

GRUPO IA - II A

OBJETIVOS:

- Observar las propiedades del Mg, Ca, Ba.
- Observar la solubilidad de los metales alcalinos

INTRODUCCIÓN:

Los alcalinos parte de la tabla periodica en el grupo IA Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen un solo electrón en su nivel energético más externo, con tendencia a perderlo, con lo que forman un ión monopositivo, M^+ .

Los elementos presentes en este grupo son: Litio, Sodio, Rubidio Cesio y Francio.

En este informe sólo se hablará del Sodio debido al no uso del Francio por su gran radioactividad.

FUNDAMENTO TEÓRICO:

GRUPO IA

Alcalino

Los metales alcalinos son un grupo de elementos que forman una serie química. Estos elementos se encuentran situados en el grupo 1 de la tabla periódica y son los siguientes: litio, sodio, potasio, rubidio, cesio y francio. También se conocen como el grupo de los alcalino-terreos, haciendo alusión al hecho de que estos elementos son

constituyentes comunes de las cenizas vegetales. El término alcalino también hace referencia al carácter básico de sus óxidos.

Son metales de baja densidad, coloreados y blandos. Reaccionan con facilidad con halógenos para formar sales iónicas, y con agua para formar hidróxidos fuertemente básicos. Todos tienen un sólo electrón en su nivel energético más externo. Estos electrones poseen un bajo potencial de oxidación, por lo que los átomos tienen tendencia a perderlo, con lo que forman un ión monopositivo, M^+ , con la estructura del gas noble que le antecede en la tabla. Son poco polarizables y muy estables por lo que no ocurre otro estado de oxidación.

El hidrógeno, con un único electrón, se sitúa normalmente dentro de la tabla periódica en el mismo grupo de los metales alcalinos (aunque otras veces aparece separado de éstos o en otra posición); sin embargo, para arrancar este electrón es necesaria mucha más energía que en el caso de los alcalinos. Como en los halógenos, el hidrógeno sólo necesita un electrón para completar su nivel de energía más externo, por lo que en algunos aspectos el hidrógeno es similar a los halógenos, formando, al igual que éstos, hidruros (MH) con los metales alcalinos.

1.1 HIDROGENO:

- Numero Atómico: 1
- Masa Atómica: 1,00794

Es un elemento gaseoso reactivo, insípido, incoloro e inodoro. Su número atómico es 1 y pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico.

En un principio no se le distinguía de otros gases hasta que el químico británico Henry Cavendish demostró en 1766 que se formaba

en la reacción del ácido sulfúrico con los metales y, más tarde, descubrió que el hidrógeno era un elemento independiente que se combinaba con el oxígeno para formar agua. El químico británico Joseph Priestley lo llamó 'aire inflamable' en 1781, y el químico francés Antoine Laurent de Lavoisier le dio finalmente el nombre de hidrógeno.

Propiedades y estado natural

Como la mayoría de los elementos gaseosos, el hidrógeno es diatómico (sus moléculas contienen dos átomos), pero a altas temperaturas se disocia en átomos libres. Sus puntos de ebullición y fusión son los más bajos de todas las sustancias, a excepción del helio. Su punto de fusión es de $-259,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ y su punto de ebullición de $-252,77\text{ }^{\circ}\text{C}$. A $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y bajo 1 atmósfera de presión tiene una densidad de $0,089\text{ g/l}$. Su masa atómica es $1,007$. El hidrógeno líquido, obtenido por primera vez por el químico británico James Dewar en 1898 (*véase* Criogenia), es incoloro (excepto en capas gruesas, que tienen un aspecto azul pálido) y tiene una densidad relativa de $0,070$. Si se deja evaporar rápidamente bajo poca presión se congela transformándose en un sólido incoloro.

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

Se sabe que el hidrógeno tiene tres isótopos. El núcleo de cada átomo de hidrógeno ordinario está compuesto de un protón. El deuterio, que está presente en la naturaleza en una proporción de

0,02%, contiene un protón y un neutrón en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de dos. El tritio, un isótopo radiactivo e inestable, contiene un protón y dos neutrones en el núcleo de cada átomo y tiene una masa atómica de tres.

El hidrógeno en estado libre sólo se encuentra en muy pequeñas cantidades en la atmósfera, aunque en el espacio interestelar abunda en el Sol y otras estrellas, siendo de hecho el elemento más común en el Universo. En combinación con otros elementos se encuentra ampliamente distribuido en la Tierra, en donde el compuesto más abundante e importante del hidrógeno es el agua, H₂O. El hidrógeno se halla en todos los componentes de la materia viva y de muchos minerales. También es parte esencial de todos los hidrocarburos y de una gran variedad de otras sustancias orgánicas. Todos los ácidos contienen hidrógeno; una de las características que define a los ácidos es su disociación en una disolución, produciendo iones hidrógeno (*véase* Ácidos y bases).

Aplicaciones

El hidrógeno reacciona con una gran variedad de elementos no metálicos. Se combina con nitrógeno en presencia de un catalizador formando amoníaco (*véase* Fijación de nitrógeno); con azufre formando sulfuro de hidrógeno; con cloro formando cloruro de hidrógeno y con oxígeno para formar agua. Para que se produzca la reacción entre oxígeno e hidrógeno a temperatura ambiente se necesita la presencia de un catalizador como el platino finamente dividido. Si se mezcla con aire u oxígeno y se prende, explota. También se combina con ciertos metales como sodio y litio, formando hidruros. Actúa como agente reductor de óxidos metálicos como el óxido de cobre, extrayendo el oxígeno y dejando el metal en estado puro. El hidrógeno reacciona con compuestos orgánicos insaturados formando los compuestos saturados correspondientes.

Se obtiene en el laboratorio por la acción de ácidos diluidos sobre los metales, como el cinc, y por electrólisis del agua. Industrialmente se producen grandes cantidades de hidrógeno a partir de los combustibles gaseosos. El hidrógeno se separa del vapor de agua, del gas natural y del gas de hulla, bien por licuación de los demás componentes del gas, bien por conversión catalítica del monóxido de carbono en dióxido de carbono, que resulta fácilmente extraíble.

El hidrógeno es un producto derivado importante en muchas reacciones de electrólisis (*véase* Electroquímica). Se emplean grandes cantidades de hidrógeno en la elaboración del amoníaco y en la síntesis de alcohol metílico. La hidrogenación de aceites para producir grasas comestibles, la de la hulla para producir petróleo sintético, y la que tiene lugar en el refinado del petróleo, requieren grandes cantidades de hidrógeno.

Es el gas menos pesado que existe y se ha utilizado para inflar globos y dirigibles. Sin embargo, arde fácilmente y varios dirigibles, como el *Hindenburg*, acabaron destruidos por incendios. El helio, que tiene un 92% de la capacidad de elevación del hidrógeno, y además no es inflamable, se emplea en su lugar siempre que es posible. Normalmente se almacena el hidrógeno en cilindros de acero bajo presiones de 120 a 150 atmósferas. También se usa el hidrógeno en sopletes para corte, fusión y soldadura de metales.

1.2 LITIO



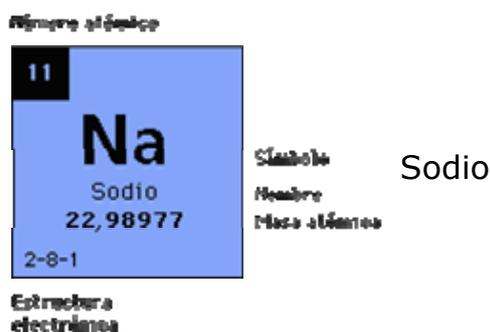
Es un elemento metálico, blanco plateado, químicamente reactivo, y el más ligero en peso de todos los metales. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 3.

El descubrimiento del elemento se le adjudica por lo general a Johann A. Arfvedson en 1817. Químicamente, el litio se asemeja al sodio en su comportamiento. Se obtiene por la electrólisis de una mezcla de cloruro de litio y potasio fundidos. Se oxida al instante y se corroe rápidamente al contacto con el aire; para almacenarlo, debe sumergirse en un líquido tal como la nafta. El litio ocupa el lugar 35 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No existe en la naturaleza en estado libre, sino sólo en compuestos, que están ampliamente distribuidos. El metal se usa como desoxidante y para extraer los gases no deseados durante la fabricación de fundiciones no ferrosas. El vapor del litio se usa para evitar que el dióxido de carbono y el oxígeno formen una capa de óxido en los hornos durante el tratamiento térmico del acero. Entre los compuestos importantes del litio están el hidróxido, utilizado para eliminar el dióxido de carbono en los sistemas de ventilación de naves espaciales y submarinos, y el hidruro, utilizado para inflar salvavidas; su equivalente de hidrógeno pesado (deuterio), se utiliza para fabricar la bomba de hidrógeno. El carbonato de litio, un mineral común, se usa

en el tratamiento de las psicosis maníaco-depresivas (véase Depresión).

El litio tiene un punto de fusión de 181 °C, un punto de ebullición de 1.342 °C y una densidad relativa de 0,53. Su masa atómica es 6,941.

1.3 SODIO



Es un elemento metálico blanco plateado, extremadamente blando y muy reactivo. En el grupo 1 (o IA) del sistema periódico, el sodio es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 11. Fue descubierto en 1807 por el químico británico Humphry Davy.

Propiedades y estado natural

El sodio elemental es un metal tan blando que puede cortarse con un cuchillo. Tiene una dureza de 0,4. Se oxida con rapidez al exponerlo al aire y reacciona violentamente con agua formando hidróxido de sodio e hidrógeno. Tiene un punto de fusión de 98 °C, un punto de ebullición de 883 °C y una densidad relativa de 0,97. Su masa atómica es 22,9898.

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.

Aplicaciones

El elemento se utiliza para fabricar tetraetilplomo y como agente refrigerante en los reactores nucleares (*véase* Energía nuclear). El compuesto de sodio más importante es el cloruro de sodio, conocido como sal común o simplemente sal. Otros compuestos importantes son el carbonato de sodio, conocido como sosa comercial, y el bicarbonato de sodio, conocido también como bicarbonato de sosa. El hidróxido de sodio, conocido como sosa cáustica se usa para fabricar jabón, rayón y papel, en las refinerías de petróleo y en la industria textil y del caucho o hule. El tetraborato de sodio se conoce comúnmente como bórax. El fluoruro de sodio, NaF, se utiliza como antiséptico, como veneno para ratas y cucarachas, y en cerámica. El nitrato de sodio, conocido como nitrato de Chile, se usa como fertilizante. El peróxido de sodio, Na₂O₂, es un importante agente blanqueador y oxidante. El tiosulfato de sodio, Na₂S₂O₃·5H₂O, se usa en fotografía como agente fijador.

1.4.- POTASIO:



Es un elemento metálico, extremadamente blando y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico y es uno de los metales alcalinos. El número atómico del potasio es 19.

Estado natural

Fue descubierto y nombrado en 1807 por el químico británico sir Humphry Davy. El metal es blanco plateado y puede cortarse con un cuchillo. Tiene una dureza de 0,5. Se da en tres formas isotópicas naturales, de números másicos 39, 40 y 41. El potasio 40 es radiactivo y tiene una vida media de 1.280 millones de años. El isótopo más abundante es el potasio 39. Se han preparado artificialmente varios isótopos radiactivos. El potasio tiene un punto de fusión de 63 °C, un punto de ebullición de 760 °C y una densidad de 0,86 g/cm³; la masa atómica del potasio es 39,098.

El potasio metal se prepara por la electrólisis del hidróxido de potasio fundido o de una mezcla de cloruro de potasio y fluoruro de potasio. El metal se oxida en cuanto se le expone al aire y reacciona violentamente con agua, produciendo hidróxido de potasio e hidrógeno gas. Debido a que el hidrógeno producido en la reacción con el agua arde espontáneamente, el potasio se almacena siempre bajo un líquido, como la parafina, con la que no reacciona.

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 feldespatos, el nitrato de Chile, 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.

Aplicaciones

El potasio metal se usa en las células fotoeléctricas. El potasio forma varios compuestos semejantes a los compuestos de sodio correspondientes, basados en la valencia 1. Vamos a estudiar algunos de los compuestos más importantes del elemento: El bromuro de potasio (KBr), un sólido blanco formado por la reacción de hidróxido

de potasio con bromo, se utiliza en fotografía, grabado y litografía, y en medicina como sedante. El cromato de potasio (K_2CrO_4), un sólido cristalino amarillo, y el dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), un sólido cristalino rojo, son poderosos agentes oxidantes utilizados en cerillas o fósforos y fuegos artificiales, en el tinte textil y en el curtido de cuero. El yoduro de potasio (KI) es un compuesto cristalino blanco, muy soluble en agua, usado en fotografía para preparar emulsiones y en medicina para el tratamiento del reuma y de la actividad excesiva del tiroides. El nitrato de potasio (KNO_3) es un sólido blanco preparado por la cristalización fraccionada de disoluciones de nitrato de sodio y cloruro de potasio, y se usa en cerillas o fósforos, explosivos y fuegos artificiales, y para adobar carne. Se encuentra en la naturaleza como nitrato de Chile. El permanganato de potasio ($KMnO_4$) es un sólido púrpura cristalino, que se usa como desinfectante y germicida y como agente oxidante en muchas reacciones químicas importantes. El sulfato de potasio (K_2SO_4) es un sólido cristalino blanco, importante fertilizante de potasio que se usa también para la preparación del sulfato de aluminio y potasio o alumbre. El hidrogentartrato de potasio, que suele llamarse crémor tártaro, es un sólido blanco utilizado como levadura en polvo y en medicina.

El término *potasa* designaba originalmente al carbonato de potasio obtenido lixiviando cenizas de madera, pero ahora se aplica a diversos compuestos de potasio. El carbonato de potasio, (K_2CO_3), un sólido blanco, llamado también potasa, se obtiene de la ceniza de la madera u otros vegetales quemados, y también por reacción del hidróxido de potasio con dióxido de carbono. Se usa para fabricar jabón blando y vidrio. El clorato de potasio ($KClO_3$), llamado clorato de potasa, es un compuesto blanco cristalino, que se obtiene por la electrólisis de una disolución de cloruro de potasio. Es un agente oxidante poderoso y se utiliza en cerillas (cerillos), fuegos artificiales

y explosivos, así como desinfectante y para obtener oxígeno. El cloruro de potasio (KCl) es un compuesto blanco cristalino llamado comúnmente cloruro de potasa o muriato de potasa, y es un componente común de las sales minerales de potasio, de las que se obtiene por volatilización. Es un importante abono de potasio y también se usa para obtener otros compuestos de potasio. El hidróxido de potasio (KOH), llamado también potasa cáustica, un sólido blanco que se disuelve con la humedad del aire, se prepara por la electrólisis del cloruro de potasio o por reacción del carbonato de potasio y el hidróxido de calcio; se usa en la fabricación de jabón y es un importante reactivo químico. Se disuelve en menos de su propio peso de agua, desprendiendo calor y formando una disolución fuertemente alcalina.

1.4 RUBIDIO



Es un elemento metálico químicamente reactivo de número atómico 37. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos.

Fue descubierto mediante espectroscopia en 1860 por el químico alemán Robert Wilhelm Bunsen y el físico alemán Gustav Robert Kirchhoff, quienes nombraron el elemento por las destacadas líneas rojas de su espectro. El rubidio metálico es blanco-plateado y muy blando. Es el tercero en actividad de los metales alcalinos. Se oxida inmediatamente cuando se le expone al aire y arde espontáneamente

para formar óxido de rubidio. Reacciona violentamente con el agua. En su comportamiento químico, el rubidio se parece al sodio y al potasio. Tiene un punto de fusión de 39 °C, un punto de ebullición de 686 °C, y una densidad de 1,53 g/cm³; su masa atómica es 85,468.

Es un elemento ampliamente distribuido, y ocupa el lugar 23 en abundancia entre los elementos de la corteza terrestre. No se encuentra en grandes sedimentos sino en pequeñas cantidades en aguas minerales y en varios minerales asociados generalmente con otros metales alcalinos. También se encuentra en pequeñas cantidades en el té, el café, el tabaco y en otras plantas, y los organismos vivos pueden requerir cantidades diminutas del elemento. El rubidio se utiliza en catalizadores y en células fotoeléctricas. La desintegración radiactiva del isótopo rubidio 87 puede utilizarse para determinar la edad geológica (véase Radiactividad).

1.5.- CESIO



Es un elemento metálico químicamente reactivo, blanco y blando. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 55.

El cesio fue descubierto en 1860 por el químico alemán Robert Wilhelm Bunsen y el físico alemán Gustav Robert Kirchhoff mediante el uso del espectroscopio.

El cesio ocupa el lugar 64 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre. Tiene un punto de fusión de 28 °C, un punto de ebullición de 669 °C, y una densidad relativa de 1,88; su masa atómica es 132,91. La fuente natural que produce la mayor cantidad de cesio es un mineral poco frecuente llamado pólux (o polucita). Las menas de este mineral encontradas en la isla italiana de Elba contienen un 34% de óxido de cesio; las menas de pólux encontradas en los estados de Maine y Dakota del Sur (EEUU), contienen un 13% de óxido. El cesio también existe en la lepidolita, en la carnalita y en ciertos feldespatos. Se extrae separando el compuesto de cesio del mineral, transformando el compuesto así obtenido en cianuro, y realizando la electrólisis del cianuro fundido. Se obtiene también calentando sus hidróxidos o carbonatos con magnesio o aluminio, y calentando sus cloruros con calcio. El cesio comercial contiene normalmente rubidio, con el que coexiste habitualmente en los minerales y al que se asemeja tanto que no se realiza ningún esfuerzo para separarlos.

Al igual que el potasio, el cesio se oxida fácilmente cuando se le expone al aire, y se usa para extraer el oxígeno residual de los tubos de vacío. Debido a su propiedad de emitir electrones cuando se le expone a la luz, se utiliza en la superficie fotosensible del cátodo de la célula fotoeléctrica. El isótopo radiactivo cesio 137, que se produce por fisión nuclear, es un derivado útil de las plantas de energía atómica. El cesio 137 emite más energía que el radio y se usa en investigaciones medicinales e industriales, por ejemplo como isótopo trazador .

1.6.-FRANCIO:



Es un elemento metálico radiactivo que se asemeja mucho al cesio en sus propiedades químicas. Pertenece al grupo 1 (o IA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinos. Su número atómico es 87. Marguerite Perey del Laboratorio Curie del Instituto del Radio de París descubrió el elemento en 1939.

Se produce cuando se desintegra el elemento radiactivo actinio. El francio natural es radiactivo; su isótopo con vida más larga, el francio 223, o actinio-K, tiene una vida media de 22 minutos. Emite una partícula beta con una energía de 1.100.000 electronvoltios (eV). Se conocen isótopos con números másicos de 204 a 224.

El francio es el más pesado de los metales alcalinos, y es el elemento más electropositivo. Todos sus isótopos son radiactivos y tienen una vida corta

GRUPO IIA

Metal alcalinotérreo

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+} .

2.1.-BERILIO



Es un elemento metálico, gris, frágil, con número atómico 4. Se le llama berilio por su mineral principal, el berilo, un silicato de berilio y aluminio. Fue descubierto como óxido en 1797 por el químico francés Louis Nicolas Vauquelin; el elemento libre fue aislado por primera vez en 1828 por Friedrich Wöhler y Antonine Alexandre Brutus Bussy, independientemente. Puesto que sus compuestos solubles tienen sabor dulce, al principio se le llamó glucinio, como referencia al azúcar glucosa.

Propiedades y estado natural

El berilio, uno de los metales alcalinotérreos, ocupa el lugar 51 en abundancia entre los elementos naturales de la corteza terrestre. Su masa atómica es 9,012. Tiene un punto de fusión de unos 1.287 °C,

un punto de ebullición de unos 3.000 °C, y una densidad de 1,85 g/cm³. El berilio tiene una alta resistencia por unidad de masa. Se oxida ligeramente al contacto con el aire, cubriéndose con una fina capa de óxido. La capacidad del berilio de rayar el vidrio se atribuye a este recubrimiento óxido. Los compuestos del berilio son generalmente blancos (o incoloros en solución) y bastante similares en sus propiedades químicas a los compuestos correspondientes de aluminio. Esta similitud hace difícil separar el berilio del aluminio, que casi siempre está presente en los minerales de berilio.

Aplicaciones

Añadiendo berilio a algunas aleaciones se obtienen a menudo productos con gran resistencia al calor, mejor resistencia a la corrosión, mayor dureza, mayores propiedades aislantes y mejor calidad de fundición. Muchas piezas de los aviones supersónicos están hechas de aleaciones de berilio, por su ligereza, rigidez y poca dilatación. Otras aplicaciones utilizan su resistencia a los campos magnéticos, y su capacidad para no producir chispas y conducir la electricidad. El berilio se usa mucho en los llamados sistemas de multiplexado. A pequeña escala, un único hilo hecho con componentes de berilio de gran pureza puede transportar cientos de señales electrónicas.

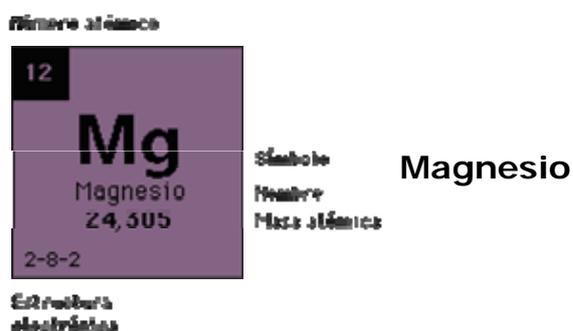
Puesto que los rayos X atraviesan fácilmente el berilio puro, el elemento se utiliza en las ventanas de los tubos de rayos X. El berilio y su óxido, la berilia, se usan también en la generación de energía nuclear como moderadores en el núcleo de reactores nucleares, debido a la tendencia del berilio a retardar o capturar neutrones.

Aunque los productos del berilio son seguros de usar y manejar, los humos y el polvo liberados durante la fabricación son altamente tóxicos. Deben tomarse precauciones extremas para evitar respirar o

ingerir las más mínimas cantidades. Las personas que trabajan con óxido de berilio utilizan capuchas diseñadas especialmente.

El berilio y su óxido se utilizan cada vez más en la industria. Aparte de su importancia en la fabricación de los aviones y los tubos de rayos X, el berilio se usa en ordenadores o computadoras, láser, televisión, instrumentos oceanográficos y cubiertas protectoras del cuerpo.

2.2.MAGNESIO:



Es un elemento metálico blanco plateado, relativamente no reactivo. El magnesio es uno de los metales alcalinotérreos, y pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico. El número atómico del magnesio es 12.

Propiedades y estado natural

El metal, aislado por vez primera por el químico británico Humphry Davy en 1808, se obtiene hoy en día principalmente por la electrólisis del cloruro de magnesio fundido. El magnesio es maleable y dúctil cuando se calienta. Exceptuando el berilio, es el metal más ligero que permanece estable en condiciones normales. El oxígeno, el agua o los álcalis no atacan al metal a temperatura ambiente. Reacciona con los ácidos, y cuando se calienta a unos 800 °C reacciona también con el oxígeno y emite una luz blanca radiante. El magnesio tiene un punto

de fusión de unos 649 °C, un punto de ebullición de unos 1.107 °C y una densidad de 1,74 g/cm³; su masa atómica es 24,305.

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.

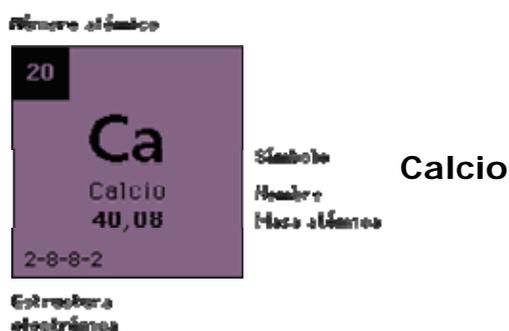
Aplicaciones

El magnesio forma compuestos bivalentes, siendo el más importante el carbonato de magnesio (MgCO₃), 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 (MgCl₂·6H₂O), 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 (Mg₃(C₆H₅O₇)₂·4H₂O), 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, (Mg(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 (MgSO₄·7H₂O), 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 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.

La producción mundial estimada de magnesio en 1989 fue de 350.000 toneladas.

2.3.-CALCIO:



Es un elemento metálico, reactivo y blanco plateado. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 20.

El químico británico sir Humphry Davy aisló el calcio en 1808 mediante electrólisis.

Propiedades y estado natural

El calcio tiene seis isótopos estables y varios radiactivos. Metal maleable y dúctil, amarillea rápidamente al contacto con el aire. Tiene un punto de fusión de 839 °C, un punto de ebullición de 1.484 °C y una densidad de 1,54 g/cm³; su masa atómica es 40,08.

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.

Aplicaciones

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 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.

2.4.-ESTRONCIO:

número atómico		
38	Sr	Símbolo
	Estroncio	Nombre
	87,62	Masa atómica
	2-8-18-8-2	
Estructura electrónica		

Es un elemento metálico, dúctil, maleable y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalino-térreos. Su número atómico es 38.

El estroncio metálico fue aislado por vez primera por el químico británico sir Humphry Davy en 1808; el óxido se conocía desde 1790. El estroncio tiene color plateado cuando está recién cortado. Se oxida fácilmente al aire y reacciona con el agua para producir hidróxido de estroncio e hidrógeno gas. Como los demás metales alcalino-térreos, se prepara transformando el carbonato o el sulfato en cloruro, el cual, por hidrólisis, produce el metal. Tiene un punto de fusión de 769 °C, un punto de ebullición de 1.384 °C y una densidad de 2,6 g/cm³. Su masa atómica es 87,62.

El estroncio nunca se encuentra en estado elemental, y existe principalmente como estroncianita, SrCO₃, y celestina, SrSO₄. Ocupa el lugar 15 en abundancia natural entre los elementos de la corteza terrestre y está ampliamente distribuido en pequeñas cantidades. Las cantidades mayores se extraen en México, Inglaterra y Escocia. Debido a que emite un color rojo brillante cuando arde en el aire, se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales y en señales de ferrocarril. La estronciana (óxido de estroncio), SrO, se usa para recubrir las melazas de azúcar de remolacha. Un isótopo radiactivo del elemento, el estroncio 85, se usa para la detección del cáncer de

huesos. El estroncio 90 es un isótopo radiactivo peligroso que se ha encontrado en la lluvia radiactiva subsiguiente a la detonación de algunas armas nucleares.

2.5.-BARIO:



Es un elemento blando, plateado y altamente reactivo. Su número atómico es 56. El bario fue aislado por primera vez en 1808 por el científico británico sir Humphry Davy. El elemento reacciona intensamente con el agua, y se corroe rápidamente en aire húmedo. De hecho, el elemento es tan reactivo que sólo existe en la naturaleza como compuesto. Sus compuestos más importantes son minerales: el sulfato de bario y el carbonato de bario (witherita), BaCO₃.

Metal alcalinotérreo, el bario es el 14º elemento más común, ocupando una parte de 2.000 de la corteza terrestre. Su masa atómica es 137,34. Su punto de fusión está a 725 °C, su punto de ebullición a 1.640 °C, y su densidad relativa es 3,5.

El bario metálico tiene pocas aplicaciones prácticas, aunque a veces se usa para recubrir conductores eléctricos en aparatos electrónicos y en sistemas de encendido de automóviles. El sulfato de bario (BaSO₄) se utiliza también como material de relleno para los productos de caucho, en pintura y en el linóleo. El nitrato de bario se utiliza en fuegos artificiales, y el carbonato de bario en venenos para

ratas. Una forma de sulfato de bario, opaca a los rayos X, se usa para examinar por rayos X el sistema gastrointestinal.

2.6.-RADIO



(Del latín, radius, 'rayo'), es un elemento metálico radiactivo, blanco-plateado y químicamente reactivo. Pertenece al grupo 2 (o IIA) del sistema periódico, y es uno de los metales alcalinotérreos. Su número atómico es 88.

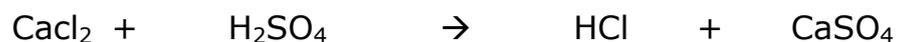
El radio fue descubierto en el mineral pechblenda por los químicos franceses Marie y Pierre Curie en 1898. Estos descubrieron que el mineral era más radiactivo que su componente principal, el uranio, y separaron el mineral en varias fracciones con el fin de aislar las fuentes desconocidas de radiactividad. Una fracción, aislada utilizando sulfuro de bismuto, contenía una sustancia fuertemente radiactiva, el polonio, que los Curie conceptuaron como nuevo elemento. Más tarde se trató otra fracción altamente radiactiva de cloruro de bario para obtener la sustancia radiactiva, que resultó ser un nuevo elemento, el radio

PARTE EXPERIMENTAL.

Experiencia 1.-

A 3 tubos de ensayo se le agrego CaCl_2 , BaCl_2 , MgCl_2 luego se les agrego 1ml de H_2SO_4 a cada tubo y se observo :

Tubo 1 :



Observación:

En esta reacción fue de color incolora, sin precipitado.

Tubo 2:



Observación:

Que al agregarle el ácido al MgCl_2 , fue de color opaco medio transparente

Tubo 3:



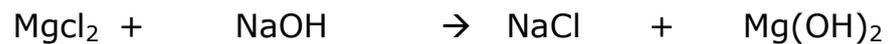
Observación:

En esta reacción fue lechosa y se noto un poco de precipitado.

Experiencia 2.-

A 3 tubos de ensayo se le agrego CaCl_2 , BaCl_2 , MgCl_2 luego se les agrego 1ml de NaOH a cada tubo y se observo :

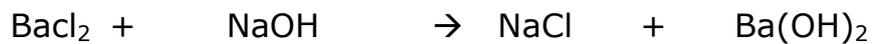
Tubo 1:



Observación:

Resultado un color ligeramente transparente.

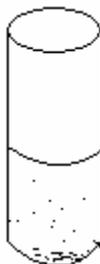
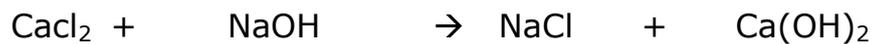
Tubo 2:



Observación:

Resultado una reacción un poco lechosa.

Tubo 3:



Observación:

Resultado una reacción lechosa.

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.

RECOMENDACIONES

- Tener cuidado al trabajar con una solución concentrada como el H_2SO_4
- Cada reactivo con el que se trabaja tiene que tener su determinada pipeta.
- Esperar un tiempo prudente para así poder observar la cantidad de precipitado que se forma en cada tubo.

TAREA

ESTADO NATURAL GRUPO I Y II

GRUPO I:

Grupo de elementos químicos situados en la primera columna de la tabla periódica, y compuesto por el litio, el sodio, el potasio, el rubidio, el cesio y el francio. Todos ellos pueden ser clasificados como metales. Dada la extrema facilidad con la que se oxidan en presencia del oxígeno no se encuentran en la naturaleza en estado puro. Se obtienen de sus sales fundidas por electrolisis, almacenándolos después en líquidos orgánicos inertes, como los hidrocarburos. El sodio y el potasio son muy abundantes en la corteza terrestre, aunque los restantes son bastante escasos. Con excepción del litio, que es bastante duro, todos son blandos (pueden cortarse con un cuchillo), muy corrosivos y plateados.

El término alcalino también hace referencia al carácter básico de sus óxidos.

GRUPO II

Los 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 es radiactivo y tiene una vida media corta.

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+} .

Aplicación en la industria:

Na:

El sodio es utilizado en la industria para la fabricación de cianurote sodio, la amida sodica, detergentes blanqueadores, colorantes y el peroxido, también es utilizada para la fabricación de sosa cáustica o lejía el cual se utiliza para la fabricación de jabones, celulosa , pulpa y papel, también es utilizada como electrolito en las materias alcalinas .

El Na_2CO_3 , es utilizada para la fabricación de vidrio.

K:

El potasio es utilizado en la tecnología electrónica (radio y televisión) ,para la determinar la edad de las rocas antiguas, como fertilizante en la agricultura(KCl y K_2SO_4), para la obtención de la pólvora (a partir de KNO_3),para la fabricación de vidrios de alto punto de fusión, preparación de jabones blandos

Mg:

Se utiliza en la fabricación de material refractivo, para la preparación de sulfato o sal inglesa, también es utilizado en la industria automovilística.

El oxido de magnesio se utiliza como componente de los ladrillos refractores, utilizado para el recubrimiento de los hornos a altas temperaturas.

Ca:

Se utiliza en la albañilería para la preparación del mortero , donde se obtiene una suspensión de $\text{Ca}(\text{OH})_2$,es utilizado en la preparación de cementos y compuestos químicos . El CaCl_3 es utilizado como un abrasivo suave, en la pasta de dientes y los limpiadores domésticos

Sr:

Es utilizada en la industria pirotécnica.

Ba:

El BaSO_4 , es utilizado como blanqueador de los papeles, fotografías , diagnósticos del rayo X del aparato digestivo.

Obtención del sodio (Na)

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.

obtención del potasio (K)

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.

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.

Obtención Magnesio (Mg)

El magnesio es el séptimo elemento más abundante en la corteza terrestre, sin embargo no se encuentra libre, aunque entra en la composición de más de 60 minerales, siendo los más importantes industrialmente los depósitos de dolomía, dolomita, magnesita, brucita, carnalita y olivino.

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.

Obtención Calcio (Ca)

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:

- cátodo: $\text{Ca}^{2+} + 2 \text{e}^{-} \rightarrow \text{Ca}$
- ánodo: $\text{Cl}^{-} \rightarrow \frac{1}{2} \text{Cl}_2 (\text{gas}) + \text{e}^{-}$