

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

I. OBJETIVOS

- Identificar las reacciones de los elementos del grupo IIA, es decir el de los alcalinos térreos.
- Estudiar a los complejos

II. MARCO TEORICO

GRUPO IIA

Los alcalinotérreos o metales alcalinotérreos son un grupo de elementos que forman una *familia*. Estos elementos se encuentran situados en el grupo 2 de la tabla periódica y son los siguientes: berilio, magnesio, calcio, estroncio, bario y radio. Este último no siempre se considera, pues tiene un tiempo de vida media corto.

El nombre de *alcalinotérreos* proviene del nombre que recibían sus óxidos, *tierras*, que tienen propiedades básicas (alcalinas). Poseen una electronegatividad $\leq 1,3$ según la escala de Pauling.

Son metales de baja densidad, coloreados y blandos. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua (aunque no tan rápidamente como los alcalinos) para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen sólo dos electrones en su nivel energético más externo, con tendencia a perderlos, con lo que forman un ión dipositivo, M^{2+} .

MAGNESIO

| MAGNESIO | |
|------------------------|---|
| Nombre, número | símbolo, Magnésio, Mg, 12 |
| Serie química | Metales alcalinotérreos |
| Grupo, periodo, bloque | 2, 3, s |
| Densidad, dureza Mohs | 1738 kg/m ³ , 2,5 |
| Apariencia |  Blanco plateado |

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

El magnesio es el elemento químico de símbolo Mg y número atómico 12. Es el séptimo elemento en abundancia constituyendo del orden del 2% de la corteza terrestre y el tercero más abundante disuelto en el agua de mar. Se emplea primordialmente como elemento de aleación.

Principales características

Sí se encuentra en la naturaleza en estado libre, pero forma parte de numerosos compuestos.

Aplicaciones



Los compuestos de magnesio, principalmente su óxido, se usan como material refractario en hornos para la producción de hierro y acero, metales no féreos, cristal y cemento, así como en agricultura e industrias químicas y de construcción.

El uso principal del metal es como elemento de aleación del aluminio, empleándose las aleaciones aluminio-magnesio en envases de bebidas. Las aleaciones de magnesio, especialmente magnesio-aluminio, se emplean en componentes de automóviles, como llantas, y en maquinaria diversa. El metal además, se adiciona para eliminar el azufre del acero y el hierro. Otros usos son:

- Aditivo en propelentes convencionales.
- Obtención de fundición nodular (hierro-silicio-Mg) ya que es un agente esfirilizante/nodulizante del grafito.
- Agente reductor en la obtención de uranio y otros metales a partir de sus sales.
- El hidróxido (leche de magnesia), el cloruro, el sulfato (sales Epsom) y el citrato se emplean en medicina.
- El polvo de carbonato de magnesio ($MgCO_3$) es utilizado por los atletas como gimnastas y levantadores de peso para mejorar el agarre de los objetos.
- Otros usos incluyen flashes fotográficos, pirotecnia y bombas incendiarias.

sirven para diversas utilidades como en los fierros, metales, mechas palta, etc.

Papel biológico

El magnesio es importante para la vida, tanto animal como vegetal. La clorofila es una sustancia compleja de porfirina-magnesio que interviene en la fotosíntesis.

Es un elemento químico esencial para el hombre; la mayor parte del magnesio se encuentra en los huesos y sus iones desempeñan papeles de importancia en la actividad de muchas coenzimas y en reacciones que dependen del ATP. También ejerce un papel estructural, el ion de Mg^{2+} tiene una función estabilizadora de la estructura de cadenas de ADN y ARN.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

En función del peso y la altura, la cantidad diaria recomendada es de 300-350 mg, cantidad que puede obtenerse fácilmente ya que se encuentra en la mayoría de los alimentos, siendo las hojas verdes de las hortalizas especialmente ricas en magnesio.

Precauciones

El magnesio es *extremadamente inflamable*, especialmente si está pulverizado. Reacciona exotérmica y rápidamente en contacto con aire o agua por lo que debe manipularse con precaución. El fuego, de producirse, no se deberá intentar apagar con agua.

CALCIO

| General | |
|-------------------------|---|
| Nombre, símbolo, número | Calcio, Ca, 20 |
| Serie química | Metales alcalinos |
| Grupo, periodo, bloque | 2 (IIA), 4, s |
| Densidad, dureza Mohs | 1550 kg/m ³ , 1,75 |
| Apariencia | Blanco plateado  |

El calcio es un elemento químico, de símbolo Ca y de número atómico 20. Es un elemento químico esencial, una persona tiene entre 1,5 y 2% de calcio en peso, del cual el 99% se encuentra en los huesos y el resto en tejidos y fluidos corporales interviniendo en el metabolismo celular.

En el habla vulgar se utiliza la voz calcio para referirse a sus sales (v.g., *esta agua tiene mucho calcio; en las tuberías se deposita mucho calcio*, etc.)

Características principales

El calcio es un metal alcalinotérreo blando, maleable y dúctil que arde con llama roja formando óxido de calcio y nitruro. Las superficies recientes son de color blanco plateado pero palidecen rápidamente tornándose levemente amarillentas expuestas al aire y en última instancia grises o blancas por la formación del hidróxido al reaccionar con la humedad ambiental. Reacciona violentamente con el agua para formar el hidróxido Ca(OH)₂ desprendiendo hidrógeno.

Aplicaciones

- Agente reductor en la extracción de otros metales como el uranio, circonio y torio.
- Deoxidante, desulfurizador, o decarburizador para varias aleaciones ferrosas y no ferrosas.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

Agente de aleación utilizado en la producción de aluminio, berilio, cobre, plomo y magnesio.

Papel biológico

El calcio actúa como mediador intracelular cumpliendo una función de segundo mensajero; por ejemplo, el ión Ca^{2+} interviene en la contracción de los músculos. También está implicado en la regulación de algunas enzimas quinasas que realizan funciones de fosforilación, por ejemplo la proteína quinasa C (PKC), y realiza unas funciones enzimáticas similares a las del magnesio en procesos de transferencia de fosfato (por ejemplo, la enzima fosfolipasa A_2).

La competencia que se establece entre ciertos minerales puede inhibir la absorción del calcio; así, calcio y magnesio compiten por los mismos puntos de absorción, por lo que aquellas personas que estén tomando suplementos del segundo habrán de tener especial cuidado con el aporte diario de calcio.

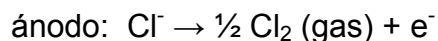
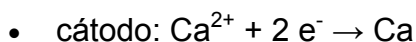
Las patologías relacionadas con el calcio son muy frecuentes en la sociedad, existiendo las siguientes alteraciones:

- El déficit de calcio es susceptible de provocar osteoporosis e hipocalcemia
- El exceso provoca hipercalcemia.
- Una alteración histológica, como por ejemplo una inflamación crónica local, puede provocar depósitos de calcio.

Abundancia y obtención

Es el quinto elemento en abundancia en la corteza terrestre (3,6% en peso) pero no se encuentra en estado nativo sino formando compuestos con gran interés industrial como el carbonato (calcita, mármol, caliza y dolomita) y el sulfato (yeso, alabastro) a partir de los cuales se obtienen la cal viva, la escayola, el cemento, etc.; otros mineral que lo contienen son fluorita (fluoruro), apatito (fosfato) y granito (silicato).

El metal se aísla por electrólisis del cloruro de calcio (subproducto del proceso Solvay) fundido:



LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

BARIO

| BARIO | |
|-------------------------|---|
| Nombre, símbolo, número | Bario, Ba, 56 |
| Serie química | Metal alcalinotérreo |
| Grupo, periodo, bloque | 2, 6, s |
| Densidad, dureza Mohs | 3510 kg/m ³ , 1,25 |
| Apariencia | Blanco plateado  |

El **bario** es un elemento químico de la tabla periódica cuyo símbolo es Ba y su número atómico es 56.

Riesgos para la Salud

Reacciona con el agua y se corroe rápidamente en aire húmedo. El elemento es tan reactivo que no existe en la naturaleza, específicamente en el aspecto libre.

Propiedades Físicas

Punto de Ebullición: 1640 °C Punto de Fusión: 714 °C Densidad: 3,5 g/ml
Color: Plateado Olor: Inodoro Aspecto: Denso y viscoso

COMPLEJOS

En química un complejo es una estructura molecular en la que un átomo o ión metálico, generalmente un catión, está rodeado por cierto número de aniones o moléculas dotadas de pares solitarios.

Los complejos se llaman también compuestos de coordinación o complejos metálicos. Los iones o moléculas que rodean al metal se llaman ligandos. Un ligando enlazado a un ión central se dice que está coordinado al ión.

Principios

Los átomos centrales son con frecuencia metálicos (generalmente cationes de metales de transición). Los ligandos pueden ser tanto moléculas orgánicas como inorgánicas, y generalmente son especies neutras o caniones.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

Campos de aplicación

La química de coordinación es importante por sus aplicaciones industriales (por ejemplo, en catálisis), y también es muy relevante para algunas enzimas (las metaloproteínas), en las que, con frecuencia, el centro activo es un metal coordinado por aminoácidos.

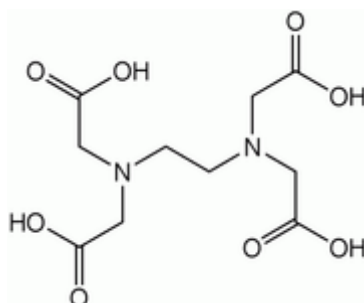
LIGANDO

Los iones o moléculas que rodean a un metal en un complejo se llaman **ligandos**. Un ligando enlazado a un ión central se dice que está **coordinado** al ión.

Los ligandos simples, como el agua o el anión cloruro sólo forman un enlace con el átomo central, y se llaman monodentados. Algunos ligandos son capaces de formar múltiples enlaces de coordinación, y se describen como bidentados, tridentados, etc. El EDTA es hexadentado, lo cual le da una gran estabilidad a sus complejos.

El proceso de enlace al ión metálico por más de una posición de coordinación por ligando se llama quelación. Los compuestos que forman complejos de esta forma se llaman agentes quelantes o quelatos, y, generalmente, tienen mucha mayor tendencia a formar complejos que sus homólogos monocoordinantes. Uno de estos agentes quelantes, de importancia industrial, es el EDTA.

EDTA



Fórmula del EDTA

EDTA (o AEDT) es el acrónimo del ácido etilendiaminotetraacético. Puede coordinar a metales de transición de forma reversible. Puede coordinar por cuatro posiciones acetato y dos amino, lo que lo convierte en un ligando hexadentado, y el más importante de los ligandos quelatos. Se utiliza en algunos medios de cultivo unido al hierro, para liberar éste lentamente en el medio, y también en algunos análisis cuantitativos. Debido a su estructura, puede complejar completamente un metal que tenga una estructura de coordinación octaédrica. Su fórmula química es $C_{10}H_{16}N_2O_8$.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

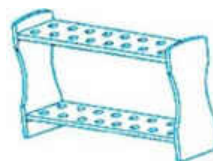
III MATERIALES Y REACTIVOS

Materiales :

Tubos de ensayo



Gradilla



Pinzas



Piceta



Reactivos:

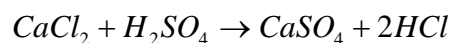
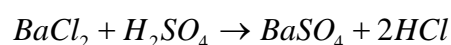
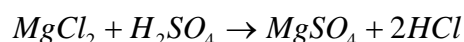
- Cloruro de magnesio
- Cloruro de bario
- Cloruro de calcio
- Acido sulfurico
- Hidroxido de sodio
- NH₄SC
- AgNO₃
- FeCl₃
- KSCN
- CuCl₂

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

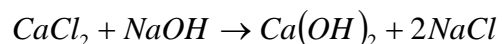
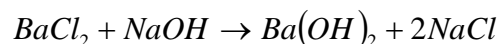
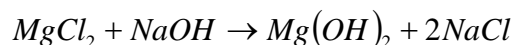
IV. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

GRUPO IIA

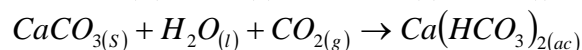
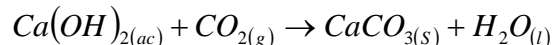
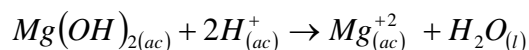
PARTE EXPERIMENTAL:



1. Da una solución incolora
2. Color blanco lechoso y líquido pesado
3. Es incoloro



1. hay precipitado e incoloro
2. ha y precipitado y es blanco lechoso
3. se ve el precipitado color



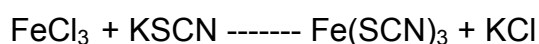
COMPLEJOS

PARTE EXPERIMENTAL:

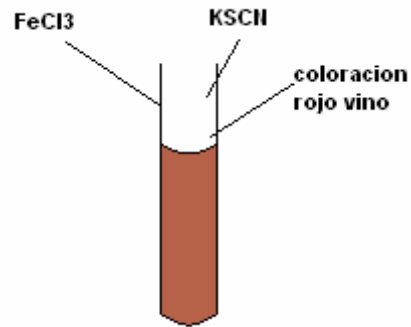
- a) En un tubo de ensayo, colocar 5ml de agua destilada 1ml de solución de FeCl₃ y 1ml de solución de KSCN.

Observaciones: Al mezclar todo resultó una coloración rojo vino.

REACCION QUIMICA:



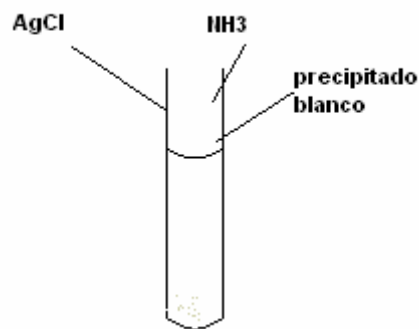
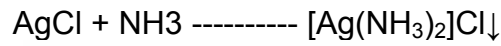
LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS



b) En un tubo de ensayo, colocar 1ml de AgCl, adicionar 1ml de NH₃

Observaciones: Se observa un precipitado blanco de [Ag(NH₃)₂]Cl

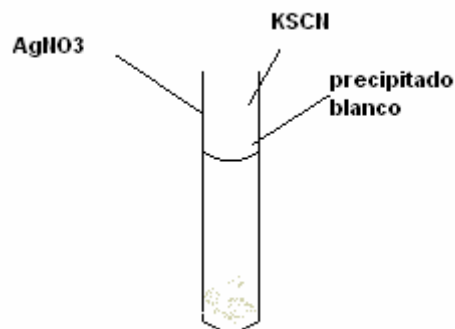
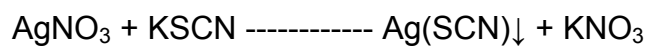
REACCION QUIMICA:



c) En un tubo de ensayo, colocar 1ml de AgNO₃, adicionar 1ml de KSCN

Observaciones: Se observa un precipitado blanco.

REACCION QUIMICA:

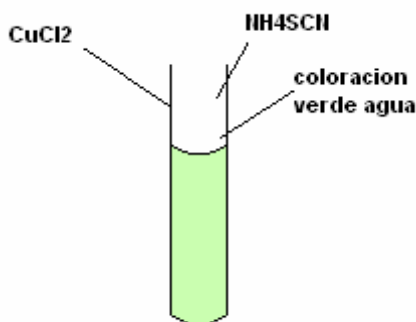
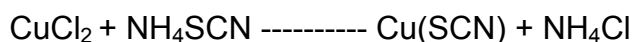


LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

- d) En un tubo de ensayo colocar 1ml de CuCl_2 o $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ adicionar gota a gota NH_4SCN

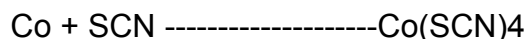
Observaciones: Se observa una coloración verde agua.

REACCION QUIMICA:



- F) En un tubo de ensayo colocamos 1ml de CoCl_2 , liquido de color rosado luego adicionamos gota a gota NH_4SCN (liquido incoloro) cuando reaccionan nos damos cuenta que la solución nos da un color rosado claro.

Reacción química:

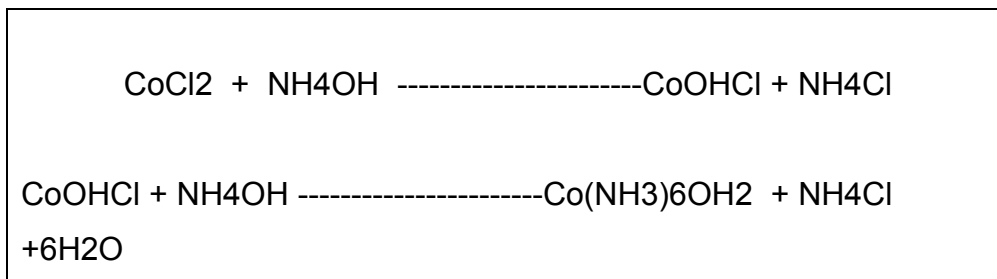


Después de la reacción agregamos alcohol etílico $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{CHOH}$ el compuesto complejo que se forma pasa a la capa de disolvente (en el cual es mas soluble que en agua) coloreando la capa de un rosado mas claro que el inicial.

- G. En un tubo de ensayo colocar 1ml de CoCl_2 el cual es una solución de color rosado, luego adicionamos gota a gota NH_4OH el cual proviene de mezclar amoniaco (NH_3) y agua (H_2O) la cual es una mezcla incolora y la solución final nos da un color turquesa y hay presencia de precipitado

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

Reacción química:

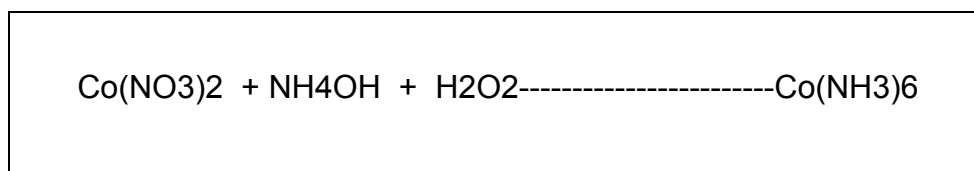


H. En un tubo de ensayo colocar 1ml de CoCl_2 , luego pasamos a adicionar gota a gota de NH_4OH y 1ml de H_2O_2 .

Nota:

Al adicionar NH_4OH al CoCl_2 nos da una solución de color turquesa y al adicionarle peróxido de hidrógeno empieza a salir un burbujeo y a la vez se aprecia un precipitado de color caramelo.

Reacción química:



LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

CUESTIONARIO

A) ESTADO NATURAL DE LOS ELEMENTOS DE LA FAMILIA DE LOS ALCALINOS:

SODIO

Sólo se presenta en la naturaleza en estado combinado. Se encuentra en el mar y en los lagos salinos como cloruro de sodio, NaCl, y con menor frecuencia como carbonato de sodio, Na₂CO₃, y sulfato de sodio, Na₂SO₄. El sodio comercial se prepara descomponiendo electrolíticamente cloruro de sodio fundido. El sodio ocupa el séptimo lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. Es un componente esencial del tejido vegetal y animal.

POTASIO

El potasio ocupa el octavo lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre; se encuentra en grandes cantidades en la naturaleza en minerales tales como la carnalita, el feldespato, el salitre, la arenisca verde y la silvita. El potasio está presente en todo el tejido vegetal y animal, y es un componente vital de los suelos fértiles.

LITIO

En la naturaleza está muy extendido, pero no en estado libre, sino solamente en combinaciones contenidas en feldespatos y micas, en algunas aguas minerales y en el tabaco; por lo cual aparece siempre en pequeñas concentraciones. Ocupa el lugar 35 en abundancia de la corteza terrestre.

CESIO Y RUBIDIO

se encuentra en pequeñas cantidades, generalmente asociado con el cesio, con el cual tiene una gran semejanza, en cenizas del tabaco, el té y el café; y en los minerales *lepidolita* y *carnalita*.

FRANCIO

El francio existe solamente en estado radiactivo, siendo su isótopo más duradero el francio 223, también llamado *actinio-K*, que se desintegra en 22 minutos. Por lo tanto, es un elemento cuya existencia real es esencialmente aleatoria.

Habiéndosele encontrado únicamente bajo la forma de isótopos radiactivos, y siendo el identificado el de más larga vida, se deduce que han de existir otros isótopos, de los cuales se conocen los que corresponden a las masas atómicas de 204 a 224.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

B) ESTADO NATURAL DE LOS ELEMENTOS DE LA FAMILIA DE LOS ALCALINOS TERREOS:

CALCIO

El calcio ocupa el quinto lugar en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre, pero no se encuentra en estado puro en la naturaleza. Se da en varios compuestos muy útiles, tales como el carbonato de calcio (CaCO_3), del que están formados la calcita, el mármol, la piedra caliza y la marga; el sulfato de calcio (CaSO_4), presente en el alabastro o el yeso; el fluoruro de calcio (CaF_2), en la fluorita; el fosfato de calcio o roca de fosfato ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), y varios silicatos. En aire frío y seco, el calcio no es fácilmente atacado por el oxígeno, pero al calentarse, reacciona fácilmente con los halógenos, el oxígeno, el azufre, el fósforo, el hidrógeno y el nitrógeno. El calcio reacciona violentamente con el agua, formando el hidróxido $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y liberando hidrógeno.

MAGNESIO

El magnesio ocupa el sexto lugar en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Existe en la naturaleza sólo en combinación química con otros elementos, en particular, en los minerales carnalita, dolomita y magnesita, en muchos silicatos constituyentes de rocas y como sales, por ejemplo el cloruro de magnesio, que se encuentra en el mar y en los lagos salinos. Es un componente esencial del tejido animal y vegetal.

ESTRONCIO

El estroncio es un elemento abundante en la naturaleza representando una media del 0,034% de todas las rocas ígneas y se encuentra mayoritariamente en forma de sulfato (celestita) y carbonato (estroncianita).

C) APLICACIONES DE LOS METALES EN LA INDUSTRIA

SODIO

El sodio metálico se emplea en síntesis orgánica como agente reductor. Es además componente del cloruro sódico ($\text{Na Cloro} | \text{Cl}$) necesario para la vida. Otros usos son:

- En aleación | aleaciones antifricción (plomo).
- En la fabricación de detergentes (en combinación con ácido graso | ácidos grasos).
- En la purificación de metales fundidos.
- La aleación $\text{Na Potasio} | \text{K}$, es un material empleado para la transferencia de calor además de disecante para disolventes orgánicos y como reductor. A temperatura ambiente es líquida. El sodio también se emplea como refrigerante.
- Aleado con plomo se emplea en la fabricación de aditivos antidetonantes para las gasolinas.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

- Se emplea también en la fabricación de célula fotoeléctrica | células fotoeléctricas.
- Iluminación mediante lámparas de vapor de sodio.
- Los superóxidos NaO_2 generados por combustión controlada con oxígeno se utilizan para intercambiar el dióxido de carbono por oxígeno y regenerar así el aire en espacios cerrados (p. ej. en submarinos)

POTASIO

- El potasio metal se usa en células fotoeléctricas.
- El cloruro y el nitrato se emplean como fertilizantes.
- El peróxido de potasio se usa en aparatos de respiración autónomos de bomberos y mineros.
- El nitrato se usa en la fabricación de pólvora y el cromato y bicromato en pirotecnia.
- El carbonato potásico se emplea en la fabricación de cristales.
- La aleación NaK, una aleación de sodio y potasio, es un material empleado para la transferencia de calor.
- El cloruro de potasio se utiliza para provocar un paro cardíaco en las ejecuciones con inyección letal.

Otras sales de potasio importantes son el bromuro, cianuro, potasio, yoduro, y el sulfato.

LITIO

El litio es empleado en los reactores nucleares, para obtener el *tritio* que es un componente de las aleaciones empleadas en su construcción; y también como catalizador. El *deuterohidruro de litio* a base del isótopo ^6Li , es empleado en las bombas de hidrógeno. En metalurgia, se emplea para extraer los gases en la fundición de ciertos minerales; y también para evitar la tendencia a que se forme una capa de óxido durante la elaboración del acero.

Otro de sus compuestos, el *hidróxido de litio*, absorbe el dióxido de carbono, por lo cual se emplea en submarinos y naves espaciales para la purificación del aire ambiente, eliminando los residuos de la respiración humana.

Otros derivados del litio tienen importantes usos medicinales. El *carbonato de litio* para el tratamiento de artrosis, el *bromuro de litio* como sedante; y el *citrate de litio* y el *carbonato de litio*, como antídotos de las psicosis maniáco-depresivas en fase aguda.

CESIO

Dada su propiedad de emitir electrones al contacto con la luz, es empleado como cátodo en la fabricación de las células fotoeléctricas. También es utilizado, tanto como el litio y el potasio, para extraer totalmente los gases en los tubos de vacío.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

El *isótopo 137* del cesio, es altamente radiactivo, por lo cual tiene aplicación como trazador con fines industriales y medicinales.

RUBIDIO

Por su gran reactividad, al igual que el litio y el potasio se emplea para eliminar totalmente los gases en los tubos de vacío; y en aplicaciones electrónicas tales como los fotocátodos, luminóforos y semiconductores.

También se emplea su isótopo rubidio 87 para determinar, por su grado de desintegración, la edad geológica, debido a su gran lentitud para desintegrarse.

CALCIO

Se está utilizando en mayor proporción como desoxidante para cobre, níquel y acero inoxidable. Puesto que el calcio endurece el plomo cuando está aleado con él, las aleaciones de calcio son excelentes para cojinetes, superiores a la aleación antimonio-plomo utilizada en la rejillas de los acumuladores, y más duraderas como revestimiento en el cable cubierto con plomo. El calcio, combinado químicamente, está presente en la cal (hidróxido de calcio), el cemento y el mortero, en los dientes y los huesos (como hidroxifosfato de calcio), y en numerosos fluidos corporales (como componente de complejos proteínicos) esenciales para la contracción muscular, la transmisión de los impulsos nerviosos y la coagulación de la sangre.

MAGNESIO

El magnesio forma compuestos bivalentes, siendo el más importante el carbonato de magnesio (MgCO_3), que se forma por la reacción de una sal de magnesio con carbonato de sodio y se utiliza como material refractario y aislante. El cloruro de magnesio ($\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$), que se forma por la reacción de carbonato u óxido de magnesio con ácido clorhídrico, se usa como material de relleno en los tejidos de algodón y lana, en la fabricación de papel y de cementos y cerámicas. Otros compuestos son el citrato de magnesio ($\text{Mg}_3(\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$), que se forma por la reacción de carbonato de magnesio con ácido cítrico y se usa en medicina y en bebidas efervescentes; el hidróxido de magnesio, ($\text{Mg}(\text{OH})_2$), formado por la reacción de una sal de magnesio con hidróxido de sodio, y utilizado en medicina como laxante, "leche de magnesia", y en el refinado de azúcar; sulfato de magnesio ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), llamado sal de Epsom y el óxido de magnesio (MgO), llamado magnesia o magnesia calcinada, que se prepara calcinando magnesio con oxígeno o calentando carbonato de magnesio, y que se utiliza como material refractario y aislante, en cosméticos, como material de relleno en la fabricación de papel y como laxante antiácido suave.

Las aleaciones de magnesio presentan una gran resistencia a la tracción. Cuando el peso es un factor a considerar, el metal se utiliza aleado con aluminio o cobre en fundiciones para piezas de aviones; en miembros artificiales, aspiradoras e instrumentos ópticos, y en productos como esquíes, carretillas, cortadoras de césped y muebles para exterior. El metal sin alear se

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

utiliza en flashes fotográficos, bombas incendiarias y señales luminosas, como desoxidante en la fundición de metales y como afinador de vacío, una sustancia que consigue la evacuación final en los tubos de vacío.

Los principales países productores de magnesio son Estados Unidos, China y Canadá.

ESTRONCIO

Hoy día el principal uso del estroncio es en cristales para tubos de rayos catódicos de televisores en color debido a la existencia de regulaciones legales que obligan a utilizar este metal para filtrar los rayos X evitando que incidan sobre el espectador. Otros usos son:

- Pirotecnica (nitrato).
- Producción de imanes de ferrita
- El carbonato se usa en el refinado del cinc (remoción del plomo durante la electrolisis), y el metal en la desulfurización del acero y como componente de diversas aleaciones.
- El titanato de estroncio tiene un índice de refracción extremadamente alto y una dispersión óptica mayor que la del diamante, propiedades de interés en diversas aplicaciones ópticas. También se ha usado ocasionalmente como gema.
- Otros compuestos de estroncio se utilizan en la fabricación de cerámicas, productos de vidrio, pigmentos para pinturas (cromato), lámparas fluorescentes (fosfato) y medicamentos (cloruro y peróxido).
- El isótopo radiactivo Sr-89 se usa en la terapia del cáncer, el Sr-85 se ha utilizado en radiología y el Sr-90 en generadores de energía autónomos.

D) OBTENCION DE LOS METALES

SODIO

Actualmente se obtiene por electrólisis de cloruro sódico fundido, procedimiento más económico que el anteriormente usado, la electrólisis del hidróxido de sodio. Es el metal más barato.

El compuesto más abundante de sodio es el cloruro sódico o sal común, aunque también se encuentra presente en diversos minerales como anfíboles, trona, halita, zeolitas, etc.

POTASIO

El potasio constituye del orden del 2,4% en peso de la corteza terrestre siendo el séptimo más abundante. Debido a su insolubilidad es muy difícil obtener el metal puro a partir de sus minerales. Aun así, en antiguos lechos marinos y de lagos existen grandes depósitos de minerales de potasio (carnalita, langbeinita, polihalita y silvina) en los que la extracción del metal y sus sales es económicamente viable.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

La principal mena de Potasio es la potasa que se extrae en California, Alemania, Nuevo México, Utah y otros lugares. En Saskatchewan hay grandes depósitos de potasa a 900 m de profundidad que en el futuro pueden convertirse en fuentes importantes de potasio y sales de potasio.

Los océanos también pueden ser proveedores de potasio, pero en un volumen cualquiera de agua salada la cantidad de potasio es mucho menor que la de sodio, disminuyendo el rendimiento económico de la operación.

Gay-Lussac y Thenard utilizaron en 1808 un método consistente en fundir la potasa y hacerla atravesar hierro calentado al blanco para obtener el potasio, método que se empleó hasta 1823, año en que Brunner obtuvo el metal calentando al rojo vivo una mezcla de carbonato potásico y carbón. Ambos métodos tenían un rendimiento muy deficiente, hasta que Sainte-Claire Deville descubrió que el método de Brunner mejoraba utilizando en la mezcla carbonato cálcico. En la actualidad el metal se obtiene por electrólisis de su hidróxido en un proceso que ha sufrido tan sólo pequeñas modificaciones desde la época de Davy.

MAGNESIO

En los EE.UU. el metal se obtiene principalmente por electrólisis del cloruro de magnesio, método que ya empleara Bunsen, obtenido de salmueras y agua de mar.

CALCIO

El metal se obtiene sobre todo por la electrólisis del cloruro de calcio fundido, un proceso caro. Hasta hace poco, el metal puro se utilizaba escasamente en la industria. Se está utilizando en mayor proporción como desoxidante para cobre, níquel y acero inoxidable. Puesto que el calcio endurece el plomo cuando está aleado con él, las aleaciones de calcio son excelentes para cojinetes, superiores a la aleación antimonio-plomo utilizada en la rejilla de los acumuladores, y más duraderas como revestimiento en el cable cubierto con plomo. El calcio, combinado químicamente, está presente en la cal (hidróxido de calcio), el cemento y el mortero, en los dientes y los huesos (como hidroxifosfato de calcio), y en numerosos fluidos corporales (como componente de complejos proteínicos) esenciales para la contracción muscular, la transmisión de los impulsos nerviosos y la coagulación de la sangre.

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

CONCLUSIONES

- Cuando los metales alcalinos reaccionan con el H_2SO_4 el que mas precipita es el BaCl_2 .
- Cuando reaccionan con el NaOH el que mas precipita es el CaCl_2
- El $\text{Mg}(\text{OH})_2$ tiene un uso importante en el hogar porque forma con el agua la leche de magnesia.
- En las reacciones del grupo de complejos se trabaja con los iones para obtener el producto correspondiente

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

RECOMENDACIONES

- Trabajar con tubos limpios y secos
- Utilizar las pipetas correspondientes para evitar la confusión de reactivos
- Tener cuidado al trabajar con una solución concentrada como el H_2SO_4

LABORATORIO #7: GRUPO IIA Y COMPLEJOS

BIBLIOGRAFIA

- ❖ Curso de química inorgánica, Laffitte, Marc; Ed. Alambra; 1a. Edición; 1977; paginas 351
- ❖ Curso de química inorgánica: introducción al estudio de las estructuras y reacciones inorgánicas; Gould, Edwin S.; Ed. Selecciones científicas; 1a. Edición, 1958; páginas 553
- ❖ Química inorgánica; Sharpe, Alan G.; Ed. REVERTE; 1ª. Edición; 1993; páginas 784