

Los metales alcalinos y alcalinotérreos

Saúl Holguín Quiñones
J. M. Daniel Estrada Guerrero
Margarita Chávez Martínez



AM
D172
4
16.55

ásicas

UNIVERSIDAD
AUTÓNOMA
METROPOLITANA
Casa abierta al tiempo  Azcapotzalco

Los metales alcalinos y alcalinotérreos

#217571
C.B. 2893216

Los metales alcalinos y alcalinotérreos

Saúl Holguín Quiñones
J. M. Daniel Estrada Guerrero
Margarita Chávez Martínez



2893216



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Ciencias Básicas

UAM-AZCAPOTZALCO

RECTOR

Dr. Adrián Gerardo de Garay Sánchez

SECRETARIA

Dra. Sylvie Jeanne Turpin Marion

COORDINADORA GENERAL DE DESARROLLO ACADÉMICO

Dra. Norma Rondero López

COORDINADOR DE EXTENSIÓN UNIVERSITARIA

Dr. Jorge Armando Morales Aceves

JEFE DE LA SECCIÓN DE PRODUCCIÓN Y DISTRIBUCIÓN EDITORIALES

Lic. Francisco Javier Ramírez Treviño

9.
Q
/

ISBN-970-31-0808-3

©UAM-Azcapotzalco

Saúl Holguín Quiñones
J. M. Daniel Estrada Guerrero
Margarita Chávez Martínez.

Ilustración de portada:
Consuelo Quiroz Reyes

Diseño de portada:
Modesto Serrano Ramírez

Sección de producción
y distribución editoriales
Tel. 5318-9222/9223
Fax. 5318-9222

Universidad Autónoma Metropolitana
Unidad Azcapotzalco
Av. San Pablo 180
Col. Reynosa Tamaulipas
Delegación Azcapotzalco
C.P. 02200
México, D.F.

Los metales alcalinos
y alcalinotérreos
2a. edición 2007
1a. reimpresión 2008

Impreso en México

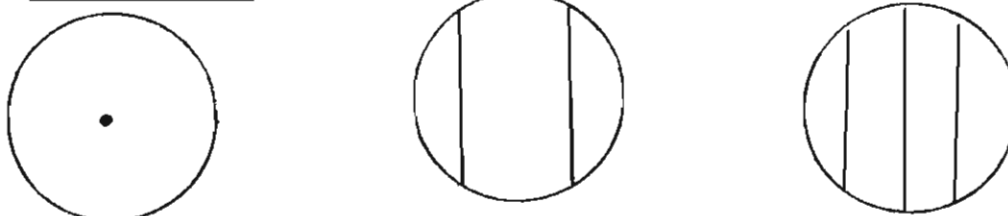
Nuestro profundo agradecimiento a la M. en C. María Teresa Castañeda Briones por la revisión de esta obra y a la Srta. Rocío Eguinoa Levety por su encomiable labor mecanográfica

C O N T E N I D O

	Pág.
1. Los metales alcalinos	1
1.1 Introducción	3
1.2 Generalidades	4
1.3 Obtención	13
1.4 Propiedades químicas	17
1.5 Producción de hidróxido de sodio en la industria	21
1.6 Producción industrial del bicarbonato de sodio	24
1.7 Ejercicios	27
1.8 Bibliografía	30
2. Los metales alcalinotérreos	33
2.1 Introducción	33
2.2 Generalidades	35
2.3 Obtención	47
2.4 Propiedades químicas y obtención de algunos compuestos	50
2.5 Dureza del agua	61
2.6 Ejercicios	65
2.7 Bibliografía	70

¹ Los metales alcalinos

1.1 INTRODUCCION



Sin duda, los elementos alcalinos tienen cierta magia, como lo trataban de transmitir los alquimistas a través de los -- símbolos para el hidrógeno representado como punto de unión o partida, para la sosa (natrium) y para la potasa (kalium)*

Y excluyendo al hidrógeno, que por sí mismo no parece enca-- jar muy bien en ninguna agrupación de elementos químicos, y al francio de carácter efímero, el resto de metales alcali-- nos tienen en común principalmente la sencillez de su nomen-- clatura relacionada sólo con su origen, su enorme importan-- cia en el desarrollo de la concepción atómica y del agrupa-- miento elemental, y por último, su relevante papel en las -- aplicaciones de alta tecnología actuales, tales como las lám-- paras de descarga, las baterías de alta relación carga/masa regenerables, el tratamiento de enfermedades penosas como -- neurosis, uricemias y cánceres y en la tecnología magneto hi-- drodinámica de punta.

También, debe tenerse presente el papel que jugaron indirectamente como aglutinantes de grandes genios como Ernest - -- Rutherford, Niels Böhr, Max Planck y Albert Einstein alrede-- dor de otro genio de los negocios llamado Ernest Solvay, - -- quien con el interés de mejorar su mundialmente famoso proce

*/"Una ojeada a la materia". La Ciencia 3. G. Aguilar y otros
Fondo de Cultura Económica. 1ª Edición 1986.

so relacionado con el sodio, promovía vivamente el desarrollo científico, que finalmente fructificó en modelos portentosos como el de Schrödinger, que lograban explicar por completo el espectro de emisión del sodio.

Nadie puede saber si los alquimistas intuían la importancia trascendental de los elementos que atisbaban en las cenizas de las plantas, pero el caso es que la tecnología del futuro no se puede concebir por completo sin el concurso de este conjunto de elementos enigmáticos.

1.2 GENERALIDADES

Litio: Este elemento metálico menos denso que el agua y fácil de cortar, fue descubierto en 1817 por el químico sueco Iogan August Arwedson, en el laboratorio de Berzelius. Puesto que lo obtuvo a partir del mineral petalita ($\text{LiAlSi}_4\text{O}_{11}$) y no de la calcinación de vegetales, como era el caso de sus predecesoras la potasa y la sosa, le llamó elemento "pétreo" (litheos piedra). Un año después, Sir Humphry Davy, alumno de Dalton, logra su aislamiento por electrólisis de la potasa. Los minerales que resultan de interés industrial para la extracción del litio son el espodumeno $\text{LiO}_2 \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$, la lepidolita $\text{K}_2\text{Al}_3|\text{Si}_3\text{AlO}_{10}|_2 (\text{F}_1\text{OH})_4$ y la propia petalita.

En la primera mitad de este siglo el litio interviene rápidamente en diversas ramas industriales, tales como la metalúrgica (como elemento de aleación en bronce especiales, monel, y con metales "activos" como Al, Zn y Pb); la del vidrio en aplicaciones especiales que requieren transparencia a la radiación ultravioleta; y en las industrias química y de poli

Tabla 1.2.1 Características físicas de los metales alcalinos

Símbolo	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Peso atómico	6.94	22.99	39.10	85.48	132.9	87
Configuración electrónica	He 2s ¹	Ne 3s ¹	Ar 4s ¹	Kr 5s ¹	Xe 6s ¹	Rn 7s ¹
Primera en energía de ionización KJ/mol	520	496	418	403	374	-
eV H (13.6)	5.4	0.1	4.3	4.2	3.9	-
Radio atómico, A ^o	1.23	1.57	2.03	2.16	2.35	2.80
Radio iónico M ⁺ , A ^o	0.60	0.95	1.33	1.49	1.69	1.75
Punto de fusión, °C	179	98	63	39	28.5	-
Punto de ebullición, °C	1336	880	760	700	670	-
Dureza (escala de Mohs)	0.6	0.5	0.4	0.3	0.2	-
Conductividad eléctrica (Hg = 1)	11	21	14	8	5	-
Densidad, g/cm ³ a 20°C	0.534	0.971	0.862	1.532	1.90	-
Electronegatividad (Pauling)	1.0	0.9	0.8	0.8	0.7	0.7
Color de la llama	carmin	amarillo	violeta	rojo-azulino	azul	-

meros, ya sea como catalizador, en la formación de compuestos litio-orgánicos, o bien, como iniciador de la polimerización en la producción del hule sintético (poli-isopreno) o en la polimerización del divinilo.

El litio, al igual que el sodio al recubrir plásticos permiten su conductividad eléctrica.

El hidruro de litio LiH ($d = 0.776 \text{ g/cm}^3$) conocido desde el siglo XIX se ha empleado como material estratégico. Al reaccionar con agua se convierte en una fuente abundante de hidrógeno el cual se destina al inflado de aerostatos y botes salvavidas. Un kilogramo de hidruro de litio proporciona 2.8 m^3 de hidrógeno: $\text{LiH} + \text{HOH} \longrightarrow \text{LiOH} + \text{H}_2$.

Como hidróxido, el litio ha encontrado gran aplicación en la fabricación de pilas secas y acumuladores alcalinos aumentando el tiempo de servicio en 2-3 veces, por ser el metal con mayor capacidad de almacenamiento de energía eléctrica.

En la industria atómica el litio juega un papel predominante como termoconductor. Comparado con los demás metales alcalinos, el litio es el más ligero, tiene la mayor capacidad calorífica, menor viscosidad, el diapasón del estado líquido (es decir la diferencia entre las temperaturas de fusión y ebullición) es el más amplio y finalmente el carácter corrosivo es mucho menor que el del sodio y del potasio.

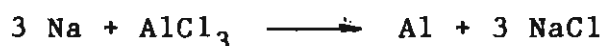
Por otra parte la creación de la bomba atómica se hizo factible gracias al deuteruro de litio- $6 \text{ } ^6\text{LiD}$. Asimismo, el li-

tio-6 atrapa de manera efectiva los neutrones calientes del reactor nuclear.

Los halogenuros de litio (excepto el LiF) son solubles en agua, absorben amoníaco, aminas del aire y reversiblemente vapores de agua; de ahí que el cloruro de litio y el bromuro de litio se emplean en aparatos acondicionadores del aire y en procesos industriales de secado.

El empleo del litio es ampliamente conocido en medicina influyendo positivamente en enfermos maníacos y depresivos.

El Sodio: En 1807 el químico y físico inglés Humphry Davy - descubre este elemento vía electrólisis del hidróxido de sodio, empleando como fuente de voltaje una serie de 250 pares de placas de cobre y zinc. Diecisiete años después encuentra su primera aplicación para obtener aluminio:



Entre los minerales del sodio más importantes desde el punto de vista industrial pueden citarse la halita, sal de roca o sal gema NaCl, el nitro de Chile NaNO₃, la criolita Na₃AlF₆ y "torta de sal" Na₂SO₄·10 H₂O.

El sodio al reaccionar con amoníaco produce amida de sodio - NaNH₂, reactivo indispensable para sintetizar el índigo y la vitamina A. Como catalizador, el sodio metálico permite la polimerización del 1,3-butadieno a caucho sintético. Los alcoholes de alta masa molecular producidos mediante la re-

ducción con sodio de los correspondientes ácidos se emplean en la síntesis de detergentes.

Este elemento ha jugado un papel importantísimo en la industria del transporte: en la producción de tetraetilo de plomo empleando como reactivos una aleación de plomo-sodio en una relación en peso de 9:1 y al ser un buen conductor y teniendo un amplio diapazón del estado líquido ($t_{fus} = 98^{\circ}C$, $t_{eb} = 880^{\circ}C$) se emplea como termoconductor en reactores nucleares. El calor captado del reactor permite evaporar el agua que a su vez va a mover las turbinas en una central nuclear o en un submarino atómico.

El peróxido de sodio Na_2O_2 se emplea para regenerar el aire respirado en lugares cerrados como submarinos; es decir, al reaccionar con el bióxido de carbono producido durante la respiración se libera oxígeno:



El Na y K comparten su presencia porcentual en la corteza terrestre (~7%), siendo particularmente abundante en el agua de mar como cloruros, con un 3% de concentración.

Como cianuro de sodio, este elemento tiene gran aplicación en la extracción de oro y plata formándose un complejo soluble del metal noble y enseguida efectuándose una precipitación de este último con zinc.

Desde que Crookes inventó el tubo de descarga con gases enva

recidos, el conocimiento de la estructura del átomo evolucio
nó a pasos agigantados y las aplicaciones del invento se mul
tiplicaron. En nuestros días unos cuantos miligramos de so-
dio vaporizado dentro de una ampolla de descarga al vacío -
basta para producir una luz entre amarilla y anaranjada de -
gran intensidad con una gran eficiencia lumínica, que preci-
samente por su bajo consumo energético, es utilizada en alum-
brado público.

El uso del bicarbonato de sodio NaHCO_3 no sólo es de primor-
dial importancia en la industria del vidrio, sino también co
mo ingrediente en los polvos para hornear y agente limpiador
a nivel doméstico. El tripolimetafosfato de sodio como acom
plejante del calcio se usa en el ablandamiento de aguas.

El hidróxido de sodio NaOH o sosa cáustica interviene en los
procesos de fabricación del jabón, papel, limpiadores, rayón,
productos petrolíferos, fibras textiles, etc.

El sulfato de sodio Na_2SO_4 encuentra aplicación en la manu-
factura de cartón y papel de estraza.

Estos son sólo algunos de la infinidad de ejemplos que pue-
den ilustrar la importancia del sodio y sus compuestos.

El potasio: La humanidad conoce el potasio hace poco menos
de doscientos años. Fue Humphry Davy en 1807 quien lo obtu-
vo por electrólisis del hidróxido de potasio. Este metal, -
tan blando que puede cortarse fácilmente y menos denso que -
el agua, se encuentra en cientos de minerales, siendo los más

importantes industrialmente la silvinita $n\text{KCl}\cdot m\text{NaCl}$, la carnalita $\text{KCl}\cdot\text{MgCl}_2\cdot 6\text{H}_2\text{O}$ y la kainita $\text{KCl}\cdot\text{MgSO}_4\cdot 3\text{H}_2\text{O}$. Se le localiza en el suelo, vegetales, en los organismos animales y en el hombre. Puede afirmarse que se le localiza en todas partes.

En forma iónica (K^+) se encuentra fundamentalmente en el protoplasma de las plantas en mayor cantidad en las plantas jóvenes, interviniendo en muchos procesos bioquímicos. Ante insuficiencia de potasio la planta aprovecha menos el bióxido de carbono frenándose con ello la síntesis de carbohidratos y consecuentemente las frutas resultan desabridas. Este elemento ayuda a la planta a soportar mejor las sequías y las heladas, pues al absorberse bien por las partículas coloidales del suelo absorben a su vez mejor el agua.

Uno de los fertilizantes naturales con alto contenido de potasio es la ceniza vegetal representada como carbonato de este elemento K_2CO_3 cuyo contenido en metal alcalino puede variar según el origen de ella. Es usual también emplear como fertilizante natural la silvinita y la kainita.

Como peróxido de potasio se emplea para regenerar el aire -- respirado $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$. Aleado con el sodio tiene aplicación como termoconductor en reactores atómicos. En forma de cianuro, el potasio permite extraer el oro y la plata de los minerales formando complejos solubles. Como nitrato de potasio encuentra uso en la fabricación de pólvora. El bicromato de potasio es conocido ampliamente en el curtido de pieles. El hidróxido de potasio KOH permite la elabo-

ración de jabones líquidos y se emplea como electrolito en los acumuladores alcalinos. El bromuro de potasio no sólo es un tranquilizante, sino que interviene en la técnica fotográfica para la conservación de negativos. El carbonato de potasio K_2CO_3 en la industria del vidrio, de los jabones y como fertilizante. El clorato de potasio $KClO_3$ en pirotecnia e industria fosforera. Como hexacianoferrato de potasio $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3 H_2O$ en teñido de tejidos y fotografía.

El rubidio: Este blando metal de aspecto argentino, que a la flama muestra un color rojo azulino fue descubierto por los químicos alemanes Robert W. Bunsen y Gustav R. Kirchhoff en 1861.

A pesar de ser un elemento más abundante que el cobre, zinc, estaño y plomo, se encuentra tan disperso en la naturaleza que no existen minerales característicos para este metal y se presenta como trazas con los demás metales alcalinos. Por ejemplo, la lepidolita puede contener un 0.2% en peso de rubidio y en el agua de mar el contenido es en extremo bajo -- (100 ppm).

Las sales de rubidio encuentran aplicación en medicina como agente somnífero y calmante (sedante) y para tratar algunos casos de epilepsia. Otros compuestos se emplean en química analítica para identificar manganeso, zirconio, oro, paladio y plata. Por sus propiedades fotoeléctricas se le emplea en la fabricación de celdas siendo sensible incluso a pequeñas longitudes de onda del rojo. Las propiedades catalíticas -- del rubidio son extraordinarias: como carbonato a $410^{\circ}C$ y -

presión de 150 atmósferas en presencia de hidrógeno y monóxido de carbono y vapor de agua se obtiene una mezcla de alcoholes, aldehidos y cetonas llamada petróleo sintético. Existen también catalizadores a base de rubidio para la síntesis de alcoholes empleando agua para este caso; para la síntesis de estireno y butadieno: etilbenceno y butilenos respectivamente.

Se han propuesto catalizadores a base de rubidio en reacciones de hidrogenación, deshidrogenación, polimerización y otras de carácter orgánico. Por ejemplo el ciclohexano puede producirse a partir de benceno, los polipéptidos a partir de aminoácidos.

Si se mezclan cloruro de rubidio con cloruros de cobre, plata o litio la resistencia eléctrica cae bruscamente al aumentar la temperatura, fenómeno que se aplica en la fabricación de termistores aptos entre los 150 y 290°C.

El cesio: Fue descubierto, al igual que el rubidio, por Bunsen y Kirchhoff por vía espectroscópica al observarse dos líneas intensas en la zona azul del espectro, de ahí su nombre (azul celeste).

Este elemento se encuentra extraordinariamente disperso en la corteza terrestre en muchos minerales, siendo la polusita $(Cs,Na) |AlSi_2O_6| \cdot n H_2O$ el mineral de donde se extrae preferentemente mediante una complicada técnica.

El metal tiene una superficie brillante de aspecto argentino

ligeramente dorado y funde a 28.5°C y a pesar de ser un elemento de gran masa atómica su peso específico es bajo (1.90 g/cm^3) asociada a su gran radio atómico (2.35 \AA).

El cesio ha encontrado aplicaciones muy importantes en radio técnica aleado con plata en fotoceldas al ser sensible no so lo a la luz visible sino a los rayos infrarrojos. En televi sión y cine las celdas en cascada fotoeléctricas de cesio-an timonio pueden trabajar continuamente sin que su sensibili-- dad baje sustancialmente.

En óptica es usual el empleo de cristales de bromuro y yoduro de cesio por ser transparentes a los rayos infrarrojos. - El sulfuro de zinc con un 20% de yoduro de cesio permite una mejor absorción de los rayos X emitidos del haz electrónico lográndose también una imagen más intensa (clara).

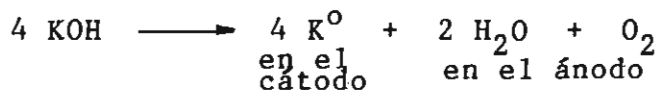
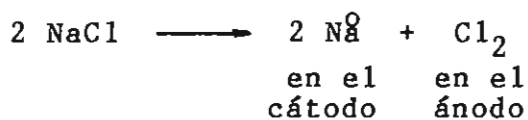
La actividad de muchos compuestos de cesio se refleja en sus propiedades catalíticas. El hidróxido de cesio es un magnífico catalizador en la síntesis del ácido fórmico lográndose rendimientos arriba del 90%.

El cesio 137, isótopo radiactivo resulta adecuado para el -- tratamiento del cáncer.

Las lámparas de cesio se emplean en señalización infrarroja y control en los destellos.

1.3 OBTENCION

Los metales alcalinos se preparan todos por electrólisis de los haluros o de los hidróxidos fundidos:



Los cloruros de rubidio y de cesio, relativamente volátiles se preparan convenientemente en el laboratorio calentando -- los cloruros con calcio metálico y destilando el metal alcalino al vacío:

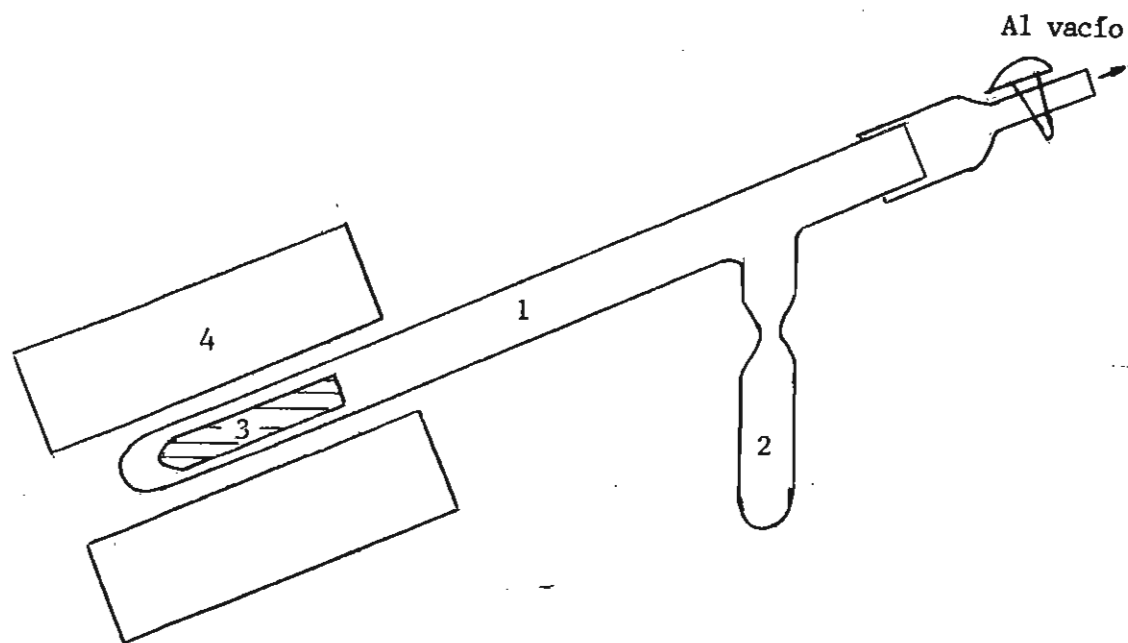
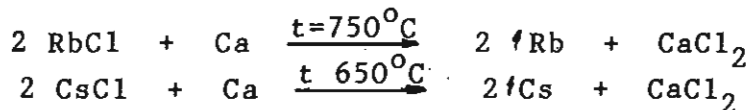
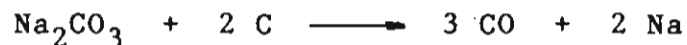


Fig. 1.3.1 Obtención de cesio metálico
1) Tubo de cuarzo, 2) Tubo recolector de los vapores de cesio, 3) Tubo de fierro con la mezcla de cloruro de cesio y calcio, 4) Horno eléctrico

Antes de ponerse en práctica el método electrolítico, el sodio metálico se producía mediante la reacción termoquímica entre el carbonato de sodio y carbono:



La síntesis del sodio por electrólisis del cloruro se efectúa fundiendo la sal adicionando cloruro de calcio para bajar el punto de fusión, empleando para ello, entre otras, la celda de Downs. Esta consiste en una caja de acero recubierta interiormente con material cerámico; en este baño electrolítico se dispone un cátodo anular de fierro protegido por una red de alambre. Comparado con el electrolito puro cuyo punto de fusión es de 800°C, la mezcla de 40% en peso de NaCl y 60% de CaCl₂ funde a 580°C. El ánodo es de grafito sobre el cual se dispone una campana de fierro para recoger el cloro producido. El sodio líquido producido con un 5% aproximado de calcio, al ser menos denso que la mezcla electrolítica, asciende y sale de la celda donde al solidificarse se separa del calcio quedando aquél con una pureza del 99.99%. Un esquema ilustrativo se representa por la fig. 1.3.2.

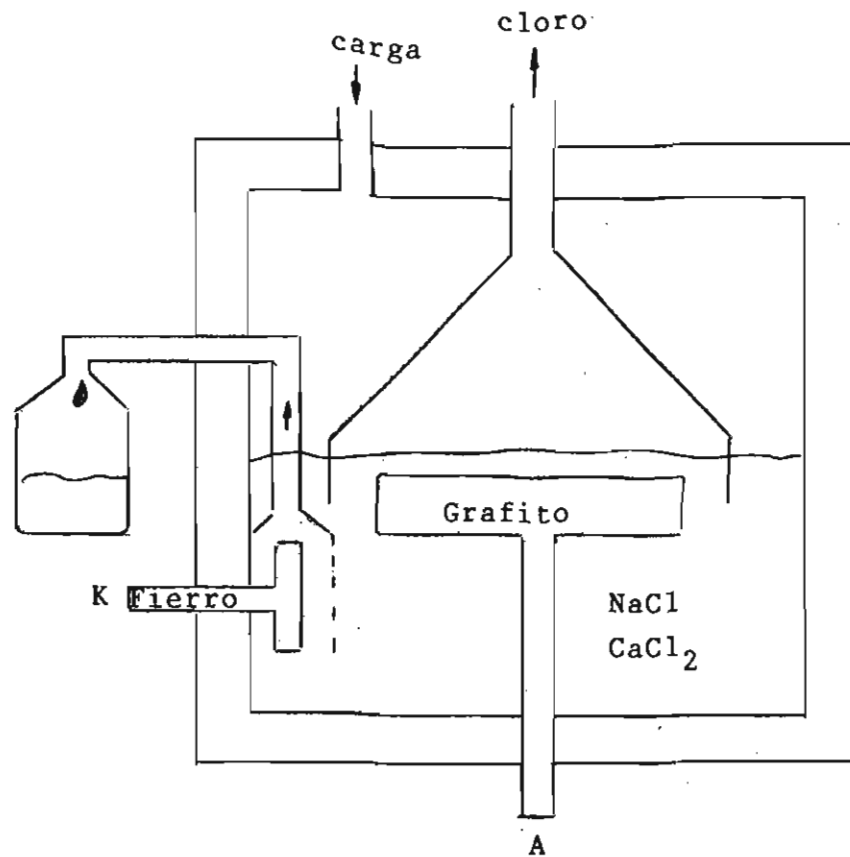
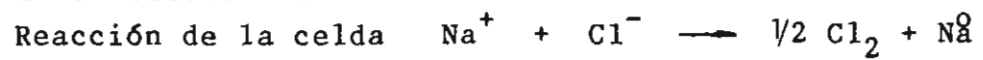
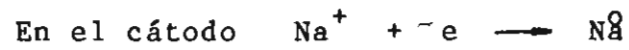
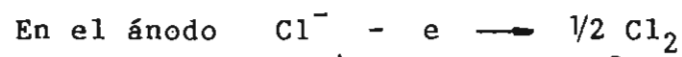
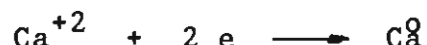


Fig. 1.3.2 Celda de Downs

Las reacciones efectuadas durante la electrólisis son:



Complementariamente se produce la reacción:



Generalizando muchos de los conceptos ya vertidos, los metales alcalinos no se encuentran libres en la naturaleza debido a su gran reactividad (hay irregularidad con Li). Todos son metales blandos más el cesio. Las fuerzas de enlace tan débiles donde contribuye un solo electrón por cada átomo se reflejan en puntos de fusión bajos y en altas conductividades térmica y eléctrica. La baja energía de ionización que disminuye al descender en el grupo permite la utilización del rubidio y del cesio en celdas fotoeléctricas, lo que también incide en la extraordinaria facilidad de ceder su único electrón de valencia en reacciones químicas adoptando el estado de oxidación + 1 formándose casi siempre enlaces iónicos en los compuestos formados. Cuando forman enlaces covalentes - hay sólo una pequeña disminución de energía; es decir, como lo indican sus bajas energías de 1ª ionización, los átomos - de los metales alcalinos muestran poca atracción por sus propios electrones de valencia, y por lo tanto, son materiales blandos que subliman fácilmente.

1.4 PROPIEDADES QUIMICAS

Siendo los metales alcalinos de gran reactividad por su tendencia a donar su único electrón de valencia se comportan -- consecuentemente como fuertes reductores. El litio y sodio

reaccionan con el agua fácilmente sin que llegue a formarse flama, con el potasio sí se produce este efecto y la reacción del rubidio y del cesio se acompañan de explosión produciéndose en todos los casos hidrógeno y un álcali, por ejemplo:



El Li fija el N_2 atmosférico formando el nitruro Li_3N a temperatura ambiente.

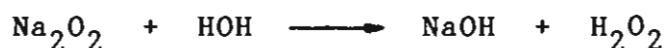
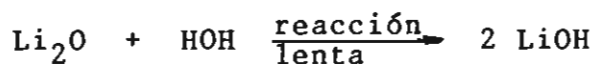
El LiI se utiliza en artritis reumatoide y el Li_2CO_3 en el tratamiento de uricemias.

Un corte fresco del metal alcalino se opaca rápidamente al aire (no el de Li) debido la formación de una capa esponjosa de óxido; por tal motivo se les conserva en líquidos apolares anhidros como aceites minerales o petróleo. Cuando la combustión se efectúa en atmósfera de oxígeno se producen -- preferentemente los siguientes óxidos:

Li_2O	Na_2O_2	KO_2	RbO_2	CsO_2
blanco	blanco	amarillo	amarillo	amarillo

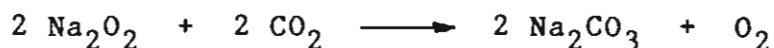
Excepto el óxido de litio Li_2O , los demás son formas peroxidales.

Excepto el óxido de litio, los demás reaccionan violentamente con el agua:



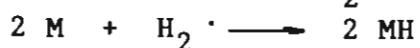
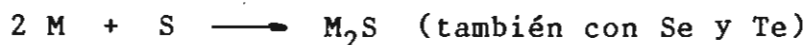
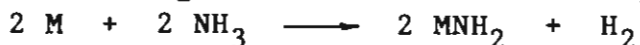
La reacción del peróxido de sodio (oxilita) con el agua se emplea en el blanqueo de diversos materiales por el oxígeno desprendido al descomponerse el peróxido de hidrógeno.

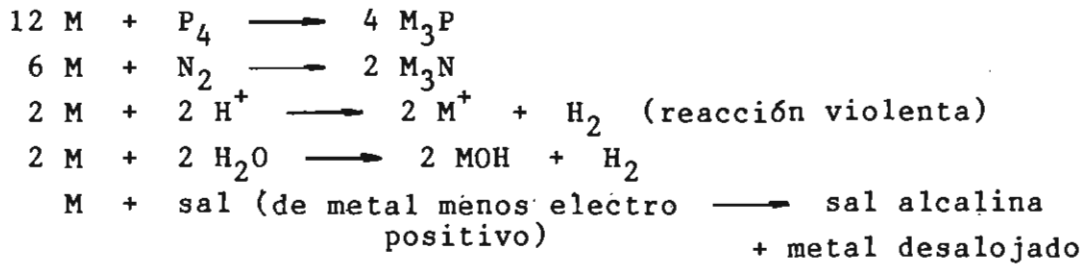
La reacción de la oxilita con el bióxido de carbono permite su empleo en aparatos de respiración artificial, máscaras antigases, submarinos, etc., pues se regenera el oxígeno respirado:



El manejo de este óxido debe efectuarse con extrema precaución pues reacciona violentamente con carbón, aluminio en polvo, algodón, aserrín y diversos compuestos orgánicos.

Los metales alcalinos interactúan con otras sustancias y algunas reacciones representativas son las siguientes, donde M-metal alcalino:





El alumno puede sugerir multitud de reacciones específicas.

Como es sabido, el primer elemento de cada grupo atómico -- muestra irregularidades con respecto al comportamiento químico del resto. Así, el Li se parece más al Mg que a los de su propio grupo. Por ejemplo, su radio iónico sólo difiere en 5 pm, aunque no coinciden en la carga.

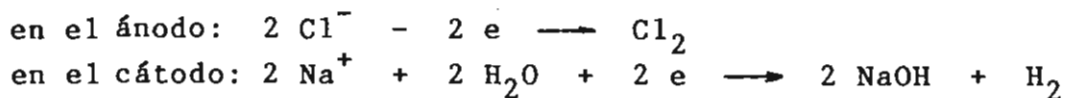
Otras semejanzas con el Mg y diferencias con sus coelementos son: el carbonato, el fosfato y el fluoruro de Li son sólo ligeramente solubles en agua. El Li forma un óxido ordinario en vez de un peróxido o superóxido al quemarse en oxígeno. Los iones Li^+ se hidratan más fuertemente que los del resto del grupo. El Li reacciona directo con el N_2 . El hidróxido de Li puede descomponerse en LiO y agua por calentamiento y el carbonato de litio se descompone en Li_2O y CO_2 por calcinación. El nitrato de Li se descompone por calentamiento: $4 \text{ LiNO}_3(\text{s}) \longrightarrow 2 \text{ Li}_2\text{O}(\text{s}) + 4 \text{ NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ mientras que los de los demás alcalinos forman nitritos por el mismo proceso. Por último, los carbonatos e hidróxidos de Na, K, Rb, Cs son térmicamente estables.

1.5 PRODUCCION INDUSTRIAL DEL HIDROXIDO DE SODIO

La sosa cáustica o hidróxido de sodio es una sustancia blanca de aspecto fibroso con densidad de 2.13 g/cm^3 y temperatura de fusión 318°C . Es altamente higroscópica y se disuelve también en alcohol y glicerina. Esta sustancia de enorme importancia en diversos procesos industriales es un producto de la electrólisis en medio acuoso del cloruro de sodio empleando diafragma o un cátodo de mercurio.

El método electrolítico de diafragma consiste en un recipiente de acero dentro del cual se vierte continuamente una solución acuosa concentrada de cloruro de sodio (310 g/l). Los electrodos están separados mediante una membrana semipermeable de tal forma que el ánodo, generalmente de grafito, se encuentra sumergido en la solución. El cátodo a manera de red metálica se encuentra en contacto con el diafragma y a través de este último fluye lentamente la solución pobre en cloruro de sodio. Es precisamente la membrana la que evita la recombinación del cloro con el hidrógeno, formados durante la electrólisis.

Las semireacciones son:



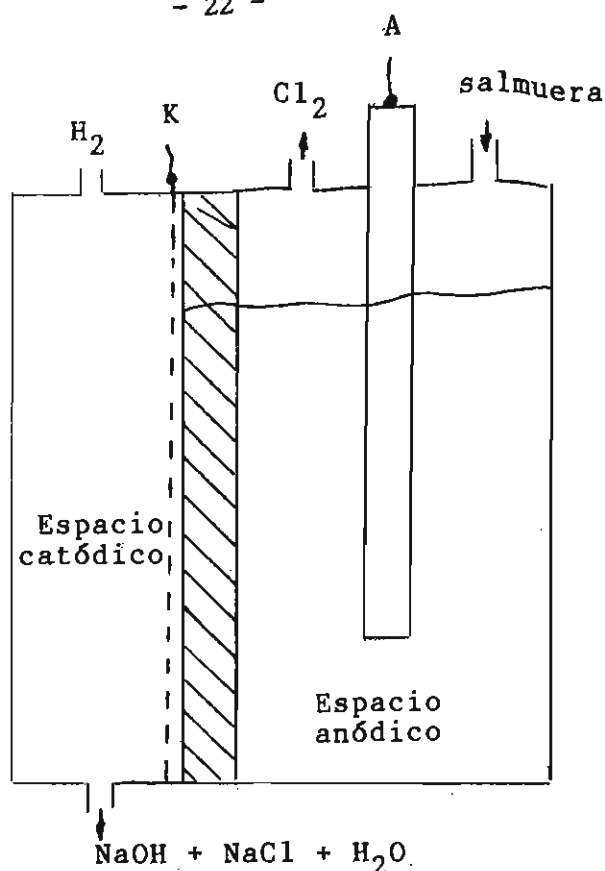


Fig.1.5.1 Celda Cloro-Sosa por el método del diafragma

Un inconveniente de este método es la alta contaminación con cloruro de sodio de la sosa producida.

El método electrolítico, empleando cátodo de mercurio, puede representarse mediante una celda de acero con ánodo de grafito la cual es alimentada continuamente con una solución saturada de cloruro de sodio (310 g/l). En el ánodo se desprende cloro mientras que el sodio producido queda amalgamado en el cátodo de mercurio. La amalgama, con un contenido aproximado del 0.3% de sodio sale de la celda y pasa a un recipiente -- con agua con la cual reacciona produciéndose con ello hidró-

geno y una solución de sosa de gran pureza.

Las reacciones producidas son:

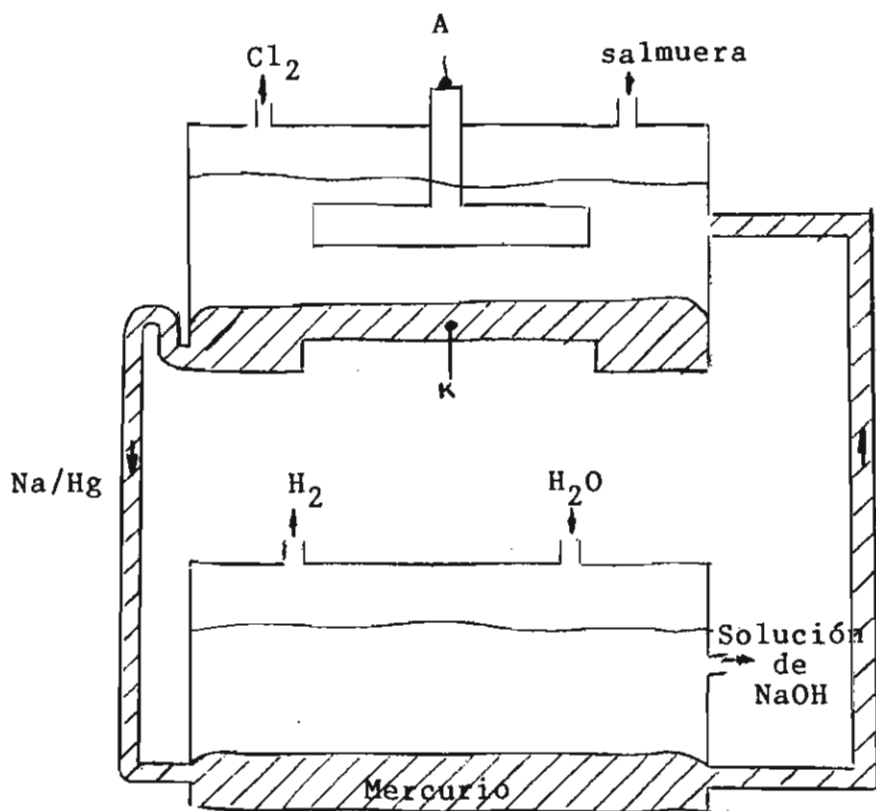
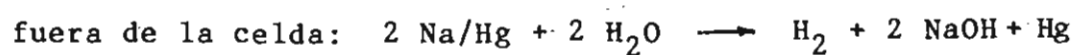
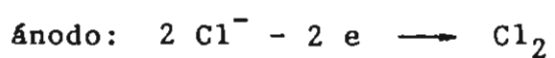


Fig1.5.2 Celda de mercurio-sosa (diagrama esquemático)

1.6 PRODUCCION INDUSTRIAL DEL BICARBONATO DE SODIO

Esta sustancia, de gran aplicación en medicina, industria -- del vidrio y extinción de incendios ha sido preparada desde 1806 por Leblanc. Actualmente se fabrica por el método idea do por Ernest Solvay en 1863 y consiste en utilizar cloruro de sodio como materia prima principal mediante las etapas siguientes de acuerdo con la fig. 1.6.1:

- Preparación de una solución concentrada de cloruro de sodio.

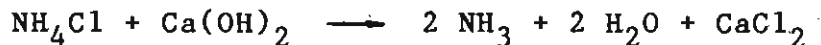
- Saturación de esta solución con amoníaco en el adsorbedor

$$\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \longrightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{NaCl}$$

- Saturación de la solución amoniacal con bióxido de carbono en la torre de carbonación : $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{NH}_4\text{HCO}_3$.

- Separación del bicarbonato de sodio de las aguas madres - mediante un filtro al vacío: $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{HCO}_3 \longrightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$

- Separación del amoníaco, para su reciclaje, de las aguas ma dres efectuada en la columna de destilación:



- Conversión del bicarbonato de sodio en carbonato de sodio y reciclaje del bióxido de carbono producido (no señalado en la figura): $2 \text{NaHCO}_3 \longrightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

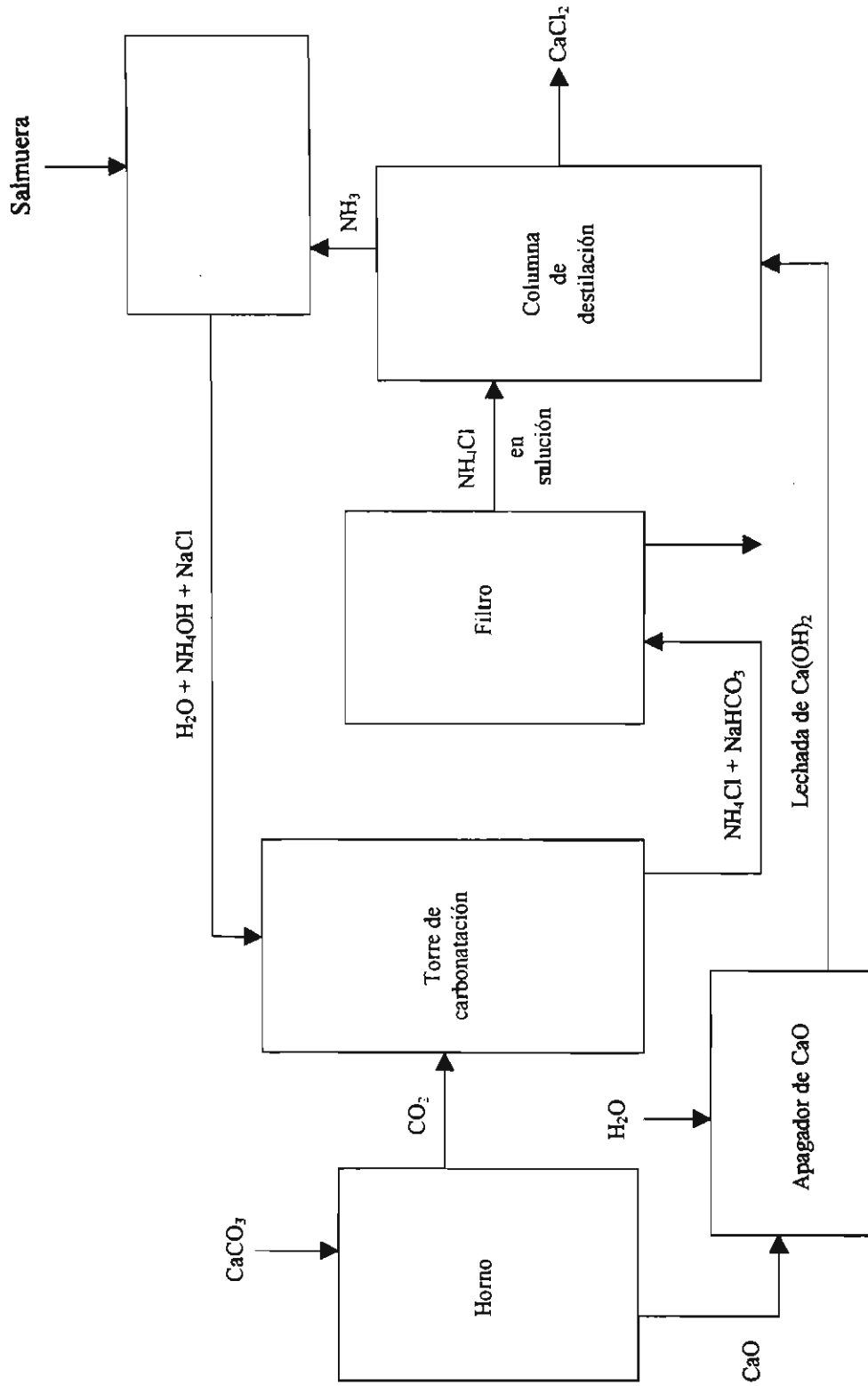
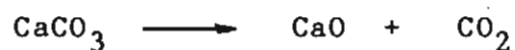


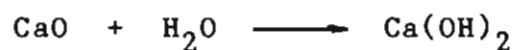
Fig. 1.6.1 Fabricación de bicarbonato de sodio por método Solvay o amoniacaal

Otras reacciones que integran el proceso Solvay o amoniacal son las siguientes:

- Calcinación del carbonato de calcio efectuada en el horno



- Apagado de la cal viva



El proceso de fabricación de bicarbonato de sodio por el método Solvay tiene algunas características que han resultado atractivas desde su creación:

- El producto es de calidad uniforme y de pureza aceptable.
- El cloruro de sodio y el carbonato de calcio son materia prima muy barata.
- El amoníaco y el bióxido de carbono se recirculan en el proceso.
- El único subproducto de desecho es el cloruro de calcio.

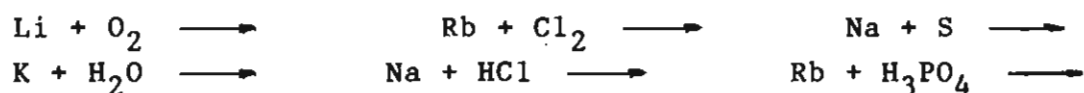
1.7 EJERCICIOS

- ¿Qué relación existe entre la estructura atómica de los metales alcalinos y su gran capacidad reductora?. Cite ejemplos mediante ecuaciones químicas.
- Mencione los compuestos naturales más importantes del sodio y potasio e indique las ramas de su aplicación.
- ¿Qué regularidad se observa en las propiedades físicas de los metales alcalinos al descender en este grupo de la tabla periódica?.
- ¿En qué propiedades de los metales alcalinos se basa su empleo para la elaboración de células fotoeléctricas? ¿Cuál metal alcalino es el más apropiado para este fin y por qué?.
- Escriba las ecuaciones donde el NaOH interacciona con: --
a) Cl_2 ; b) H_2S ; c) SO_2 ; d) CO_2 , e)
- El agua de mar contiene un promedio 3.5% de diversas sales de las cuales el 80% es NaCl. Calcular en qué cantidad de agua de mar esta contenida 1 ton. de NaCl.
- ¿Bajo qué procedimiento industrial pueden obtenerse en general los metales alcalinos?.
- El método Solvay o amoniacal permite obtener NaHCO_3 y Na₂CO₃. Escriba las ecuaciones químicas sobresalientes de

este método.

- Describa los métodos electrolíticos de diafragma y el de cátodo de mercurio y sugiera el más apropiado para obtener sosa.
- ¿Cuáles de los siguientes gases pueden ser secados con NaOH: H_2S , NH_3 , CO_2 , N_2 , CH_4 ?
- ¿En qué propiedad se basa el empleo del Na y del K en la recuperación de energía nuclear?

- Escriba y balancee las ecuaciones de las reacciones siguientes:

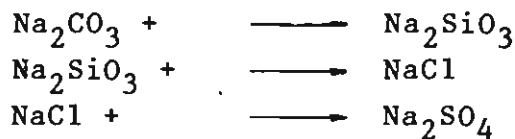
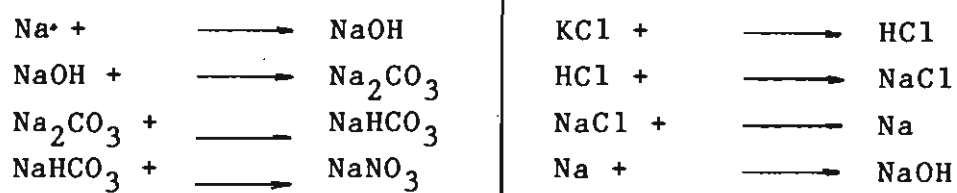


- Escriba las ecuaciones de las reacciones (si son factibles) entre la NaOH y



- Para llenar los acumuladores alcalinos se emplea una solución de KOH al 30%. ¿Cuánto KOH se necesita para preparar 10 kg, de tal solución?
- Durante un año una persona consume con los alimentos cerca de 6 kg. de NaCl. ¿Cuántos moles de sodio están contenidos en esa cantidad de sal?

- A 30°C la solubilidad del KNO_3 es de 31.6 g/100 g de solución. Calcule la concentración porcentual de KNO_3 saturado a la temperatura dada.
- Durante la calcinación de 1.43 g de sosa cristalina (carbonato sódico) hasta una masa permanente se obtuvieron 0.9 g de H_2O . Halle la fórmula del hidrato cristalizado de -- carbonato sódico.
- ¿Cuánta sosa cristalina $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$ se necesita para la preparación de 500 g de una solución de carbonato sódico - al 10%?
- El mineral natural cainita contiene 24.64% de KCl , 39.69% de MgSO_4 y 35.72% de H_2O . Halle la fórmula del mineral.
- Escribanse las ecuaciones para efectuar las transformaciones siguientes:



1.8 BIBLIOGRAFIA

- Química de los elementos metálicos
D. Steele
Ed. Alhambra, S.A. 1971

- Populiárnaya Biblioteka Khimícheskix Elementov
Ed. Nauka, 1977.

- Química Inorgánica Moderna
G.F. Liptrot
Ed. CECSA, S.A., 1980.

- Tratado de Química Inorgánica
M. Bargalló
Ed. Porrúa, S.A., 1962.

- Osnovi Obschei Khimii, Tomo II
B.V. Nekrasov
Ed. Khimiya, 1974.

- Introducción a la Química Inorgánica Moderna
K.M. Mackay, R.A. Mackay
Ed. Reverté, S.A., 1974.

- Química General
K.W. Whitten, K.D. Gailey
Ed. Interamericana, S.A., 1985.

- Principios de Química Inorgánica
G.S. Manku
Ed. McGraw Hill, 1989.

- Química,
Ch.E. Mortimer,
Gpo. Ed. Iberoamérica, 1983.

- Química, Curso Universitario,
B.M. Mahan, R.J. Myers,
4ª Ed., Addison-Wesley Iberoameric., 1990.

- Enciclopedia de Tecnología Química,
Kirk-Othmer.

- Hombre, Ciencia y Tecnología,
Encyclopaedia Britannica de México, S.A. de C.V., 1990.

- Inorganic Chemistry,
J.H. White,
University of London Press, Ltd, 1962.

2. LOS METALES ALCALINOTERREOS

2.1 INTRODUCCION

Sin duda, una idea original genera otras, como en el caso del descubrimiento de los elementos que provienen de la calcinación de tierras (alcalino-térreos), que se dió con posterioridad al de aquellos encontrados en las cenizas de algunos vegetales (alcalinos).

Por aquella época en la que el mundo era testigo de cambios geopolíticos importantes y escenario de figuras legendarias como la del emperador Napoleón Bonaparte doblegando a una Europa sin timón, y en que la revolución y la ideología libertaria postraban a las monarquías y al conservadurismo; con una sociedad que se asomaba a la revolución industrial cuyos adelantos incorporaba enseguida una naciente y pujante Unión Americana, cualquier innovación o descubrimiento tecnológico resultaba particularmente trascendente: era el preciso momento de revisar las ideas y filosofías de los clásicos, de las escuelas helenísticas y la ocasión propicia para reincorporar el atomismo a los recientes descubrimientos y buscar nuevos rumbos.

En ese ambiente agitado y romántico, en ese caldero de ideas, se dió el descubrimiento y aislamiento de la segunda triada de Dobereiner, el calcio, el estroncio y el bario, junto con el magnesio y poco después el berilio, por el procedimiento electrolítico que todos los enterados querían aplicar, pero fue Sir Humphry Davy quien se apuntó la delantera. Más adelante Michael Faraday, su destacado alumno, enunciaría las leyes que rigen el proceso.

2893216

Con el descubrimiento de esos elementos y de otros más se alimentaba el talento creativo de otros europeos relevantes como Dumas, Chancourtois y Meyer, cristalizando el conocimiento -- acumulado finalmente en los ordenamientos periódicos del eminente D. Mendelieyev, cuyas ideas indicaban que el telón en la presentación de los alcalino-térreos aún no se cerraba.

Sería en los albores del nuevo siglo, escenario de los enfrentamientos humanos más desastrosos hasta entonces conocidos, -- durante los cuales se presentó por cierto una demanda exorbitante de un alcalino-térreo, el calcio, con fines bélicos, -- cuando se dió el descubrimiento y aislamiento del enigmático sexto elemento alcalino-térreo por los Currie-Joliot, a partir de la pechblenda de Becquerel a la que el genio inquisitivo de Mme. Curie, polaca en busca del doctorado, habría de -- aplicar los conocimientos y tecnologías más recientes para -- arrancar sus secretos al elemento emisor de rayos, el radio.- Este elemento, el benjamín de los alcalino-térreos, causó sensación en aquel entonces como panacea, aunque pronto se descubriría también el alto costo a pagar por su uso immoderado: -- cáncer prematuro. Y de esa fatalidad no se escapó ni su descubridora, a pesar de haber trabajado con precaución el radiante elemento. Y radiante no sólo en el sentido físico sino en el figurado, pues su comportamiento abrió nuevas perspectivas en el estudio del átomo: más tarde, el neozelandés Rutherford se acreditaba el descubrimiento de los rayos alfa y el modelo atómico que lleva su nombre, descubrimiento que -- debió haber correspondido más bien a Mme. Curie, de no haberse presentado la insólita y prematura pérdida de su amado ex-profesor Pierre, que la sumió en la melancolía.

Así, los elementos de los que a continuación va a detallarse información, han desempeñado un papel preponderante en el desarrollo de la química, contándose algunos de ellos entre los más abundantes en la tierra y en el mar (Ca, Mg), y otros entre los indispensables para aplicaciones tecnológicas (Be, -- Sr, Ba, Ra) y terapéuticas (Ra).

2.2 GENERALIDADES

El nombre alcalinotérreo se usó inicialmente para referirse a los elementos calcio, estroncio y bario por su estrecha semejanza en sus propiedades químicas, aproximándose en su conductividad a los metales alcalinos. Actualmente el adjetivo alcalinotérreo se refiere a todos los elementos del grupo: Be, Mg, -- Ca, Sr, Ba, Ra.

Berilio: Este elemento fue descubierto como óxido en 1798 -- por el químico francés L.N. Vauquelin en el mineral berilo -- $3 \text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6 \text{SiO}_2$, una de cuyas variedades es la esmeralda y aislado en forma impura por F. Wöhler y A. Bussy en 1828. Fue hasta 1898 cuando P. Lebeau logra obtener el metal puro por electrólisis del fluoruro de berilio y sodio. El nombre original glicina o glicinio (por lo dulce de sus sales) adjudicado a la revista francesa Annales de Chimie se conserva aún en ese país. El nombre de berilio se ha generalizado y fué propuesto por E. Klaproth y A. Ekeberg.

Por ser relativamente reactivo, el berilio no existe en estado libre. Se le encuentra formando diversos minerales entre los cuales destaca sólo el berilo, de interés industrial para

Tabla 2.2.1

Propiedades de los metales alcalinotérreos

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Configuración electrónica	. He 2s ² .	Ne 3s ² .	Ar 4s ² .	Kr 5s ² .	Xe 6s ² .	Rn 7s ² .
Energía de ionización, eV M - 2e → M ⁺²	9.28	7.61	6.09	5.67	5.12	5.27
Radio atómico, A ^o	0.89	1.36	1.74	1.91	1.98	2.20
Densidad, g/cm ³	1.85	1.74	1.54	2.63	3.76	5.0
Punto de fusión, °C	1283	651	850	770	710	690
Punto de ebullición	2970	1103	1490	1357	1634	1536
Radio iónico M ⁺² , A ^o	0.30	0.65	0.99	1.13	1.35	1.40
Electronegatividad	1.5	1.2	1.0	1.0	1.0	1.0
Calor de hidratación del ion gaseoso, Kcal/mol	—	460	395	355	305	—
Dureza, Mohs	7.8	2.0	1.5	1.8	?	—

su extracción.

Las propiedades del berilio destacan en metalurgia como sorprendentes pues es al mismo tiempo ligero y estable al calor. Es más ligero que el aluminio en 1/2 veces y proporciona a -- ciertos aceros gran estabilidad sin perder esta cualidad a -- temperaturas cercanas a los 800°C.

El berilio puro es sumamente duro, más que el vidrio común, -- pero también es frágil. Al igual que el aluminio, el berilio es estable a la corrosión por estar cubierto de una capa de -- óxido observándose apenas a los 800°C la oxidación en toda su masa. A los 1200° el berilio se oxida por inflamación.

El berilio se combina con muchos metales proporcionándoles dureza, resistencia al envejecimiento, estabilidad térmica y a -- la corrosión. Tal es el caso del bronce de berilio (aleacio-- nes de cobre con 1 a 3% de berilio), elástico en amplio inter-- valo con atractivas características eléctricas y térmicas y -- de gran maleabilidad, susceptible de formar láminas de 0.1mm; la resistencia al envejecimiento paradójicamente aumenta con el tiempo, no son magnéticos y al golpe brusco no forma chis-- pas. Por estas razones con bronce de berilio se fabrican re-- sortes. Se calcula que un avión pesado puede tener más de -- mil piezas de bronce de berilio.

Es más, el blindaje con berilio sobre los aceros los hace re-- sistentes térmicamente, al agua de mar y a la corrosión. No es extraño, pues, que naves cósmicas vayan cubiertas con un -- blindaje de berilio o que se emplee en la fabricación de cohe

tes o que por la propiedad de conservar sus dimensiones con gran exactitud en giroscopios (aparatos que intervienen en los sistemas de orientación y estabilización de cohetes, naves cósmicas y satélites) se fabriquen con aleaciones de berilio.

El berilio sirve de ventana en los tubos de rayos X.

Este elemento tiene propiedades anfotéricas, es decir se comporta como metal y como no metal predominando lo primero. Reacciona fácilmente con halógenos, azufre y carbono; en cambio con el hidrógeno interactúa sólo temperaturas mayores de 1000°C.

Los ácidos minerales excepto el nítrico son disolventes del berilio. La capa de óxido formada en el metal justifica esta conducta.

El óxido de berilio funde a 1283°C y es buen conductor térmico. Esto permite emplearlo como material refractario así como en la fabricación de crisoles especiales. La adición de este compuesto al vidrio le proporciona mayor densidad y dureza, un aumento en el índice de refracción y estabilidad ante los agentes químicos corrosivos; asimismo son en alto grado transparentes a los rayos ultravioleta e infrarrojos. La fibra de vidrio o base de óxido de berilio puede encontrar aplicación en la construcción de cohetes y submarinos. Considerando que al arder el berilio se desprenden 15000 Kcal por cada kilogramo de metal es factible un empleo en combustible para cohetes.

El isótopo ^{10}Be se forma en la atmósfera a una altura aproximada de 25 km y al precipitar se deposita finalmente en el fondo de los océanos. Considerando un período de vida media (2.5×10^6 años) es factible calcular la edad de cualquier capa del fondo oceánico.

El berilio se puede localizar en las plantas y en tejidos animales. Su acción tóxica, consiste en desplazar al calcio de los huesos formándose fosfato de berilio soluble, lo que causa el raquitismo berílico. Por otra parte, la beriliosis consiste en la irritación de las vías respiratorias a causa de este elemento o de sus compuestos.

Algunas variedades del mineral berilo se presentan en forma de esmeraldas, aguamarinas, borobievita y heliodora. Las primeras de color verde contienen trazas de cromo (III) y fierro (II), las segundas deben su tonalidad azul a trazas de fierro; el color rosado de la borobievita se justifica por la presencia de cesio, rubidio y manganeso (II), mientras que el tono dorado de la heliodora se debe al fierro (III).

Magnesio: El nombre de este elemento procede de la ciudad griega, Magnesia, donde se localiza carbonato de magnesio. Fue Memphry Davy quien en 1808 lo descubre mediante electrólisis del óxido de magnesio con óxido de mercurio humedecidos formándose una amalgama de este metal. El metal puro fue obtenido en 1829 por A. Bussy.

Este metal de aspecto plateado, en 1.5 veces más ligero que el aluminio, se inflama a los 550°C formándose instantáneamente el óxido, fenómeno acompañado de intensa radiación ultravioleta y calor. Esto puede provocarse con la flama de un cerillo.

Al aire, el brillo del magnesio se opaca rápidamente. Fácilmente desplaza al oxígeno y cloro, de muchas sustancias y se mantiene indiferente a la acción de álcalis y carbonatos. Reacciona enérgicamente con el agua caliente.

Este elemento ocupa el séptimo lugar en abundancia con un 2.1 %, en la corteza terrestre. Su extracción se efectúa fundamentalmente de tres minerales: la magnesita MgCO_3 , dolomita $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ y carnalita $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.

El contenido de magnesio en el agua de mar es considerable: - un metro cúbico contiene en promedio 4 kg de magnesio. Para su extracción el agua de mar se mezcla en grandes contenedores con lechada de cal formándose una lechada de magnesio que después de filtrada y secada es convertida en cloruro de este metal. Posteriormente viene la electrólisis.

Contrario al hecho de ser blando y químicamente inestable el magnesio, sus aleaciones con zinc, aluminio y manganeso son - además de ligeras resistentes a la corrosión y estables.

Las aleaciones de magnesio encuentran enorme aplicación: industria de la aviación, nuclear, automovilística y del transporte urbano, recipientes para petróleo y aceites, aparatos, vagones, rines, aparatos fotográficos, binoculares, etc. En la industria metalúrgica se emplea como reductor en la producción de metales como aluminio, cromo, vanadio, titanio y zirconio. La industria militar lo emplea en la fabricación de - balas trazadoras, señalización y bombas incendiarias. Su empleo en fotografía ha desaparecido con el uso de la lámpara - eléctrica.

La energía solar se acumula en la corteza terrestre gracias - al magnesio contenido en la clorofila con la cual el bióxido de carbono y el agua se convierten en compuestos orgánicos. - Este elemento se presenta prácticamente en todos los seres vivos: un ser humano de 60 kg contiene aproximadamente 25 g de magnesio.

El sulfato de magnesio $MgSO_4 \cdot 7 H_2O$ es un purgante efectivo y

rápido. El óxido y el hidróxido de magnesio bajan la acidez estomacal. El óxido de magnesio encuentra también aplicación en la producción de cemento ($MgOCl_2$ -cemento Sorel), fabricación de tabiques refractarios y crisoles. En química orgánica como reactivo de Grignard $R-Mg-Cl$ se destina a la síntesis de innumerables compuestos.

Como metal pulverizado encuentra aplicación en el desecado de alcoholes y anilina. El sulfato de magnesio y el perclorato de magnesio anhidros como agentes higroscópicos.

Calcio: es uno de los elementos más difundidos en la corteza terrestre. Su nombre proviene del término latino calx. Se le encuentra formando verdaderas montañas y enormes yacimientos en forma de carbonatos; tal es el caso de mármol, la caliza, tierra caliza y creta formada esta última de sedimentos de colonias marinas. Otro mineral común es la dolomita $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ y el yeso $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$.

Tanto el calcio como sus compuestos son muy empleados en el comercio. La coloración naranja rojizo de la flama provocada por el calcio en sus compuestos le permite encontrar aplicación en la industria pirotécnica. La caliza calcinada produce cal viva CaO para fabricar carburo (acetiluro) de calcio, bicarbonato de sodio, cal clorada, cementos, mortero, lechadas de cal, soluciones blanqueadoras, cianamida de calcio, industria azucarera. El carbonato de calcio se emplea en la fabricación de gises, pastas dentífricas, industria del papel. Como mármol y ónix, el carbonato de calcio encuentra aplicación en actividades artísticas. Como metal se emplea como

reductor en la metalurgia del uranio, torio y otros metales; permite también eliminar oxígeno, azufre y carbono en aleaciones y metales fundidos.

Como hidróxido de calcio se emplea para recuperar amoníaco - en el proceso Solvay (véase el cuaderno didáctico "metales alcalinos") y para extraer este gas a nivel laboratorio. En la industria de la construcción se prepara el mortero, consistente en tres partes de arena y una de cal apagada en - - agua que aglutina lenta y fuertemente por la reacción producida entre el bióxido de carbono del aire y el hidróxido de calcio formándose carbonato de calcio insoluble. Los suelos ácidos pueden neutralizarse rociándolos con agua de cal.

El yeso $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$, calcinado a 180°C produce el alabastro blanco de París o escayola $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$ susceptible de recuperar el agua perdida con el fraguado de la masa; el expanderse permite fabricar moldes, hacer recubrimientos de paredes y emplearlo en cirugía para mantener rígidos los huesos dañados. Resulta curioso que el yeso, calcinado a 500°C no recupere el agua perdida, pero este mismo material calentado a $900-1200^\circ\text{C}$ produce el yeso hidráulico que al rehidratarse forma un material estable y tenaz a los agentes externos.

El fosfato de calcio, parte constituyente de la apatita - - $3 \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ y de la fosforita $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ es materia prima en la fabricación de fertilizantes fosforados. Cabe mencionar que el fosfato de calcio es parte constituyente de -- los huesos y de toda materia viva.

El cloruro de calcio es un fuerte agente higroscópico y se emplea en el secado de líquidos y gases. Las bajas temperaturas de congelación de las soluciones acuosas del cloruro de calcio permiten emplearlo en sistemas de refrigeración; por otra parte, una mezcla de hielo y cloruro de calcio provoca un fuerte descenso en la temperatura: la mezcla de 58.8% en peso de $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ y 41.2% de hielo provoca un descenso a -55°C partiendo de la temperatura ambiente.

El cloruro de calcio inyectado permite disminuir los espasmos en el sistema cardiovascular.

El fluoruro de calcio, sustancia insoluble en agua se emplea como fundente en la industria metalúrgica, lo que permite separar el metal de la roca. Los cristales de fluorita CaF_2 tienen gran estimación en óptica, pues son prácticamente transparentes a los rayos ultravioleta e infrarrojos.

Este metal fue extraído en 1808 por Hemphry Davy mediante electrólisis del cloruro de calcio fundido mezclado con cloruro de potasio el CaCl_2 .

Estroncio: Aún antes de su descubrimiento, los compuestos de estroncio se empleaban en la industria pirotécnica por otorgarle a la flama una coloración rojo común.

Su nombre proviene del mineral estroncianita SrCO_3 encontrado en las inmediaciones de una aldea escocesa llamada Stroncian. Fue en 1808 cuando Hemphry Davy logra aislar este metal por electrólisis del cloruro de estroncio, fundido

con un poco de cloruro de potasio. Este ligero metal relativamente blando es un representante típico de los metales llamados alcalinotérreos, término empleado originalmente para designar sólo al calcio, estroncio y bario.

El carbonato de estroncio se emplea como ingrediente en los esmaltes para cerámica, eliminando la acción tóxica del plomo por una parte, y conservando a la vez las propiedades del plomo: brillo de espejo y protección de los colores existentes bajo el esmalte. Por otra parte se incrementa con el estroncio la dureza, estabilidad térmica y química de esta capa.

Además de la estroncianita, la celestita SrSO_4 tiene interés industrial, aunque se conocen más de veinticinco minerales.

Si bien es cierto que el contenido medio de estroncio en el organismo vivo es de 0.002% el esqueleto de las radiolarias es sólo de SrSO_4 por lo que el origen de la celestita se justifica por acumulación de estos organismos en los fondos marinos.

Por su alta actividad, el estroncio se emplea en la metalurgia del cobre y del bronce eliminando el azufre, fósforo y carbono. Los residuos de oxígeno y nitrógeno pueden eliminarse de las lámparas al vacío, introduciendo estroncio. -- Con el surgimiento de la televisión a colores el óxido y el carbonato de estroncio intervienen en la fabricación de los cinescopios, por la propiedad de este elemento de retener rayos X.

Bario: Fue en 1808 cuando Hemphry Davy aisla este elemento del cual se presumía su existencia de una "tierra pesada" -- (óxido de bario) denominada barita (del griego barís-pesado) obtenida a su vez del mineral baritina $BaSO_4$. Por ser un -- elemento activo, no se encuentra libre en la naturaleza. Los minerales de interés industrial son la baritina y la witerita $BaCO_3$.

Como hidróxido en medio acuoso, el bario se emplea en química analítica para determinar el bióxido de carbono en mezclas gaseosas. En metalurgia tiene aplicación como desoxidante del cobre.

El carbonato de bario se agrega a la masa líquida del vidrio aumentando con ello un índice de refracción. Como sulfato, el bario se emplea en la industria del papel. La mezcla -- blanca de sulfato de bario y sulfuro de zinc (producida por la reacción entre sulfuro de bario y sulfato de zinc) es conocida en la industria de las pinturas como litopón y su uso tiene gran difusión por no ser venenosa, poseer un alto poder de recubrimiento y por su brillantez.

El sulfato de bario en suspensión se introduce con el sistema de perforación de pozos petroleros y de gas. Como papi--lla se utiliza para recubrir el conducto gastrointestinal al radiografiarlo con rayos X.

El titanato de bario es un magnífico material segnetoeléctrico propiedad que conserva desde temperaturas cercanas al cero absoluto hasta los $125^{\circ}C$. Otra propiedad, común a este --

tipo de materiales es la de ser piezoeléctrico, es decir la de cambiar sus características eléctricas con la presión.

Al otorgarle una coloración verde a la flama, las sales de bario ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2) se utilizan en pirotécnia.

En las últimas décadas el bario ha encontrado aplicación en la industria nuclear, en elementos de protección por absorber la radiación gama y X.

2.3 OBTENCION

En general, los metales alcalinotérreos se extraen por electrólisis de sus haluros y otros haluros fundidos para abatir el punto de fusión. En el caso del berilio la adición conduce a una mejor conductibilidad de la electricidad.

En el caso particular y como ejemplo representativo, el cloruro de magnesio se obtiene del agua de mar mediante un tratamiento de ésta con hidróxido de calcio en forma de lechada y una posterior neutralización con ácido clorhídrico. Finalmente se procede a electrolizar el cloruro de magnesio. Los pasos siguientes resumen este proceso:

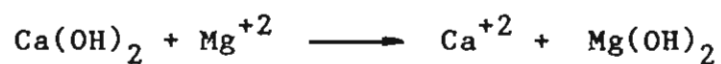
a) Pulverización del carbonato de calcio extraído de conchas marinas y calcinación:



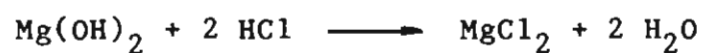
b) Apagado de la cal:



c) Adición del hidróxido de calcio, como lechada, al agua de mar, precipitando el Mg(OH)_2 menos soluble:



d) Filtración del Mg(OH)_2 y neutralización con ácido clorhídrico:



e) Cristalización del MgCl_2 por evaporación de la solución.

f) Electrólisis del MgCl_2 fundido.

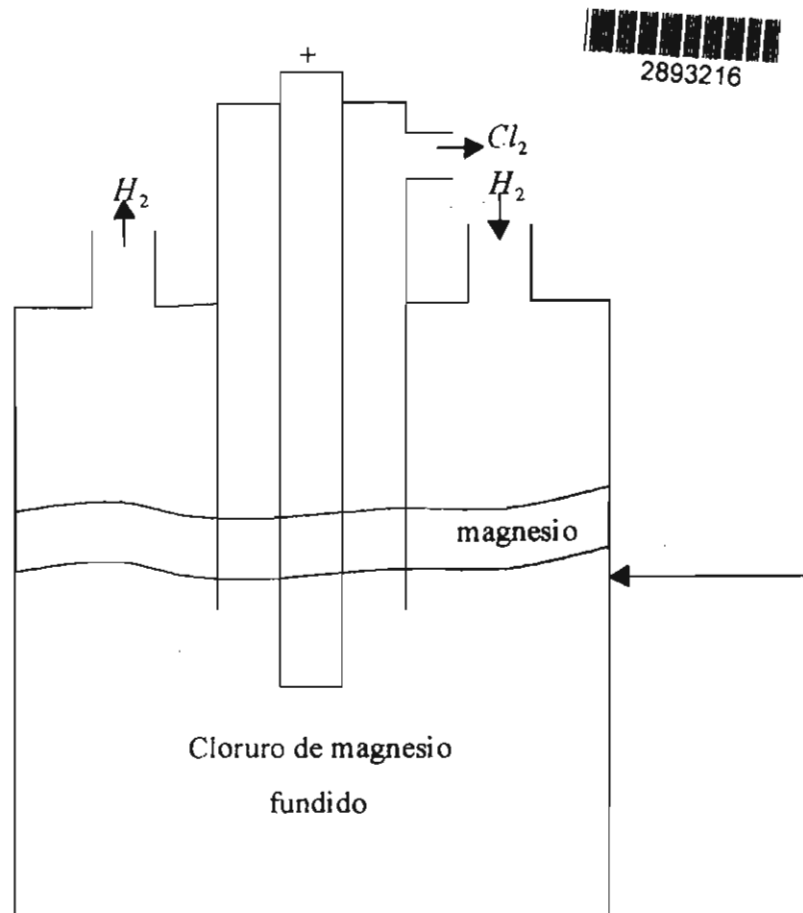
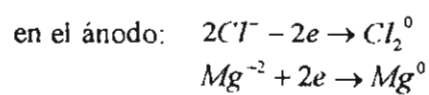


Fig.2.3.1 Electrólisis del cloruro de magnesio

El recipiente de acero sirve a su vez de cátodo. Como ánodo se introduce una barra de grafito dentro de un tubo de cerámica mediante el cual se recoge el cloro producido. Para evitar la posible oxidación del magnesio depositado sobre el electrolito fundido se le protege con una leve corriente de hidrógeno. Las semirreacciones producidas son:



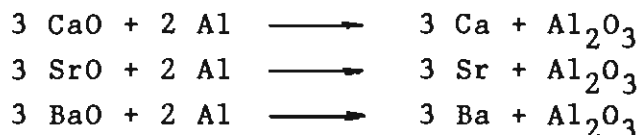
Similarmente se extrae el calcio.

En el método electrotérmico una mezcla compactada de óxido de magnesio con carbón mineral (antracita, hulla, etc.) se hace reaccionar en un arco eléctrico a 2000°C



Los vapores desprendidos son enfriados bruscamente con hidrógeno frío. El magnesio, condensado con impurezas de MgO y C se refunde, lográndose así un metal de alta pureza.

En el caso del calcio, estroncio y bario por reducción aluminotérmica de los óxidos:

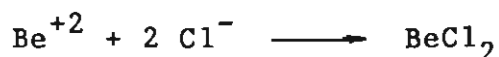


2.4 PROPIEDADES QUIMICAS Y OBTENCION DE ALGUNOS COMPUESTOS

La considerable carga nuclear debida al pequeño tamaño del berilio y los pocos electrones de pantalla le otorgan un gran poder deformador al ion y se traducen también en una alta electronegatividad que reduce considerablemente la reactividad del metal. Esto conduce a una tendencia del berilio a formar compuestos con enlace covalente y al comportamiento anfotérico del hidróxido $\text{Be}(\text{OH})_2$ que da berilatos en soluciones alcalinas concentradas:



y sales de berilio con los ácidos:



Asimismo, el potencial de ionización y de electrodo mucho -- más elevados que en el resto de los demás metales de la familia, dan al berilio una conducta química propia, con actividad menor a la de éstos.

Los haluros del berilio se hidrolizan y en general sus compuuestos muestran un marcado carácter covalente formando cadenas poliméricas. Excepto en su estado de oxidación, la química del berilio es similar a la del aluminio, su vecino en diagonal del grupo del boro. Se comporta como aceptor de pares electrónicas formando complejos tetracoordinados. Ambos metales forman carburos por combinación directa y, éstos, -- por hidrólisis, dan principalmente metano:



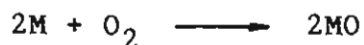
Comparando a los elementos alcalinotérreos con los alcalinos respectivos se aprecia que la carga nuclear en aquéllos es -- mayor, lo mismo los radios atómicos y iónicos. Esto se refleja en una mayor densidad y dureza, en potenciales de ionización más elevados y puntos de fusión y ebullición más altos. Por ser fácilmente oxidables se comportan como buenos reductores. Su naturaleza metálica es menor (compárese por

ejemplo el berilio con el litio). Aunque los hidróxidos son fuertemente básicos lo son menos que en el caso de los metales alcalinos.

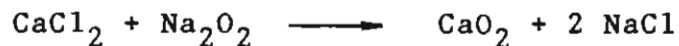
Puesto que la química del berilio se aparta sensiblemente de la del resto del grupo, la presente obra centrará su atención en la química del magnesio y calcio como elementos representativos del grupo.

Algunas reacciones que resumen el comportamiento químico de los metales alcalinos son las siguientes:

a) Reacción con el oxígeno



En el caso del berilio, el metal debe encontrarse finamente pulverizado para que se efectúe con rapidez. Todos requieren calentamiento produciéndose una reacción violenta. El calcio, estroncio y el bario también forman peróxidos poco solubles, los cuales pueden separarse empleando peróxido de sodio con soluciones acuosas de aquellos metales, por ejemplo:



Descendiendo en el grupo, la estabilidad térmica es mayor. De los peróxidos el más popular es el BaO_2 por emplearse para obtener peróxido de hidrógeno:



Los óxidos normales se preparan de manera conveniente por -- descomposición térmica de los carbonatos:



El agua ataca a los óxidos, excepto al BeO que es covalente, los demás presentan enlaces iónicos:

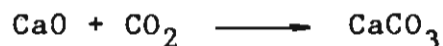


Recuérdese el uso del hidróxido de calcio en el proceso - -- Solvay, para preparar mortero, para ablandar aguas, para preparar bisulfito de calcio destinado a la manufactura de papel, para fabricar polvo blanqueador, etc.

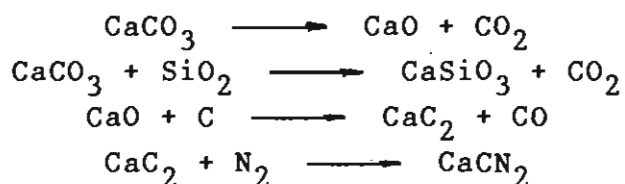
El óxido de magnesio reacciona sólo a altas temperaturas.

Por fundir a altas temperaturas (2800°C) el óxido de magne--sio se emplea como material refractario en hornos, mientras que el óxido de calcio encuentra aplicación en metalurgia para recoger escorias; en el laboratorio se usa para secar al-cohol y amoníaco.

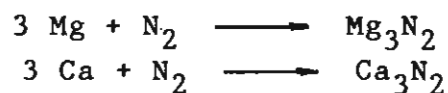
Los óxidos de los metales alcalinos reaccionan con el bióxido de carbono formándose carbonatos:



Las aplicaciones del CaCO_3 son bien conocidas en la industria de la construcción (mármol, rocas calizas), fabricación de cal viva, cementos, vidrio, fundente en el beneficio del hierro y otros metales, preparación de anhídrido carbónico, carburo de calcio, cianamida de calcio. Algunas reacciones alusivas son:



b) Reacción con el nitrógeno:



Los nitruros de metales alcalinotérreos se hidrolizan fácilmente:



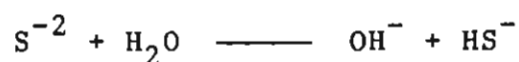
c) Reacción con el azufre:



Los sulfuros de calcio, estroncio y bario se preparan más fácilmente mediante la reducción térmica con carbón:

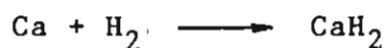


Siendo covalente el BeS, no reacciona con el agua, los demás se hidrolizan:



d) Reacción con el hidrógeno:

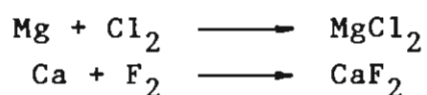
El berilio y magnesio no forman hidruros estables. Los demás reaccionan vigorosamente con este gas formando hidruros iónicos, térmicamente estables:



Estos reaccionan fácilmente con el agua:



e) Reacción con los halógenos:



Los fluoruros (excepto BeF₂) son insolubles en agua, mientras que los demás halogenuros son solubles:



Los halogenuros de berilio y en menos extensión los de magnesio tienen marcado carácter covalente lo que justifica su ba

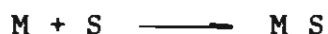
ja conductividad termica. Sus puntos de fusión son relativamente bajos.

El cloruro de calcio se obtiene como subproducto industrial del método Solvay para fabricar bicarbonato de sodio y también por la reacción entre el carbonato de calcio y ácido clorhídrico:



Por ser muy deliquescente, es decir, por tener la propiedad de absorber el vapor de agua condensándolo para formar una solución, el cloruro de calcio se emplea como desecador y en lugar de cloruro de sodio en carreteras con hielo o nieve.

f) Reacción con el azufre:



Excepto el sulfuro de berilio que presenta enlaces covalentes, los demás son iónicos y se disuelven en agua, aunque es casamente:



Por presentar fosforescencia el CaS se emplea para confeccionar pinturas luminiscentes. También se emplea como depilatorio en el curtido de pieles.

Industrialmente es más conveniente su síntesis por calcina--

ción de yeso con carbón:

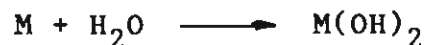


g) Reacción con el hidrógeno:



El berilio reacciona sólo con hidrógeno atómico, el magnesio a 500°C y alta presión, mientras que el calcio, estroncio y bario calentando suavemente.

h) Reacción con el agua:



Puesto que la reactividad de los metales alcalinotérreos aumenta al descender en el grupo y por las peculiaridades del berilio no es extraño esperar que éste no reaccione ni al rojo con el agua. El magnesio sólo reacciona calentando:



Los demás reaccionan en frío y enérgicamente:

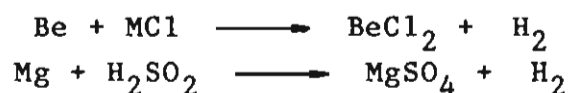


Recordemos que el hidróxido de calcio tiene un variado número de aplicaciones. Su preparación se efectúa con el apagado de la cal viva:



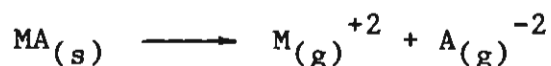
El hidróxido de magnesio se emplea como antiácido.

i) Reacción con ácidos:

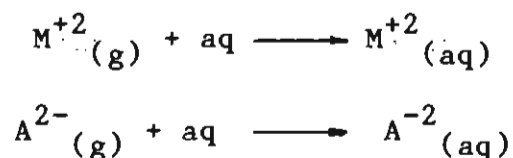


El ácido nítrico pasiva al berilio, mientras que el HF no reacciona con el Mg debido a la formación de MgF_2 insoluble. Descendiendo en el grupo la reacción es cada vez más energética.

En contraste con las sales de los metales del primer grupo - que son en lo general muy solubles, las sales de los metales alcalinoterreos lo son apreciablemente menos. Puesto que la solubilidad de una sal depende de dos factores fundamentales, a) de la energía de la red del cristal (energía absorbida):



b) y de las energías liberadas de hidratación de los iones:



puede entenderse que si el efecto neto es exotérmico predomina el efecto de hidratación de los iones.

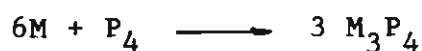
La tabla 2.4.1 muestra las constantes del producto de solubilidad de algunas sales de metales alcalinotérreos. Puede -- apreciarse que las sales de berilio son solubles, debido a - la elevada energía de hidratación de éste.

**Tabla 2.4.1 Constantes de solubilidad de
algunas sales e hidróxidos de
metales alcalinotérreos**

Catión Anión	Be ⁺²	Mg ⁺²	Ca ⁺²	Sr ⁺²	Ba ⁺²
SO ₄ ⁻²	-	-	2.4x10 ⁻⁵	7.6x10 ⁻⁷	1.5x10 ⁻⁹
CrO ₄ ⁻²	-	-	7.1x10 ⁻⁴	3.6x10 ⁻⁵	8.5x10 ⁻¹¹
CO ₃ ⁻²	-	10 ⁻⁵	4.7x10 ⁻⁹	7x10 ⁻¹⁰	1.6x10 ⁻⁹
C ₂ O ₄ ⁻²	-	8.6x10 ⁻⁵	1.3x10 ⁻⁹	5.6x10 ⁻⁸	1.5x10 ⁻⁸
F ⁻	-	8x10 ⁻⁸	1.7x10 ⁻¹⁰	7.9x10 ⁻¹⁰	2.4x10 ⁻⁵
OH ⁻	1.6x10 ⁻²⁶	8.9x10 ⁻¹²	1.3x10 ⁻⁶	3.2x10 ⁻⁴	5.0x10 ⁻³

Cabe mencionar que aunque las energías reticulares, por una parte, y las energías de hidratación, por la otra, suelen variar de manera regular, la suma de ambos efectos puede variar de manera irregular, como puede apreciarse con los fluruos de la tabla 2.4.1.

j) Reacción con el fósforo:



La reacción se efectúa a altas temperaturas. Al hidrolizarse se produce fosfina, gas altamente tóxico:



k) Reacción con carbono:



Se produce a altas temperaturas. En el caso del berilio se forma Be_2C que se hidroliza mediante la reacción siguiente, similar a como lo hace su vecino en diagonal el aluminio:



Los demás compuestos producen acetileno:



El carburo de calcio se obtiene industrialmente mediante la siguiente reacción.



El acetileno es materia prima de vital importancia en diferentes aspectos del quehacer humano.

l) Reacción con el amoníaco:

Por analogía con los metales alcalinos, es de esperar que --

los elementos del II grupo reaccionan con esta base de Lewis:



Este tipo de reacción se produce sólo con el Ca, Sr y Ba en amoníaco líquido con catalizadores.

2.5 DUREZA DEL AGUA

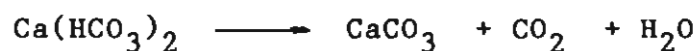
Dadas las características peculiares de la molécula de agua, con un poder dieléctrico excepcional, resulta un disolvente casi universal incorporando en su seno con ciertas facilidad desde sólidos como las rocas y la sal gema, hasta gases como el oxígeno y el dióxido de carbono. De modo que tanto el -- agua dulce como la de mar guardan en solución muchas sales, -- desde luego muchas más de la de mar que la dulce. Esta última, de acuerdo a su origen, presenta diferentes grados de salinidad que se expresan en p.p.m. y se reportan como sólidos totales, disueltos, y se miden por lo general por el método conductimétrico. El agua dulce sin ningún tratamiento se -- llama agua "cruda". Al aplicar directamente esta agua al -- servicio industrial o al consumo humano, pueden presentarse problemas de diferente grado de severidad, de acuerdo con su uso.

En particular, si el agua cruda es para uso industrial, de-- ben controlarse sus características fisicoquímicas y en particular, su dureza, pues las sales de calcio, magnesio y fierro disueltas, así como los silicatos y sulfatos causan in-- crustaciones en los equipos de transferencia de calor, como

calderas, enfriadores y tuberías. Mientras que si el destino del agua es el consumo humano, el control salino es secundario mientras que el biológico es primordial.

Por lo que respecta a la dureza del agua, se distingue entre la temporal y la permanente. La primera es el contenido de bicarbonato de calcio y de magnesio que por calentamiento se deposita como carbonato insoluble, causando incrustación en la superficie, fenómeno observado a nivel doméstico en ollas y calentadores. La permanente es el contenido de sales de los mismos iones alcalino-térreos, pero en forma de cloruros y de sulfatos solubles aún después de calentar el agua a la ebullición.

Sin embargo, como el agua incorpora con facilidad al CO_2 del ambiente, esta dureza permanente puede pasar eventualmente a temporal y continuar incrustando, por lo que también se le debe eliminar.

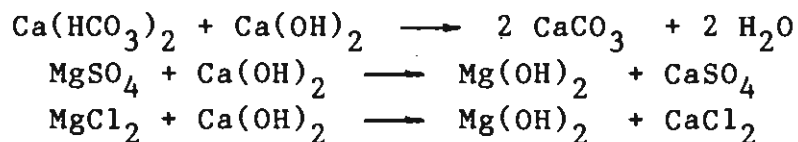


Para eliminar en buena parte el problema incrustante, se somete al agua cruda a algún procedimiento para eliminar su dureza total, es decir, para retirar por completo los iones -- calcio y magnesio en solución, para lo cual se pueden practicar cualquiera de los siguientes tres métodos, en orden de menor a mayor calidad de control (y de precio):

- Tratamiento en frío con cal-soda.
- Tratamiento en caliente con cal-soda

- Suavización con zeolitas o con resinas de intercambio iónico.
- Desmineralización con resinas de intercambio iónico.

Los tratamientos con cal se basan en la precipitación como carbonato no incrustante de los iones calcio y magnesio, a partir de sus sales solubles:



requiriéndose adicionar carbonato de sodio como un segundo paso para la eliminación de la dureza de productos no carbonatados:



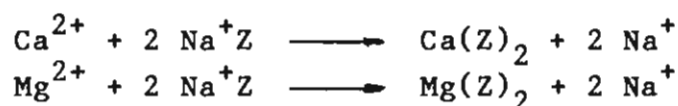
La alcalinidad excedente es eliminada por el yeso:



El tratamiento en caliente resulta más efectivo que en frío.

En la suavización, el agua cruda se somete a la acción de intercambiadores iónicos que tienen la propiedad de atrapar a los iones alcalino-térreos y soltar a la solución iones no incrustantes, como el sodio y el cloro, de modo que después de algún tiempo de uso, el intercambiador se regenera por re

circulación de una salmuera, desechándose el líquido que - -
arrastra a los iones calcio y magnesio. Puesto que se trata
de procesos difusionales, debe asignarse un tiempo de contact
to suficiente para que la acción suavizante sea eficaz.



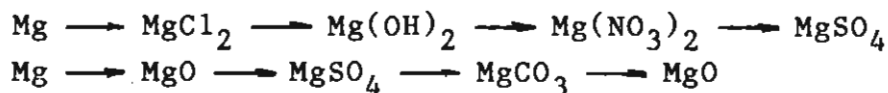
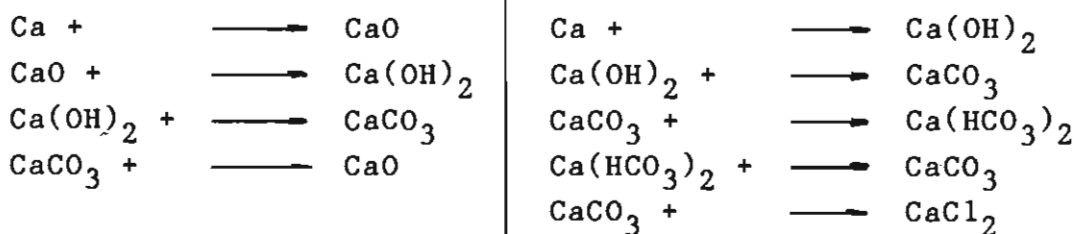
donde Z representa una matriz compleja de origen zeolítico o
de naturaleza polimérica, poseedoras de túneles o huecos en
donde se efectúa el intercambio iónico.

La desmineralización es un procedimiento de control más fino
que la suavización, en la que se usan como reactivos regener
rantes ácidos y alcalis inorgánicos. Desde luego, se entiend
de que en las camas de intercambio se retienen todo tipo de
cationes y ya no sólo los de dureza, y también todos los - -
aniones, obteniendo a cambio iones H^+ y OH^- en cantidades --
equivalentes, de modo que el resultado es la desmineraliza--
ción del agua por agua no iónica, mediante resinas.

Independientemente del tratamiento, normalmente se presentan
fugas de dureza, por lo que para mantener un control elevado
en la calidad del tratamiento, algunas empresas incorporan -
tratamientos quelatantes a base de fosfato, resultando partici
cularmente efectivas las mezclas de tripolifosfato de sodio
con hexametáfosfato de sodio, que además mantienen bajo cont
rol al fenómeno corrosivo en los aceros.

2.6 EJERCICIOS

1. Escriba las ecuaciones de tres reacciones donde los átomos de magnesio y calcio se transforman en iones e indique las condiciones de estas transformaciones.
2. Escriba las ecuaciones de las reacciones mediante las cuales se pueden efectuar las transformaciones siguientes:



3. Cierta aleación que se emplea en la industria aeronáutica como un material duro y ligero contiene 3% Al, 1% Zn, 3.0% Mn y 95.7% Mg. ¿Qué sales y en qué cantidad se forman si se disuelven 10 g de esta aleación en HCl en exceso?
4. Cuando se quema en oxígeno la aleación anterior se forman óxidos de los metales Al, Zn, Mn y Mg. Escribanse las ecuaciones de la formación de estos óxidos.
5. La cal viva CaO se obtiene calcinando caliza en hornos especiales. ¿Cuánta caliza al 90% de pureza se requiere para la obtención de 100 ton de cal viva?

6. Durante el requemado en una calera, el óxido de calcio -- reaccionó con el sílice, la alúmina y el óxido férrico. -- Escribáanse las ecuaciones de las reacciones.
7. Para apagar la cal, por causas técnicas se necesita 3 veces más agua que por el cálculo estequiométrico. ¿Qué -- cantidad de agua es necesario utilizar para apagar 5.6 -- ton de cal viva? ¿Cuánta cal apagada se formará en este -- caso?.
8. Cuando la cal se apaga a cal hidratada, es necesario el -- 70% de agua con relación al peso total de la cal viva. -- ¿Corresponde esta cantidad de acuerdo al cálculo estequiométrico?.
9. Al apagar la cal viva la masa aumentó en 30% ¿Reaccionó -- toda la cal con el agua?.
10. Los óxidos de calcio y de zinc se emplean en la construcción. Ambos se parecen por su aspecto exterior. ¿Qué puede hacerse para distinguirlos?.
11. Al calentar fuertemente el yeso $\text{CaSO}_4 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$ se descompone en CaO y SO_3 . ¿Cuánto yeso se necesita para obtener 16 -- ton de SO_3 ?.
12. Al calentar yeso se forma $\text{CaSO}_4 \cdot \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$. Determinar la -- cantidad de agua que se desprende para obtener 20 ton de yeso hemihidratado.

13. Para la preparación de material aglutinante a partir de yeso hemihidratado (alabastro o escayola), a éste se le añade agua, formándose nuevamente el dehidrato. Escribáse la ecuación de la reacción y el consumo de agua para 1 ton de yeso hemihidratado.
14. Para preparar el yeso, un albañil agrega agua en una cantidad de 50-70% con relación a la masa tomada. El exceso de agua disminuye la solidez del material aplicado. ¿Cuánta agua se necesita para preparar el yeso de un bulto con 20 kg de alabastro?.
15. Cálculése el contenido de yeso semihidratado en el alabastro, si la muestra pesada de él, antes de verter el agua tenía una masa de 2 g y después de verterle y secarla, de 2.282 g.
16. Determínese el consumo práctico de materia prima para la obtención de 100 ton de yeso hemihidratado (alabastro), si el contenido medio de impurezas en la piedra de yeso es de 19%, humedad 1% y las pérdidas de producción del 2%?.
17. ¿Cómo obtener no menos de cinco nuevas sustancias si disponemos sólo de carbonato de calcio y agua?. Escribanse las ecuaciones de las reacciones correspondientes.
18. En el almacén de materiales de construcción se tienen tiza, alabastro y cal viva. ¿Qué experimentos se proponen para identificar cada sustancia?.

19. Durante la calcinación de magnesita MgCO_3 su masa disminuye aproximadamente 2 veces a consecuencia del desprendimiento de CO_2 . ¿Corresponden estos datos a lo calculado?
20. La magnesita cáustica MgO que se emplea para la preparación de materiales aglutinantes magnesianos se obtiene de la magnesita mediante la calcinación. ¿Qué cantidad de -- magnesita cáustica y qué volumen, en condiciones normales, de CO_2 se forman durante la descomposición de 46.6 ton de magnesita con 10% de impurezas no carbonatadas?.
21. La dolomita $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ se emplea en metalurgia y en la fabricación de aglutinantes. El HNO_3 en exceso reaccionó con 4 g de dolomita desprendiéndose 0.81 l de CO_2 (en condiciones normales). ¿Cuánto de impurezas no carbonatadas contiene esta dolomita?.
22. Mediante un análisis se ha establecido que en 1 l de agua hay 1.62 g de $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. ¿Qué cantidad de solución de carbonato de sodio al 20% se necesita para eliminar la dureza de esta agua?.
23. Al agua cruda que contiene bicarbonato de calcio se le -- agregó una solución de cal apagada. ¿Qué sucedió?. Escribase la ecuación de la reacción en forma molecular y iónica.
24. En el agua están contenidos 120 mg/l de bicarbonato de -- calcio y 200 mg/l de sulfato de calcio. ¿Cuánta sosa calcinada se necesitará para la suavización de 2 m³ de tal -

agua?.

25. Para la suavización del agua que se suministra a las calderas se le agrega, en calidad de antiincrustante, 5 g de fosfato de sodio y 1 g de hidróxido de sodio para cada 20 mg de iones calcio contenidos en 1 l de agua. ¿Qué cantidad de sustancias indicadas se necesita para la suavización de 1 ton de agua que contiene 60 mg de iones calcio en 1 l?.
26. ¿Cuánta sosa calcinada hay que añadir a 20 m³ de agua para eliminar su dureza que es igual a 96 mg/l de iones calcio?.
27. En 1 l de agua hay 60 mg de iones calcio y 12 mg de iones magnesio. ¿Cuánta sosa hay que tomar para eliminar la dureza en 50 m³ de agua?.
28. Para determinar la dureza del agua que contiene bicarbonato de calcio se consumieran en la titulación de 100 ml de la misma 0.73 g de una solución de HCl (d = 1.024 g/cm³) al 5%. ¿Cuál es la dureza del agua?.

2.7 BIBLIOGRAFIA

- Química de los elementos metálicos
D. Steele
Ed. Alhambra, S.A. 1971

- Populiárnaya Biblioteka Khimícheskix Elementov
Ed. Nauka, 1977.

- Química Inorgánica Moderna
G.F. Liptrot
Ed. CECSA, S.A., 1980.

- Tratado de Química Inorgánica
M. Bargalló
Ed. Porrúa, S.A., 1962.

- Osnovi Obschei Khimii, Tomo II
B.V. Nekrasov
Ed. Khimiya, 1974.

- Introducción a la Química Inorgánica Moderna
K.M. Mackay, R.A. Mackay
Ed. Reverté, S.A., 1974.

- Química General
K.W. Whitten, K.D. Gailey
Ed. Interamericana, S.A., 1985.

- Principios de Química Inorgánica
G.S. Manku
Ed. McGraw Hill, 1989.

- Química,
Ch.E. Mortimer,
Gpo. Ed. Iberoamérica, 1983.

- Química, Curso Universitario,
B.M. Mahan, R.J. Myers,
4ª Ed., Addison-Wesley Iberoameric., 1990.

- Enciclopedia de Tecnología Química,
Kirk-Othmer.

- Hombre, Ciencia y Tecnología,
Encyclopaedia Britannica de México, S.A. de C.V., 1990.

- Inorganic Chemistry,
J.H. White,
University of London Press, Ltd, 1962.

- Química, los elementos y sus reacciones
E. Hutchinson
Ed. Reverté, 1968.

- Química para Ciencia e Ingeniería
W.G. Breck, R.J.C. Brown, J.D. Mc Cowan
Ed. CECSA, 1987

- Química General Superior
W.L. Masterton, E.J. Slowinski, C.L. Stanishi
Ed. Interamericana, 1987.

Los metales alcalinos
y alcalinotérreos

Se terminó de imprimir La edición estuvo a cargo
en el mes de octubre del año 2008 de la Sección de Producción
en los talleres de la Sección y Distribución Editoriales
de Impresión y Reproducción de la
Universidad Autónoma Metropolitana Se imprimieron 100 ejemplares
Unidad Azcapotzalco más sobrantes para reposición.



Formato de Papeleta de Vencimiento

El usuario se obliga a devolver este libro en la fecha señalada en el sello mas reciente

Código de barras.. 2893216

FECHA DE DEVOLUCION

- Ordenar las fechas de vencimiento de manera vertical.
- Cancelar con el sello de "DEVUELTO" la fecha de vencimiento a la entrega del libro



UAM
QD172
A4
H6.55

2893216
Holguín Quiñones, Saúl
Los metales alcalinos y a

METALES ALCALINOS Y ALCALINOTERREOS, LOS
HOLGUIN QUIÑONES /OT * SECCION DE IMPRESION

04428

R. 40



\$ 25.00

40-ANTOLOGIAS CBI * 01-NO CLASIFICADOS

ISBN 970310808-3



9 789703 108084

UNIVERSIDAD
AUTONOMA
METROPOLITANA
Casa abierta al tiempo **Azcapotzalco**



División de Ciencias Básicas e Ingeniería
Departamento de Ciencias Básicas
Coordinación de Extensión Universitaria
Sección de Producción y Distribución Editoriales

Ciencias