuego se propaga verticalmente, comience la extinción desde abajo, y luego hágalo con suave movimiento ascendente.
- En superficies líquidas inflamables, comience la extinción por la base y desde el borde anterior (más cercano).
- En derrames sobre el piso, extinga dichos derrames barriendo la superficie. En derrames verticales, hágalo desde abajo hacia arriba.
- Si el elemento extintor es polvo químico, dirija la descarga barriendo el fuego lateralmente.
- Si el elemento extintor es gas, proyecte el chorro sobre la masa combustiva, con movimientos rápidos.
- Utilice varios extintores simultáneamente, y no uno tras otro. Si son dos personas deberán hacerlo lado a lado.
- En instalaciones eléctricas, si es posible, primero corte la corriente eléctrica. Colóquese en forma lateral a la instalación, a fin de no ser alcanzado por partículas o chispas incandescentes despedidas.
- Una vez extinguido el fuego, se invertirá el extintor para liberar la presión residual del recipiente, sin gastar polvo químico. Esta operación facilita la limpieza del conducto, manguera y boquilla, previniendo su obstrucción por endurecimiento del polvo residual.



Mangueras contra incendio

En muchas instalaciones y edificios, existen paneles o gabinetes, que contienen mangueras enrolladas para combatir incendios que forman parte de la llamada protección fija contra el fuego. Están hechas de lona o reforzadas con goma y se encuentran junto o muy cercanas a "bocas de incendio" (tapas donde se halla una válvula de agua de red a rosca). Cuando se desate un fuego, se deberá romper el vidrio, tomar la manguera, extenderla y dirigir el chorro de agua a la base del fuego (cuidado con las instalaciones eléctricas), a tres metros de distancia como mínimo.

- La acción del agua expelida con alta presión, servirá para sofocar, remover y enfriar el fuego. A medida que avanza la extinción, acercarse al fuego y rodearlo.
- Si la presión de agua de la red es superior a los 3 kg/cm², se deberá tener cuidado con los golpes, y movimientos que realiza la manguera al llenarse (usarla entre dos personas).
- Deberá contarse siempre en el gabinete con la herramienta de ajuste especial para las roscas de la manguera (conexión al grifo y al pico eyector).



Recomendaciones para el cuidado y uso del **EXTINTOR**

Cúidalo
es tu primera línea de
defensa en un conato
de incendio.

Ubícalo en un lugar
visible de fácil acceso y
libre de obstáculos.

Mantenlo limpio y sin
golpes.

Revisa que el sello de
seguridad no esté violado.

La aguja se debe de
encontrar en la zona
verde.

Verifica que esté
recargado o hecho su
mantenimiento anual.

Que tenga collarín de
servicio y holograma
(sólo Polvo Químico
Seco ABC, BC).



Si no sabes utilizar el extintor es peligroso, capacítate.



ACAII

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Ingeniería y de Tecnología





NORMAS DE EVACUACION

- Conozca los medios de salida, escaleras y rutas de escape que conducen al exterior del edificio. En ningún momento omita solicitar la concurrencia de los bomberos. No piense que otro ya lo ha hecho.
- Profundice en la ubicación y manejo de los elementos e instalaciones de protección contra incendio.
- No infunda pánico.
- No corra. Camine rápido en fila de a uno, cerrando a su paso la mayor cantidad posible de puertas y ventanas. Así evitará la propagación del fuego. Descienda siempre, nunca el recorrido para escapar del fuego debe ser ascendente, salvo en sótanos o subsuelos.
- No utilice ascensores ni montacargas, ya que puede quedar atrapado.
- Si se le incendian las ropas, nunca corra, sino revuélquese por el suelo.

Si no puede abandonar el lugar, enciérrese en una habitación que dé a la calle. Acérquese a una ventana abierta. Allí encontrará aire para respirar, a la vez que le será posible realizar señales, por las cuales será visualizado. Cubra la base de la puerta (si es posible con trapos mojados) para evitar el ingreso de humo.

- Ante la presencia de humo, desplácese, cubriéndose la boca y nariz. Es preferible que se agache o gatee, ya que el aire más puro y frío se encuentra cerca del piso. De existir humo en la escalera, descienda de espaldas en forma rampante.
- No transponga ventanas. Espere todo lo que sea posible, a fin de ser rescatado. Tampoco abra puertas sin antes palparlas (el fuego puede estar esperando del otro lado). Sienta si están calientes.
- Verifique la ausencia total de personas, antes de abandonar el lugar.
- Reúnase con el resto de las personas en un lugar seguro, y verifique que no falte nadie (pasar lista). El fuego se propaga rápidamente. Por lo tanto, no regrese al edificio una vez que lo haya abandonado. Quizás no exista una segunda oportunidad.



PRACTICA No. 2

DIAGRAMA DE FLUJO DE PROCESO

Se denomina Diagrama de Flujo a una representación gráfica de distintos procedimientos lógicos que tiene como finalidad brindar una simplificación y Compresión de estos. Se usa especialmente en el área de la informática para el Desarrollo de programas, como asimismo para el establecimiento de distintos Procesos técnicos en el área industrial.

No obstante, su comprensión y utilización puede ser de enorme utilidad en cualquier área técnica que busque tener un reflejo pertinente de alguna secuencia lógica. Los diagramas de flujos existen desde hace muchos años y su utilización coincide con el desarrollo de la tecnología como una introducción crítica para el incremento de la producción en cualquier sector que se considere. Es por ello que este tipo de registros gráficos suelen enseñarse en carreras técnicas que hacen un uso más intensivo de ellos.

Es importante resaltar que el Diagrama de Flujo muestra el sistema como red de procesos funcionales conectados entre sí por "Tuberías" y "Depósitos" de datos que permite describir el movimiento de los datos a través del Sistema. Este describirá: Lugares de Origen y Destino de los datos, Transformaciones a las que son sometidos los datos, Lugares en los que se almacenan los datos dentro del sistema, Los canales por donde circulan los datos. Además de esto podemos decir que este es una representación particular de un Sistema, el cual lo contempla en términos de sus componentes indicando el enlace entre los mismos.

Los diagramas de flujo son importantes porque nos facilita la manera de representar visualmente el flujo de datos por medio de un sistema de tratamiento de información, en este realizamos un análisis de los procesos o procedimientos que requerimos para realizar un programa o un objetivo.

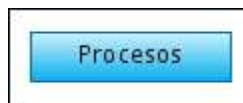


Reglas para dibujar un diagrama de flujo.

Los Diagramas de flujo se dibujan generalmente usando algunos símbolos estándares; sin embargo, algunos símbolos especiales pueden también ser desarrollados cuando sean requeridos. Algunos símbolos estándares, que se requieren con frecuencia para diagramar programas se muestran a continuación:



Inicio o fin del proceso



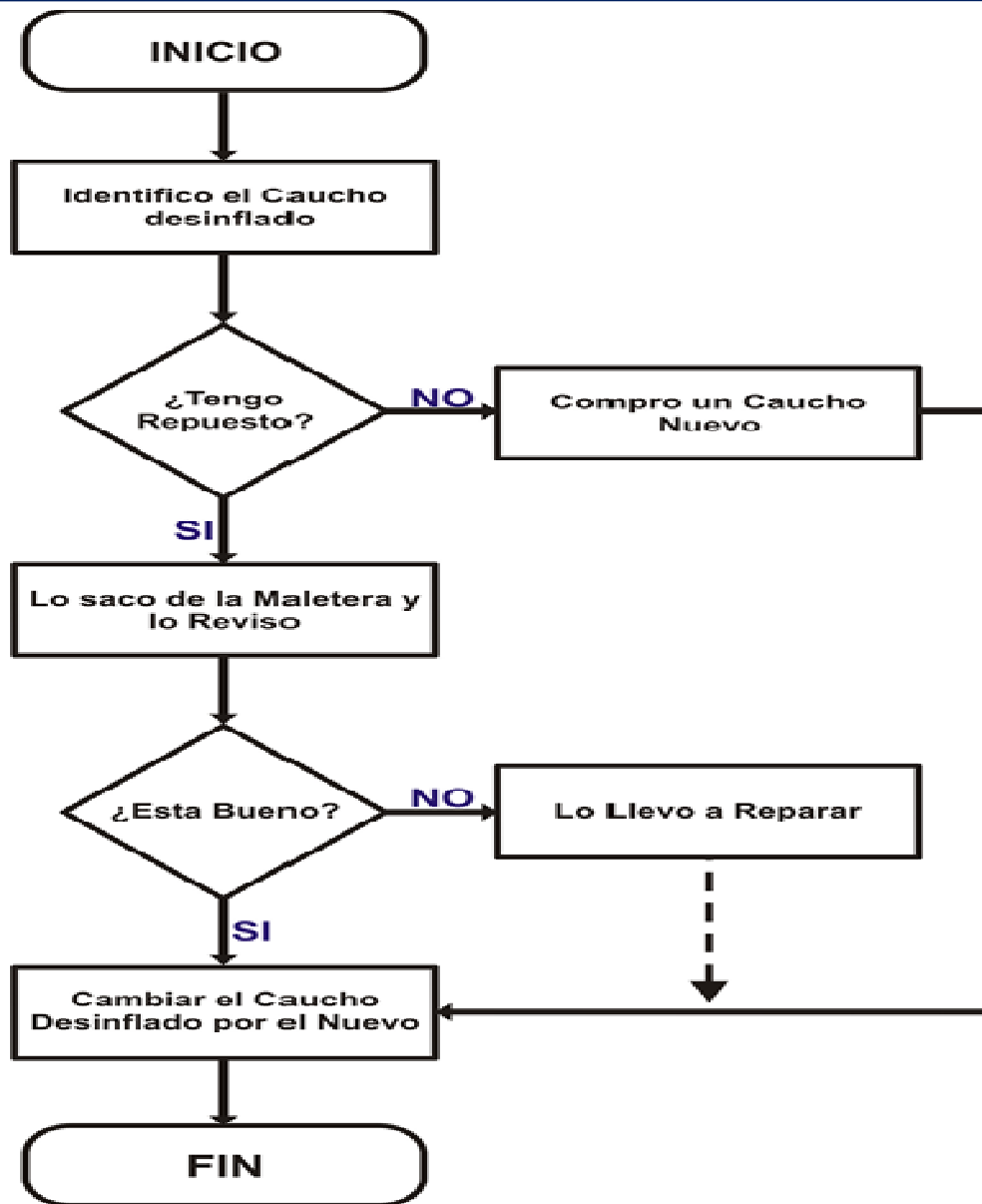
Pasos, procesos o líneas de instrucción



Toma de decisiones y Ramificación



Conector para unir el flujo a otra parte del diagrama





CRISTALERIA Y EQUIPO DE LABORATORIO

Es bastante grande la cantidad de aditamentos que se usan en el laboratorio, sin embargo, hay ciertos de ellos que son "los caballos de batalla" que no pueden faltar entre los disponibles por su utilidad y versatilidad y estos son los que se muestran a continuación separados en dos categorías.

1. Cristalería.
2. Equipamiento auxiliar.

Cristalería

Debido a que la cristalería de laboratorio es en general cara y frágil se debe tener mucho cuidado a la hora de manipularla para evitar roturas innecesarias, que además de producir pérdidas económicas, consumen tiempo de limpieza y de re-elaboración del experimento o de montaje de algún aparato, sin contar el posible efecto nocivo potencial de las sustancias derramadas.

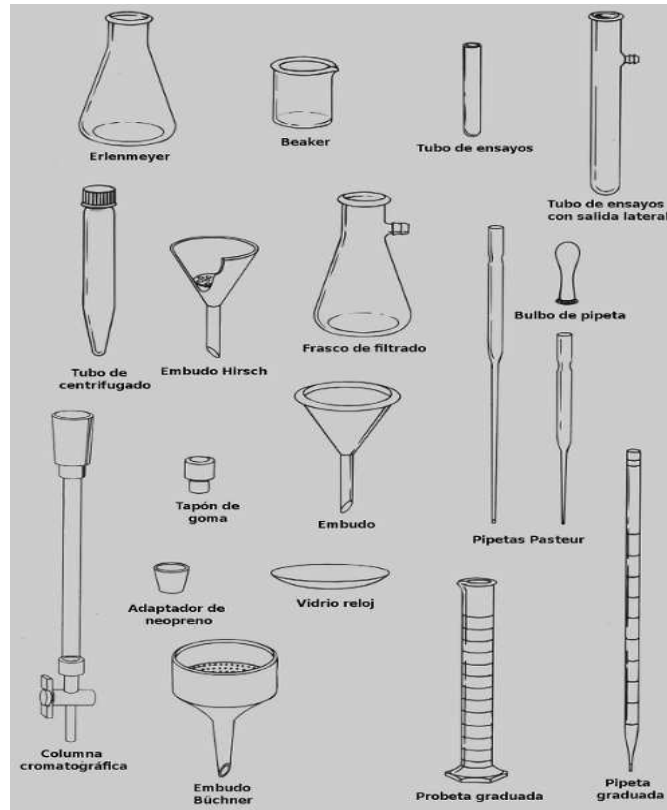
Si usted no está relacionado con los diferentes accesorios de un laboratorio, los dibujos de la derecha le pueden ayudar a conocerlos y saber cómo se les puede llamar. Primero en la figura 1 aparecen esquemas de los dispositivos de uso más universal, utilizados para las operaciones generales tales como: medición de volúmenes, filtrado, manipulación de mezclas y recipientes de reacción o cristalización. Más abajo en la figura 2 están los dibujos de otros dispositivos comunes pero más especializados que sirven para elaborar aparatos más complejos ensamblando diferentes partes para hacer operaciones determinadas como: destilación y separación de sustancias entre otras muchas.



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011

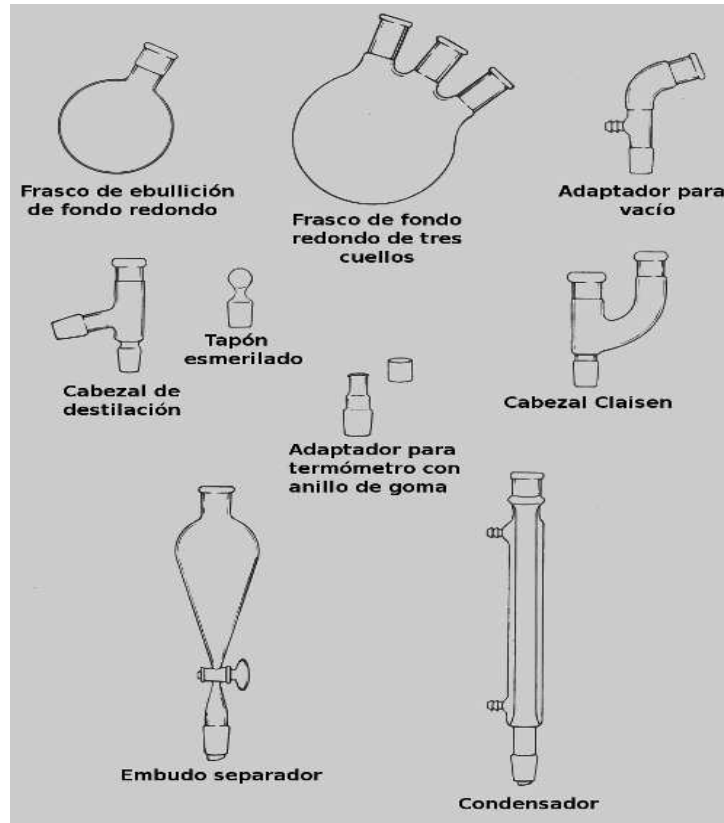


ACAII

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Ingeniería y de Tecnología



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



ACA AI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Ingeniería y de Tecnología

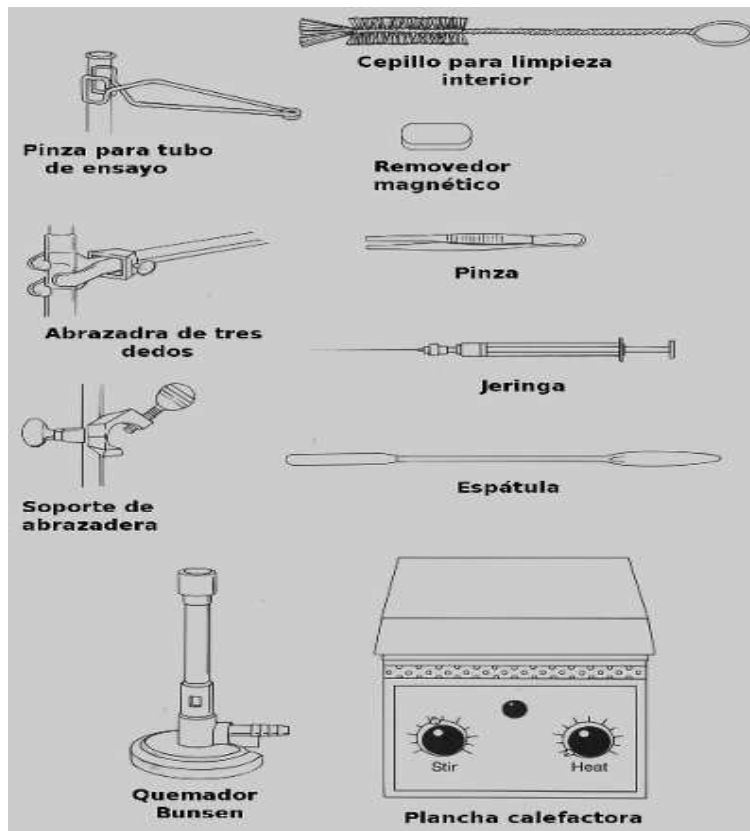




USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011

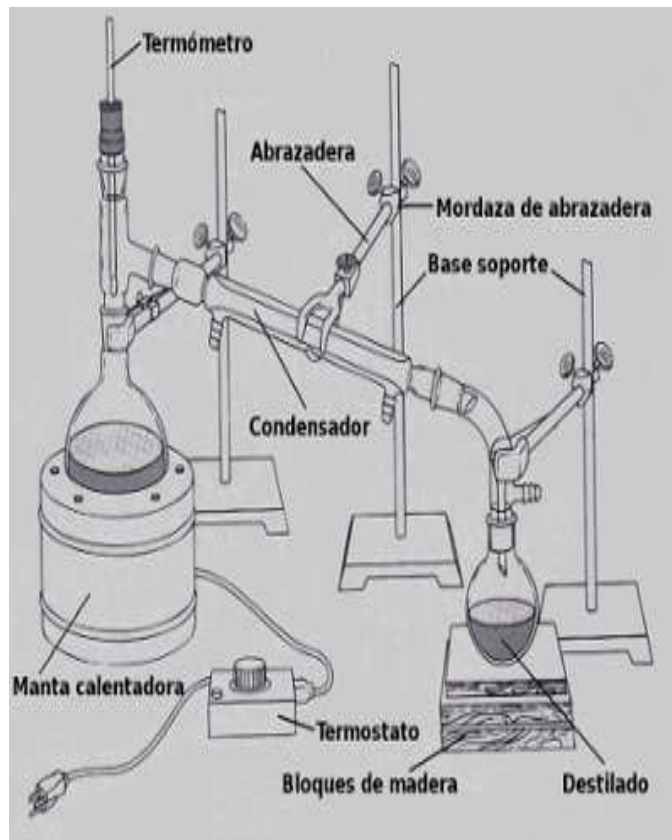


ACAAI

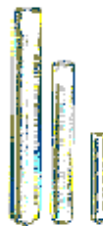
Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Ingeniería y de Tecnología



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939

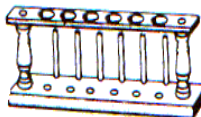


Tubos de ensayo



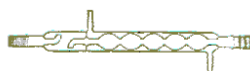
Estos recipientes sirven para hacer experimentos o ensayos, los hay en varias medidas y aunque generalmente son de vidrio también los hay de plástico.

Gradilla



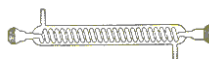
Utensilio que sirve para colocar tubos de ensayo. Este utensilio facilita el manejo de los tubos de ensayo.

Refrigerante de rosario



Es un refrigerante que también recibe el nombre de: *Refrigerante de Allin*. Es un tubo de vidrio que presenta en cada extremo dos vástagos dispuestos en forma alterna. En la parte interna presenta otro tubo que se continúa al exterior, terminando en un pico gotero. Su nombre se debe al tubo interno que presenta. Se utiliza como condensador en destilaciones.

Refrigerante de serpiente



Es un refrigerante que también recibe el nombre de: *Refrigerante de Graham*. Su nombre se debe a la característica de su tubo interno en forma de serpiente. Se utiliza para condensar líquidos.

Refrigerante recto



Es un refrigerante que también recibe el nombre de: *Refrigerante de Liebig*. Su nombre se debe a que su tubo interno es recto y al igual que los otros dos refrigerantes se utiliza como condensador.



Cristalizador



Este utensilio permite cristalizar sustancias.

Matraz de reacción



Es un recipiente que permite contener sustancias.

Matraz de destilación



Es un recipiente que se utiliza para contener sustancias es una variación del matraz balón.

Balones Balón sin base



Un balón de destilación es parte del llamado material de vidrio. Es un frasco de vidrio, de cuello largo y cuerpo esférico.



Balón con base



Es un recipiente que se utiliza para contener sustancias es una variación del matraz balón.

Vidrio de reloj



Es un utensilio que permite contener sustancias corrosivas.

Pizeta



También llamada *frasco lavador* o *matraz de lavado* la pizeta es un frasco cilíndrico de plástico con pico largo, que se utiliza en el laboratorio de química o biología, para contener algún solvente, por lo general agua destilada o desmineralizada, aunque también solventes orgánicos como etanol, metanol, hexano, etc.



Mortero y pilón



Son utensilios hechos de diferentes materiales como: porcelana, vidrio o ágata, los morteros de vidrio y de porcelana se utilizan para triturar materiales de poca dureza y los de ágata para materiales que tienen mayor dureza.

Tubo en U



El tubo en U funciona como deposito a través del cual se transmite la presión.

Soporte Universal



Es un utensilio de hierro que permite sostener varios recipientes.

Pinzas con Nuez



Varilla



Están hechos de varilla de vidrio y se utilizan para agitar o mover sustancias, es decir, facilitan la homogenización.

Cepillo para tubos de ensayo



Sirve para limpiar por dentro un tubo de ensayo

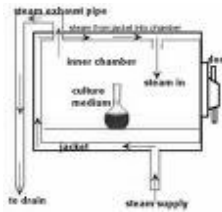
Frasco lavador



También llamada *frasco lavador* o *matraz de lavado* la **pizeta** es un frasco cilíndrico de plástico con pico largo, que se utiliza en el laboratorio de química o biología, para contener algún solvente, por lo general agua destilada o desmineralizada, aunque también solventes orgánicos como etanol, metanol, hexano,

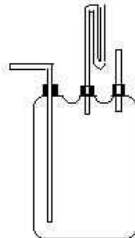


Autoclave



Un **autoclave** de laboratorio es un dispositivo que sirve para esterilizar material de laboratorio, utilizando vapor de agua a alta presión y temperatura para ello, evitando con las altas presiones que el agua llegue a ebullición a pesar de su alta temperatura.

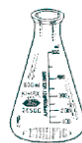
Frasco de Woolf



Consiste en una botella de vidrio, de dos o tres cuellos. A veces tiene otro en la base. FUNCION: Sirve para disolver gases en líquidos

MATERIALES VOLUMETRICOS

Matraz Erlenmeyer



Es un recipiente que permite contener sustancias o calentarlas.



Matraz Aforado



En química, un matraz volumétrico o aforado es un recipiente con forma de pera, fondo plano y un cuello largo y delgado. Suelen fabricarse en materiales como vidrio, vidrio borosilicatado o polipropileno. Algunos tienen una marca grabada alrededor del cuello que indica cierto volumen de líquido que es el contenido a una temperatura concreta (usualmente 20°C),

Pipeta Normal y Volumétrica



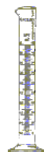
Son utensilios que permiten medir volúmenes. Las hay en dos presentaciones:

a) Pipetas graduada: Es un elemento de vidrio que sirve para dar volúmenes exactos, con esta pipeta, se pueden medir distintos volúmenes de líquido, ya que lleva una escala graduada.

b) Pipeta volumétrica: Es un elemento de vidrio, que posee un único valor de medida, por lo que sólo puede medir un volumen.

Las pipetas graduadas permiten medir volúmenes intermedios, pues están graduadas, mientras que las pipetas volumétricas sólo miden el volumen que viene indicado en ellas.

Probeta Normal y Graduada



Es un utensilio que permite medir volúmenes están hechas normalmente de vidrio pero también las hay de plástico. Así mismo las hay de diferentes tamaños (volúmenes).

Bureta



Es un utensilio que permite medir volúmenes, es muy útil cuando se realizan neutralizaciones.

Vasos de precipitado



Son utensilios que permiten calentar sustancias hasta obtener precipitados.

Gotero



Un cuentagotas o gotero es un tubo hueco terminado en su parte inferior en forma cónica y cerrado por la parte superior por una perilla o dedal de goma.



Mechero de bunsen



Es un utensilio metálico que permite calentar sustancias. Este mechero de gas que debe su nombre al químico alemán ROBERT W. BUNSEN. Puede proporcionar una llama caliente (de hasta 1500 grados centígrados), constante y sin humo, por lo que se utiliza mucho en los laboratorios. Está formado por un tubo vertical metálico, con una base, cerca de la cual tiene la entrada de gas, el tubo también presenta un orificio para la entrada de aire que se regula mediante un anillo que gira. Al encender el mechero hay que mantener la entrada del aire cerrada; después se va abriendo poco a poco. Para apagar el mechero se cierra el gas.

Con ayuda del collarín se regula la entrada de aire. Para lograr calentamientos adecuados hay que regular la flama del mechero a modo tal que ésta se observe bien oxigenada (flama azul).

Hornilla Eléctrica



Aquel en que se produce calor por medio de la energía eléctrica. Puede ser de resistencia, de arco y de inducción.

Horno manual de barro refractario o metal, que toma gralte. El nombre del combustible que se consume



Cápsula de porcelana



Este utensilio está constituido por porcelana y permite calentar algunas sustancias o carbonizar elementos químicos, es un utensilio que soporta elevadas temperaturas.

Al usar la capsula de porcelana se debe tener en cuenta que esta no puede estar vencida, pues de lo contrario, podría llegar a estallar.

Crisoles



Este utensilio permite carbonizar sustancias, se utiliza junto con la mufla con ayuda de este utensilio se hace la determinación de nitrógeno.

Rejilla



Sirve para filtrar

Pinzas para crisol



Permiten sujetar crisoles

Pinza de madera



Una pinza o pinzas es una herramienta cuyos extremos se aproximan para sujetar algo. Funciona con el mecanismo de palancas simples

Trípode



Son utensilios de hierro que presentan tres patas y se utilizan para sostener materiales que van a ser sometidos a un calentamiento.

Aro Metálico



Sirve como soporte

Tenazas



Sirve para sujetar



Tubos de seguridad



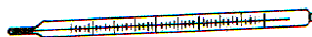
Son tubos terminados en un embudo en uno de sus extremos; los hay de varias formas, rectos, de rosario, en ese, en trompeta, etc.; sirven para evitar reabsorciones o para prevenir desprendimientos grandes de gas, y por tanto explosiones en los aparatos.

Balón de destilación



Sirve para separar por destilación líquidos mezclados.

Termómetro



Es un utensilio que permite observar la temperatura que van alcanzando algunas sustancias que se están calentando. Si la temperatura es un factor que afecte a la reacción permite controlar el incremento o decremento de la temperatura.

MATERIALES DE PESADA

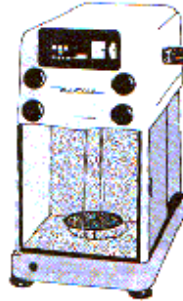
Balanza normal



Es un aparato basado en métodos mecánicos tiene una sensibilidad de una décima de gramo.



Balanza analítica



Es un aparato que está basado en métodos mecánicos tiene una sensibilidad de hasta una diezmilésima de gramo.

Juego de pesas



Distintos tipos para pesar.

Espátula



Es un utensilio que permite tomar sustancias químicas con ayuda de este utensilio evitamos que los reactivos se contaminen.

Cucharilla



Es un utensilio que tiene una varilla de 50 cm de largo. Se utiliza para realizar pequeñas combustiones de sustancias, para observar:

por ejemplo el tipo de flama.

Pesa filtro



Contenedor de pesada

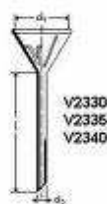
MATERIALES DE SEPARACION

Embudo corriente



El embudo es un instrumento empleado para canalizar los líquidos en recipientes con bocas estrechas usado principalmente en cocina y laboratorio, también se puede usar en autos para llenar tanques de gasolina o meter el aceite en el motor sin derramar una gota.

Embudo Analítico



En su parte cónica se coloca la materia filtrante, papel de filtro, algodón, carbón vegetal, arena, etc., según la mezcla que se vaya a filtrar.

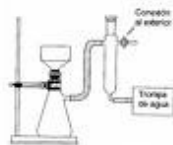


Embudo de separación



Es un embudo tiene la forma de un globo, existen en diferentes capacidades como: 250 ml, 500 ml. Se utiliza para separar líquidos inmiscibles.

Kitasato



Un kitasato es un **matraz** comprendido dentro del **material de vidrio** de un laboratorio de química. Podría definírselo como un **matraz de Erlenmeyer** con una tubuladura lateral.

Tubo Generador de Gas



Su nombre indica su función

Refrigerante de Liebig



Consisten en un tubo interior de vidrio o de metal rodeado por otro, a través del cual circula continuamente agua que entra por un tubo lateral en un extremo y sale por otro en el extremo opuesto. Por el tubo interior circulan gases o vapores provenientes de un matraz o balón y que han de condensarse o licuarse: si el tubo interior es recto el condensador es de Hoffman o de Liebig, si en forma de espiral, se llama de serpentín, si en forma de bolas, refrigerante de rosario.

Aparato de kipp



Sirve para reacciones

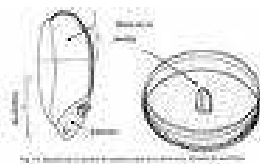
Tubo Capilar



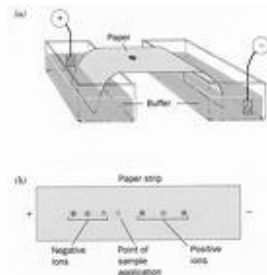
El tubo capilar es el caso más sencillo de dispositivo de expansión, pues consiste únicamente en un tubo de pequeño diámetro, que se actúa reteniendo el flujo de líquido refrigerante, la expansión se realiza a su salida al conectarlo al tubo que va hacia el evaporador.



Capsula de petri



Papel de Filtro



El papel de filtro es un papel que se corta en forma redondeada y se introduce en un embudo, con el fin de ser filtro para las impurezas insolubles y permitir el paso a la solución a través de sus poros.

Probeta de Decantación



Son tubos piriformes o cónicos terminados en su parte inferior en un tubo corto con llave, a veces llevan en su parte superior un tapón esmerilado. Sirven para separar por reposo líquidos no miscibles.



Embudo de Buchner



Un embudo Büchner es una pieza del material de laboratorio de química utilizado para realizar filtraciones. Tradicionalmente se produce en porcelana, por lo que se lo categoriza en el material de porcelana. Pero también hay disponibles en plástico, a causa de su bajo costo y menor fragilidad, utilizados principalmente en escuelas secundarias.

Matraz volumétrico



Son matraces de vidrio que se utilizan cuando se preparan soluciones valoradas, los hay de diversas medidas como: de 50 ml, 100 ml, 200 ml, 250 ml, 500 ml, 1 L. etc.

Frasco gotero



Permite contener sustancias. Posee un gotero y por esa razón permite dosificar las sustancias en pequeñas cantidades.

Frascos reactivos



Permiten guardar sustancias para almacenarlas, los hay de color ámbar y transparentes, los primeros se utilizan para guardar sustancias que son afectadas por los rayos del sol, los segundos se utilizan para contener sustancias que no son afectadas por la acción de los rayos del sol.

Piseta



Es un recipiente que se utiliza para contener agua destilada, este recipiente permite enjuagar electrodos.

Grupo 1. Utensilios de sostén. (UDS) Adaptador para pinza para refrigerante o pinza Holder



Este utensilio presenta dos nueces. Una nuez se adapta perfectamente al soporte universal y la otra se adapta a una pinza para refrigerante de ahí se deriva su nombre. Están hechos de una aleación de níquel no ferroso

Anillo de hierro



Es un anillo circular de Hierro que se adapta al soporte universal. Sirve como soporte de otros utensilios como: Vasos de precipitados., Embudos de separación,

etcétera. Se fabrican en hierro colado y se utilizan para sostener recipientes que van a calentarse a fuego directo.

Bornes



Es un utensilio que permite sujetar cables o láminas para conexiones eléctricas. Están hechos de acero inoxidable.

Tela de alambre



Es una tela de alambre de forma cuadrangular con la parte central recubierta de asbesto, con el objeto de lograr una mejor distribución del calor. Se utiliza para sostener utensilios que se van a someter a un calentamiento y con ayuda de este utensilio el calentamiento se hace uniforme.

Triángulo de porcelana



Permite calentar crisoles.

Grupo 2. Utensilios de uso específico. (UDUE) Adaptadores tipo caimán



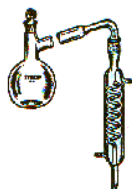
Posee 20 cables de varios colores, con 16 alambres de 24 pulgadas de largo con piezas banana caimán y adaptadores para batería.

Alargadera de destilación



Este dispositivo presenta un brazo con un ángulo de 75 grados, en este brazo se conecta un condensador.

Aparato de destilación



Consta de tres partes:

- a) Un matraz redondo de fondo plano con salida de un lado con boca y tapón esmerilado.
- b) Una alargadera de destilación con boca esmerilada que va conectada del refrigerante al matraz.
- c) Refrigerante de serpentín con boca esmerilada.

Este aparato se utiliza para hacer destilaciones de algunas sustancias.

Aparato de extracción SOXHLET



Este aparato consta de 3 piezas:

- a) Un matraz redondo fondo plano con boca esmerilada.
- b) Una camisa de extracción. Esta se ensambla al matraz.
- c) Refrigerante de reflujo.

Este aparato se utiliza para extracciones sólido-líquido.



Baño maría cromado



Es un dispositivo circular que permite calentar sustancias en forma indirecta. Es decir permite calentar sustancias que no pueden ser expuestas a fuego directo.

Calorímetro



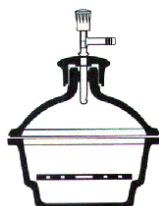
Es un dispositivo que permite determinar el calor específico de algunas sustancias.

Cuba hidroneumática



Es una caja cromada con saluda lateral. Es un utensilio que tiene 30 cm de largo por 10 cm de altura. Se utiliza para la obtención de gases por desplazamiento de agua.

Desecador



Es un utensilio de vidrio aunque existen algunos que están hechos de plástico.

Los desecadores de vidrio tienen paredes gruesas y forma cilíndrica, presentan una tapa esmerilada que se ajusta herméticamente para evitar que penetre la



humedad del medio ambiente. En su parte interior tienen una placa o plato con orificios que varía en número y tamaño. Estos platos pueden ser de diferentes materiales como: porcelana, o nucerite (combinación de cerámica y metal).

Embudo de Buchner



Son embudos de porcelana o vidrio de diferentes diámetros, en su parte interna se coloca un disco con orificios, en él se colocan los medios filtrantes. Se utiliza para realizar filtraciones al vacío.



REGLAMENTO M.LAB.AQ 006-2013
INSTRUCTIVO DE LABORATORIO DEL CURSO DE QUÍMICA III

Objetivos

General

Detallar cada una de las experiencias prácticas a realizar en el laboratorio de Química III.

Específico

1. Describir los procedimientos técnicos a realizar en la práctica de laboratorio.
2. Detallar los resultados a reportar.
3. Detallar las generalidades de las prácticas a realizar.

Generalidades

El que hacer del ingeniero químico tiene como fundamento del aprendizaje de la química como ciencia básica. El presente manual presenta las prácticas de laboratorio que darán al estudiante herramientas básicas para afianzar los conocimientos adquiridos en la clase magistral.



PRÁCTICA No. 3

COMO REPORTAR

Resumen
Objetivos
Marco Teórico
Marco Metodológico
Resultados
Interpretación de Resultados
Conclusiones
Bibliografía
Apéndice
Datos originales
Muestra de cálculo (incluye el análisis de error)
Datos Calculados

Resumen

Es una versión sintetizada de todo el documento. Debe de informar al lector del contenido del trabajo, sin que tenga que leerlo en su totalidad. Debe de responder a las preguntas ¿Qué se hizo?, ¿Cómo se hizo?, a ¿Qué se llegó?, de igual manera debe de delimitar las condiciones de trabajo (estas son temperatura ambiental y presión atmosférica). Debe ser un esbozo del contenido y de las conclusiones.

OBJETIVOS

El objetivo general expresa lo que se desea lograr con la realización del reporte. Es un enunciado global, sobre el resultado final que se pretende alcanzar (¿Qué?, ¿Dónde?, ¿para qué?).

Los objetivos específicos representan los pasos que se han de realizar para alcanzar el objetivo general. Facilitando el cumplimiento del objetivo general, mediante la determinación de etapas o la precisión y cumplimiento de los aspectos



necesarios de este proceso.

MARCO TEORICO

Esta sección servirá de base para todo el desarrollo experimental llevado a cabo en la práctica. Deberá de incluir una breve descripción de los principios aplicados en la práctica, de igual manera deberá de exponer la aplicación industrial de estos principios.

MARCO METODOLOGICO

Aquí se detallara el procedimiento utilizando durante toda la fase experimental. Se deberá incluir el algoritmo procedimental y el diagrama de flujo.

RESULTADOS

Aquí se debe de incluir todos los datos obtenidos al final de la práctica, como masa, volumen recuperados, contenido de algún elemento en un compuesto o cualquier otro tipo de resultado final. Además se debe de incluir el porcentaje de rendimiento en el caso que fuera posible determinarlo.

INTERPRETACION DE RESULTADOS

Aquí corresponde a una demostración, explicación y análisis de todo lo que ocurrió y resultado de la práctica, interpretando de una manera cuantitativa y cualitativa, tanto los resultados como los pasos seguidos para la obtención de los mismos.

Aun cuando la discusión se apoya en la bibliografía, no debe ser una transcripción de la misma, ya que el estudiante debe explicar con sus propias palabras y criterio lo que sucede en la práctica.



Otro punto a discutir es el procedimiento experimental, el cual debe ser explicado mediante la aplicación de conocimientos generales de química y fisicoquímica.

En cuanto a los resultados propiamente dichos, debe explicarse el porqué de los mismos. Si el resultado está expresado como un porcentaje de rendimiento, debe explicarse porque este es alto, bajo o incluso superior al 100%.

CONCLUSIONES

Debe contener la síntesis de los temas tratados en la parte central del trabajo y deben vincularse a los objetivos y/o hipótesis. También debe presentarse en párrafos sintéticos correlativos a los temas tratados.



BIBLIOGRAFIA

Se escribirá de acuerdo a la Norma ISO 690 referencia bibliográfica.

NORMAS ISO 690

Referencias Bibliográficas

Libro

APELLIDO(S), Nombre. *Título del libro*. Mención de responsabilidad secundaria (traductor; prologuista; ilustrador; coordinador; etc.).*. N° de edición. Lugar de edición: editorial, año de edición. N° de páginas*. Serie*. Notas*. ISBN

Ejemplos:

BOBBIO, Norberto. *Autobiografía*. Papuzzi, Alberto (ed. lit.); Peces-Barba, Gregorio (prol.); Benítez, Esther (trad.). Madrid: Taurus, 1988. 299 p. ISBN: 84-306-0267-4

El Lazarillo de Tormes. Marañón, Gregorio (prol.). 10a ed. Madrid: Espasa Calpe, 1958. 143 p. Colección Austral; 156.

Partes de un libro

APELLIDO(S), Nombre. "Título de la parte". En: Responsabilidad de la obra completa. Título de la obra. Edición. Lugar de edición: editorial, año de edición. Situación de la parte en la obra.

Ejemplos:

SNAVELY, B.B. "Continuous-Wave Dye Lasers I". En: SCHÄFER, F.P. (ed). *Dye lasers*. Berlin: Springer, 1990. p. 91-120.

TEROL ESTEBAN, Alberto. "El nuevo modelo de financiación autonómica : una aproximación desde el punto de vista del empresario-contribuyente". Dins: *XX Aniversario del Círculo de Empresarios, 20 temas para el futuro*. Madrid : Círculo de Empresarios, 1997. p. 85-92

Publicación Seriada

Título de la publicación en cursiva. Responsabilidad. Edición. Identificación del fascículo. Lugar de edición: editorial, fecha del primer volumen-fecha del último volumen. Serie*. Notas*. ISSN

Ejemplos:

Boletín económico. Banco de España. 1998, n° 1. Madrid : Banco de España, Servicio de Publicaciones, 1979-. ISSN: 0210-3737

IEEE Transactions on computers. IEEE Computer Society. 1998, vol 47. Los Alamitos (Ca): IEEE Computer Society, 1988. ISSN 0018-9340.

Artículos de una Publicación Seriada

APELLIDO(S), Nombre. "Título del artículo". Responsabilidad secundaria. *Título de la publicación seriada*. Edición. Localización en el documento fuente: año, número, páginas.

Ejemplos:

LLOSA, Josep, et al. "Modulo scheduling with reduced register pressure". *IEEE Transactions on computers*. 1998, vol 47, núm. 6, p. 625-638.



ALVAREZ, Begoña; BALLINA, F. Javier de la; VÁZQUEZ, Rodolfo. "La reacción del consumidor ante las promociones". *MK Marketing + Ventas*. N° 143 (Enero 2000) p. 33-37

Legislación

País. Título. *Publicación*, fecha de publicación, número, páginas.

Ejemplo:

España. Ley orgánica 10/1995, de 23 de noviembre, del Código penal. *Boletín Oficial del Estado*, 24 de noviembre de 1995, núm. 281, p. 33987.

Patentes

MENCIÓN DE RESPONSABILIDAD PRINCIPAL. *Denominación del elemento patentado*. Responsabilidad subordinada. Notas*. Identificador del documento (país u oficina que lo registra). Clase de documento de patente. Número. Año-mes-día de publicación del documento.

Normas

ENTIDAD RESPONSABLE DE LA NORMA. *Título*. N° ó código de la norma. Edición. Lugar de publicación: editorial, año de publicación.

Ejemplo:

AENOR. *Gestión de la I+D+I*. UNE 166000 EX, UNE 166001 EX, UNE 166002 EX. Madrid: AENOR, 2002.

Congresos

Se citan como una monografía.

APELLIDO(S), Nombre. *Título*. Responsabilidades secundarias*. N° de edición. Lugar: editorial, año de publicación. N° de páginas o volúmenes*. ISBN

Ejemplo:

Actas del I Congreso de Historia de la Lengua Española en América y España: noviembre de 1994 - febrero de 1995. M. Teresa Echenique, Milagros Aleza y M. José Martínez (eds.). València : Universitat, Departamento de Filología Española, 1995. 564 p. ISBN: 8480022698.

Ponencias de Congresos

Se citan como parte de una monografía.

APELLIDO(S), Nombre. "Título de la parte". En: APELLIDO(S), Nombre. *Título de la obra completa*. Responsabilidades secundarias*. N° de edición. Lugar: editorial, año de publicación. Serie*. ISBN

Ejemplo:

CEREZO GALÁN, Pedro. "La antropología del espíritu en Juan de la Cruz". En: *Actas del Congreso Internacional Sanjuanista, (Ávila 23-28 de septiembre de 1991)*, v. III. [S.l.]: [s.n.], 1991. P. 128-154



APENDICE

Es el material elaborado por el/la estudiante. Puede ser: casos observados y estudiados, resultado de muestreo, tabulaciones, planos, anuncios, publicaciones mencionadas en el trabajo, fotografías, información adicional de apoyo. En conclusión, cualquier material de apoyo. Si se incluyen tablas o figuras en esta sección, no agregarlas al índice de ilustraciones.

Esta sección debe incluir:

1. Datos originales (hoja de datos originales)
2. Muestra de Calculo
3. Datos Calculado (una tabulación de todos los datos)
4. Análisis de Error



PRÁCTICA No. 4

USO ADECUADO DEL MECHERO BUNSEN Y TÉCNICA DE DOBLADO DE VIDRIO (Primera parte)

Objetivos

1. Conocer y aprender la correcta utilización de un mechero.
2. Aprender la forma correcta de cortar y doblar varillas de vidrio.
3. Preparar material de vidrio para una práctica específica de laboratorio.

Generalidades

Durante el estudio de los cursos que comprenden el área de química, el estudiante se verá muchas veces en la necesidad de emplear mechero, ya sea Bunsen o Mecker. En ciertos casos es necesario fabricar algunas piezas de vidrio para la realización de algunos experimentos.

El mechero es un instrumento hecho con tubos metálicos que está diseñado para mezclar aire y gas y producir una mezcla combustible, confiable y eficiente. Algunos mecheros tienen otras modificaciones de diseño, en especial lo que respecta el ajuste del flujo de aire.

TÉCNICA DE ENCENDIDO Y DE REGULACIÓN DEL MECHERO

El uso efectivo del mechero durante una práctica de laboratorio implica ser capaces de encender y regular el mismo de manera tal de obtener una llama que indique una reacción de combustión completa. Esto se consigue de manera fácil y además segura siguiendo el procedimiento que se detalla a continuación y que se puede observar de manera completa y concreta en el archivo animado adjunto

1. Conectar un extremo del tubo de goma a la boca de toma de gas con la llave cerrada y el otro extremo del mismo a la entrada de gas ubicada en la base del mechero.
2. Verificar que la entrada de aire del mechero se encuentre cerrada.
3. Encender un fósforo teniendo la precaución de hacerlo alejado del cuerpo.



4. Acercar el fósforo encendido a unos 5 cm por encima de la boca del mechero y en simultáneo abrir la llave de salida de gas, en ese momento se forma una llama de color amarillo. Una llama de estas características nunca debe ser usada para calentar.

5. Permitir el ingreso de aire por medio de la apertura de los orificios o del giro de la roldana. A medida que ingresa más oxígeno la llama se vuelve azulada, difícil de ver, con un cono interior coloreado y se oye un sonido grave (llama “sonora”). Cualquiera de las dos situaciones mencionadas representa una llama útil para calentar. Cuando se usa una llama de tipo “sonora” tener presente que la temperatura más alta de la misma se encuentra en el vértice superior del cono interno coloreado.

6. Si la llama del mechero se entrecorta o “sopla” es indicio de un exceso de oxígeno durante la combustión; en tal caso se deberá cerrar el ingreso de aire hasta una posición tal que permita obtener una llama de las características indicadas en el párrafo anterior

PRECAUCIONES EN EL USO DEL MECHERO

Antes de utilizar el mechero, asegúrese cuál es la tubería que suministra el gas y que la manguera de hule esté bien conectada. El mechero deberá ser manipulado por una sola persona.

Encienda el cerillo antes de abrir la llave que suministra el gas.
No enrolle la manguera de hule alrededor del mechero

Partes del Mechero

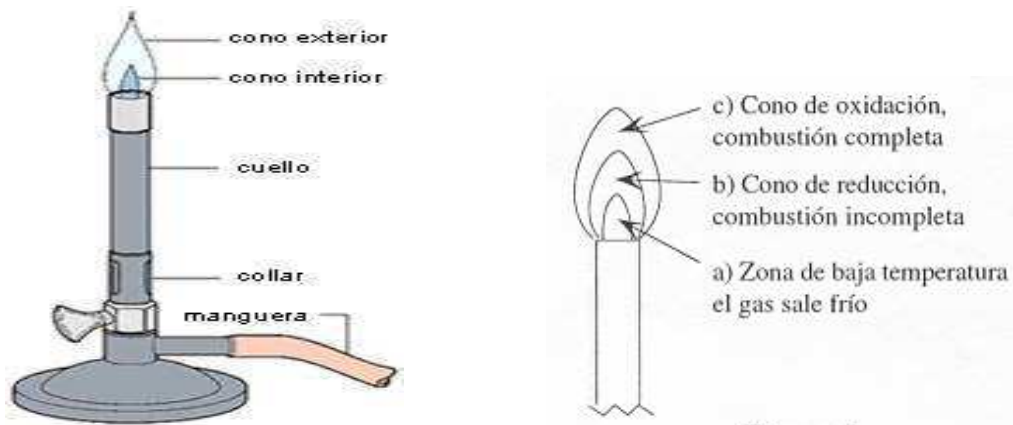


Figura No. 1 Mechero Bunsen

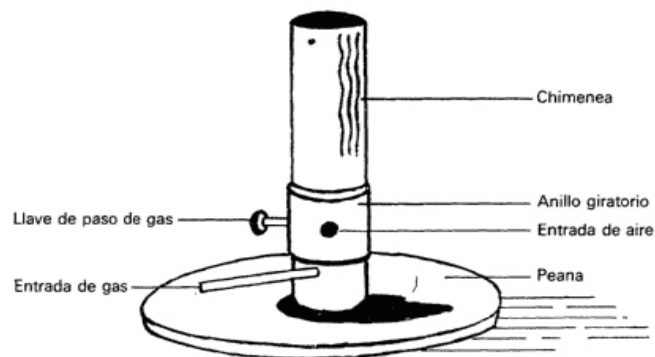


FIGURA 8.1

Figura No. 2 Mechero Bunsen



Fabricación de material de vidrio

La mayor parte del material de vidrio para laboratorio se construye con vidrio de borosilicato “duro”, formulado especialmente para tener su resistencia a temperaturas hasta de 500°C, para hacer insensible al choque térmico causado por el cambio repentino de la temperatura, y para ser inerte a la acción de la mayoría de los compuestos químicos. Los términos Pyrex y Kimax son nombres comerciales de vidrio de éste tipo. En la presente práctica, por consiguiente, se utilizará vidrio “blando”, que funde a temperaturas más bajas. El vidrio blando es susceptible a romperse si se calienta o si se enfría con demasiada rapidez. Asegúrese de calentarlo con lentitud cuando se reblandezca a la flama.

Corte de tubos y varillas

La operación de corte consiste en realidad en crear una región de alta tensión en el vidrio rayándolo, para después romperlo en dicha zona. Primero se coloca el tubo o varilla sobre la mesa y se le hace un sólo rayado con una pasada firme de una lima triangular o scoreador de tubos. **NO DEBE ASERRARSE**, pues el calor generado con los movimientos puede bastar para templar la tensión y será difícil romper el tubo sin que se astille. Tome el tubo con ambas manos con los pulgares juntos y opuestos al rayado. Hale el tubo con ambas manos. Este deberá quedar cortado sin astillarse. No fuerce el corte. Si es necesario, repita la operación volviendo a rayar en el mismo lugar.

- a. **Corte un Tubo:** Con el tubo de vidrio sujeto en la mano izquierda, se sitúa el filo de una lima triangular apoyada en el tubo y se sujeta con el dedo pulgar derecho. Se hace girar el tubo con la mano izquierda, aproximadamente un cuarto de vuelta. Luego haciendo presión con los pulgares en el punto considerado por el lado opuesto al corte y haciendo fuerza se rompe el tubo por dicho corte.

Pulido al fuego

Si los extremos cortados están muy astillados pueden “lijarse” con la flama del mechero. Introduzca el extremo del tubo en la flama en la punta del cono azul. El tubo se hace girar para que el calentamiento sea uniforme. El vidrio del borde se fundirá y la tensión superficial hará que se retraigan y se redondeen los bordes cortados. El pulido con la flama queda completo cuando en el extremo del tubo.

- b. **Para redondear o pulir los bordes:** se pone el extremo del tubo en la parte más externa de la flama de un mechero durante un breve espacio de tiempo y girando el tubo continuamente en ambos

sentidos, procurando que el tubo no se cierre. Por último hay que dejarlo enfriar antes de redondear el extremo opuesto.

Aparece un color amarillo brillante. Si se calienta por más tiempo, la tensión superficial hará que la abertura se cierre por completo.

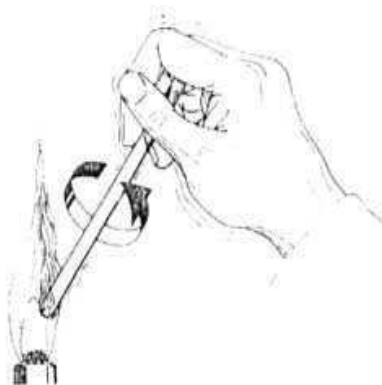


Figura No. 3 Pulido al fuego

CUIDADO CON LAS QUEMADURAS EN LOS DEDOS. Tenga en cuenta el hecho de que el vidrio se mantiene caliente durante bastante tiempo. Tenga cuidado al tomar pieza de vidrio que se hayan calentado y al cambiar las manos de posición. Toque el vidrio con precaución. Si la palma de la mano percibe calor al ponerlo a una distancia de 2.5 cm del tubo de vidrio, éste estará muy caliente para ser manejado. Coloque los vidrios calientes sobre una rejilla de asbesto y NO sobre papel o sobre la mesa.

Doblado de tubos de vidrio

Con el mechero apagado, coloque el estrangulador de flama y enciéndalo. Ajuste el flujo de gas y de aire para obtener una flama bien nivelada. Una flama con estrangulador permite calentar uniformemente una zona de 5 a 8 cm (si no se tiene estrangulador debe calentarse una zona de la misma longitud). Mantenga el tubo en la flama a lo largo de la misma y hágalo girar para calentar todo el diámetro. Cuando el tubo se ha reblandecido lo suficiente como para que se doble por su propio peso (pero sin dejar que se doble) retírelo de la flama, espere unos dos segundos para que la temperatura sea igual en el interior y el exterior y dóblelo rápidamente al ángulo deseado. Si se calentó de manera uniforme y en una longitud suficientemente correcta, el doblez deberá aparecer sin

estrangulaciones del diámetro.

- c. **Hacer un codo:** Se calienta el tubo poniéndolo a la llama de un mechero igual que en el apartado anterior. Cuando esté bien reblandecido, se saca de la llama y se dobla levantando por los extremos, ya que la parte blanda tenderá a ir hacia abajo. Se levantan los extremos hasta conseguir el ángulo deseado.

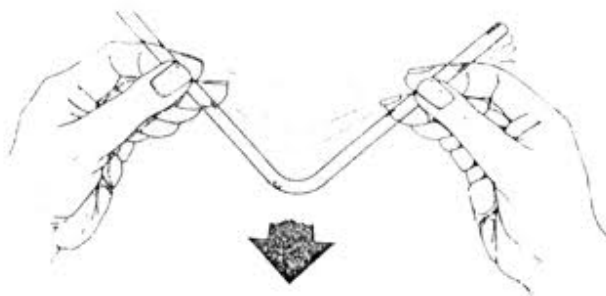


Figura No. 4 Doblado de vidrio

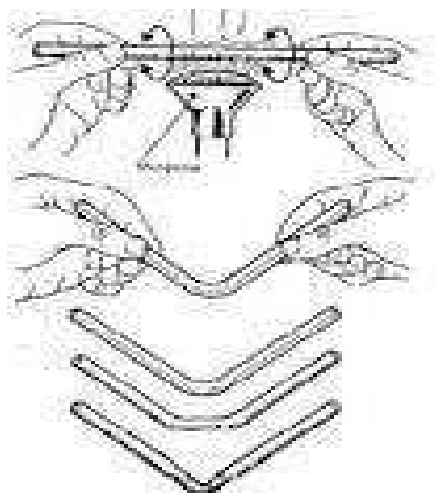


Figura No. 5 Codos

d. Hacer un tubo capilar: Coloca el tubo de vidrio sobre la llama de un mechero, girando el tubo constantemente en ambos sentidos, próximo a la parte inferior de la llama, que es la más caliente. Cuando el tubo este suficientemente caliente y ablando, se saca de la llama y se estira verticalmente hasta obtener el diámetro deseado.

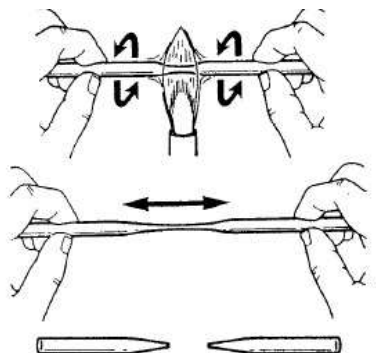


Figura No. 6 Tubo capilar

MATERIAL Y EQUIPO DE LABORATORIO

Equipo

- ❖ Mechero

Material

- ❖ Varillas de Vidrio (traer una varilla por estudiante)
- ❖ Tubo sólido de vidrio (traer uno por grupo)
- ❖ Lima triangular

PROCEDIMIENTO

Varilla de vidrio

1. Corte las varillas de vidrio, con la ayuda de la lima, de la longitud indicada por su instructor.
2. Pula con el mechero los extremos de las varillas cortadas.
3. Proceda a formar los ángulos utilizando la técnica de doblado de vidrio correctamente en la forma pedida por el instructor.



Tubo sólido de vidrio

1. Corte el tubo de vidrio, con la ayuda de la lima, de la longitud indicada por su instructor.
2. Pula con el mechero los extremos de las varillas cortadas.

NOTA: en ésta práctica no se entregará reporte ya que será inmediata, esto significa que en ese mismo día se les proporcionará la nota según la calidad del doblado del vidrio.

OPERACIONES FUNDAMENTALES DE LABORATORIO

Materiales y equipo

- ❖ Sal (NaCl), agua destilada, arena.
- ❖ Balanza, espátula acanalada, papel de filtro, embudo, bureta, pipeta, probeta, beacker, mechero Bunsen, cuadro de cedazo con asbestos, soporte, prensa universal ,agitador de vidrio

Objetivos

1. Aprender a utilizar correctamente una balanza.
2. Aprender a leer volúmenes con el equipo volumétrico básico.
3. Utilizar los métodos de filtración y evaporación para separar mezclas.

Introducción

Para trabajar eficientemente en un laboratorio, es necesario conocer el nombre del equipo con el que se trabaja, su correcta manipulación, así como información importante sobre ellos; para lograr este objetivo es necesaria la experiencia en el laboratorio. En el tema de operaciones fundamentales de laboratorio se dan una serie de pasos muy importantes para el desarrollo del programa de laboratorio, por ejemplo podemos citar varios procedimientos como:

1. Pesado de los materiales

Usted aprenderá a utilizar la balanza, equipo utilizado para medir masas, procedimiento que puede realizarse directamente o por diferencia y al que está ligada una incertidumbre*.

2. La medida de sustancias líquidas

En esta práctica usted también aprenderá a leer el menisco en un aparato volumétrico, como una probeta o una bureta. Para esto es necesario que coloque el recipiente con el menisco a la altura del ojo, como se muestra en la figura No. 1, ya que si se coloca por encima o por debajo de la línea de visión, la lectura será errónea.



Figura No. 7 Posición del ojo para leer un recipiente volumétrico.

Se hará una evaluación comparativa de la sensibilidad que tienen el beacker, la probeta y la bureta para medir líquidos. En este experimento no se estará utilizando todo el equipo volumétrico existente, sin embargo, se espera que la experiencia pueda ser utilizada por el estudiante para inferir comportamientos en otros equipos. En la parte experimental, se observará que dependiendo del equipo volumétrico, la medida de volumen variará debido a la precisión que presente cada uno de los instrumentos. Los más precisos que se usarán en el laboratorio son la probeta y la bureta, siendo esta última, la más precisa en medir un volumen.

Los equipos volumétricos además de medir un volumen pueden ser usados para contener o verter un volumen. Los equipos para contener son aquellos donde se puede almacenar un líquido durante un determinado tiempo como earlenmeyer, balón aforado, entre otros. Los equipos para verter son lo que se usan para medir un volumen como bureta, probeta, entre otros.

La separación de mezclas de las cuales existen dos tipos como son las homogéneas y heterogéneas.

- ❖ **Filtración y evaporación:** este método se utiliza para separar mezclas heterogéneas.



- ❖ **La destilación:** es un procedimiento de separación de mezclas homogéneas o disoluciones, basado en los puntos de ebullición de las sustancias. Se verá la destilación simple que es una técnica para separar un líquido en una mezcla.

En ocasiones es muy importante e imprescindible conocer si una sustancia es ácida o básica y para ello existen una gran cantidad de equipos y sustancias, pero el más sencillo es el papel tornasol, el cual es un papel impregnado de tornasol (sustancia encontrada en especies de líquenes). Existen dos tipos de papel uno color rojo y otro color azul, el cual se utiliza para determinar sustancias básicas o alcalinas y sustancias ácidas, respectivamente.

Procedimiento

A. Medida de la masa de una sustancia

1. Observar y analizar una balanza ya sea de dos platos o digital. De acuerdo a la explicación previa del asistente sobre su uso.
2. Colocar un beacker de 50 ml vacío y pesarlo, luego agregar una cantidad pequeña de arena y vuelva a pesar. La diferencia entre estas dos medidas es el peso de la arena.

Peso del beacker-arena (g)	
Peso del beacker vacío(g)	
Peso de la arena(g)	

Resultados

1. ¿Es siempre necesario hacer las mediciones por diferencia? Explicar.
2. ¿Varían las masas del objeto cuando las miden personas diferentes? ¿A qué se debe este fenómeno?

B. Medida de líquidos

- I. **Lectura del menisco:** colocar aproximadamente 8 ml de agua en una probeta



de 10 ml y leer el volumen. Para esto, coloque la probeta a 3 alturas diferentes como se muestra en la figura No.1 y anotar la lectura. Repetir el procedimiento utilizando ahora una bureta.

Posición	Probeta (ml)	Bureta (ml)
1		
2		
3		

II. Medición de volúmenes: utilizando agua destilada, mida 25 ml con un beacker, anotar el dato. Trasladar el líquido a una probeta y volver a medir el volumen. Finalmente, trasladar ese mismo líquido a una bureta y volver a medir el volumen del líquido. **Debe medir el mismo líquido en los tres recipientes!**

Recipiente	Volumen (ml)
Beacker	
Probeta	
Bureta	

Resultados

1. ¿Por qué varía la lectura del menisco al cambiar la posición del equipo volumétrico? ¿Cuál es la forma adecuada de leer un volumen en una bureta?
2. ¿Cuál de los equipos utilizados da una lectura más exacta del volumen del líquido? Defina precisión y exactitud.

Determinación de la densidad del agua midiendo su masa y su volumen.

1. Medir la masa de la probeta procurando que esté limpia y seca.
2. Verter agua en la probeta hasta los 60 ml, si es necesario utilice una pipeta para poner el menisco en la marca deseada. Importante: El menisco del agua debe quedar tangente a la marca del volumen que se estudia. Tenga el cuidado de que sus ojos estén a la misma altura del nivel del líquido para disminuir los errores asociados al proceso de medición.
3. Una vez determinado el volumen, mida la masa de la probeta con el agua en la balanza.



4. Sin vaciar la probeta agregue agua hasta una marca aproximada de 70 ml, limpie el líquido de las paredes del recipiente, mida su masa.
5. Volver a repetir la operación anterior para cada uno de los volúmenes aproximados siguientes: 80, 90 y 100 mililitros. Anote los resultados.

Preparación de una Disolución

1. Se pesa o se mide el volumen del compuesto utilizando el recipiente más adecuado según la cantidad que se necesite.

Observaciones:

- Si se trata de un sólido apelotonado o en forma de cristales grandes, es mejor triturarlo antes de pesar.
 - Si se utiliza la pipeta para medir el volumen necesario, nunca se pipeteará directamente del frasco original (se depositará una cantidad adecuada en un recipiente limpio y seco y se pipeteará de él).
2. Si el compuesto se ha medido con pipeta o dosificador se puede introducir la muestra directamente en el matraz aforado y se sigue a partir del punto 8.

Precaución: si el compuesto es un líquido concentrado, hay que tener en cuenta su naturaleza química. Por ejemplo: si es un ácido concentrado, se debe añadir un poco de agua desionizada en el matraz aforado y después, el ácido.

3. Si el compuesto se ha pesado, se trasvasa al vaso de precipitados o erlenmeyer (si es necesario, ayudándose de una espátula o un cuentagotas).
4. Para arrastrar todo el compuesto que pueda quedar adherido al recipiente, se lava éste con pequeñas cantidades de disolvente (a partir de aquí, "agua desionizada") y se vierte el lavado en el vaso.
5. Se disuelve el compuesto utilizando la mínima cantidad de agua desionizada posible.



Durante este proceso se puede utilizar una varilla de vidrio o un agitador magnético para favorecer la disolución.

Observación: En caso de disoluciones endotérmicas o exotérmicas, se homogeneiza y se deja reposar hasta que alcance la temperatura ambiente no se podrá trasvasar al matraz aforado hasta que no esté a temperatura ambiente.

6. Se trasvasa la disolución cuidadosamente al matraz aforado. Para ello se puede hacer uso de un embudo, de una varilla de vidrio, o directamente desde el vaso de precipitados.
7. Se lava el vaso varias veces con pequeñas cantidades de agua desionizada y se vierten los lavados al matraz aforado por el mismo sistema usado en el apartado anterior (embudo, varilla o vaso directamente). De este modo la disolución se trasvasa cuantitativamente.
8. Se añade agua desionizada al matraz aforado hasta una zona cercana a la marca de enrase, pero sin llegar a ella.
9. Se tapa el aforado y se homogeneiza la disolución agitando varias veces. Se quita el tapón y se deja reposar para que las gotas del cuello del matraz resbalen hacia la disolución.
10. Se enrasa con agua desionizada hasta la marca del aforado. Para ello:
 - Se colocan los ojos a la misma altura que el nivel del líquido con el matraz apoyado sobre una superficie horizontal.
 - Se iguala el fondo cóncavo del menisco con la marca del matraz aforado con la ayuda de un cuentagotas y agua desionizada añadida gota a gota.



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011

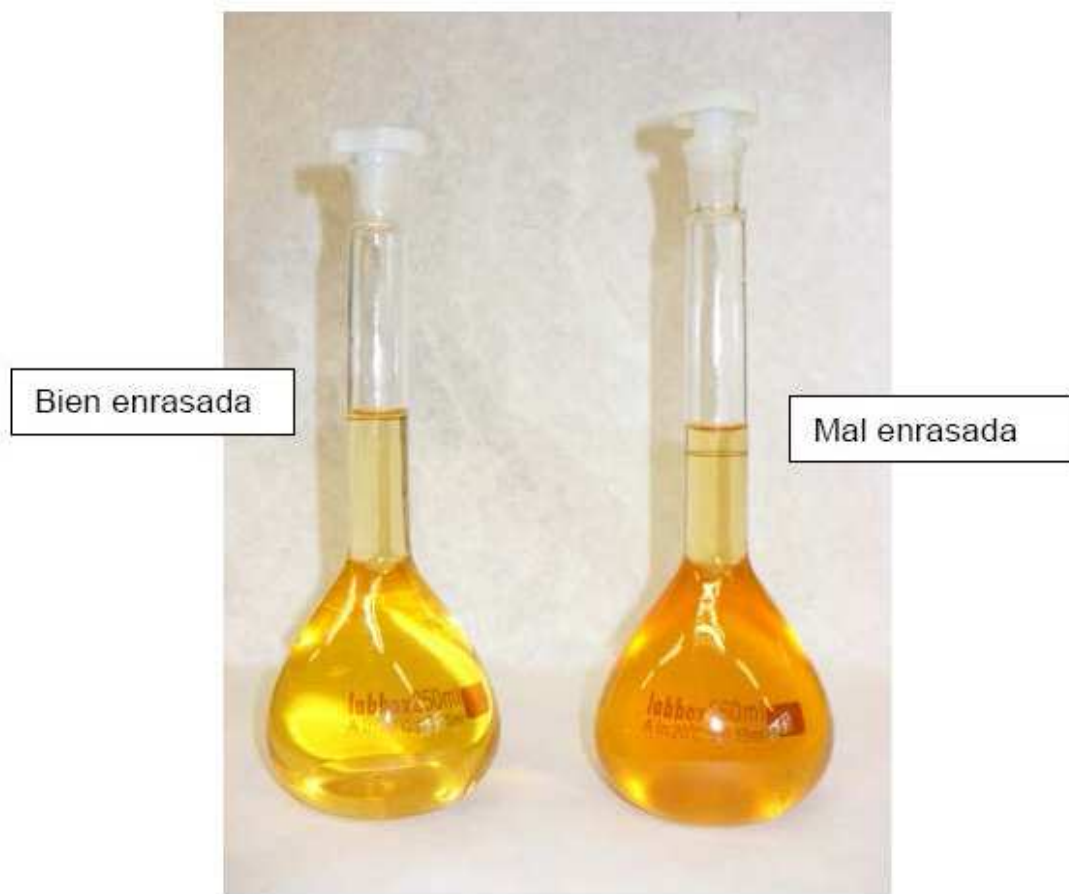


FIGURA No 8 Preparación de Soluciones



ACAII

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Ingeniería y de Tecnología



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



Práctica No. 5

IDENTIFICACIÓN DE MEZCLAS HOMOGÉNEAS Y HETEROGÉNEAS

Objetivo:

1. Identificar y clasificar una mezcla homogénea o heterogénea

Material:

Cuchara
Vaso de precipitado
Tubos de ensayo
Gradilla
Pipeta graduada
Agitador de vidrio
CaCO₃ (carbonato de calcio)
NaCl (cloruro de sodio)
CH₃CH₂OH (etanol)
Pequeños pedazos de granito
Gasolina
Agua

Introducción:

En química, una mezcla es una combinación de dos o más sustancias en tal forma que no ocurre una reacción química y cada sustancia mantiene su identidad y propiedades. Una mezcla puede ser usualmente separada a sus componentes originales por medios físicos: destilación, disolución, separación magnética, flotación, filtración, decantación o centrifugación. Si después de mezclar algunas sustancias, no podemos recuperarlas por medios físicos, entonces ha ocurrido una reacción química y las sustancias han perdido su identidad: han formado sustancias nuevas. Un ejemplo de una mezcla es arena con limaduras de hierro, que a simple vista es fácil ver que la arena y el hierro mantienen sus propiedades. Existen dos tipos de mezclas: mezclas homogéneas y mezclas heterogéneas. Consideramos mezcla homogénea (sistema monofásico, solución) cuando no visualizamos fases, y mezcla heterogénea (sistema polifásico) cuando podemos visualizarlas.



Desarrollo experimental:

Preparar las mezclas relacionadas en la Tabla 1. Enseguida, tapar, agitar y dejar en reposo por 5 minutos.

Analizar cada mezcla, determinando el número de fases.

Clasificar, completando la Tabla 1

SISTEMA COMPONENTES FASES CLASIFICACIÓN

1er tubo 3 ml. de agua + 1 ml. de alcohol

2o tubo 3 ml. de agua + 1 g de NaCl

3er tubo 3 ml. de agua + 6 g de NaCl

4o tubo 3 ml. de agua + 2 g de CaCO_3

5o tubo 3 ml. de agua + 1 ml. de gasolina

6o tubo 20 ml. de agua + 1 pedazo de granito

Resultados y conclusiones

- 1) ¿Qué es una mezcla?
- 2) Defina fase.
- 3) En este experimento, ¿qué es lo que usamos para observar y clasificar las mezclas en homogéneas y heterogéneas?
- 4) ¿Por qué hubo formación de precipitado en el tubo 4?
- 5) ¿Por qué el agua y la gasolina no se mezclan?

En nuestro experimento, estamos usando apenas la observación visual para analizar esas mezclas, en el tubo 1 tenemos una mezcla homogénea (solución) el alcohol y el agua presentan naturaleza molecular semejante y siempre forman mezclas homogéneas; En el tubo 2 tenemos mezcla homogénea de una sola fase (solución); En el tubo 3 tenemos una solución; saturada de sal, el sistema es bifásico (una fase es la sal y la otra es la solución de agua + sal); En el tubo 4 la sal carbonato de calcio (CaCO_3) es insoluble en agua y, después de sacudir el sistema habrá formación de precipitado. Hay formación de dos fases (una fase es el precipitado – CaCO_3 y la otra es la solución agua + sal).

En el tubo 5 tenemos una mezcla bifásica (el agua y la gasolina presentan naturaleza molecular diferente y siempre forman mezclas heterogéneas), por lo tanto, mezcla heterogénea.

En el vaso de precipitado tenemos el granito, sistema trifásico constituido por cuarzo (parte blanca), feldespato (parte negra) y mica (parte clara y brillante), y el agua. Esta mezcla presenta cuatro fases por lo tanto es heterogénea.

Nota: Lo que se encuentra marcado hay que comprarlo por grupo.



Práctica No. 5 A

CLASIFICACIÓN DE LAS SOLUCIONES Y PARÁMETROS QUE INFLUYEN EN LA SOLUBILIDAD Y CONDUCTIVIDAD DE LAS SOLUCIONES

MATERIALES Y EQUIPOS:

Equipos: Reactivos:

Vasos de precipitados, Hidróxido de sodio (NaOH)
Probeta, Cloruro de amonio (NH₄Cl)
Agitadores de Vidrio, Benceno, Sal en piedra (NaCl)
Termómetro NaCl pulverizado
Tubos de Ensayos, Azúcar, Acetona, Yoduro de Potasio
Gradilla, Yodo y Alcohol etílico

OBJETIVOS:

1. Explicar los efectos del tamaño de las partículas, temperatura y agitación en una solución sólido-líquido.
2. Explicar los efectos de la temperatura, agitación y presión de un gas en solución.

Concepto de Disolución:

Una disolución es un sistema homogéneo, molecular o iónico, homogéneo de composición variable dentro de ciertos límites y su composición es tal que solo puede variar mediante un cambio de estado.

Las disoluciones pueden clasificarse según el número de componentes en: Binarias, Terciarias según contengan dos, tres componentes y según el estado de agregación en: líquida, sólidas y gaseosas y de acuerdo a las condiciones de temperatura y presión.

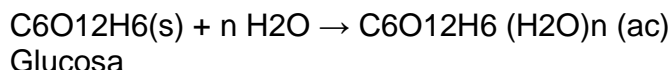
Cuando un componente es un gas o sólido y el otro un líquido, a los primeros se les denomina soluto y al segundo disolvente, cuando ambos son líquidos se considera como soluto al que está en menor proporción.

El estudio de las disoluciones es importante, ya que en ellas se basan las reacciones químicas, es decir al efectuarse las disoluciones se provocan y se controlan reacciones químicas, así como también las propiedades físicas y químicas de las mismas. Las disoluciones están presentes en fenómenos y procesos vitales de la industria.



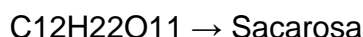
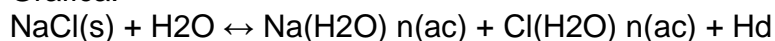
¿En qué consiste el proceso de disolución? Este es un proceso en equilibrio dinámico, que significa la dispersión del soluto en el seno del disolvente y lo inverso la separación del soluto del seno de la disolución.

Ejemplo: Cuando el soluto es una molécula que no se disocia en sus iones, la molécula del soluto es rodeada por la del disolvente.



Si la disolución se forma a partir de solutos polares las moléculas del agua hidratan a los iones del soluto, se disuelve el soluto y se obtiene la solución.

Grafica:



En una solución hay una sustancia llamada soluto que se distribuye uniformemente en otra sustancia llamada solvente. Existen diferentes formas de clasificar las soluciones: una de ellas es considerando la relación soluto y solvente: diluida, concentrada, saturada y sobresaturada.

Otra clasificación está basada en el estado físico original de los componentes, las que se encuentran con más frecuencia son: a) un gas disuelto en un líquido, (H_2 en agua), b) un líquido disuelto en un líquido (H_2SO_4 en H_2O) y c) un sólido disuelto en un líquido (AgNO_3 en H_2O). A menos que se especifique otra cosa, vamos a suponer que en las soluciones a que nos referimos el solvente es agua.

Atendiendo al equilibrio de la disolución esta se pueden clasificar en: disoluciones Saturadas, No saturadas y sobresaturadas. Cuando la cantidad de soluto sin disolver es igual al soluto disuelto, la disolución es saturada; su condición permanece invariable si no cambian las condiciones del sistema. No saturadas cuando todo el soluto se ha disuelto y no hay equilibrio. Y por último sobresaturada si la cantidad de soluto es mayor.

La solubilidad: se expresa como la cantidad máxima de soluto que se puede disolver en un sistema soluto-disolvente en equilibrio, a una temperatura y presión constante.

La solubilidad depende de los siguientes factores:

1. La naturaleza de las sustancias.



2. La Temperatura.
3. La presión.
4. Grado de división de las partículas.

La naturaleza de las sustancias:

Los disolventes polares disuelven más fácilmente los solutos polares.

Ej. El NaCl en agua, la solubilidad es prácticamente nula y en alcohol es de 0.015 moles/L.

El agua es considerada el solvente universal, puede disolver casi todo, sin embargo no disuelve el aceite mineral, barniz, pintura, las grasas ya que son compuestos orgánicos. Los solventes orgánicos tales como éter, acetona y el alcohol pueden disolver los solutos orgánicos, esto es por la naturaleza de los enlaces que mantiene unido a los compuestos de las sustancias. La mayoría de las sustancias orgánicas son compuestos con enlaces covalentes no polares y se mantienen unidos por las débiles fuerzas de Vander Walls. Los solventes con enlaces polares ejemplo el agua, son atraídos hacia los solutos iónicos, los solventes no polares no son atraídos por los iónicos o polares. Lo semejante disuelve lo semejante.

La influencia de la temperatura:

La variación de la solubilidad de una sustancia con la temperatura, se relaciona con su calor de disolución. Si este es positivo es endotérmico, aumentara la solubilidad al aumentar la temperatura de la disolución. Si el calor de disolución es exotérmico, un aumento de temperatura, desplazará el equilibrio de disolución, decreciendo la solubilidad a esta nueva temperatura.

La influencia de la presión:

La solubilidad de los sólidos y líquidos es prácticamente independiente de las variaciones de la presión esto es por la poca compresibilidad y expansibilidad de estos estados de la materia.

La solubilidad de un gas aumenta al aumentar la presión.

Grado de División de las Partículas: Este es un factor que afecta la velocidad de dilución.

La velocidad de disolución de un soluto en un disolvente dado depende de tres factores: Tamaño de la partícula del soluto, velocidad de agitación y Temperatura.



Coeficiente de Solubilidad:

La solubilidad de los sólidos en los líquidos se expresa por el número de gramos de sustancia anhidra que pueden disolverse en 100 gramos de disolvente a una temperatura dada.

Para las disoluciones de gases en líquidos, el coeficiente de solubilidad indica el volumen de gas, medido a la temperatura y presión a las cuales se disuelve dicho gas, que satura un litro de disolvente.

Para utilizar en la práctica las soluciones, es indispensable saber cómo se expresa la relación soluto/solvente; ya que las concentraciones de las soluciones suelen expresarse de distinta manera:

PROCEDIMIENTOS:

A-Clasificación de soluciones desde el punto de vista energético:

Añadir 25 ml de H₂O destilada en 2 vasos de precipitado de 100 mL. A continuación medir la temperatura de la misma y anotarla.

Analizar ¿cómo se puede aumentar la solubilidad de cada sustancia en agua con variación de la temperatura?

Adicionar a un vaso 3 perlas de NaOH y a otro NH₄Cl.

Medir nuevamente la temperatura de ambos líquidos.

Calienta la que se favorezca con un aumento de temperatura.

B- NATURALEZA DE LOS COMPONENTES (SOLUTO Y SOLVENTE).

Disolvente polar- soluto polar.

Toma en un tubo de ensayo unos mililitros de agua. Agrega un poco de azúcar, agita. Anota lo observado. (Fórmula del azúcar : C₁₂H₂₂O₁₁)

Disolvente polar- soluto no polar

Coloca en un tubo de ensayo un poco de yodo y añade unos mililitros de agua. Agita fuertemente tratando de homogenizar la mezcla. Deja en reposo unos minutos. Observar que ocurre. A continuación añadir solución de yoduro de potasio. ¿Por qué se disuelve el yodo en presencia de yoduro de potasio (KI)?

- Disolvente no polar - soluto polar.

Añade en un tubo de ensayo seco aproximadamente 2 ml de Benceno (C₆H₆) y a continuación unos cristales de Cloruro de Sodio (NaCl). Agita la mezcla fuerte y anota lo ocurrido.



- Disolvente no polar - soluto no polar.

Coloca en un tubo de ensayo un poco de benceno, agrega unos mililitros de acetona y anota lo ocurrido.

C- EFECTO DEL TAMAÑO DE UNA PARTÍCULA, AGITACIÓN Y TEMPERATURA EN UNA SOLUCIÓN SÓLIDO LÍQUIDO.

- 1- Tamaño de la partícula: -En un tubo de ensayo agregue 2g de CuSO_4 o (NaCl) granulado y 10mls de agua, en otro añada 2g de CuSO_4 o (NaCl) pulverizado y 10mls de agua. En ambos casos mueva los tubos y observe donde se disuelve más rápido.
- 2- Efecto de la agitación. En otros dos tubos de ensayo repita el caso 1, pero esta vez, además de moverlo agítelos. Observe los resultados.
- 3- Efecto de la temperatura sobre la disolución. Toma dos vasos de precipitado y en cada uno de ellos añada 50 mls de H_2O y 5g de CuSO_4 (sulfato de cobre) o cloruro de sodio pulverizado y en otro 5g de CuSO_4 granulado. Calienta suavemente ambos hasta su disolución. Anota las observaciones sobre las velocidades de disolución del sólido.

D- GAS EN SOLUCIÓN:

-Utiliza (3) tres vasos de precipitado y márcalos A, B, C. Toma una botella de soda sin destapar y evitando moverla, obsérvala. Destapa la botella y observa de nuevo, anota tus observaciones.

-Coloca alrededor de 25 ml de soda a cada vaso: El vaso A es el control.

-Agite la soda en el vaso B.

-Coloca la soda del vaso C en un beaker con agua caliente.

-Observa la cantidad de burbujas en cada vaso. Anota tus observaciones

Nota: Lo que se encuentra marcado hay que comprarlo por grupo.



Práctica No. 5 B

MÉTODOS DE SEPARACIÓN DE SUSTANCIAS “PURIFICACIÓN DEL AGUA”

Objetivo:

Purificar una muestra de agua sucia para producir agua limpia como sea posible, utilizando los métodos de separación de sustancias más comunes y con ello reconocer la gran importancia que representa conocer estos métodos de separación y contar siempre con agua limpia.

Material:

Vasos de precipitado de 100 ml (3).
Mechero
Soporte universal. .
Papel filtro común.
Papel filtro fino
Embudo tallo largo.
Aro metálico.
Agitador
Sulfato de aluminio y potasio
Vainilla (solución comercial)
Carbón activado
Solución al 2% de azul de metileno

Introducción:

El agua es una de los recursos más importantes de nuestro planeta por ello también es de gran importancia su tratamiento para poder utilizarla, por ejemplo es de interés que conozcas que se necesitan 120 litros de agua para producir una lata de 1.3 litros de jugo, dentro del agua existe una gran cantidad de sustancias que podemos separar por métodos sencillos de separación para poder tener este recurso a nuestro alcance, por ejemplo: Filtración, destilación, adsorción, sedimentación, coagulación, extracción, cristalización y cromatografía. A continuación una breve descripción de estos métodos:

Decantación: Método utilizado para la separación de un sólido de grano grueso e insoluble, de un líquido por la separación de 2 líquidos no miscibles de diferente densidad.



Filtración: Separación de un líquido utilizando un medio poroso llamado filtro.

Centrifugación: Método utilizado para separar un sólido de un líquido mediante un aparato llamado centrifuga, por el cual un movimiento de translación acelerado aumenta la fuerza gravitacional provocando un sedimento del sólido o partículas de mayor densidad.

Destilación: Método que permite separar mezclas de líquidos miscibles aprovechando sus diferentes puntos de ebullición.

Cristalización: consiste en separar un sólido que está disuelto en una solución, finalmente el sólido queda como cristal.

Sublimación: Cuando una sustancia pasa del estado sólido al gaseoso por incremento de temperatura, sin pasar por el líquido.

Evaporación: Es la operación por la cual se separa un sólido disuelto en un líquido por incremento de temperatura hasta que el líquido hierve, el sólido queda en el recipiente y el líquido se evapora.

Cromatografía: Este método consiste en separar mezclas de gases o líquidos por el paso de estos por un medio poroso y adecuarlo con la ayuda de solventes.

Adsorción: Es la capacidad que tienen algunas sustancias de retener sobre la superficie algunas partículas que dan olor, sabor, color o una apariencia turbia.

Desarrollo experimental:

Colocar en un vaso de precipitados agua, tierra, 2 gotas de azul de metileno y vainilla. Mide con ayuda de una probeta graduada aproximadamente 80 ml del agua que preparaste y transfíerelo a un vaso de precipitado. ¿Cómo podrías lograr limpiar el agua de una manera natural donde no intervinieran sustancias químicas?

Examina sus propiedades olor, color, temperatura, presencia de sólidos y anota tus observaciones.

Agrega 3 gramos de sulfato de aluminio y potasio, agita y deja que la muestra se sedimente.

Coloca el material de la forma adecuada para filtrar (pide ayuda a tu profesor) coloca el papel filtro común en el embudo.



Procede a verter la muestra con un agitador en el embudo recogiendo el filtrado en otro vaso de precipitado.

Observa lo que sucede ¿quedó limpio? ¿Tiene olor? ¿Tiene color?

Agrega 3g de carbón activado a tu filtrado y agita y procede a calentar suavemente con la ayuda de un mechero durante 5 min.

Procede a filtrar nuevamente tu muestra con la ayuda de un papel filtro fino, observa lo que sucede ¿tu muestra tiene olor, color, sabor? ¿Está limpia?

17

Resultados y conclusiones:

AGUA ANTES DEL TRATAMIENTO AGUA DESPUÉS DEL TRATAMIENTO

OLOR: _____

COLOR: _____

SABOR: _____

PARTICULAS: _____

TRANSPARENCIA: _____

POLVOS: _____

1. ¿En qué industrias se emplean los métodos de separación antes mencionados?
2. ¿De qué depende la velocidad de filtración de la sustancia?
3. ¿Qué entiendes por destilación simple?
4. ¿Qué entiendes por destilación fraccionada?
5. ¿Qué sustancias conoces que sean adsorbentes?
6. ¿Cuáles son tus observaciones y conclusiones de este trabajo práctico?

Nota: Lo que se encuentra marcado hay que comprarlo por grupo.



Práctica No. 6

PREPARACIÓN DE HELADO

Objetivos. Mostrar al alumno la técnica de preparación de nieve o helado de sabor.

Materiales y sustancias.

- 1 tina o cubeta de suficiente tamaño para contener hielo
- 1 olla o cacerola que sea de aluminio o acero inoxidable (evitar que esté recubierta con peltre ya que éste aísla el calor e impide su extracción hacia el hielo).
- 1 pala de madera
- 1 cuchara para cocinar
- 1 pica-hielo
- Vasitos desechables
- Cucharillas desechables
- Materia prima. Esta puede ser desde agua de sabor hasta refresco, licuados, malteadas; cualquier cosa que se le ocurra para darle sabor al helado.
- Hielo picado
- Sal de grano o de mesa

Procedimiento.

1. Preparar la materia prima que será utilizada para preparar el helado (de ser necesario).
2. En la tina, colocar una cama de hielo mezclado con una cama de sal. Ésta debe ser de suficiente tamaño como para soportar la cacerola.
3. Colocar la cacerola y comenzar a rodearla con camas de hielo con sal (mientras más picado esté el hielo más eficiente será el proceso).
4. Una vez rodeada completamente la cacerola por hielo con sal (hasta poco más de tres cuartas partes de su altura), vacía la materia prima dentro de la cacerola.
5. Comenzar a girar la cacerola con rapidez pero con suficiente cuidado de no derramar la materia prima, de modo que las paredes de la cacerola friccionen todo el tiempo con la masa de hielo-sal.
6. Con ayuda de la pala de madera, raspar cuidadosamente las paredes internas



de la cacerola, esto con la finalidad de inducir la aparición de los primeros cristales de sustancia.

7. Una vez que esté solidificada la materia prima (asegurarse de detener los giros de la cacerola cuando la masa de materia prima esté perfectamente sólida y muy dura), servir el helado en los vasitos desechables y disfrutarlo bien frío.

Nota: Traer 6 yardas de plástico para poder cubrir los lugares de trabajo, una esponja para lavas los utensilios.



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Administración y de Ingeniería





USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011

NOMENCLATURA



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Arquitectura y de Ingeniería



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



Introducción

La enorme cantidad de compuestos que maneja la química hace imprescindible la existencia de un conjunto de reglas que permitan nombrar de igual manera en todo el mundo científico un mismo compuesto. De no ser así, el intercambio de información sobre química entre unos y otros países sería de escasa utilidad.

No es hasta finales del siglo XVIII cuando las sustancias químicas comienzan a recibir nombres lógicos y racionales pues hasta ahora se las nombraba con nombres, heredados de la **alquimia**.

En 1780 **Lavoisier** junto con otros tres químicos franceses, **Guyton de Morveau**, **Berthollet** y **Fourcony** inician la creación de un sistema de nomenclatura más lógico y racional que sustituya al heredado de los alquimistas. La empresa ve la luz cuando **Lavoisier** publica su **Tratado Elemental de Química** en el que expone de forma organizada y sistemática la nueva nomenclatura.

A principios del siglo XIX, **Berzelius** asigna a cada elemento un símbolo que coincide con la inicial del nombre en latín. Así pues, las fórmulas de las sustancias consistirían en una combinación de letras y números que indican el número de átomos de cada elemento.

La representación moderna se debe a **Berzelius** quien propuso utilizar, en vez de signos arbitrarios, la primera letra del nombre latino del elemento y la segunda en caso que dos elementos empezaran por la misma letra. Ya que, los elementos conocidos desde la antigüedad tenían por lo general un nombre en cada idioma; hierro, fer iron eisen....y el latín era entonces la lengua internacional utilizada en la terminología científica. Si los símbolos representan a los átomos de los elementos, las fórmulas representan la composición molecular de las sustancias. El agua tiene por fórmula H_2O , que indica que su molécula está formada por 1 tomos de oxígeno y 2 átomos de hidrógeno; la fórmula del amoniaco es NH_3 , que expresa que su molécula está constituida por 1 átomo de nitrógeno y 3 átomos de hidrógeno.

Tabla Periódica

La **tabla periódica de los elementos** clasifica, organiza y distribuye los distintos [elementos químicos](#), conforme a sus propiedades y características; su función principal es establecer un orden específico agrupando elementos.

Suele atribuirse la tabla a [Dmitri Mendeléyev](#), quien ordenó los elementos



basándose en las propiedades químicas de los elementos, si bien [Julius Lothar Meyer](#), trabajando por separado, llevó a cabo un ordenamiento a partir de las propiedades físicas de los [átomos](#). La forma actual es una versión modificada de la de Mendeléyev; fue diseñada por [Alfred Werner](#).

Se conoce como **tabla periódica de los elementos**, **sistema periódico** o simplemente como **tabla periódica**, a un **esquema** diseñado para organizar y segmentar cada elemento químico, de acuerdo a las propiedades y particularidades que posea.

Es una herramienta fundamental para el estudio de la **química** pues permite conocer las semejanzas entre diferentes elementos y comprender qué puede resultar de las diferentes uniones entre los mismos.

Proceso de desarrollo del sistema periódico

Según se advierte al investigar sobre la tabla periódica, la historia de esta estructura está relacionada al descubrimiento de los diferentes elementos químicos y a la necesidad de ordenarlos de alguna manera.

Desde los comienzos de la ciencia se intenta comprender el por qué y el cómo de la materia y los elementos que conforman nuestro sistema gracias a las diferentes experiencias de los científicos cada vez se ha podido descomponer aun más la materia para analizarla palmo a palmo, llegando finalmente a averiguar que es mucho más complejo que lo que a simple vista parece.

A partir del siglo XIX los científicos tuvieron la necesidad de establecer un orden en los elementos descubiertos. La forma en la que decidieron hacerlo, fue partiendo de sus masas atómicas y agrupando aquellos que se asemejaran, sin embargo esta tarea no era tan sencilla ya que era difícil reflejar en un cuadro ordenado las similitudes y diferencias entre unos y otros.

Finalmente en 1869 Mendeleev presentó la primera versión de la tabla periódica. La misma estaba compuesta por una columna con 63 elementos agrupados de acuerdo a sus propiedades en común, y varios espacios en blanco. El químico ruso asumía que faltaban algunos no habían sido descubiertos, los correspondientes a las masas atómicas que aun no se conocían y que permitían que la tabla tuviera una regularidad numérica absoluta. Pese a que en su momento, su teoría no fue aceptada pues parecía poco exacta, años más tarde al descubrir los elementos faltantes se comprobó que Mendeleev tenía razón.



De dónde procede el nombre de los elementos químicos

Planetas y asteroides

Mercurio (Hg): del planeta mercurio pero los griegos lo llamaban plata acuática hydrárgyros). **Uranio (U):** del planeta Urano. **Neptunio (Np):** del planeta Neptuno. **Plutonio (Pu):** del planeta Plutón. **Cerio (Ce):** por el asteroide Ceres. **Titanio (Ti):** de los Titanes, dioses según la mitología griega.

Lugares

Magnesio (Mg): Magnesia, comarca de Grecia. **Scandio (Sc) y Tulio (Tm):** Escandinavia. **Cobre (Cu):** cuprum, de la isla de Chipre. **Galio (Ga) y Francio (Fr):** Gallia, Francia. **Selenio (Se):** Selene, la Luna. **Estroncio (Sr):** Strontian, ciudad de Escocia. **Itrio (Y), Erblio (Er), Terbio (Tb) e Yterbio (Yb):** de Ytterby, pueblo de Suecia. **Holmio (Ho):** Estocolmo (en latín). **Lutecio (Lu):** de Lutetia, nombre Romano de París. **Hafnio (Hf):** Hafnia, Copenhague en latín. **Polonio (Po):** Polonia. **Americio (Am):** América. **Berkelio (Bk):** Berkeley, universidad de California. **Californio (Cf):** California (EEUU). **Renio (Re):** Rhenus, Rin. **Rutenio (Ru):** Rusia (en latín). **Europio (Eu):** Europa. **Germanio (Ge):** Germania, Alemania.

Científicos

Lawrencio (Lr): E.O. Lawrence. **Rutherfordium (Rf):** Ernest Rutherford. **Hahnio (Ha):** Otto Hahn. **Bohrio (Bh):** Niels Bohr. **Gadolinio (Gd):** Gadolin. **Samario (Sm):** Samarski. **Curio (Cm):** Pierre y Marie Curie. **Einsteinio (Es):** Albert Einstein. **Fermio (Fm):** Enrico Fermi. **Mendelevio (Md):** Dmitri Mendeléiev. **Nobelio (No):** Alfred Nobel.

La IUPAC reconoce 109 elementos. Aproximadamente la mitad de ellos existen en la naturaleza en forma nativa, es decir se encuentran en forma simple. Son elementos nativos el carbono, el cobre, el oro, la plata, el nitrógeno, el oxígeno, el mercurio, etc. El yodo, cloro, sodio y muchos otros elementos se encuentran solo en forma combinada y fue necesario que los químicos desarrollaran métodos para aislarlos e identificarlos. A estos elementos se les conoce como naturales. De los elementos actualmente reconocidos, algunos no existen en la naturaleza; son producto de procesos de alta tecnología y se les conoce como elementos sintéticos. El tecnecio, californio, einsteinio son ejemplos de elementos sintéticos.



Los Átomos de los Elementos

Para fines de la descripción de los elementos químicos, el átomo consta de tres tipos distintos de partículas: Los electrones, los protones y los neutrones. Los electrones y los protones contienen cada uno una carga eléctrica. Los electrones contienen cada uno una carga negativa y los protones contienen cada uno una carga positiva. Cada una de las tres partículas posee masa, sin embargo la masa del electrón es alrededor de 1840 veces menor que la masa del protón y la masa del protón es muy parecida, aunque no idéntica, a la masa del neutrón; el neutrón es el tercer tipo de partícula atómica, que se caracterizan por no soportar carga eléctrica, es decir, es neutro.

La masa atómica de los elementos

No hay reglas para determinar cuántos neutrones debe haber en el núcleo de un átomo. Es común el hecho de que el número de neutrones sea igual al número de protones, como ocurre en:

El átomo de **helio**, que contiene **2 protones** y **2 neutrones**, el átomo de **carbono**, que contiene **6 protones** y **6 neutrones**.

Sin embargo esto no es una regla, ya que el átomo de **hidrogeno** contiene **1 protón y 0 neutrones**, el átomo de **manganeso** contiene **25 protones y 30 neutrones**.

Lo anterior se complica por el hecho de que existen átomos que tienen el mismo número de protones, pero diferente número de neutrones. Existe, por ejemplo, tres tipos de átomos que contienen solo un protón: el que no tiene neutrones, el que tiene solo un neutrón y el que no tiene neutrones. Como el número de protones o número atómico es característico de los átomos de un elemento, los tres átomos anteriores pertenecen al mismo elemento: el hidrogeno, pero los tres átomos de hidrogeno descritos son diferentes en sus masas atómicas relativas. A los átomos de un mismo elemento que tienen diferentes masas atómicas relativas se les llama isótopos.

La configuración electrónica de los átomos y la Tabla Periódica

Orbitales atómicos y Números Cuánticos

El modelo que actualmente utilizamos para describir a los átomos indica que los electrones se mueven a gran velocidad dentro de un volumen que es cercano al núcleo del átomo. Según nuestro modelo del átomo, cada electrón asociado a un núcleo tiene un comportamiento diferente al de los otros electrones



del mismo átomo. Según nuestro modelo del átomo, cada electrón asociado a un núcleo tiene un comportamiento diferente al de los otros electrones del mismo átomo.

El comportamiento de cada electrón esta descrito por una función matemática llamada función de onda o también orbital y se representa por ψ (**psi**). La función de onda depende de un conjunto de 4 números, denominados números cuánticos, a los que se les asignan los valores de n , l , m y s .

- n es el número cuántico principal y define el nivel de energía del electrón.
- l es el número cuántico de forma y, en efecto, produce una función geométrica que define la forma del volumen cercano al núcleo en el que es probable encontrar al electrón.
- m es el numero cuántico magnético e indica la orientación que puede tener el volumen en el espacio, en particular cuando el átomo se encuentra sometido a un campo magnético.
- m_s es el numero cuántico giromagnetico, o sea, la dirección del campo magnetice que genera el electrón en su movimiento. A este número se le conoce como espín del electrón

Entonces $\psi = \psi(n, l, m, m_s)$. La energía total del electrón depende de los cuatro números cuánticos. Los números cuánticos tienen valores permitidos:

n puede valer $1, 2, \dots, N$, donde N es numero natural. l puede valer $0, 1, 2, \dots$ etc. Cuando un electrón se ubica en el nivel n , l puede tener cualquier valor de entero, siempre que no sea menor que cero ni mayor o igual que n , es decir que su valor máximo será $n-1$.

m puede adquirir valores enteros, positivos o negativos. Para definir el valor de s me necesita definir antes el valor de l .

Los valores permitidos de m son, entonces,

$-l, \dots, -2, -1, 0, 1, 2, \dots, +l$

m_s puede adquirir solo dos valores. Uno es positivo si la dirección del campo magnético que genera el electrón en su movimiento sigue la rotación contraria a las manecillas del reloj y negativo si sigue la dirección opuesta. Esto proviene de principios clásicos de electromagnetismo que dice "Toda carga electica en movimiento genera un campo magnético" y la "Regla de la mano derecha: si la



carga eléctrica se mueve en la dirección del pulgar, las líneas de fuerza del campo magnético positivo rotan en la dirección dada por las puntas de los dedos”.

Los Niveles de Energía

Un nivel de energía está definido en un átomo por todos los electrones que pueden tener el mismo valor de n . Un subnivel de energía está formado por todos los electrones que pueden tener los mismos valores de n y l .

Principios de construcción

Se llama principio de construcción el conjunto de reglas que permiten ubicar a los electrones de un átomo en los diferentes orbitales.

Regla 1: Para cada elemento, el átomo aislado (en fase gaseosa) tiene un diagrama de energía de orbitales que le es propio, diferente del diagrama de energía de orbitales de cualquier otro átomo.

Aunque el diagrama de energía de orbitales de un átomo contiene todos los niveles y subniveles de energía posibles, solo están ocupados los orbitales necesarios para ubicar los electrones del átomo; los demás orbitales están vacíos.

Regla 2: Los electrones en los átomos son atraídos por el núcleo y tienden a ocupar el orbital disponible de menor energía.

Por ejemplo, el átomo de hidrógeno tiene solo un electrón, su posición más estable es el orbital 1s.

En el átomo de helio hay 2 electrones, ambos ocuparán el orbital 1s. Sin embargo, los dos electrones son distintos y sus funciones de onda serán diferentes:

$$\Psi_{1er\ electron} = \Psi(1,0,0, +1/2)$$

$$\Psi_{2^{o}\ electron} = \Psi(1,0,0, -1/2)$$

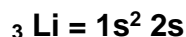
Esto es, aunque ocupan el mismo orbital, sus funciones de onda son diferentes en el número cuántico de espín.

Regla 3: Principio de Exclusión: en un átomo no puede haber dos electrones con números cuánticos idénticos.

En el átomo de litio, con 3 electrones, los dos primeros ocuparán el orbital 1s, pues sus números cuánticos serán diferentes en el valor del espín. El tercer



electrón no puede ubicarse en el mismo orbital, pues sus números cuánticos repetirán el del primer electrón o el del segundo. Por tanto, para el tercer electrón el orbital 1s no está disponible. El orbital disponible de menor energía será entonces el 2s y la configuración electrónica (o ubicación del electrón) será:



Note que el exponente 2 del orbital 1s significa que el subnivel está ocupado por 2 electrones.

Con base en el mismo razonamiento, la configuración electrónica del boro, con 5 electrones será:



La del neón, con 10 electrones será:



En el subnivel p hay 3 orbitales con diferentes valores de m, por lo que pueden alojar hasta 6 electrones.

Como regla general:

En el subnivel s de cada nivel se pueden alojar hasta 2 electrones.

En el subnivel p de cada nivel se pueden alojar hasta 6 electrones

En el subnivel f de cada nivel se pueden alojar hasta 10 electrones

En el subnivel l de cada nivel se pueden alojar hasta 14 electrones

O en el subnivel l de cada nivel se pueden alojar hasta $2(2l+1)$ electrones

Regla 4: Orden de ocupación. El orden creciente de energía de los subniveles, que es el mismo en el que son ocupados por los electrones, es:

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

Esta secuencia no es fácil de recordar.

En la figura No. 1 Representa lo que se ha denominado Regla de las diagonales. El esquema es semejante al diagrama de niveles de energía, en forma invertida. Se construye escribiendo en la primera columna los orbitales s de todos los niveles de energía, en la segunda columna los orbitales np, empezando por 2p, puesto que no existe el 1p; en la tercera los orbitales nd, empezando por 3d, puesto que no existen los orbitales 1d y 2d, etc. El orden de llenado corresponde a

la lectura de los orbitales siguiendo una secuencia en diagonal.

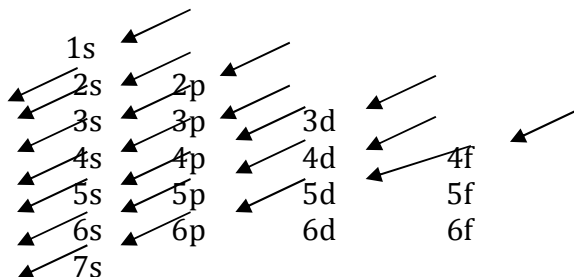
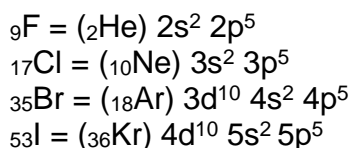


Figura No.1 Regla de las diagonales

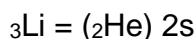
Configuración electrónica y propiedades químicas

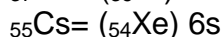
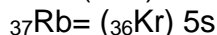
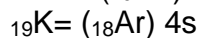
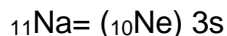
Los gases nobles son un conjunto de elementos: helio, neón, argón, Kriptón, xenón y radón que se caracterizan por ser todos ellos gaseosos a temperatura ambiente y muy poco reactivos, es decir, no forman fácilmente compuestos con ninguno de los otros elementos. También se caracterizan porque sus configuraciones electrónicas terminan en un orbital np6 (excepto el helio, que es muy pequeño y cuya configuración es 1s²). Esta evidencia sugiere que la inactividad química se puede deber a su configuración electrónica.

Aun antes de que se conociera la configuración electrónica de los átomos ya se había agrupado a los elementos flúor (9F), cloro (17Cl), bromo (35Br) y yodo (53I) bajo el nombre de halógenos(que quiere decir “formadores de sales”), como un conjunto de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas.



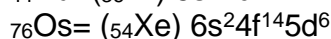
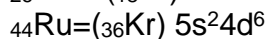
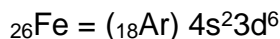
En todos estos casos la configuración del último electrón es np⁵. También ocurre que los elementos litio (₃Li), sodio (₁₁Na), potasio (₁₉K), rubidio (₃₇Rb) y cesio (₅₅Cs), en los que la configuración del último electrón es ns:





Forman un grupo de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas. A estos elementos se les conoce como metales alcalinos.

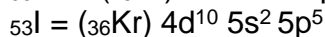
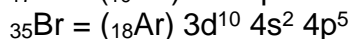
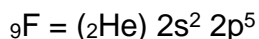
De lo mencionado se infiere que las propiedades de los elementos dependen de la configuración electrónica del último electrón. También se puede establecer que los elementos en los que el último electrón. También se puede establecer que los elementos en los que el último electrón tiene la misma configuración forman un "grupo". Los elementos del "grupo del hierro" son aquellos cuyo último electrón tiene configuración nd^6 .



Configuración electrónica y propiedades químicas

Los gases nobles son un conjunto de elementos: helio, neón, argón, Kriptón, xenón y radón que se caracterizan por ser todos ellos gaseosos a temperatura ambiente y muy poco reactivos, es decir, no forman fácilmente compuestos con ninguno de los otros elementos. También se caracterizan porque sus configuraciones electrónicas terminan en un orbital np^6 (excepto el helio, que es muy pequeño y cuya configuración es $1s^2$). Esta evidencia sugiere que la inactividad química se puede deber a su configuración electrónica.

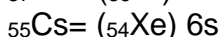
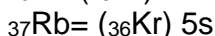
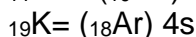
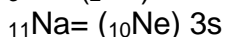
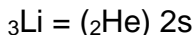
Aun antes de que se conociera la configuración electrónica de los átomos ya se había agrupado a los elementos flúor (9F), cloro (17Cl), bromo (35Br) y yodo (53I) bajo el nombre de halógenos(que quiere decir "formadores de sales"), como un conjunto de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas.



En todos estos casos la configuración del último electrón es np^5 . También ocurre que los elementos litio (${}_{3}\text{Li}$), sodio (${}_{11}\text{Na}$), potasio (${}_{19}\text{K}$), rubidio (${}_{37}\text{Rb}$) y cesio

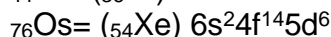
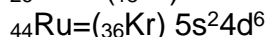


($_{55}\text{Cs}$), en los que la configuración del último electrón es ns:



Forman un grupo de elementos que tienen propiedades químicas muy parecidas. A estos elementos se les conoce como metales alcalinos.

De lo mencionado se infiere que las propiedades de los elementos dependen de la configuración electrónica del último electrón. También se puede establecer que los elementos en los que el último electrón. También se puede establecer que los elementos en los que el último electrón tiene la misma configuración forman un "grupo". Los elementos del "grupo del hierro" son aquellos cuyo último electrón tiene configuración nd⁶.



La posibilidad de agrupar a los elementos por propiedades químicas parecidas, independientes del número atómico y del número de masa de sus átomos, ya había sido explorada antes de elaborar el modelo actual del átomo. A la reaparición de algunas propiedades de los elementos cada determinado intervalo de números atómicos se le llamo periodicidad.

La tabla periódica se construye de tal manera que el primer grupo está constituido por los elementos en los que el último electrón del átomo es ns, el siguiente grupo se caracteriza porque el último electrón es ns², el siguiente, porque el último electrón es nd².

La recomendación de la IUPAC mas reciente indica que los grupos se enumeran del 1 al 18 para cubrir las configuraciones electrónicas externas que van de ns¹ hasta (n-1) d¹⁰ ns² np⁶. Todos los elementos que poseen electrones en orbitales (n-2) f también tienen un electrón en (n-1) d. A estos elementos se les considera apilados sobre el elemento que tiene configuración (n-1) d ns² y, por tanto, no "alargan" la tabla periódica. Los elementos que siguen al lantano ($_{57}\text{La}$), que van del cerio al lutecio, tienen al último electrón en orbital f y se les llama lantánidos. Lo mismo ocurre con los elementos que siguen del actinio, del torio al lawrencio, a



los que se les llama actínidos.

Los elementos que se encuentran en una sola hilera horizontal de la tabla periódica forman un periodo. Los elementos que forman un periodo se caracterizan porque el número cuántico principal n más alto de la configuración electrónica de los átomos, es el mismo. El primer periodo está formado por solo dos elementos, porque solo hay 2 átomos que tienen su configuración electrónica en el nivel cuántico $n = 1$ y son el hidrógeno (${}_1\text{H} = 1s$) y el Helio (${}_2\text{He} = 1s^2$). El segundo periodo está formado por los 8 elementos que tienen electrones externos en $n=2$ y van del litio (${}_3\text{Li} = ({}_2\text{He}) 2s$) al neón (${}_{10}\text{Ne} = ({}_2\text{He}) 2s^2 2p^6$). Se llama capa al conjunto de orbitales que aparecen en un periodo.

Los iones monoatómicos y su nomenclatura

Se dice que un elemento es reactivo cuando es capaz de reaccionar espontánea y rápidamente con las sustancias de su entorno (comúnmente oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono o agua) en condiciones ambientales. Es común que veamos a algunos metales como el hierro, el plomo o el cobre, revestidos de una capa de óxido de metal. Esta capa puede ser eliminada con algún abrasivo (lija) o con una agente químico. Sin embargo, su formación es espontánea y en ocasiones crece indefinidamente hasta destruir el metal. Los metales más activos o reactivos que los anteriores reaccionan con mayor rapidez. Este sería el caso del calcio o del sodio puro en el aire o en el agua.

Por el contrario, se dice que un elemento es inactivo o estable cuando es incapaz, de reaccionar con otros elementos o compuestos o lo hace solo en condiciones inducidas, ya sea calentando, sometiendo a los reactivos a campos eléctricos de mayor o menor intensidad, etc.

En la naturaleza es fácil reconocer a los elementos más estables, pues son capaces de permanecer en el aire, en el agua en el suelo en forma combinada o elemental. Es el caso del nitrógeno, el oxígeno, de los gases nobles, el carbono, el azufre, el cobre, la plata, el oro y el mercurio. Excepto los gases nobles, estos elementos existen también en forma combinada, pues en la naturaleza hubo condiciones energéticas excepcionales (altas temperaturas), y aun las hay en momentos singulares (la aparición de un rayo, la erupción de un volcán, por ejemplo), que aportan las condiciones necesarias para hacer reaccionar a los elementos estables. Un rayo es capaz de hacer reaccionar al nitrógeno con el oxígeno en la atmósfera, a pesar de la estabilidad de ambos.



Entre los elementos parece existir una relación entre la estabilidad y la configuración electrónica. Cuando la configuración electrónica termina en un subnivel completo (ns^2 , np^6 o $(n-1)d^{10}$) el elemento parece un tanto más estable que sus vecinos. El caso más llamativo es el de los gases nobles. Son extraordinariamente estables y, simultáneamente, todos los subniveles electrónicos en la última capa están completos. En cambio, los elementos de los grupos 17 y 1 son tan reactivos que ninguno de ellos existe en forma elemental en la naturaleza. También parece que los elementos del grupo 12, cuya configuración externa es $(n-1)d^{10}ns^2$, son más estables que sus vecinos del grupo 13 con configuración $(n-1)d^{10}ns^2 np^1$.

Es curioso la “anormalidad” de las configuraciones electrónicas de los elementos del grupo 11, que debieran ser $(n-1)d^9 ns^2$ y frecuentemente se presentan como $(n-1)d^{10}ns^1$. En este caso la capa externa está formada por un subnivel completo y un subnivel semicompleto. La estabilidad que confiere esta configuración es tal que los elementos existen en la naturaleza en formas no combinadas: pepitas de oro, hilos de plata en las rocas argentíferas y laminillas de cobre. La configuración electrónica terminada en ns^2 del grupo 2 no aporta mucha estabilidad a los elementos, aunque estos en realidad son menos activos que los de los grupos 1 y 3.

Representación de Lewis

Hay evidencia experimental de que los electrones en los orbitales $(n-1)d$ o $(n-2)f$ participan poco en la reactividad de los elementos y casi no influyen en sus propiedades físicas y químicas. Las propiedades de los elementos lantanidos son extraordinariamente parecidas a los lantanos y lo mismo puede decirse de los elementos actinidos respecto al actinio. Por otro lado, las propiedades de los elementos de los grupos 3 al 12 cambian mucho más gradualmente que las propiedades de los elementos de los grupos 13 a 18. Se observa que los electrones ns^x y np^y son muy importantes en los átomos en lo que a las propiedades químicas y físicas de los elementos se refiere.

G.N. Lewis propuso que la capacidad de reacción de los elementos dependía fuertemente de la configuración electrónica $ns^x np^y$ del último nivel ocupado en sus átomos y creó una representación atómica que permite ver fácilmente sus propiedades. Las reglas para obtener la representación de Lewis de los átomos son:

1. El símbolo del átomo representa al núcleo, a todos los electrones internos y a los $(n-1)d$ y $(n-2)f$, cuando los hay. Por lo tanto, solo se representan los electrones ns y np .



2. Los electrones ns y np se representa por medio de puntos, círculos, cruces o cualquier otro símbolo que se coloca en el derredor del símbolo atómico; los electrones de un mismo átomo deberán tener el mismo símbolo. Es recomendable que los electrones de átomos diferentes tengan símbolos diferentes.
3. Los símbolos de los electrones se colocan en cuatro posiciones preferentes: arriba, abajo, a la izquierda y a la derecha del símbolo atómico. Cuando se tengan hasta cuatro electrones representables, sus símbolos deberán ocupar posiciones diferentes, si hay más de cuatro, se representaran por pares.

Formación de iones y regla de octeto

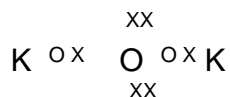
Cuando los elementos se combinan para formar compuestos, lo hacen por intercambio o compartimiento de electrones.

Los gases nobles son estables y no se combinan con ningún otro elemento en condiciones normales. En cambio, los elementos de los grupos 1 y 17 son muy activos y se combinan fácilmente entre ellos. La reacción entre un elemento del grupo 1 (alcalino) y otro del grupo 17 (halógeno) puede representarse de la siguiente manera, utilizando potasio y bromo como ejemplos:



Las especies químicas cargada eléctricamente son llamadas iones. Las especies cargadas positivamente se llaman cationes y las cargadas negativamente se llaman aniones.

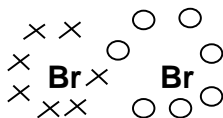
La unión de los átomos de potasio y oxígeno es ligeramente diferente pues al átomo de oxígeno le faltan dos electrones y el potasio solo puede ceder uno. Se necesitan, entonces, dos átomos de potasio para hacer que el oxígeno adquiera configuración de gas noble:



La separación de los átomos producirá un anión oxígeno con dos cargas negativas:

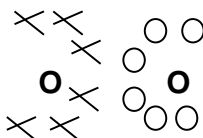


En la cual cada átomo completa el octeto. Por ejemplo, la molécula del bromo elemental es Br_2 :

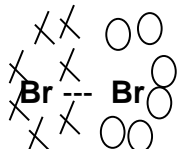


Y los demás elementos del grupo 17 forman moléculas diatómicas, comúnmente llamadas X_2 .

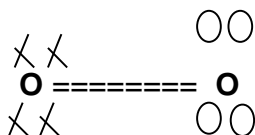
El oxígeno, en el grupo 16, forma también moléculas diatómicas estables O_2 . Su representación de Lewis es:



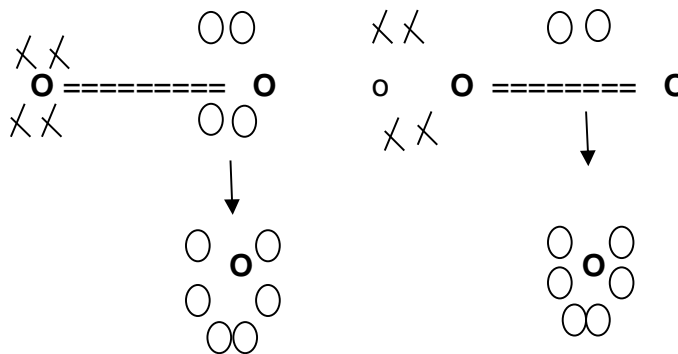
Cada par de electrones que separa un símbolo atómico de otro en la representación de Lewis se conoce como “enlace químico”, y se puede sustituir por un guion (-) entre los dos símbolos atómicos. Se dice que la unión bromo-bromo en el Br_2 forma un enlace sencillo, o simple y se puede representar por



Y la del oxígeno (O_2) forma un doble enlace:

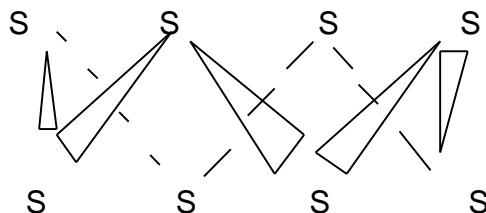


En el caso del oxígeno, existe otra molécula monoatómica formada por 3 átomos, O_3 . A esta molécula se le conoce como ozono y se dice que es un alótropo del oxígeno. Su presentación de Lewis es:



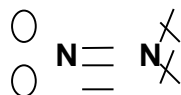
El enlace en punta de flecha (----->) significa que el átomo del origen de la flecha está proporcionando dos electrones al otro átomo. Este enlace se llama coordinado o dativo.

A diferencia del oxígeno, el azufre no forma regularmente moléculas diatómicas S_2 , sino que en su estado natural forma una molécula octoatómica S_8 en la cual las uniones S – S son enlaces sencillos:



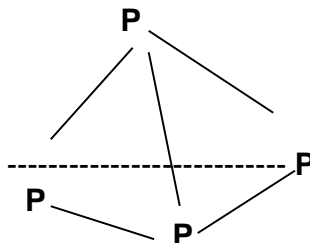
Formando una corona. (En la última representación se han eliminado los pares de electrones que no forman enlace, es decir, los pares de electrones no compartidos, para simplificar el dibujo).

En el grupo 15, el nitrógeno forma la molécula diatómica N_2 :





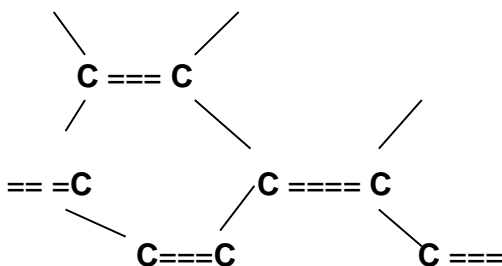
Y se dice que el nitrógeno molecular forma un triple enlace. Sin embargo, elementos del grupo: fósforo, arsénico y antimonio, no forman triple enlace sino enlaces sencillos formando moléculas E_4 . En el caso del P_4 , la representación de Lewis es



El carbono, por ser elemento del grupo 14, tiene cuatro electrones externos que tienden a ser compartidos en cada átomo por otros cuatro átomos de carbono, creando una red infinita:



Este tipo de uniones corresponde a un alótropo del carbono llamado diamante. Existe otro alótropo, el grafito en el que cada átomo de carbono contiene un doble enlace.

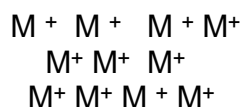


En ambos casos las cadenas son infinitas y el tamaño de la molécula es igual al del sólido en el que el diamante o grafito se presenta en la naturaleza. El silicio también presenta ambos alótropos.

En general, todos los metales tienden a perder electrones para quedar con una



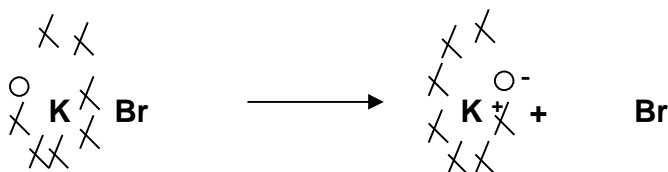
estructura externa de capa cerrada. Los metales se presentan, según un modelo que frecuentemente se utiliza para describirlos, como un conjunto de iones positivos suspendidos en un fluido continuo de electrones



Donde M^+ es el ion que tiene estructura electrónica de gas noble. A este se le llama modelo de “mar” de electrones y ayuda a explicar porque los metales son dúctiles, maleables y buenos conductores de electricidad.

Carga Formal y Número de Oxidación

Una vez formada una molécula en la cual los átomos completan sus octetos es posible, algunas veces, que los átomos se separen formando iones, como ocurrió en el caso del bromuro de potasio:



Se dice que el ion potasio K^+ tiene una carga monopositiva y el ion bromuro Br^- tienen carga mononegativa.

Lo mismo puede ocurrir con el oxígeno de potasio K_2O

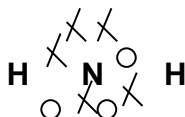


La carga eléctrica del ion se escribe en la esquina superior derecha del símbolo atómico y se indica con un número y un signo, por ejemplo: O^{2-} . Cuando el número es 1 puede quedar implícito, es decir

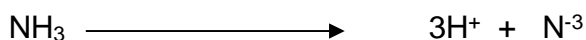
K^{1+} es idéntico a K^+
 Br^{1-} es idéntico a Br^-



En muchas moléculas no es posible la separación de los iones, principalmente cuando la carga eléctrica de uno de los iones que se pudieran formar es grande (2 o más), ya que un principio físico indica que las partículas eléctricamente cargadas se traen en proporción a la magnitud de sus cargas. Por ejemplo, en el amoníaco NH_3 , la representación de Lewis es



Y la separación de los átomos daría 3 iones de hidrogeno H^+ y un ion nitruro N^{3-}



Como la carga eléctrica del nitruro es grande, este debe mantener cercanos a los iones H^+ , por lo que el proceso de separación de los núcleos atómicos resulta imposible.

Sin embargo, si el proceso de separación de átomos se realiza solo en forma imaginaria o idealizada, el nitrógeno adquiriría una carga eléctrica de 3^- . A este valor se la llama carga formal del nitrógeno. Entonces: "Carga formal es la carga eléctrica que adquirirá un átomo en una molécula, si este átomo pudiera ser separado de los demás que forman la molécula".

Los valores numéricos de la carga iónica, de la carga formal y del número de oxidación son iguales. Cambian solo de acuerdo con la circunstancia en la que se obtenga ese valor. En todos los casos el número de oxidación es el número de electrones que un átomo ha idealmente obtenido o cedido para adquirir una configuración electrónica estable.

Los Estados de Oxidación Comunes

Según lo estudiado en el párrafo de la regla de octeto, cada elemento puede tener dos estados de oxidación: cero cuando se encuentra en forma no combinada y otro cuando se encuentra combinado con átomos de otros elementos para formar moléculas estables.

Estados de oxidación de los átomos combinados, según sus grupos en la tabla periódica



Grupo	1	2	al	12	13	14	15	16	17	18
Estado de Oxidación	+1	+2		+3	+/-4	-3	-2	-1	0	

En esta generalización se observa que a los átomos de los elementos del grupo 14 les es igualmente posible perder cuatro electrones para adquirir configuración de gas noble, y por lo tanto adquirir carga formal de +4, o ganar cuatro electrones para adquirir la configuración del gas noble siguiente y obtener un estado de oxidación -4.

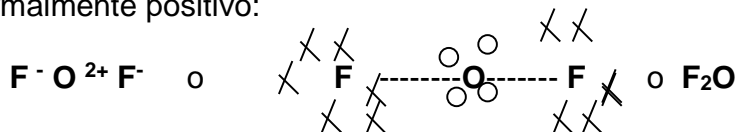
Aunque la generalización anterior es correcta, en la realidad muchos átomos pueden presentar otros estados de oxidación.

Muchos elementos del bloque d, los que están en los grupos 3 al 12 con configuración electrónica $(n-1) d^x ns^2$, pueden ceder total o parcialmente los electrones en orbitales d con cierta facilidad. Algunos ejemplos son:

- Los elementos del grupo 3(escandio, itrio, lantano y actinio) presentan todos estados de oxidación 3 en lugar de 2, debido a que pierden fácilmente los 3 electrones de su capa externa $(n-1) d^1 ns^2$. Los lantánidos también tienen estados de oxidación 3.
- El átomo de manganeso, cuya configuración es $(Ar) 3d^5 4s^2$, puede perder desde 2 hasta 7 electrones. Sus estados de oxidación frecuentes son +2, +3, +4, +6 y +7.
- El átomo de cobre puede tener configuraciones de $(Ar) 3d^9 4s^2$ y $(Ar) 3d^{10} 4s^1$. Presenta regularmente los estados de oxidación de +2 y +1.

Hay otros ejemplos de interés: el fluor F y el oxígeno O siempre absorben electrones y sus estados de oxidación son -1 y -2.

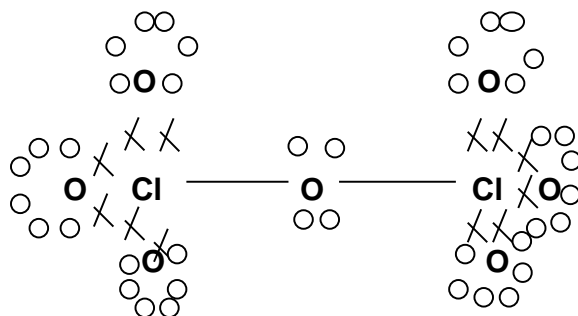
Existen una combinación entre estos dos elementos en la que el oxígeno actúa como extremo formalmente positivo:



Ante cualquier otro elemento el flúor y el oxígeno se comportan como negativos y se consideran los dos átomos mas electro atrayentes. Existen óxidos de todos los elementos de la tabla periódica (excepto de los gases nobles del helio al kriptón) en donde el oxígeno es formalmente negativo, así como también existen los fluoruros de todos los elementos (excepto de He, Ne y Ar).



En el heptóxido de dicloro Cl_2O_7 , se supone al átomo de cloro una carga formal de +7. Su representación de Lewis es:



Nomenclatura de los aniones monoatómicos

Los átomos de los elementos que producen iones negativos alcanzan solo un estado de oxidación negativo.

La nomenclatura sistemática indica que el nombre de los iones negativos se establece con la raíz del nombre del elemento y la terminación uro.

Nombre el elemento	Ion	Nombre del ion
Antimonio	Sb -3	Antimoniuro
Arsenico	As-3	Arseniuro
Azufre	S-2	Sulfuro
Boro	B-3	Boruro
Bromo	Br-	Bromuro
Carbono	C-4	Carburo
Cloro	Cl-	Cloruro
Fluor	F-	Floruro
Fosforo	P-3	Fosfuro
Hidropgeno	H-	Hidruro
Nitrogeno	N-3	Nitruro
Oxigeno	O-2	Oxido
	O-, O ₂ -2	Peróxido
Selenio	Se-2	Seleniuro
Silicio	Si-4	Siliciuro
Telurio	Te-2	Telururo
Yodo	I-	Yoduro



Observe en las tablas siguientes singularidades:

- El oxígeno, a diferencia de los demás elementos, genera compuestos denominados óxidos, en lugar de “oxigenuros”.
- Existe el estado de oxidación -1 para el oxígeno, pero no en estado monoatómico, sino diatómico, generando la molécula peróxido, O_2^{2-} , cuya representación de Lewis es:
- Los derivados del azufre tomando la raíz de su nombre en latín sulfur. Por esta razón el ion S^{2-} se llama sulfuro y no “azufruro”.

Nomenclatura de los Cationes monoatómicos

La nomenclatura sistemática para especies de estado de oxidación positiva recomendada por la IUPAC es extraordinariamente sencilla. Consiste en dar el nombre del elemento y escribir entre paréntesis con números romanos el estado de oxidación, ejemplos son:

Para Fe^{+3} , hierro (III)

Para Mn^{+7} , manganeso (VII)

Existe otra nomenclatura, llamada convencional, que consiste en lo siguiente:

- Los iones de los elementos que dan solo un estado de oxidación positivo forman su nombre con la raíz del nombre del elemento y la terminación ico. Por ejemplo:

Para el sodio, el ion Na^+ , se usa el término sódico

Para el galio, el ion Ga^{+3} , se usa el término galico

Para el silicio, el ion Si^{+4} , se usa el término silícico.

- Cuando el elemento produce dos iones, el de más alto estado de oxidación cumple la regla anterior. El ion de menor estado de oxidación se designa con la raíz del nombre del elemento y la terminación oso. Por ejemplo:

Del hierro, el Fe^{+2} se llama ferroso y el Fe^{+3} se llama férrico

Para el cobre, el Cu^+ se llama cuproso y el Cu^{+2} se llama cúprico

Para el plomo, el Pb^{+2} se llama plumboso y para Pb^{+4} se llama plúmbico



- c) Cuando el elemento produce tres iones positivos diferentes, los dos de mas alto estado de oxidación cumplen la regla anterior. El ion de menor estado de oxidación se designa con el prefijo hipo, la raíz del nombre del elemento y la terminación oso. Por ejemplo

Para el azufre, el S+2 es el ion hiposulfuroso

El S+4 es el ion sulfuroso

Y el S+6 es el ion sulfúrico

- d) Cuando un elemento produce cuatro iones positivos, los tres de menor estado de oxidación cumple la regla anterior. El ion de mayor estado de oxidación se designa con el prefijo per la raíz del nombre del elemento y la

terminación ico: Por ejemplo

Para el cloro, el Cl⁺ es el ion hipocloroso

Cl⁺³ es el ion cloroso

Cl⁺⁵ es el ion clórico

Cl⁺⁷ es el ion perclórico

Esta última nomenclatura tiene algunas limitaciones y no es fácil de recordar. Además, muchos estados de oxidación tienen nombre particulares. Sin embargo, muchos profesionales de la química aun la utilizan.

Enlace químico

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 inofensivos, mientras que otros son altamente benéficos para la salud. Las propiedades de cada compuesto dependen del tipo de elemento químico que lo forman, el modo cómo se enlazan (tipo de enlace químico), la forma y geometría de los agregados atómicos (moléculas) y de cómo estos interactúan entre sí.

En 1916, el químico alemán **Walther Kossel** expuso que en las reacciones químicas ocurren pérdida y ganancia de electrones por parte de los átomos, y por ello estos adquieren la configuración electrónica de un gas noble. Sin duda Kossel se refería al enlace iónico, y por lo tanto a los 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), comprobando que los átomos al formar enlace químico adquieren en su mayoría la estructura atómica de un gas noble (8 electrones en el nivel externo), lo que hoy se llama **Regla del Octeto**.

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 el padre del enlace covalente.

En 1926, Walter Heitler y Fritz London demostraron que el enlace covalente en la molécula de H_2 se podría explicar mediante la mecánica cuántica.

El **enlace químico** es la fuerza que mantiene unidos a los átomos (enlace interatómico) para formar moléculas o formar sistemas cristalinos (iónicos, metálicos o covalentes) y moléculas (enlace intermolecular) para formar los estados condensados de la materia (sólido y líquido), dicha fuerza es de naturaleza electromagnética (eléctrica y magnética), predominante fuerza eléctrica.

PRINCIPIO FUNDAMENTAL

Los átomos y moléculas forman enlaces químicos con la finalidad de adquirir un estado de menor energía, para así lograr una condición de mayor estabilidad. En el caso de los átomos, la estabilidad se reflejara en un cambio de su configuración electrónica externa.

Veamos la formación de la molécula de HCl



La misma energía se requiere como mínimo para romper o disociar el enlace (energía de disociación)





NOTACION O FORMULA DE LEWIS:

Es la representación convencional de los electrones de valencia (electrones que intervienen en los enlaces químicos), mediante el uso de puntos o aspas que se colocan alrededor del símbolo del elemento.



En general para los elementos representativos (recordar que el numero de grupo indica el numero de electrones de valencia) tenemos:

GRUPO	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Valencia	1	2	3	4	5	6	7
Electrones en la capa de valencia	1	2	3	4	5	6	7
Estructura de Lewis	Li	Mg	Al	C	P	S	Br

REGLA DEL OCTETO:

G.N.Lewis, al estudiar la molécula de hidrógeno (H_2) notó que cada átomo al compartir electrones adquiere dos electrones, o sea la estructura electrónica del gas noble Helio ($2He$) y comprobó también que los demás átomos que comparten electrones al formar enlace químico, llegan a adquirir la estructura electrónica de los gases nobles.

Existen muchas e importantes excepciones a la regla del octeto, por lo tanto **no hay que sobrevalorar la importancia ni aplicabilidad de esta regla**. Dichas excepciones las trataremos posteriormente.

CLASIFICACION DE ENLACES QUIMICOS:

1. Enlaces Interatómicos:

- Enlace iónico o electrovalente
- Enlace covalente
- Enlace metálico



2. Enlaces Intermoleculares o Fuerzas de Van der Waals:

- Enlace dipolo – dipolo
- Enlace puente de hidrógeno
- Enlace por fuerzas de London

Enlace iónico o electrovalente

El **enlace iónico** es la **fuerza de atracción eléctrica** que existe entre los iones de cargas o puestas (cationes – aniones) que los mantienen juntos en una estructura cristalina. Resulta de la transferencia de uno o más electrones comúnmente del metal hacia el no metal

Ejemplo: Cloruro de Sodio (NaCl)



Algunos cationes y aniones que participan en los enlaces iónicos:

Catión	Nombre	Anión	Nombre
Na ⁺¹	Sódico	F ⁻¹	Fluoruro
K ⁺¹	Potásico	Cl ⁻¹	Cloruro
Mg ⁺¹	Magnésico	S ⁼	Sulfuro
Ca ⁺²	Cálcico	Br ⁻¹	Bromuro
NH ₄ ⁺¹	Amonio	CO ₃ ⁼	Carbonato

Compuesto iónico: Es aquel compuesto químico donde existen **enlaces iónicos**, por lo tanto no se presenta como molécula.

Ejemplos: NaCl , CaCO₃ , NH₄Cl , NH₄Br , Na₂CO₃ , KBr , MgCl₂

Propiedades de los Compuestos Iónicos:

1. A temperatura ambiental son sólidos, cuya estructura está definida por lo que son cristalinos (la atracción de los iones es polidireccional)
2. Generalmente son solubles en agua y otros solventes polares como etanol,



acetona, etc.

3. Tienen alta temperatura de fusión y ebullición.

Ejemplos:

- NaCl ($T_{\text{fusión}} = 801^{\circ}\text{C}$)
- KBr ($T_{\text{fusión}} = 735^{\circ}\text{C}$)

En solución acuosa o fundidos conducen la corriente eléctrica, pero en el estado sólido no la conducen.

Enlace Covalente

Propiedades de los Enlaces Covalentes:

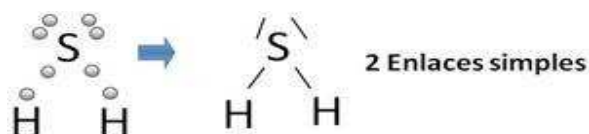
- A temperatura ambiental pueden ser sólidos, líquidos o gaseosos.
- Algunos pueden ser sólidos cristalinos
- Generalmente tienen baja temperatura de fusión y ebullición.
- Generalmente son insolubles en agua, pero si son solubles en solventes apolares
- Son aislantes, es decir, son malos conductores eléctricos.

Para su mejor estudio, estos enlaces se clasifican en:

Según el número de pares electrónicos enlazantes

1. Enlace Simple: Cuando entre los átomos enlazados se comparten un par de electrones.

Ejemplo: Sulfuro de Hidrógeno (H_2S)

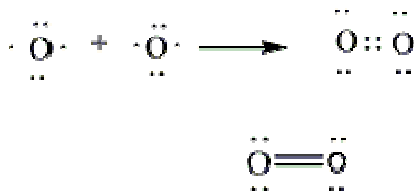


2. Enlace Múltiple: Cuando los átomos enlazados comparten mas de un par de electrones, estos pueden ser:

a) Enlace doble: Compartición de dos pares de electrones.

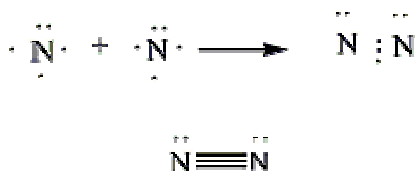


Ejemplo: el oxígeno (O_2)



b) Enlace triple: Compartición de tres pares de electrones.

Ejemplo: Nitrógeno (N_2)



Según la estabilidad **química** los enlaces pueden ser **sigma (σ)** o **pi (π)**, en forma práctica estos enlaces se reconocen así:

Enlace Simple	Enlace Doble	Enlace Triple
$X \text{---} Y$	$X \begin{smallmatrix} \sigma \\ \pi \end{smallmatrix} Y$	$X \begin{smallmatrix} \sigma \\ \pi \\ \pi \end{smallmatrix} Y$

Según el numero de electrones aportados para formar el par electrónico enlazante

1. Enlace Covalente Normal: Cada **átomo** aporta un electrón a la formación del enlace.

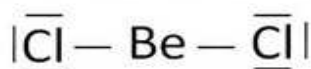
Ejemplo: Cloro (Cl_2)





Ejemplo: Cloruro de Berilio (BeCl_2)

Hay dos enlaces normales



2. Enlace Covalente Coordinado o Dativo: Solo uno de los átomos aporta el par electrónico enlazante.

ejemplo: Trióxido de Azufre (SO_3)



SEGUN SU POLARIDAD:

1. Enlace Covalente Apolar o Puro: Es cuando los átomos comparten equitativamente a los electrones. Generalmente participan átomo del mismo elemento no metálico.

Se cumple que la diferencia de electronegatividades es cero: $\Delta \text{EN} = 0$

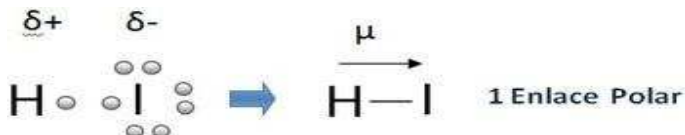
Ejemplo: Hidrogeno (H_2)



2. Enlace Covalente Polar: Es cuando los electrones enlazantes no son compartidos en forma equitativa por los átomos, esto debido a que uno de los átomos es más negativo que otro.

Se cumple que la diferencia de electronegatividades es diferente de cero: $\Delta \text{EN} \neq 0$

Ejemplo: Yoduro de Hidrógeno



Donde:

+/- δ : carga parcial

μ : momento dipolar del enlace, es aquel parámetro que mide el grado de polaridad de un enlace.

Enlace Metálico

En un **metal** los electrones de valencia están deslocalizados (debido a su baja energía de ionización) sobre el cristal entero. De hecho un **metal** se puede imaginar como una estructura de cationes inmersos en un “mar” de electrones de valencia.

La fuerza de atracción entre los iones y los electrones es muy fuerte lo cual explica la resistencia mecánica de los metales, además la movilidad de los electrones explica su conductividad eléctrica.

El **enlace Metálico** se presenta en todos los metales si algunas aleaciones por ejemplo: latón (Cu +Zn), bronce (Cu +Sn), etc.

Propiedades

- 1) Temperaturas de fusión y ebullición muy elevadas. Son sólidos a temperatura ambiente (excepto el mercurio que es líquido).
- 2) Buenos conductores de la electricidad (nube de electrones deslocalizada) y del calor (facilidad de movimiento de electrones y de vibración de los restos atómicos positivos).
- 3) Son dúctiles (facilidad de formar hilos) y maleables (facilidad de formar láminas) al aplicar presión. Esto no ocurre en los sólidos iónicos ni en los sólidos covalentes dado que al aplicar presión en estos casos, la estructura cristalina se rompe.



4) Son en general duros (resistentes al rayado).

5) La mayoría se oxida con facilidad.

Número de oxidación y valencia

La **valencia** de un átomo o elemento es el número que expresa la capacidad de combinarse con otros para formar un compuesto. Es siempre un número positivo.

El **número de oxidación** es un número entero que representa el número de electrones que un átomo gana o pierde cuando forma un compuesto determinado. Es positivo si el átomo pierde o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a captarlos y negativo si el átomo gana o comparte electrones con un átomo que tenga tendencia a cederlos.

Número de oxidación por elementos:

Metales

Número oxidación + 1	Número oxidación + 2	Número oxidación + 3
Litio Sodio Potasio Rubidio Cesio Francio Plata	Berilio Magnesio Calcio Estroncio Zinc Cadmio Bario Radio	Aluminio
Número oxidación + 1 + 2	Número oxidación + 1 + 3	Número oxidación +2 +3
Cobre Mercurio	Oro Talio	Hierro, Cobalto Níquel
Número oxidación + 2 + 4	Número oxidación + 2+3 +6	Número oxidación +2+3 +4+6+7



La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada

(IUPAC) en 1994 definió la valencia como: El máximo número de átomos univalentes (hidrógeno o cloro) que pueden combinarse con un átomo del elemento en consideración.

No metales

Número oxidación - 1	Número oxidación +/-1 +3+5+7	En general
Flúor	Cloro, Bromo, Yodo	Oxígeno
Número oxidación +/-2 +4 +6	Número oxidación + 2 +/- 3 +4 +5	Número oxidación +/-3 +5
Azufre, Selenio y Teluro	Nitrógeno	Fósforo, Arsénico y Antimonio
Número oxidación +/-2 + 4	Número oxidación + 4	Número oxidación +3
Carbono	Silicio	Boro

Número de oxidación del hidrógeno +/-1



Número de oxidación por grupo

Grupo 3A o 13	Grupo 4A o 14	Grupo 5A o 15	Grupo 6A o 16	Grupo 7A o 17	Prefijo/sufijo
				+7	Per -ato
+3	+4	+5	+6	+5	-ato
+1	+2	+3	+4	+3	-ito
			+2	+1	Hipo -ito
	-4	-3	-2	-1	-uro

Los elementos del grupo 1 o 1A: +1

Los elementos del grupo 2 o 2A: +2

Mecánica del proceso de Formulación

En todo compuesto químico neutro, la valencia aportada por la parte electropositiva (mas metálica) debe coincidir, en valor absoluto, con la de la parte electronegativa (mas no*metálica), es decir, la carga total debe ser nula.

Así, para un compuesto entre A y B cuyos grados de oxidación son +1 y -1:

$$+1-1 = 0$$

Formula A^+B^-

o sea AB

Ejemplo: Na⁺ Cl⁻

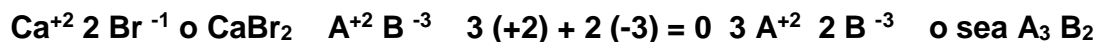
Si los grados de oxidación fueran +2 y -1 tendríamos:

$$1(+2) + 2(-1) = 0$$

$A^{+2} 2 B^{-1}$

o sea AB₂

Ejemplo:





Formulación Sistemática

Como puede observarse en los ejemplos citados, el grupo electropositivo (catión) debe colocarse delante del otro grupo, aunque al nombrarlo se utilice un orden de palabras distintos.

NaCl Cloruro de sodio

Para indicar el número de átomos o grupos de átomos que forman parte de la molécula en la fórmula, se utilizan números árabes, que se escriben como un subíndice a la derecha del átomo o del grupo. Si se trata de un grupo de átomos que aparece en número superior a uno, debe encerrarse a todo el grupo entre paréntesis o entre corchetes, según convenga.

Cr(OH)₂



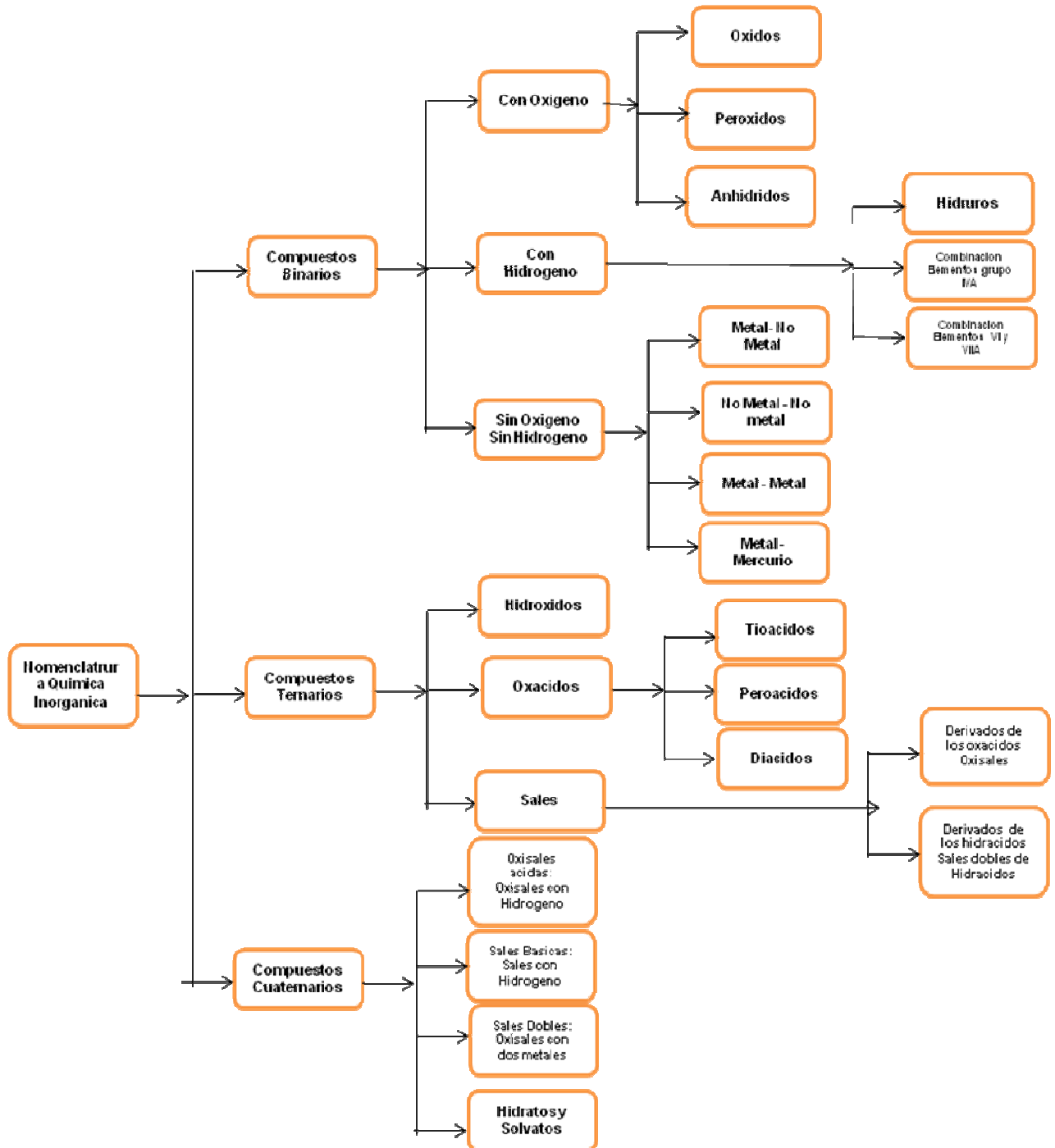
NOMENCLATURA

Denominamos nomenclatura al conjunto de normas necesarias para nombrar las fórmulas de sustancias u otras especies químicas como los iones y formulación, al procedimiento utilizado para establecer las fórmulas de las sustancias y especies químicas.

La nomenclatura química contendrá las reglas que nos permitan asignar un nombre a cada una de las sustancias químicas. El objetivo es identificar a una sustancia química, esta identificación debe ser inequívoca, es decir, a cada nombre debe corresponder una sustancia y a cada sustancia un nombre.

Las reglas de nomenclatura actuales provienen de los acuerdos internacionales tomados en una asociación mundial de químicos, denominada International Union of Pure and Applied Chemistry, conocida como IUPAC, por sus siglas en inglés. (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada, UIQPA).

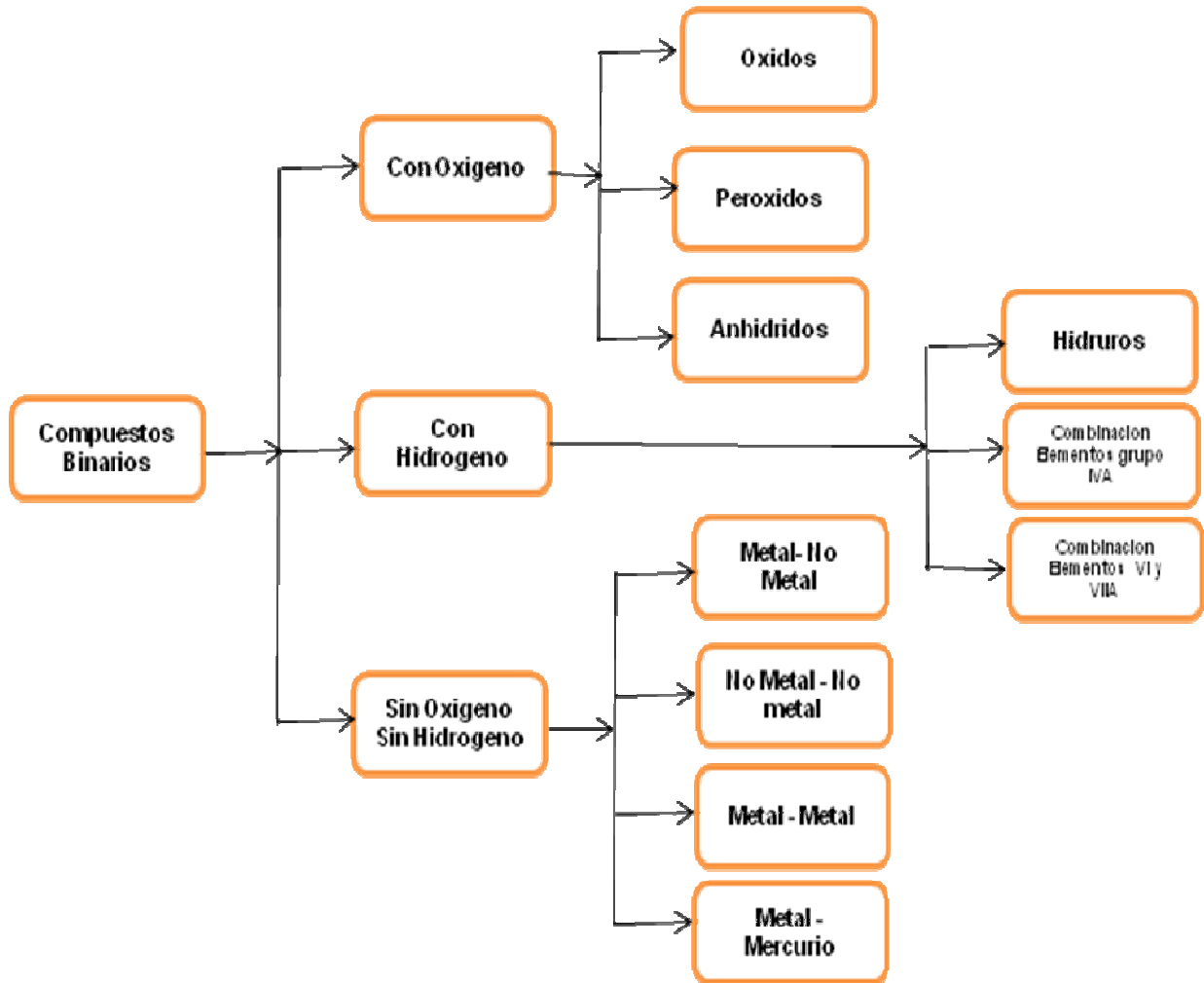
A pesar de las reglas emitidas por la IUPAC y de la tendencia a ser adoptadas por los químicos en todo el mundo, la nomenclatura química es tolerante con los nombres que se han arraigado y que persisten, en la mayoría de los casos, a nivel comercial.





PRACTICA No. 7

Compuestos Binarios



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Arquitectura y de Ingeniería





Los compuestos binarios están formados:

1. Con Oxígeno
2. Con Hidrógeno
3. Sin Oxígeno y sin Hidrógeno

En las fórmulas de los compuestos binarios se debe escribir delante el elemento más electropositivo o el menos electronegativo.

Compuestos Binarios con Oxígeno

En el sistema clásico o funcional los compuestos binarios oxigenados se dividen en tres grupos:

- a) Óxidos (Óxidos Básicos)
Producto de la reacción del oxígeno con un metal.
- b) Peróxidos
Son combinaciones binarias de un metal con el grupo peroxi: O^{2-}_2
- c) Anhídrido
Producto de la reacción del oxígeno con un no metal y con algunos metales de transición (Óxidos Ácidos)

En los sistemas Estequiométrico y Stock todos los compuestos binarios oxigenados son nombrados **Óxidos**.

A) Óxidos Básicos

Para su nomenclatura se utiliza la palabra Óxido seguido de la partícula de y el nombre del metal; si éste posee más de una valencia o grado de oxidación, se indica detrás de su nombre con cifras romanas (notación Stock)



Sistema Clásico o Funcional

Nombre Genérico: Oxido

Nombre Específico: Se presentan dos Casos:

1. Que el metal tenga solo un numero de oxidación es decir que forme solamente un oxido. En este caso el nombre especifico es el del metal contraído y terminado en **ICO** o anteponiendo la palabra “de” al nombre del metal.
2. Que el metal tenga dos números de oxidación. En este caso, el nombre específico lo constituye el del metal contraído y terminado en **OSO** cuando actúa con el número de oxidación menor o con la terminación **ICO** cuando actúa con el mayor.

Na₂O oxido de sodio
CaO oxido de Calcio
Hg₂O Oxido de mercurio (I)
Fe₂O₃ Oxido de Hierro (III)
NiO Oxido de níquel (II)

B. Peróxidos

Un **peróxido** es la combinación de un metal o el hidrógeno con el grupo peróxido (**O₂⁻²**). Si la valencia es par, se simplifican ambos subíndices y no se escribe el subíndice -1. No se puede simplificar la formula porque destruiríamos la agrupación.

Se forman de la combinación del oxígeno con los metales alcalinos y alcalinotérreos más activos y con el hidrogeno. En estos compuestos.

disodio **Na₂O₂** Peróxido de Sodio, Dioxido de
BaO₂ Peróxido de bario, Dioxido de bario
Ag₂O₂ Peróxido de plata, Dioxido de
Diplata



Un **superóxido o hiperóxido** es la combinación de un metal con el grupo O_2^{-1} .

El **peróxido de hidrógeno** (H_2O_2), también conocido como agua oxigenada, a temperatura ambiente es un líquido incoloro de sabor amargo, altamente polar y algo más viscoso que el agua. Es inestable y se descompone rápidamente en oxígeno y agua con liberación de calor. Aunque no es inflamable, es un agente oxidante potente que puede causar combustión espontánea cuando entra en contacto con materia orgánica o algunos metales, como el cobre, la plata o el bronce.

El peróxido de hidrógeno se encuentra en bajas concentraciones (3 a 9%) en muchos productos domésticos para usos medicinales o como blanqueador de tejidos y del cabello. En la industria, el peróxido de hidrógeno se usa en concentraciones más altas para blanquear telas y pasta de papel, y al 90% como componente de combustibles para cohetes. En otras áreas, como en la investigación, se utiliza para medir la actividad de algunas enzimas, como la catalasa.

El peróxido de hidrógeno es un antiséptico general. Su mecanismo de acción se debe a sus efectos oxidantes: produce OH y radicales libres que atacan una amplia variedad de compuestos orgánicos (entre ellos, lípidos y proteínas que componen las membranas celulares de los microorganismos). La enzima catalasa presente en los tejidos degrada rápidamente el peróxido de hidrógeno, produciendo oxígeno, que dificulta la germinación de esporas anaerobias. Se utiliza en dermoaplicaciones, limpieza de dentaduras y desinfección bucal. Además, aprovechando la actividad de la peroxidasa presente en la sangre, también se usa junto a la fenoltaleína para detectar la presencia de sangre (Prueba de Kastle-Meyer).



C. Anhídridos

	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2	B	C	N	O	F
3		Si	P	S	Cl
4			As	Se	Br
5				Te	I
6					At

En general puede decirse que forman anhídridos los no metales de las **columnas IVA y VIA** cuando trabajan con números de oxidación **PARES**. Cuando lo hacen con impares si los tuvieran, forman óxido.

Los no metales de las **familias VA y VIIA** forman anhídridos cuando trabajan con números de oxidación **IMPARES** y forman óxidos cuando lo hacen con números de oxidación pares.

El flúor no forma anhídridos sino **FLUORUROS**, este se debe a su gran electronegatividad y la fórmula sería OF_2 Fluoruro de oxígeno.

El término anhídrido solo es aplicable en el sistema clásico o funcional.

Nombre Genérico: Anhídrido

Nombre Específico: Se presentan dos casos:

1. Que el elemento solo forma un anhídrido. El nombre específico se forma con el nombre del no metal terminado en **ICO**

CO_2 anhídrido carbónico
Dióxido de carbono

2. Que el elemento forme más de dos anhídridos. En este caso el nombre específico se forma con el nombre del no metal con prefijos y sufijos que indican los números de oxidación positivos. Los prefijos y sufijos son:



Numero de oxidación del no metal

	Prefijo	Sufijo
1 o 2	Hipo	Oso
3 o 4		Oso
5 o 6		ICO
7	Per	ICO

En los casos de **carbono (C)** y **Silicio (Si)** que tienen número de oxidación **+4** y del **Boro (B)** con número de oxidación **+3** se le da exclusivamente la terminación **ICO**.

Compuesto Oxigenados del Nitrógeno (Sistema Clásico)

No. De Oxidación

+1

N₂O

Anhídrido hiponitroso **Oxido de dinitrogeno**

+3

N₂O₃

Anhídrido nitroso trióxido de Dinitrogeno

+5

N₂O₅

Anhídrido nítrico pentaoxido de Dinitrogeno

+6

NO

Anhídrido pernitrico: Excepción

Algunos metales de transición forman compuestos oxigenados del tipo anhídrido (oxido acido) cuando trabajan con numero de oxidación mayor que 4. Si lo hacen con número de oxidación menos que 4 forman óxidos.

Compuestos Binarios Hidrogenados

Hidruros

Compuesto binarios de elementos representativos de los grupos IA, IIA y IIIA con el hidrogeno (con excepción del boro) y con elementos de transición. Característica principal: El hidrogeno actúa con número de oxidación -1.

Nombre genérico: **Hidruro**

Nombre Especifico: El del metal adjetivado si solo forma un hidruro, si no, el nombre del metal terminado en oso o en **ICO** según actúe con su menor o mayor



numero de oxidación respectivamente, o aplicando el sistema stock.

CaH₂ Hidruro de Calcio
KH Hidruro de potasio

Para Hidruros no-metálicos se nombran el no metal terminado en **URO** seguido de la partícula **de** y la palabra **hidrogeno**, aunque una extensa serie de estos hidruros recibe denominaciones especiales.

HCl Cloruro de hidrogeno

H₂O Agua

AsH₃ Arsina

HBr Bromuro de hidrogeno

NH₃ Amoniac

H₂S Sulfuro de hidrogeno

PH₃ Fosfina

Cuando se trata de los elementos mas no-metálicos y dado su carácter acido (ácidos hidracidos) se les puede nombrar utilizando el prefijo acido seguid de la partícula de y el nombre del no metal acabado en hídrico.

HF Acido fluorhídrico

HI Acido Yodhídrico

HCl Acido Clorhídrico

H₂S Acido Sulfhídrico

HBr Acido bromhídrico

Cuando el hidrogeno forma compuestos con los metales de transición, estos son del tipo de los hidruros. En muchos casos, el hidrogeno mas que combinarse se disuelve en el metal (**OCLUSION**) formando enlaces que no siguen la clasificación tradicional de iónico, covalente, etc.

Con el boro primer elemento del grupo IIIA, el hidrogeno forma compuestos

llamados **BORANOS**. El más simple que se conoce es el **B₂H₄** y se usara el prefijo adecuado. El más complejo que se conoce es el **DECABORANO B₁₀H₁₄**.

Combinación del Hidrogeno con los Elementos del Grupo IVA

Estos elementos forman con el hidrogeno compuestos que tienen la propiedad de formar cadenas por uniones entre átomos de la misma naturaleza. Esta propiedad es mayor en el carbono y disminuye a medida que aumenta el peso atómico del elemento. Los compuestos formados por el carbono y el hidrogeno se llaman **HIDROCARBUROS**, el más simple es el **METANO CH₄**.



El **metano** es el hidrocarburo alcano más sencillo, cuya fórmula química es **CH₄**. Cada uno de los átomos de hidrógeno está unido al carbono por medio de un enlace covalente.

Es una sustancia no polar que se presenta en forma de gas a temperaturas y presiones ordinarias. Es incoloro e inodoro y apenas soluble en agua en su fase líquida.

En la naturaleza se produce como producto final de la putrefacción anaeróbica de las plantas. Este proceso natural se puede aprovechar para producir biogás. Constituye hasta el 97% del gas natural. En las minas de carbón se le llama grisú y es muy peligroso ya que es fácilmente inflamable y explosivo.

El metano es un gas de efecto invernadero relativamente potente que contribuye al calentamiento global del planeta Tierra ya que tiene un potencial de calentamiento global de 23.

Esto significa que en una media de tiempo de 100 años cada kg de CH₄ calienta la Tierra 23 veces más que la misma masa de CO₂, sin embargo hay aproximadamente 220 veces más dióxido de carbono en la atmósfera de la Tierra que metano por lo que el metano contribuye de manera menos importante al efecto invernadero.

El silicio forma cadenas de 8 a 10 átomos. Estos compuestos se llaman SILANOS. Los Compuestos hidrogenados del Germanio, Estaño y Plomo son poco importantes.

Combinación del Hidrogeno con los Elementos del Grupo VA

La facilidad de combinación de estos elementos con el hidrogeno disminuye al aumentar el peso atómico. Reciben nombres especiales los cuales son aceptados por la nomenclatura actual.

NH ₃	AMONIACO
PH ₃	FOSFINA
AsH ₃	ARSINA
SbH ₃	ESTIBINA



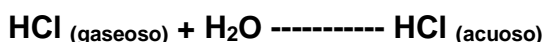
Combinación del Hidrogeno con los Elementos de los Grupos VIA y VIIA

Los compuestos binarios del hidrogeno y los no metales de las familias VIA y VIIA. Se nombran de la siguiente manera:

Nombre Genérico: Raíz del nombre del No Metal con la terminación **URO**.

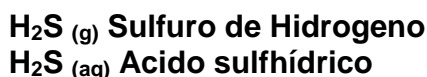
Nombre Especifico: de Hidrogeno.

Cuando estos compuestos se disuelven en agua, cambian sus propiedades. Las soluciones tienen sus propiedades acidas y reciben el nombre de **HIDRACIDOS**.



Nombre Genérico: Acido

Nombre Especifico: Raíz del nombre del no metal con la terminación "hídrico"



Compuestos Binarios Sin Oxigeno y sin Hidrogeno

- 1) METAL – NO METAL: Sales Haloideas o Sal Neutra
- 2) NO METAL – NO METAL: Binario No Metálico
- 3) METAL – METAL: Aleación
- 4) METAL – MERCURIO: Amalgama

METAL-NO METAL

Compuestos formados por un metal y un no metal (sales haloideas). Estos compuestos resultan de la sustitución total de los hidrógenos en los hidrácidos por metales.

Nombre Genérico: El del no metal terminado en "**URO**"

Nombre Especifico: El del metal

Puede usarse en los tres sistemas



CuCl₂: S.C. Cloruro Cúprico
S.E. Di o Biclورو de Cobre
S.S. Cloruro de Cobre (II)

NO METAL- NO METAL

Se nombran utilizando el nombre del elemento más electronegativo de los dos que forman el compuesto con la terminación **uro** seguid de la palabra **de** y el nombre del otro elemento no metálico. El elemento menos electronegativo se coloca primero en la fórmula. Es recomendable la nomenclatura de proporciones.

El Nombre Genérico: El nombre del elemento más negativo terminado en **URO**
Nombre Específico: El del otro metal.

BF₃ S.C Fluoruro de boro
S.E Trifluoruro de boro

NCl₃ Tricloruro de nitrógeno
PCl₅ Pentacloruro de fósforo
AsCl₃ Tricloruro de arsénico
S₂Cl₂ Dicloruro de diazofre

En dichas combinaciones se colocan delante el elemento que es primero en la siguiente lista:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, S, I, Br, Cl, O, F

METAL – METAL

Técnicamente estos compuestos no se consideran producto de reacción química, en muchos casos la composición varía entre amplios límites, se acepta que son soluciones de un metal en otro.

Nombre Genérico: Aleación

Nombre Específico: El nombre de los metales mencionando primero el menos electronegativo.

CrFe Aleación de cromo y hierro



Algunas aleaciones tienen nombres especiales

Latón: CuZn

Peltre: PbSn

Bronce: CuSn

METAL- MERCURIO

Nombre Genérico: Amalgama

Nombre Específico: El del otro metal

AgHg: Amalgama de plata

Funciones Químicas

A excepción de los gases nobles, prácticamente todos los elementos se combinan entre sí. Existen compuestos de cualquier elemento con el oxígeno y todos ellos se llaman óxidos, de la misma manera existen compuestos de cualquier elemento con fluor y se llaman fluoruros. El conjunto de compuestos que tiene en común la presencia de un elemento forma una "función química".

Los compuestos que se clasifican dentro de una función química pueden tener diferentes propiedades físicas y químicas. Una "función química" aceptada es la de los óxidos. Dentro de este conjunto, se reconocen algunos subconjuntos formados por:

Los óxidos reactivos

Los óxidos estables

Los óxidos cerámicos

Los óxidos reactivos se designan así porque pueden formar nuevos compuestos cuando, en condiciones ambientales, reaccionan con otras moléculas presentes en el ambiente como son el agua y el dióxido de carbono.

	Condiciones	
Oxido de calcio + agua	-----	Hidróxido de calcio
	Ambientales	



Los óxidos estables son los que no reaccionan fácilmente en el medio ambiente. Estos son, por ejemplo, el oxido de hierro (III), el oxido de cinc (II) y el de titanio (IV) que inclusive se usan como pigmento en la preparación de pinturas para protección de superficies metálicas.

Los óxidos cerámicos son estables inclusive a altas temperaturas. Algunos ejemplos son el oxido de aluminio (III), el circonio (IV) y otros.

En química inorgánica son reconocidas 5 funciones químicas a saber:

- Los hidruros
- Los óxidos
- Los hidróxidos o bases
- Los ácidos
- Las sales

Clasificación de los compuestos de número de elementos diferentes

Otra forma de agrupar los compuestos es mediante el número de elementos diferentes que contiene la formula de los mismos. Los compuestos binarios son los que tienen dos elementos diferentes.

El NaCl cloruro de sodio, proviene de dos elementos, el sodio y el cloro.

Compuesto ternario: Ca(OH)_2 hidróxido de calcio, que contiene calcio, oxígeno e hidrógeno.



Hidruro

Son compuesto que contienen hidrogeno y otro elemento, generalmente se obtienen por reacción directa entre los elementos donde EHy es la formula general de los hidruros.



Donde y es el numero de átomos de hidrogeno que hacen falta para completar los octetos de los átomos en la molécula. Hay dos casos:

Caso a) Cuando E es un átomo de un metal, los electrones externos de E serán cedidos al hidrogeno que adquirirá carga negativa y configuración de helio (H^-); así, el hidruro de calcio será



Todos los elementos que pertenecen a grupos periódicos con un número igual o menor que 14 actuaran con estado de oxidación formal positivo, siendo “ y ” este estado de oxidación. Esto significa que estos elementos son mas donadores de electrones que lo que es el átomo de hidrogeno.

En los hidruros metálicos el hidrogeno esta unido al metal en forma atómica. Como el hidrogeno en la naturaleza forma la molécula H_2 , la reacción química necesitara “ y ” átomos de hidrogeno por cada molécula EHy que se forme, y esto significa $y/2$ moléculas de H_2 . El coeficiente $y/2$ garantiza que en ambos miembros de la igualdad química exista el mismo número de átomos de hidrogeno.

A la igualdad química que garantiza la existencia del mismo número de átomos en ambos miembros se le llama ecuación estequiometria y a cada uno de los coeficientes que preceden a las formulas química se les llama coeficiente estequimetrico. Cuando el coeficiente es 1, es costumbre no escribirlo, y este queda implícito.

La nomenclatura de los hidruros metálicos se hace con la palabra “hidruro”, la preposición “de”, el nombre del elemento y su estado de oxidación, entre paréntesis.



CsH Hidruro de Cesio (I) **HgH₂ Hidruro de mercurio (II)**

Cuando el elemento metálico solo forma un estado de oxidación positivo, como es el caso del cesio, es optativo el escribir su estado de oxidación entre paréntesis.

CsH Hidruro de Cesio (I) o hidruro de cesio

Hidruros con Nomenclatura convencional

La composición química de muchos hidruros se conoce desde antes de la sistematización de la nomenclatura química y la IUPAC acepta que se siga utilizando sus nombre tradicionales.

Por ejemplo, se acostumbra utilizar el nombre agua en lugar de “óxido de hidrógeno” para el compuesto H₂O, al igual que el nombre metano en lugar de “hidruro de carbono” para el CH₄.

En caso del amoníaco se ha escrito el nombre sistemático “hidruro de nitrógeno” que corresponde a la fórmula NH₃, sin embargo, se sabe que el hidrógeno es el extremo formalmente positivo de la molécula, por lo que debiera llamarse **“nitruro de hidrógeno”** con fórmula **H₃N**. Lo mismo ocurre con el metano que debiera llamarse **“carburo de hidrógeno”** con fórmula **H₄C**. Esto es solo una aclaración, puesto que el uso de las fórmulas **NH₃** y **CH₄** están aceptadas y es universal.

Otros Hidruros

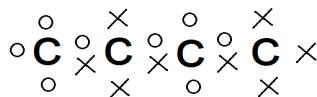
Aparte de los hidruros ya vistos existen otros, que pueden ser considerados “casos particulares”. Alguno de estos casos son:

Algunos elementos tienden a encadenarse consigo mismo en sus moléculas produciendo fórmulas EnH_m. Esto ocurre principalmente con el carbono, el silicio, el nitrógeno, el azufre y el oxígeno. El análisis de los hidruros del oxígeno lo haremos al estudiar la función “óxidos”.

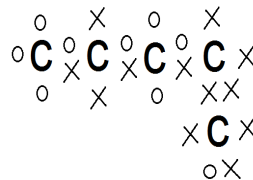
Hidruros del carbono, el átomo de carbono tiende a formar cadenas largas de átomos de carbono mediante enlaces C---C. La representación de Lewis de tales



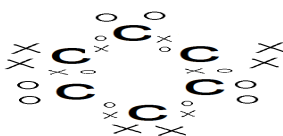
cadenas es:



Lineales



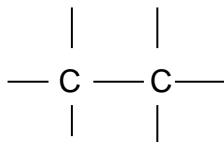
arborescente o ramificado



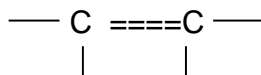
Cíclicos

Si los electrones no apareados de los átomos formaran una unión con hidrogeno, los átomos de carbono completarían sus octetos dando origen a los hidrocarburos, que son los compuestos binarios con los que se inician los estudios en química inorgánica.

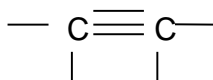
Igualmente se da el hecho de que la unión de dos átomos de carbono pueda contener un enlace



Dos enlaces



O tres

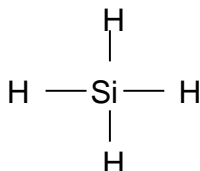




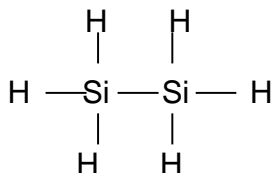
Dando origen a las funciones químicas orgánicas de los alcanos, alquenos y alquinos.

b) Al igual que el carbono, el silicio forma cadenas lineales pero, a diferencia del carbono, no forma cadenas cerradas o enlaces múltiples. Las cadenas de más de dos silicios son poco estables y la inestabilidad aumenta con el número de átomos de silicio encadenados. La nomenclatura de estos compuestos se basa en el nombre del silano, con un átomo de silicio, entonces el disilano tiene dos, el trisilano tiene tres, etc. Las formulas son:

Silano (monosilano) SiH_4



Disilano Si_2H_6

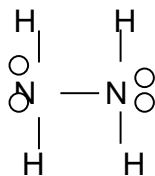


Un caso semejante es el de los sulfanos, en el que son los átomos de azufre los que se encadenan. El compuesto de menor tamaño es el sulfuro de hidrogeno H_2S , el que tiene dos átomos de azufre se llama disulfano, el de 3, trisulfano, etc. En estos compuestos la estabilidad de los sulfanos llega hasta la cadena de 8 azufres.

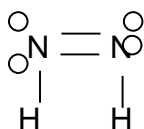
d) El nitrógeno forma el amoníaco: NH_3 y también hidruros con dos átomos de nitrógeno.



a hidracina N_2H_4



Y la diimina N_2H_2

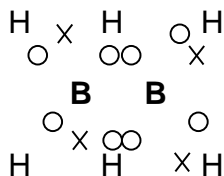


Caso 2) Con algunos metales de los bloques d y f el hidrogeno parece disolverse en la malla que forman los átomos, más que reaccionar para dar un compuesto, aunque ambos fenómenos se pueden dar. El fenómeno de disolución en la malla atómica del metal se llama oclusión y puede consistir en dos etapas, a) la formación de átomos de hidrogeno a partir de H_2 y b) la dispersión de estos en la malla metálica.

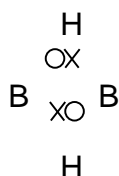


Una prueba de este fenómeno es la falta de carácter estequiometrico de los hidruros formados. Por ejemplo, el titanio absorbe hidrogeno hasta llegar a la formula $TiH_{1.7}$, en lugar de llegar a la fórmula del hidruro esperando TiH_4 , y el circonio disuelve hidrogeno hasta la composición $ZrH_{1.9}$, en lugar de formar el ArH_4 . A estos “compuestos” se les llama hidruros no estequiometricos.

Caso 3) El hidruro de boro, BH_3 , o borano, no existe. En realidad existe el dímero llamado diborano, B_2H_6 . Sin embargo, en este dímero no hay enlaces boro-boro. Se ha sugerido que la representación de Lewis de esta molecula sea



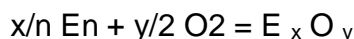
Cada átomo de boro tiene a su alrededor sus tres electrones externos, como corresponde a los elementos del grupo 13. Los hidrógenos que acompañan a cada boro completan a 6 el número de electrones que rodea cada boro. Sin embargo, en el diborano, cada boro está rodeado de 4 átomos de hidrogeno. Estos solo se puede explicar si cada uno de los hidruros que están situados entre los dos átomos de boro comparte sus electrones con esos dos átomos. La situación es, entonces



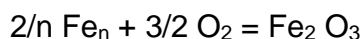
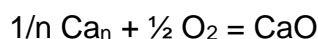
El modelo de Lewis indica que un enlace se forma cuando dos electrones son compartidos por dos núcleos. Pero en este caso hay dos electrones compartidos por 3 núcleos. A esta situación singular se le llama tricentrico.

Los oxidos

Las combinaciones de los elementos con el oxigeno producen compuestos llamados óxidos. Prácticamente cualquier oxido puede obtenerse de la reacción directa oxigeno + elemento, aunque esta reacción no es la única forma de obtener óxidos:



Por ejemplo:



La formula general de los óxidos es $\text{E}_x \text{ O}_y$. Para determinar los valores de x y y



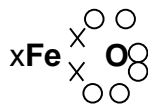
se consideran las representaciones de Lewis.

La formula de oxido de hierro (III)

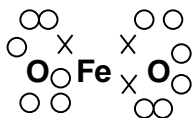
El hierro (III) puede perder 3 electrones, y su representación de Lewis será:



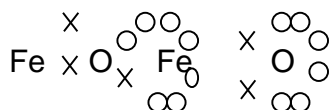
El hierro (III) con un átomo de oxigeno completara le octeto del oxigeno, pero se quedara un electrón en el hierro:



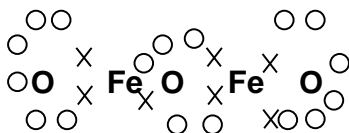
Si se adiciona otro átomo de oxigeno, este no completara el octeto:



Un nuevo átomo de hierro completara el octeto del oxigeno, pero dejara electrones en el hierro:



Finalmente, un nuevo átomo de oxigeno, completara todos los octetos:



Entonces, la formula será Fe_2O_3 , $x=2$, $y=3$

Observe que 2 es el estado de oxidación formal del oxigeno y 3 es el estado de oxidación formal del hierro.



Nomenclatura de los óxidos

Hay varias formas de nombrar a los óxidos. La mas sencilla es enunciar la palabra “oxido”, la preposición “de”, el nombre del elemento que forma el oxido, y el estado de oxidación que presenta, escrito en romano y encerrado entre paréntesis.

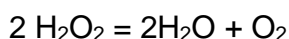
K_2O = oxido de potasio u oxido de potasio (I)

Bi_2O_3 = oxido de bismuto (III)

Cuando un elemento presenta solo un estado de oxidación, como ocurre entre los que están en los grupos 1 y 2, puede no escribirse este número. El estado de oxidación del elemento será el valor de y, excepto cuando este número se ha simplificado. Todas las formulas EO indican que el estado de oxidación de E es +2, todas las formulas EO_2 indican que es estado de oxidación de E es +4 y todas las formulas de EO_3 indican que el estado de oxidación de E es +6.

Nomenclatura de los peróxidos

El átomo estable del oxigeno en la naturaleza es el O_2 , que también se escribe como $O = O$. Algunos elementos donadores de electrones logran estabilizar un ion oxigeno negativo, llamado peróxido con formula $---O---O---$. En realidad son pocos los peróxidos importantes en química inorgánica: el peróxido de hidrogeno H_2O_2 , llamado comercialmente agua oxigenado, es muy poco estable y tiende a liberar oxigeno gaseoso.



El peróxido de sodio Na_2O_2 , comercialmente llamado “oxilita”, y el peróxido de bario BaO_2 , que fue una de las principales materias primas para la preparación del H_2O_2 .

Sales Binarias

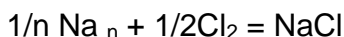
La mayor parte de los elementos del lado izquierdo de la tabla periódica se combinan directamente con los elementos del lado derecho. Los del lado derecho producen iones negativos en estas



combinaciones y los del izquierdo, positivos:



Los compuestos así formados se llaman sales binarias. Un ejemplo es el cloruro de sodio.



La mayoría de los compuestos así formados son cristalinos, blancos y parecidos a la sal de cocina o cloruro de sodio. Por esta razón las sales binarias se llaman también “sales halógenas” (el cloro es un elemento de los halógenos) o sales haloideas (porque las formas minerales de la sal común se llama “halita”).

Los valores x e y de la formula general $A_x B_y$ se obtienen de la regla de intercambios de estado de oxidación. La nomenclatura de las sales generalmente se forma enunciando el nombre del ion negativo, terminado en uto, la preposición “de” y el nombre del metal seguido por su numero de oxidación (escrito en números romanos)

CdTe = Telururo de cadmio (II)

Cu₂S = Sulfuro de cobre (I)



TAREA BINARIOS

Compuestos Binarios

A partir de la formula escribir su nombre en los tres sistemas

- | | | |
|----------------------|-----------------------------------|------------------------------------|
| 1. Na ₂ O | 5. ZnO | 9. CdO |
| 2. HgO | 6. Ni ₂ O ₃ | 10. Li ₂ O |
| 3. Ag ₂ O | 7. SnO ₂ | 11. PbO |
| 4. Cu ₂ O | 8. CuO | 12. Al ₂ O ₃ |

A partir de su nombre escribir su formula

- | | |
|---------------------------|--------------------------|
| 1. Oxido de Mercurio (II) | 7. Oxido de Oro (III) |
| 2. Oxido de Hierro (II) | 8. Oxido de Calcio |
| 3. Oxido de Rubidio | 9. Oxido de Bario |
| 4. Oxido de Niquel (II) | 10. Oxido de Hierro (II) |
| 5. Oxido de Cobalto (II) | 11. Oxido de Estaño (II) |
| 6. Peróxido de Potasio | 12. Peróxido de Calcio |

A partir de la formula escribir su nombre en los tres sistemas

- | | |
|-----------------------------------|------------------------------------|
| 1. Cl ₂ O ₃ | 6. SO ₂ |
| 2. CO ₂ | 7. CO |
| 3. SO ₃ | 8. Mn ₂ O ₇ |
| 4. I ₂ O ₇ | 9. P ₂ O ₅ |
| 5. N ₂ O | 10. Cl ₂ O ₅ |

Dar la formula a partir del nombre:

- | | |
|------------------------------|----------------------------|
| 1. Dióxido de carbono | 6. Trióxido de wolframio |
| 2. Trióxido de difosforo | 7. Pentaóxido de divanadio |
| 3. Pentaóxido de yodo | 8. Trióxido de cromo |
| 4. Heptaóxido de dimanganeso | 9. Heptaóxido de dibromo |
| 5. Oxido de Yodo | 10. Dióxido de silicio |

Compuestos Hidrogenados

- | | |
|---------------------|---------------------|
| 1. CaH ₂ | 5. FeH ₃ |
| 2. NaH | 6. AlH ₃ |
| 3. KH | 7. LiH ₃ |
| 4. CuH | |



1. Hidruro Mercúrico
2. Dihidruro de berilio
3. Tetrahidruro de Estaño
4. Germano
5. Decaborano

Compuestos Sin Oxígeno y sin Hidrogeno

- | | |
|-----------------------------------|-----------------------|
| 1. CuCl | 12. SbCl ₅ |
| 2. CuCl ₂ | 13. IF |
| 3. FeS | 14. PCI ₅ |
| 4. Fe ₂ S ₃ | 15. AsBr ₅ |
| 5. Po ₃ N ₄ | 16. BCl ₂ |
| 6. Au ₂ S ₃ | 17. PI ₃ |
| 7. SbCl ₅ | |
| 8. PCI | |
| 9. S ₂ Cl ₂ | |
| 10. NBr ₂ | |
| 11. ICl | |

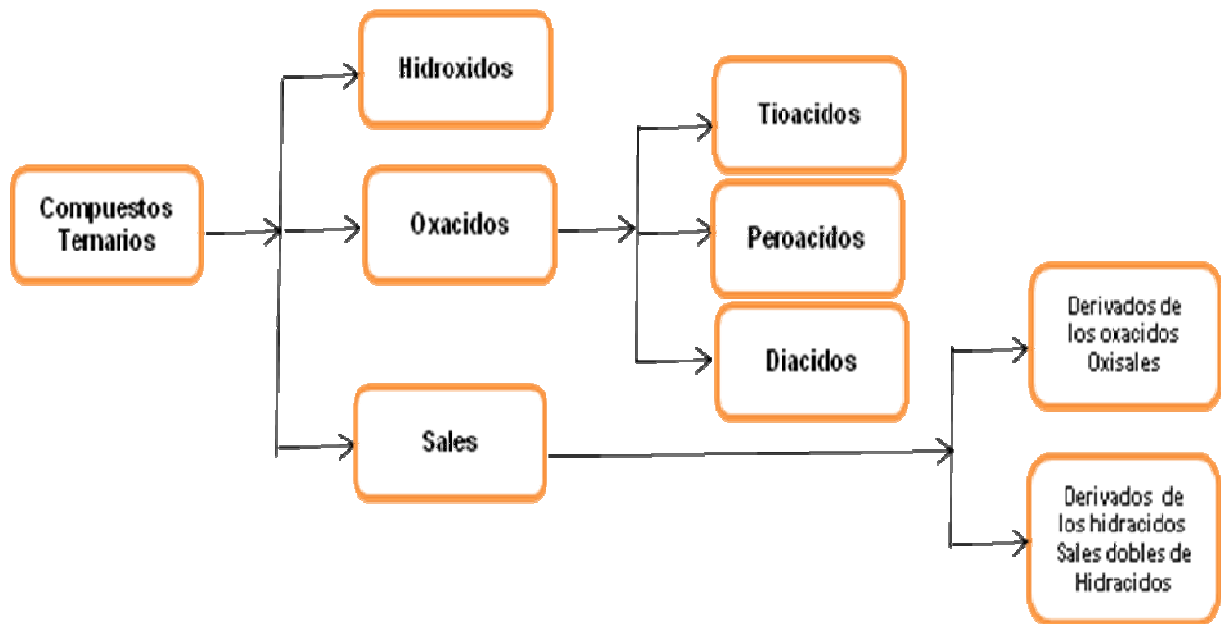
1. Dinitruro de tripolonio
2. Bromuro Calcico
3. Cloruro Auroso
4. Dinitruro de tripolonio
5. Bromuro Calcico
6. Cloruro Auroso
7. Yoduro de Bario (II)
8. Tetrafloruro de Titanio
9. Bromuro de circonio (IV)
10. Triyoduro de fosforo
11. Pentacloruro de arsenico

12. Tribromuro de boro



PRACTICA No. 8

Compuestos Ternarios



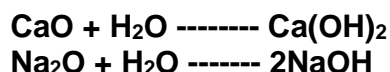


Los ternarios se clasifican en:

- a) **Hidróxidos: Óxido + Agua**
- b) **Oxácido: Anhídrido + Agua**
- c) **Sales: Derivados de los oxácidos: Oxisales derivados de los Hidrácidos: Sales dobles de Hidrogeno**

HIDROXIDOS

Un hidróxido es el producto de la reacción de un óxido básico con el agua.



Puede definirse como una sustancia que en solución acuosa produce iones hidróxidos. "OH⁻" o sustancias aceptoras de protones. Se estudian en el sistema clásico y el stock.

Sistema Clásico:

Nombre Genérico: Hidróxido

Nombre Específico: El del metal adjetivado con los sufijos **OSO** o **ICO** para indicar su menor o mayor estado de oxidación respectivamente.

NaOH: Hidróxido de sodio o sódico (sosa caustica)

Ba(OH)₂: Hidróxido de bario o barico

Sistema Stock

CuOH: Hidróxido de cobre (I)

Cu(OH)₂: Hidróxido de cobre (II)

Fe(OH)₂: Hidróxido de hierro (II)

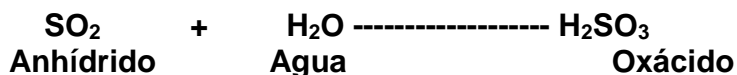
Pb(OH)₄: Hidróxido de plomo (IV)

OXACIDOS



Son compuestos químicos que contienen un elemento que actúa de no metal, oxígeno e hidrógeno, este último, total o parcialmente sustituible por metales.

La nomenclatura de los oxácidos planteaba la dificultad derivada de la modificación del nombre de los anhídridos que ahora se denominan óxidos ácidos, ya que las formulas de aquellos se deducían añadiendo agua al anhídrido.



Su nomenclatura es por tanto igual a la de los anhídridos cambiando únicamente el nombre genérico por ácido.

Por todo ello y a pesar de que la IUPAC sigue considerando correctos los nombres clásicos de los oxácidos, recomienda el uso gradual y creciente del principio de coordinación generalizada.



Todo oxácido puede considerarse formado por un anión poliatómico (formado por un ion o átomo central y un cierto número de ligandos **OXO** unidos a dicho ion central) y el número de iones H suficientes para neutralizar la carga del anión.

La carga del anión se deduce del balance de carga del átomo central y de los ligando **OXO** (**O⁻²**). Así si tenemos azufre de valencia +4 y tres $+4 + 3(-2) = -2$



Si fuera un átomo de nitrógeno pentavalente y tres grupos **OXO**, la carga sería **+5 + 3(-2) = -1**



Para la nomenclatura del anión se cita el número de ligandos **OXO**, seguido del nombre del átomo central terminado en **ATO** y la carga del átomo central en cifras



romanas.

SO_3^{2-} Trioxosulfato (IV)

NO_3^{-} Trioxonitrato (V)

El nombre del oxácido se completa citando la preposición “de” seguido de la palabra “hidrogeno”. El numero de hidrogeno dependerá de la carga del anión.

H_2SO_3 Trioxosulfato (IV) de hidrogeno

HNO_3 Trioxonitrato (V) de hidrogeno

H_2SO_4 Tetraoxosulfato (VI) de hidrogeno

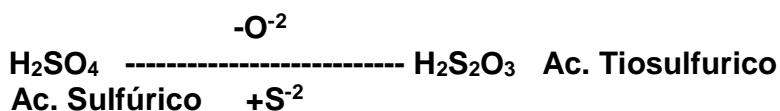
HClO_4 Tetraoxoclorato (VII) de hidrogeno

H_2CO_3 Trioxocarbonato (IV) de hidrogeno

Es también importante conocer el significado de los prefijos que aparecen en las denominaciones clásicas, a saber

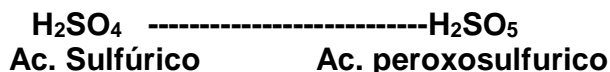
a) TIOACIDOS

El prefijo **tio** delante del nombre de un acido significa sustitución de oxigeno por azufre.



b) PEROACIDOS

El prefijo **peroxo** delante del nombre de un acido significa sustitución de un grupo O por el grupo O-O (peroxo)



c) DIACIDOS

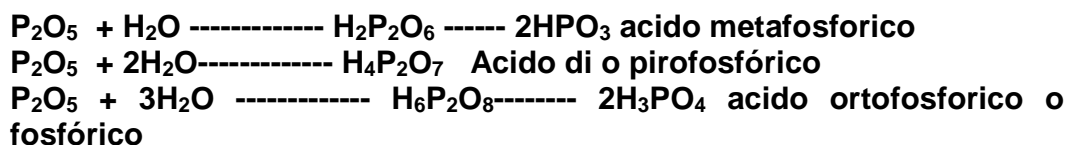
Proceden de la condensación de dos moléculas de acido con perdida de una molécula de agua.





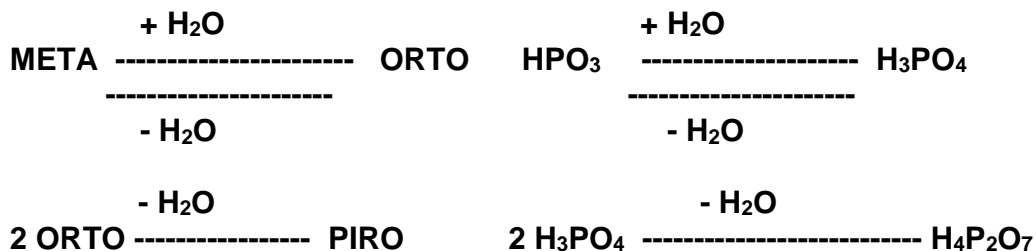
- d) Ciertos elementos no metálicos pueden formar más de un oxácido con una de sus valencias. Generalmente son tres oxácidos que se nombran anteponiendo los prefijos meta, piro (bi o di) u orto (puede omitirse) al nombre específico. Estos prefijos corresponden al grado de hidratación que presente el anhídrido que le de origen, siendo con una dos o tres moléculas de agua respectivamente.

Los elementos más importantes que presentan dicha propiedad son el fósforo, arsénico, boro y antimonio.



Dichas formas derivan de un distinto grado de hidratación de los correspondientes óxidos ácidos.

Conocida la forma meta puedes deducir las otras dos, aplicando las siguientes reglas:



RADICALES O IONES POLIATOMICOS

Los ácidos pueden perder parcial o totalmente sus hidrógenos, dando origen a radicales. Los radicales de los oxácidos son llamados en general OXIANIONES, los cuales forman su nombre de la manera siguiente:



1. Si el ácido que le dio origen termina en **OSO** el nombre del radical se hace terminar en **ITO**.
2. Si el ácido que le dio origen termina en **ICO**, el nombre del radical se hace terminar en **ATO**.

Formula del Ácido	Nombre del Ácido	Radical	Nombre del Radical
HClO ₄	Perclórico	ClO ⁻¹ ₄	Perclorato
HClO ₃	Clórico	Cl ⁻¹ ₃	Clorato
HBrO	Hipobromoso	BrO ⁻¹	
Hipobromito			
HMnO ₄	Permanganico	MnO ⁻¹	
Permanganato			
H ₂ CrO ₄	Cromico	CrO ⁻² ₄	Cromato
H ₂ CrO ₇	Dicromico	Cr ₂ O ⁻² ₇	Dicromato

SALES TERNARIAS

Una Sal es el producto de la sustitución total o parcial de los hidrógenos en un ácido o de los hidróxidos en una base. En las sales ternarias la sustitución es total.

1. Oxisales Neutras: Derivados de los oxácidos
2. Sales Dobles: Derivado de los Hidrácidos.

OXISALES NEUTRAS

Son combinaciones que resultan de la sustitución total de los hidrógenos de los oxácidos por metales.

Se denominan de acuerdo con el nombre del ácido terminado en **ITO** o **ATO** (correspondientes a las terminaciones primitivas oso e ico) seguido de la preposición de y el nombre del metal; si este posee más de una valencia o grado de oxidación se indica detrás del nombre con números romanos (notación stock). El metal (parte electropositiva) se coloca delante en las fórmulas: Si se trata de sales dobles se colocan los metales en orden creciente de valencia y si son del mismo grupo, en orden decreciente de número atómico.

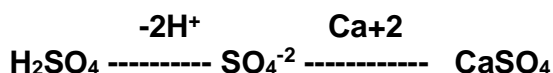
Nombre Genérico: El nombre del radical

Nombre Específico: El del metal, siguiendo las normas del sistema clásico o stock.

Cu₂SO₄ **S.C: Sulfato cuproso**

S.S. Sulfato de cobre

(I)





Na_2SO_4 Sulfato de Sodio
 CaSO_3 Sulfito de calcio
 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ Nitrato de cobre (II)

SULFO-SALES, SELENI-SALES Y TELURI-SALES

Estas sales resultan de la sustitución de los oxígenos de las oxisales por azufre, selenio o telurio respectivamente.

Estas sales se nombran de la misma manera que las oxisales que las origina, anteponiendo al nombre genérico los prefijos **SULFO** o **THIO**, si el sustituyente es el azufre, selenio, si es selenio y **TELURI** si es telurio.

Na_2CO_3 Carbonato Sódico

Na_2CS_3 Sulfo-carbonato de Sodio o Thio-carbonato de sodio

SALES DOBLES

Estas sales resultan de la sustitución total o parcial de los hidrácidos que tienen dos hidrógenos sustituibles.

Cuando la sustitución es total da origen a las sales neutras, cuando solamente se sustituye un hidrogeno, entonces da lugar a la formación de sales acidas.

Nombre Genérico: El del no metal terminado en URO

Nombre Específico:

1. Si la sal es neutra se nombran los metales, (los cuales deben escribirse en orden creciente de sus números de oxidación) anteponiéndole la palabra doble.

NaKS : Sulfuro doble de sodio y potasio

2. Si la sal es acida, se antepone la palabra "ACIDO" al nombre del metal.

NaHS : Sulfuro acido de sodio.

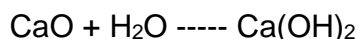
Los hidróxidos metálicos

Son compuestos de formula general $\text{M}(\text{OH})_y$, donde y es el estado de oxidación del ion metálico. Son compuestos ternarios porque contienen un elemento metálico, oxigeno e hidrogeno.

Algunos hidróxidos pueden ser obtenidos por la reacción de oxidos con agua:

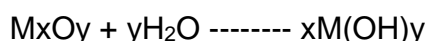


Oxido de sodio + agua = 2 hidroxido de sodio



Oxido de calcio + agua = hidróxido de calcio

Una expresión general para las reacciones anteriores es:



Oxido metálico + agua = hidróxido metálico

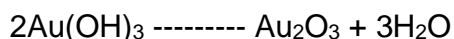
Los índices x e y provienen de la formula del oxido. La reacción de oxido con agua no es una forma general de obtención de hidróxidos. Algunas veces el oxido es más estable que el hidróxido y la reacción que se presenta es la opuesta de la anterior:



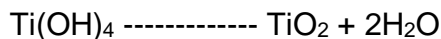
que ocurre regularmente cuando y es un valor alto, igual o mayor que 3, como en los casos siguientes:



2 hidroxido de aluminio = oxido de aluminio + 3 agua



2 hidroxido de oro = oxido de oro + 3 agua



Hidróxido de titanio = oxido de titanio + 2 agua

La nomenclatura de este compuesto se forma con la palabra “hidróxido”, la preposición “de” y el nombre del ion metálico.

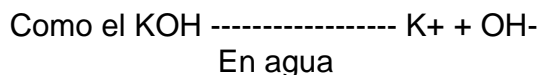
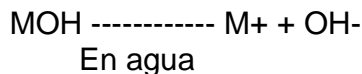
Nótese que en las formulas de tipo M(OH) se elimina el paréntesis y el subíndice 1, tal como en el NaOH, hidróxido de sodio, y el HgOH, hidróxido de mercurio (I).

Nótese también que cuando el ion metálico tiene solo un estado de oxidación, se puede suprimir esta información, como se hizo en el caso del Ca(OH)₂, hidróxido

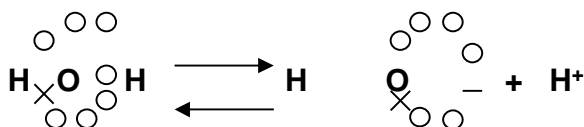
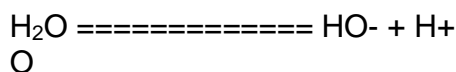


de calcio, o en el $\text{Mg}(\text{OH})_2$, hidróxido de magnesio.

Solo los hidróxidos de los elementos alcalinos son solubles en el agua. Estos, además, pueden formar iones fácilmente:

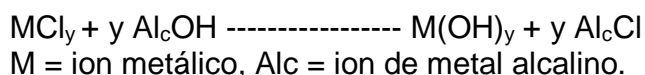


El ion OH^- recibe el nombre de hidroxilo u oxidrilo, y se puede suponerse que resulta de extraer un hidrogeno a la molécula del agua:



A las sustancias capaces de generar iones OH^- al ser disueltas en agua se les llama bases. Los hidróxidos de los metales alcalinos son bases y los de los metales alcalinotérreos (los de Mg, Ca, Sr y Ba) son bases muy débiles pues casi no se disocian; también son poco solubles. Los demás hidróxidos metálicos son casi totalmente insolubles y no se comportan como bases.

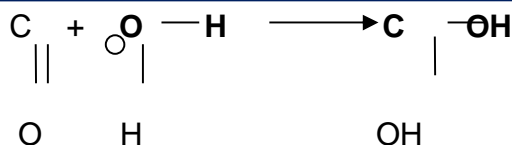
Un método general para la obtención de hidróxidos metálicos insolubles es la reacción de la sal halógena del ion metálico (el cloruro, por ejemplo) con un hidróxido alcalino soluble:



Los oxiacidos

Otro tipo de óxidos reactivos con el agua son los óxidos de los no metales:

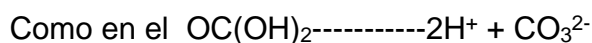
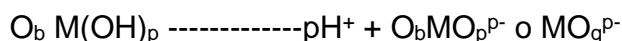




Una diferencia importante entre esta reacción y las anteriores es que cuando se trata de los óxidos metálicos, el producto siempre contiene uniones simples M-OH. En este caso no siempre se obtienen estas uniones, sino también enlaces $\text{M} = \text{O}$ o $\text{M} \cdots \text{O}$. Este hecho hace que la formula general de los compuestos sea H_pMO_q ,

donde p y q no siempre son iguales. Generalmente p (el numero de átomos de hidrogeno) es menor que q (el numero de átomos de oxigeno). Es muy difícil generalizar formulas para estos compuestos.

La mayor parte de los oxiácidos son solubles en agua y al disolverse forman iones. A diferencia de los hidróxidos que dan iones M^{n+} y OH^- , la ruptura de las moléculas de oxiácidos ocurre en el enlace oxígeno-hidrogeno.



Observe que $q = p + b$.

Es por esta razón que la molecula se representa como H_pMO_q , con los átomos de hidrogeno separados de los de oxigeno, pues en la disociación en solución acuosa los hidrógenos actuaran como iones positivos.

Las sustancias que producen iones H^+ al ser disueltas en el agua se llaman ácidos. Las sustancias que aquí estudiamos se pueden llamar ácidos oxigenados u oxiácidos, porque contienen oxigeno en sus moléculas y producen iones H^+ al quedar disueltas en el agua.

Como la mayoría de los oxiácidos fueron preparados antes del desarrollo de la nomenclatura sistemática, recibieron el nombre de oxido no metálico correspondiente terminado en **oso** o en **ico**.

El nombre sistemático se forma con la palabra "ácido", la raíz griega del numero de oxígenos por molecula seguido de la partícula oxo, el nombre del elemento central terminado en ico, y su estado de oxidación encerrado en paréntesis.

Hay una forma muy rápida para reconocer el estado de oxidación del elemento central en un ácido oxigenado con formula general H_pMO_q . Esta consiste en realizar la operación $2q - p$.



En el ácido ortobórico H_3BO_3 , por ejemplo, el estado de oxidación del boro es $2 \times 3 - 3 = 3$, y el nombre sistemático será: ácido trioxobórico (III).

Otras veces, el ácido es inestable y tiende a deshidratarse espontáneamente, por ejemplo, en el ácido carbónico:

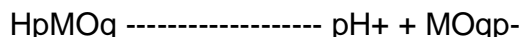


Las soluciones de ácido carbónico, si bien son ácidas por contener iones H^+ , se comportan como soluciones acuosas de CO_2 , que es gaseoso, en agua. Es por esto que los refrescos con “gas” producen burbujas.

Los óxidos insolubles, como el As_2O_3 , el As_2O_5 , el TeO_2 , o los que se obtienen por la fácil deshidratación del oxiacido, como el CO_2 , vulgarmente reciben el nombre de “anhídridos”, que provienen de la palabra anhidro que significa “sin agua”. Por ejemplo, el nombre vulgar del dióxido de carbono es “anhídrido carbónico”.

Nomenclatura de los aniones oxigenados

La disociación de los ácidos oxigenados produce, como ya hemos visto, iones hidrógeno H^+ y un ion molecular negativo que contiene al elemento central:



A este ion molecular se le conoce como “anión oxigenado”. El nombre de los aniones oxigenados proviene del nombre del ácido que les da origen, y se siguen las siguientes reglas:

- i. El anión que proviene de un ácido cuyo nombre termina en oso, recibe el mismo nombre, terminado en ito.

Por ejemplo, el anión del ácido nítrico, HNO_3 , se llama anión nítrito, NO_2^- .

- ii. El anión que proviene de un ácido cuyo nombre termina en ico, recibe el mismo nombre, terminado en ato. Por ejemplo, el anión del ácido peryódico, HIO_4 , recibe el nombre de anión peryodato, IO_4^- .

Salas Anfígenas



Las sales anfígenas son las que resultan de combinar iones metálicos (cationes) con aniones oxigenados. La fórmula general que les corresponde es:



Donde y es el estado de oxidación del catión metálico M , y p es la carga formal del oxoanión cuyo átomo central es M' . Los valores de p e y , como estados de oxidación de my^+ y MO_q^{p-} , se intercambian siguiendo la regla del intercambio de los estados de oxidación.

Yodato de potasio: KIO_3

Nitrato de calcio: $Ca(NO_3)_2$

Sulfato de sodio Na_2SO_4

Para indicar el nombre de una sal anfígena se enuncia el nombre "oxoanión", la preposición "de" y el nombre del catión, poniendo su estado de oxidación entre paréntesis, cuando proceda.



TAREA TERNARIOS

Compuestos Ternarios

- | | | |
|------------------------|-------------------------------------|---|
| 1. LiOH | 9. HPO ₂ | 17. H ₂ CO ₃ |
| 2. Mg(OH) ₂ | 10. H ₂ SO ₄ | 18. ClO ⁻ |
| 3. Sn(OH) ₄ | 11. H ₂ CO ₂ | 19. IO ₃ ⁻ |
| 4. Fe(OH) ₂ | 12. H ₃ PO ₄ | 20. S ₂ O ₃ ²⁻ |
| 5. Hg(OH) ₂ | 13. H ₂ MnO ₄ | 21. PO ₄ ³⁻ |
| 6. AgOH | 14. HBO ₂ | 22. ClO ₄ ⁻ |
| 7. Ni(OH) ₃ | 15. HNO ₂ | 23. NO ₃ ⁻ |
| 8. CaOH | 16. H ₂ SO ₃ | 24. CO ₃ ²⁻ |

De la formula de los siguientes compuestos.

- | | | |
|------------------------------|--------------------------|-----------------------------|
| 1. Hidróxido de platino (IV) | 11. Acido bórico | 20. Fosfato |
| 2. Hidróxido de polonoso | 12. Acido silícico | 21. Ortosilicato |
| 3. Hidróxido de cobre (I) | 13. acido nítrico | 22. Dihidrodioxofosfato (I) |
| 4. Hidróxido Cúprico | 14. Acido piroantimonico | 23. Sulfito |
| 5. Hidróxido de cobalto | 15. Acido metarsenoso | 24. Clorito |
| 6. Hidróxido de talico | 16. Acido metaborico | 25. Nitrato |
| 7. Hidróxido ferrico | 17. Fosfato | 26. Trioxotelurato (IV) |
| 8. Acido selenoso | 18. Selenito | |
| 9. Acido hiposulfuroso | 19. Bromito | |
| 10. Acido perclórico | | |



PRACTICA No. 9

COMPUESTOS CUATERNARIOS



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Ingeniería y de Tecnología





Los compuestos cuaternarios se clasifican en:

- a. **Oxisales acidas: oxisales con hidrogeno**
- b. **Sales básicas: Sales con Hidrogeno**
- c. **Sales dobles: Oxisales con dos metales**
- d. **Hidratos y Solvatos**

OXISALES ACIDAS

Una oxisal acida es el producto de la sustitución parcial de los hidrógenos en un oxácido.

Para nombrar los oxisales acidas se aplican las mismas reglas que se dieron para nombrar las oxisales neutras, escribiendo la palabra **ACIDO** antes del nombre del metal.



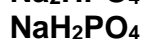
Carbonato ácido de sodio
Bicarbonato de sodio
Hidrogenocarbonato de sodio (IUPAC)
Carbonato de sodio hidrogenado

Cuando el oxácido tiene más de dos hidrógenos sustituibles, se pueden nombrar las oxisales, indicando las veces que se encuentra presente la función ácido, o suprimiendo la palabra ACIDO se nombra el número de átomos del metal.



Fosfato monoácido de sodio

Fosfato disódico



Fosfato diácido de sodio

Fosfato monosódico

SALES BÁSICAS

Estas sales resultan de la sustitución parcial de los hidróxidos en una base por radicales negativos.

Se utilizan las mismas reglas dadas para las oxisales acidas, cambiando la palabra **ACIDO** por la palabra **BÁSICO** que indica la función base en la sal.



Si el hidróxido de donde se parte tiene más de dos OH, pueden originarse distintas sales básicas, las que se diferencian al nombrarlas por los numerales mono, di, etc. Antepuestos a la palabra básico, según el número de OH existentes.





$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$ Nitrato dibásico de bismuto

Las sales básicas pueden nombrarse también de la siguiente manera:

Nombre Genérico: El nombre del radical con el prefijo **HIDROXI** conjugado al nombre con prefijo adicionales para indicar **OH** presentes.

Nombre Específico: El del metal indicando su estado de oxidación con el sistema stock.

$\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$	Hidroxiclорuro de magnesio
$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$	Dihidroxinitrato de bismuto
FeOHSO_4	Hidroxisulfato de hierro (III)

Se usan los prefijos **OXI** o **HIDROXI** para su denominación

MgOHCl	Hidroxiclорuro de magnesio
$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{Cl}$	trihidroxiclорuro de cobre (II)
BiOCl	Oxiclорuro de bismuto
$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$	Dihidroxicarbonato de cobre (II)

Dichos compuestos contienen en su estructura grupos OH^- (hidroxi) u O^{2-} (oxi) cuyo grado de oxidación se suma al del anión.

Así si decimos dihidroxisulfato de plomo (II), el compuesto contiene dos grupos OH^- y un grupo SO_4^{2-} cuya valencia global es -4 por lo que dicha agrupación se unirá a dos grupos o cationes Pb^{2+} , por lo que la fórmula de dicho compuesto será:



De otra parte, si nombramos oxiclорuro de antimonio (III) el compuesto contendrá un grupo O^{2-} cuya valencia global es -2 por lo que dicha agrupación se unirá a un catión Sb^{3+} y la fórmula de la sal básica será:



OXISALES DOBLES

Son combinaciones que resultan de la sustitución total de los hidrógenos de los



oxácidos que tienen dos o más hidrógenos sustituidos por dos o más metales diferentes.

Se nombran siguiendo las mismas reglas que se utilizan para nombrar las oxisales nuestras, intercalando la palabra **DOBLE** entre el nombre genérico y el específico, formado este último por el nombre de los metales.



H^+ se forma $(SO_4)^{-2}$ Al cambiar un hidrogeno por Na y el otro hidrogeno por K

H^+
 Na^+ $(SO_4)^{-2}$ **NaKSO₄ Sulfato doble de sodio potasio**

K^+

HIDRATOS

Un hidrato es un compuesto que contiene moléculas de agua, usualmente llamado Agua de Cristalización, unidas estructuralmente.



Sulfato de cobre pentahidratado Sulfato de cobre (II) 5- agua Sulfato de cobre (II) 5-hidrato

SOLVATOS

En muchas ocasiones, las sales y otro compuesto que cristalizan en el seno de disoluciones, engloban en su estructura un número determinado de moléculas de disolvente, las denominamos

SALES SOLVATADAS o SOLVATOS. Si las moléculas son de agua se les llama hidratos.

Para su nomenclatura se utilizan el nombre normal de la sal indicando a continuación el número de moléculas de disolvente y el nombre del disolvente.

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ **Sulfato de cobre (II) 5-hidrato o 5 agua**

$BaCl_2 \cdot 2H_2O$ **Cloruro de bario 2 hidrato o 2 agua**

$AlCl_3 \cdot 6H_2O$ **Cloruro de aluminio 6 hidrato o 6 agua**



CaCl₂ · 8NH₃ Cloruro de calcio 8 amoniaco

Funciones Compuestas

Cationes poliatómicos

Existen iones moleculares que tienen cargas positivas. A estos les llamamos cationes poliatómicos. Hay 2 formas de obtener cationes poliatómicos: a) por adición de un ion positivo a una molécula neutra, y b) por la extracción de un ion negativo a una molécula neutra.

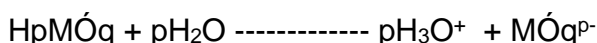
Caso a) Adición de un ion H⁺ a una molécula neutra. Algunos hidruros son capaces de aceptar un ion hidrógeno H⁺. Para que esto ocurra, la molécula de hidruro debe tener pares de electrones no compartidos, como lo son los hidruros de los grupos periódicos 15, 16 y 17. Por ejemplo, el agua puede aceptar un ion H⁺ según la reacción:



El catión H₃O⁺ recibe el nombre de "ion hidronio". El ion H⁺ proviene de la ionización de un ácido. Sabemos que los oxiaácidos se disocian produciendo iones H⁺



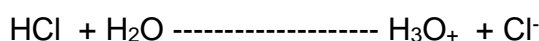
Sumando las ecuaciones anteriores obtenemos



Con ayuda de la última ecuación podemos definir:

Ácido es una sustancia que al disociarse produce iones H⁺ o también, ácido es una sustancia que al reaccionar con el agua produce iones hidronio, H₃O⁺.

Los hidruros de los grupos 16 y 17 reaccionan con el agua para producir iones hidronio y son, por lo tanto, ácidos. Tomando como ejemplo al cloruro de hidrógeno.





Las soluciones acuosas de los hidruros ácidos se denominan “ácidos hidrácidos” y en su nomenclatura se incluye la palabra ácido, el nombre apocopado del no metal y la terminación “hídrico”. Su fórmula debe estar acompañada por la palabra “acuoso” (ac)

Los hidruros del grupo 15 tienen un par de electrones no compartido y su fórmula general es $:EH_3$.

Al reaccionar estos hidruros con el agua absorben un ion hidrógeno:

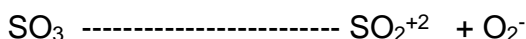


A estos hidruros se les llama “básicos” porque al reaccionar con el agua liberan un grupo OH. El hidruro protonado EH_4^+ forma su nombre con el del no metal, terminado en “onio”. Aunque los hidruros de nitrógeno (amoníaco), del de fósforo (fosfina) y el de arsénico (arsina) producen los cationes amonio (NH_4^+), fosfonio (PH_4^+) y Arsonio (AsH_4^+), el único que es estable y tiene compuestos importantes es el ion amonio NH_4^+ . En efecto, de este ion existen prácticamente todas las sales posibles:

NH_4Cl Cloruro de amonio
 NH_4ClO_3 Clorato de amonio
 $(NH_4)_2CO_3$ Carbonato de amonio

Caso b) Cationes oxigenados

La separación de un ion óxido de una molécula oxigenada puede dar lugar a un catión, por ejemplo

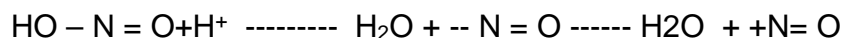


También la ruptura de un óxido puede dar lugar a un anión y un catión oxigenados:

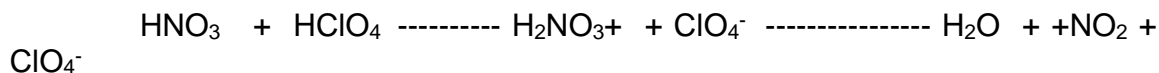


Y finalmente, la protonación de un oxiacido da lugar a cationes oxigenados:





El reactivo que cede el ion H^+ debe ser un ácido más fuerte que el ácido atacado. Para esto puede ser utilizado el ácido perclórico, considerado el ácido más fuerte:



Los cationes oxigenados forman su nomenclatura con el nombre del elemento central y la terminación ilo.

La fórmula general de estos cationes es MOs^{+r} . El estado de oxidación del elemento central (sobre el cual están unidos los oxígenos y las cargas positivas) se puede calcular con la fórmula:

$$\text{Edo. De oxidación} = 2 \times r + s$$

Por ejemplo, para el ion sulfonio, SO_2^{+2} el estado de oxidación del azufre = $2 \times 2 + 2 = 6$, que es uno de los estados de oxidación permitidos para el azufre. Para el ion nitrilo, NO_2^+ el estado de oxidación del nitrógeno = $2 \times 2 + 1 = 5$.

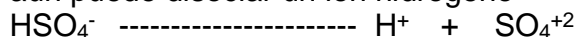
Formula	Nombre	Formula	Nombre
ClO^+	Clorosilo	ClO_2^+	Clorilo
ClO_3^+	perclorilo	SO^{+2}	Sulfinilo o tionilo
SO_2^{+2}	Sulfonilo o sulfurilo	NO^+	Nitrosilo
VO^{+2}	Vanadilo	UO_2^{+2}	uranilo

Sales Ácidas

La neutralización parcial de un ácido puede dar lugar a una sal cuyo anión conserve algunos átomos de hidrógeno ionizables.



A esta reacción se le llama de “neutralización parcial” debido a que solo uno de los dos hidrógenos disociables del ácido sulfúrico fue neutralizado. El anión que queda de este proceso es el HSO_4^- y se nombra como “sulfato ácido”, puesto que aun puede disociar un ion hidrogeno



Para que un ácido pueda formar sales ácidas es necesario que su fórmula contenga más de un átomo de hidrógeno ionizable. Los ácidos clorhídrico (HCl), clórico (HClO_3) y nítrico (HNO_3), por ejemplo, no pueden dar aniones ácidos porque solo tienen un hidrógeno por neutralizar. En cambio, el ácido sulfúrico (H_2SO_4), puede dar un anión ácido (el sulfato ácido HSO_4^-) y el ácido fosfórico (H_3PO_4), puede dar dos aniones ácidos, el H_2PO_4^- y el HPO_4^{+2} .

La nomenclatura sistemática, consiste en indicar con un prefijo griego el número de átomos de hidrógeno que contiene el anión, seguido de la palabra “hidrógeno”, el nombre del anión y, entre paréntesis, el estado de oxidación del elemento central.

Por ejemplo, el ion HSO_4^- se debería llamar “hidrógeno tetraoxosulfato (VI)”, pero también se llama “hidrógeno sulfato”. El ion HS^- , que proviene del ácido sulfhídrico, se llama “ion hidrogenosulfuro”.

Hay más de una nomenclatura trivial para los aniones ácidos. La más reciente consiste en formar el nombre de anión neutro seguido del prefijo griego que indica el número de hidrógenos en la fórmula, unido a la palabra “ácido”.

HSO_4^- Sulfato monoácido o sulfato ácido

HS^- Sulfuro monoácido o sulfuro ácido

H_2PO_4^- Fosfato diácido

HPO_4^{+2} fosfato monoácido

Otra nomenclatura trivial frecuentemente utilizada consiste en:

- Quando el ácido termina en hídrico, el anión hidrogenado cambia la terminación por hidrato. Por ejemplo el HS^- proviene del H_2S , ácido sulfhídrico, su nombre es “ion sulfhidrato”
- Los iones que provienen de ácidos oxigenados forman su nombre con el prefijo bi. Por ejemplo el HSO_4^- proviene del ácido sulfúrico H_2SO_4 , su nombre es bisulfato.

Esta nomenclatura no es utilizable cuando el anión ácido puede contener uno o



mas hidrógenos. El termino “bifosfato” puede aplicarse a H_2PO_4^- o HPO_4^{2-} . Como no hay forma de diferenciarlos, esta nomenclatura no es aplicable.

El dihidrogeno fosfito H_2PO_3^- aparece como fosfito monoacido, ya que el ion fosfito tienen por formula HPO_3^{2-} y el hidrogeno presente no es ionizable. Por esta razón el fosfito solo produce un anión acido, el H_2PO_3^- , que es monoacido, aunque tenga dos hidrógenos en la formula



La formula de la sal acida contendrá al anión acido y al catión, tal que al aplicar la regla del intercambio de estados de oxidación (o de “valencia” de los iones), produzca una molecula neutra

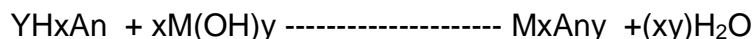
El hidrogeno sulfuro de sodio es: NaHS (o $\text{Na}^+ \text{HS}^-$)

El bisulfito de amonio es: $\text{NH}_4^+ (\text{HSO}_3^-)$ (o $\text{NH}_4^+ \text{HSO}_3^-$)

El Bicarbonato de calcio es: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (o $\text{Ca}^{+2} (\text{HCO}_3^-)_2$)

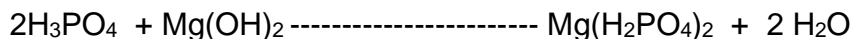
Sales Básicas

El proceso de neutralización la formación de moléculas de agua a partir de un acido y una base. Cuando todos los iones H^+ del acido reaccionan con un numero igual de iones hidroxilo, OH^- , se obtiene la sal neutra y moléculas de agua.



Donde An es la formula del anión, que puede ser monoatómico o poliatómico.

Cuando la reacción ocurre con un numero de moléculas de base menor que x o un numero de moléculas de acido mayor que y, la neutralización del acido es parcial y se obtiene una sal acida.



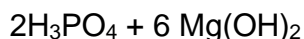
Si se compara con la obtención del fosfato de magnesio



Por lo contrario, si se usara un numero de moléculas de acido menor que y/o un numero de moléculas de hidróxido mayor que x, la neutralización también sería parcial y es posible que la sal formada aun contenga iones OH^- . Por ejemplo, si



hacemos reacción ácido fosfórico con hidróxido de magnesio en la siguiente proporción



Se tendría 6 iones H^+ y 12 iones OH^- , por lo que la sal formada debe contener los iones OH^- excedentes:



La sal cuyo catión contiene todavía iones OH^- se designa como “sal básica”. Para que un ion metálico pueda dar una sal básica es necesario que su estado de oxidación sea mayor que uno. Sin embargo, casi todas las sales básicas conocidas están formadas con iones metálicos con estado de oxidación +2 y, por tanto, la fórmula general de los cationes básicos es $\text{M}(\text{OH})^+$:



Y la fórmula general de las sales básicas es $(\text{M}(\text{OH}))_x \text{An}$

Donde x es el número de cargas eléctricas del anión.

La nomenclatura trivial de la sal básica consiste en colocar el prefijo sub al nombre de la sal muestra que correspondería. Por ejemplo:

$\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ = Subcloruro de cinc (II)

$(\text{Ca}(\text{OH}))_2\text{SO}_4$ = Subsulfato de calcio

$(\text{Cu}(\text{OH}))_2\text{CO}_3$ = Subcarbonato de cobre (II)

La nomenclatura sistemática consiste en dar al nombre del anión, la raíz latina del número de cationes básicos presentes en forma de uni (número que se puede omitir), bis, tris, etc., la palabra hidroxilo y el nombre del metal. Por ejemplo

$\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ = Cloruro de hidroxocinc

$(\text{Ca}(\text{OH}))_2\text{SO}_4$ = Sulfato bis-hidroxicalcio

$(\text{Cu}(\text{OH}))_2\text{CO}_3$ = Carbonato bis-hidroxicobre

Algunos autores prefieren describir las sales básicas como la suma de una sal neutra y el hidróxido del metal. Por ejemplo

- El cloruro hidroxocinc (II) puede ser representado como $2\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$ o como $\text{ZnCl}_2 \cdot \text{Zn}(\text{OH})_2$
- El carbonato bis-hidroxicobre(II) puede ser representado como



Sales Dobles

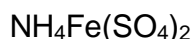
Sales de dos cationes

Una sal ácido puede aún disociar iones H^+ . Si este ion fuera neutralizado por el hidróxido de un catión diferente del que posee la sal, el resultado sería una sal neutra con dos cationes. Por ejemplo:



Para que la fórmula de la sal doble cumpla con la regla del intercambio del estado de oxidación es necesario que la suma de las cargas de los iones positivos sea igual a la carga del (o los) aniones presentes.

Por ejemplo, el sulfato de amonio y hierro (III) es



En la cual el catión amonio NH_4^+ tiene una carga positiva y el hierro (III) tiene 3. La suma de cargas

positivas es 4. El ion sulfato SO_4^{2-} tiene 2 cargas negativas, por lo que la suma de cargas negativas es 4. La suma total de cargas es cero:

$$(+1) + (+3) + (-4) = 0$$

Con lo que se cumple el principio de electroneutralidad de las moléculas. La nomenclatura de estas sales se forma con el nombre del anión y el nombre de cada uno de los cationes presentes, con el estado de oxidación entre paréntesis. El orden para mencionar los cationes es el siguiente: se cita primero al que se encuentre más hacia la izquierda de la tabla periódica; si ambos cationes están en el mismo grupo, al que se encuentre más alto en el grupo. El nombre del ion amonio siempre precede. Por ejemplo:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$: Sulfato de potasio y aluminio

NH_4MgPO_4 : Fosfato de amonio y magnesio

$(\text{NH}_4)_2\text{Co}(\text{CO}_3)_2$: carbonato de amonio y cobalto (II)

Algunas veces las sales dobles son, en realidad, mezclas de dos sales neutras. El



último de los ejemplos anteriores, el carbonato de amonio y cobalto (II), puede escribirse como $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \text{Co}(\text{CO}_3)$. Existe un mineral llamado carnalita que es el cloruro doble de potasio y magnesio: $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2$ o KMgCl_3 . Estos compuestos en realidad no son sales dobles.

Sales de dos aniones

La neutralización de una sal básica con un ácido de un anión diferente del que tiene la sal puede dar lugar a una sal de un catión y dos aniones diferentes. Los nombres de estos compuestos se forman con la indicación de los nombres de los aniones y el nombre del catión. Por ejemplo

PbClF : Cloruro fluoruro de plomo (II)

$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$: Fluoruro (tris)fosfato de pentacalcio (mineral: fluorapatita)

$\text{Pb}_5\text{Cl}(\text{PO}_4)_3$: Cloruro (tris)fosfato de pentaplomo (II) (mineral: piromorfita)

Sales Hidratadas

Aunque en realidad no son compuestos puros, muchos sólidos cristalinos asocian moléculas de agua durante su formación. Estas moléculas de agua influyen en la textura y en algunas propiedades físicas de los sólidos cristalinos, como la transparencia y la solubilidad. Por ejemplo, el CaSO_4 , anhidrita, forma un sólido agregando de gránulos cúbicos, en cambio el $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, yeso, se presenta en cristales generalmente prismáticos que pueden abrirse en capas. El yeso se forma por hidratación (adición de agua) de la anhidrita, operación en la que hay un aumento del 60% del volumen inicial.

Para señalar el número de moléculas de agua que contiene la fórmula mínima de una sal hidratada se indica el número de moléculas de agua mediante el prefijo griego correspondiente y la palabra hidrato, después del nombre de la sal. Por ejemplo

$\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ Sulfato de magnesio monohidrato

$\text{MgSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$: Sulfato de magnesio tetrahidrato



TAREA CUATERNARIOS

Compuestos Cuaternarios

Dar la formula a partir del nombre

1. Carbonato acido de sodio
2. Arsenicato Biacido de Calcio
3. Piroantimonato Diacido Plumbico
4. Borato Diacido de Cromo (VI)
5. Silicato acido de cobre (III)
6. Hiposulfito Acido de corno (III)
7. Cromato acido ferroso
8. Hiposulfito doble de sodio niquelico
9. Silicato doble de calcio ferroso
10. Cromato de mercurio (I) y polonio (IV)
11. Piroantimonato doble cobaltoso estanico
12. Fosfato de cobre (II) y polonio (IV)
13. Hiposulfito dibasico de platino (IV)
14. Hipoyodito dibasico plúmbico
15. Cromato basivo de cobalto (III)
16. Carbonato básico de aluminio
17. Fosfato de cobre (II) y polonio (IV)
18. Sulfato de cobre Pentahidratado
19. Bromuro de calcio 2 hidrato
20. Sulfuro de Selenio 4 amonio
21. Cloruro de Sodio 6 agua
22. Ioduro de potasio 8 etanol
23. Carbonato de calcio decahidratado

Dar el nombre a partir de la formula



1. NaHSO_3
2. $\text{Ni}(\text{H}_2\text{BO}_3)_3$
3. $\text{CuH}_2\text{Sb}_2\text{O}_7$
4. $\text{Co}(\text{HMnO}_4)_2$
5. $\text{Mg}(\text{HCrO}_4)_2$
6. AuHSO_2
7. FeHB_2O_5
8. $(\text{HgFe})_2(\text{CO}_2)_3$
9. $\text{BaPt}(\text{SeO}_4)_3$
10. $\text{CaNi}(\text{TeO}_2)_2$
11. CoCuP_2O_7
12. SnOHBO_3
13. PbOHPO_4
14. CuOHBrO
15. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
16. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Relaciona estos compuestos:

CaH_2

NaOH

H_2S

CaO

H_2SO_4

Con su tipo de compuesto:

Óxido

Oxácido

Hidróxido

Hidruro

Hidrácido

Relaciona estos compuestos:

NaNO_3

$\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

CaCO_3

CuSO_4

Con su tipo de compuesto:

Sulfato

Carbonato



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Programas de Administración y de Ingeniería





Nitrato

Fosfato

Silicato

1. ¿Qué compuesto es el H_2SO_4 ?

A Ninguno de los mencionados

B. Ácido nítrico

C. Ácido sulfúrico

D. Hidróxido sódico

2. ¿Cuál de estas fórmulas se corresponde con el ácido fosfórico?

A. ? H_3PO_4

B. ? H_2CO_3

C. ? HNO_3

D. ? H_2SO_4

1. Formula los siguientes óxidos:

Óxido de titanio (IV): _____

Óxido de cobre (II): _____

Óxido de calcio: _____

Óxido de sodio: _____

Trióxido de Molibdeno: _____

Óxido férrico: _____

Óxido auroso: _____

Heptaóxido de dimanganeso: _____

2. Formula los siguientes óxidos:

Óxido de fósforo (III): _____

Pentaóxido de difósforo: _____

Óxido de boro: _____

Trióxido de yodo: _____

Óxido de selenio (VI): _____

Trióxido de telurio: _____

Óxido de arsénico (III): _____

Trióxido de difósforo: _____

Óxido de yodo (V): _____



3. Formula los siguientes hidruros:

Hidruro de cesio: _____
Hidruro de cinc: _____
Hidruro de magnesio: _____
Hidruro de titanio (IV): _____
Hidruro de estaño (IV): _____
Hidruro de cobalto (II): _____
Hidruro de cromo (III): _____
Dihidruro de estaño: _____

4. Formula los siguientes compuestos:

Cloruro de plomo (II): _____
Bromuro de calcio: _____
Fluoruro de plata: _____
Yoduro de hierro (III): _____
Bromuro de manganeso (III): _____
Cloruro de cobalto (III): _____
Dicloruro de níquel: _____
Pentafluoruro de bismuto: _____
Trifluoruro de aluminio: _____

5. Formula los siguientes compuestos:

Carburo de silicio: _____
Trisulfuro de diboro: _____
Pentabromuro de fósforo: _____



USAC
TRICENTENARIA
Universidad de San Carlos de Guatemala

FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE INGENIERÍA QUÍMICA

Edificio T-5, Ciudad Universitaria, Zona 12, Guatemala, Centroamérica
EIQQ-M-QG-011

Na_2HPO_4
 Pb^{2+}
 SO_3^{2-}
 CuO_2
 NaH_2PO_4
 H_2CrO_4
 Hg^{2+}
 NO_3^-
 H_2MnO_4
 BaO_2
 PCl_3
 CuH_2
 NaH_2PO_3
 PI_5
 Cu^+
 CaO_2
 KBr



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Sistemas de Administración de la Educación



Formando Ingenieros Químicos en Guatemala desde 1939



Cloruro de nitrógeno (III) (Tricloruro de nitrógeno)
Hidróxido de calcio
Peróxido de litio (Dióxido de dilutio)
Óxido de hierro (II)
Sulfuro de sodio
Hidróxido de plomo (II)
Peróxido de potasio (Dióxido de dipotasio)
Hidróxido de plata
Óxido de estaño (IV)
Hidróxido de aluminio
Sulfuro de bario
Óxido de plata
Hidróxido de sodio
Sulfuro de hidrógeno (Ácido sulfhídrico)
Óxido de plomo (IV)
Hidróxido de cobre (II)
Cloruro de níquel (II)
Peróxido de bario (Dióxido de bario)
Hidruro de fósforo (III)
Hidróxido de potasio
Ácido clórico
(Permanganato sódico)
Hidruro de potasio
Peróxido de cobre (I)
Ácido crómico (cromo VI)
Sulfato de aluminio
Hidruro de magnesio
Hidróxido de bario
Clorato potásico



ACAAI

Agencia Centroamericana de Acreditación de
Sistemas de Administración de la Educación

