

-- UNIVERSIDAD DE MURCIA --



TÉCNICA Y BIOQUÍMICA DE LOS METALES LIGEROS

DISCURSO LEIDO EN LA SOLEMNE APERTURA
DEL CURSO DE 1941 A 1942

POR EL
DR. D. CARLOS DEL FRESNO Y PÉREZ DEL VILLAR
CATEDRÁTICO DE LA FACULTAD DE CIENCIAS



UNIVERSIDAD DE MURCIA
Facultad de Medicina
Biblioteca

DPT

2-2

89

MURCIA
TIP. SUCS. DE NOGUÉS
1941

E-5-14

TÉCNICA Y BIOQUÍMICA
DE LOS METALES LIGEROS

DE LOS METALES LIGEROS
Y QUÍMICA Y TÉCNICA

R. 1465

DPT
2-2
89

-- UNIVERSIDAD DE MURCIA --



TÉCNICA Y BIOQUÍMICA DE LOS METALES LIGEROS

DISCURSO LEIDO EN LA SOLEMNE APERTURA
DEL CURSO DE 1941 A 1942

POR EL

DR. D. CARLOS DEL FRESNO Y PÉREZ DEL VILLAR
CATEDRÁTICO DE LA FACULTAD DE CIENCIAS



546
577.1 : 546 (042)

MURCIA
TIP. SUCS. DE NOGUÉS
1941

Univ. Murcia

319



1746222

445074

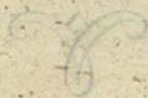
UNIVERSIDAD DE MURCIA



DE LOS METALES LIGEROS
TECNICA Y BIOQUIMICA

DISCURSO LEIDO EN LA SOLEMNE APERTURA
DEL CURSO DE 1941 A 1942

DR. D. CARLOS BETTENDIÑO Y REYES DEL VILLAR
CATEDRÁTICO DE LA FACULTAD DE CIENCIAS



MURCIA
LA SUCE. DE HERRERA
1941



Ilmo. Sr. Rector:

Dignísimas Autoridades:

Profesores:

Estudiantes:

En cumplimiento de las normas previstas para estos actos, el Ilmo. Sr. Rector me ha designado para llevar, en el acto de hoy, la voz en representación del Profesorado. Y temo fundamentalmente que se haya equivocado en la elección, ya que creo conocerme bien y saber, por ello, que no soy la persona más adecuada para solemnidades de esta índole. No obstante trataré de cumplir del mejor modo, y en proporción a mis escasas dotes literarias, el honroso encargo que se me ha confiado por quien, con autoridad para hacerlo, sabe sin embargo que no rehuyo nunca mi esfuerzo cuando se me requiere en nombre de la Universidad a cualquier tarea universitaria, por alejada que pueda parecerme de mis aptitudes y condiciones.

Aunque hace ya más de veintitrés años que comenzó mi labor docente en el Profesorado universita-

rio, primeramente como Profesor auxiliar y desde hace cerca de trece años como Catedrático numerario, solo desde principios de 1940 tengo el honor de pertenecer al Claustro de esta Escuela. En este tiempo he podido percibir como gracias al interés que Profesores y Estudiantes ponen desde dentro, al que corresponde desde fuera la preocupación de la población de Murcia y el de la región en general por su Universidad, interés y preocupación que han encontrado eco y justo apoyo en las altas esferas oficiales, la Universidad de Murcia ha llegado actualmente a la que podríamos llamar su mayoría de edad, después de superar etapas difíciles y salvar escollos y obstáculos de todo género. Actualmente son tres las Facultades completas en alguna de sus secciones que posee, aparte de haberse creado y estar a punto de funcionar otras instituciones de investigación científica que complementarán la labor puramente docente. Durante el pasado curso se ha conmemorado el XXV aniversario de la fundación de este Centro universitario, celebrandose con tal motivo brillantes actos en los que colaboraron Profesores, Estudiantes y el pueblo de Murcia, que se asoció con todo entusiasmo a los mismos. El Ministro de Educación Nacional, Excmo. Sr. D. José Ibañez Martín, nos hizo el honor de darles realce con su presencia, en la que todos quisimos ver no solamente la adhesión oficial de la más alta Jerarquía de la Educación Nacional a tan trascendentales actos, sinó también vislumbrar

mos el afecto hondo y sincero hacia Murcia y su Universidad de la persona que ostentaba dicha Jerarquía, afecto al que todos correspondemos fervorosa y rendidamente.

Desde principios del curso pasado funciona, en esta Escuela, la sección completa de Filosofía en la Facultad de Filosofía y Letras. Con motivo de su creación fueron alta en ella los Profesores encargados de curso D. Francisco Sureda Blanes, los RR. PP. José María Hellín Lasheras e Isidro Gandía de la Peña, de la Compañía de Jesús, y, finalmente, D. Enrique Antón Cano. Se han incorporado a la Facultad de Derecho, por haber obtenido en brillantes oposiciones Cátedras de la misma, D. Antonio Ferrer Sama, D. Isidoro Martín Martínez, D. Eugenio Pérez Botija, D. Valentín Silva Melero y D. Francisco Elías de Tejada Spínola. El Sr. Martín Martínez, Catedrático de la Universidad de Santiago, figura en nuestra Universidad en concepto de agregado, mientras el Sr. Silva Melero ha sido, a su vez, agregado a la Universidad de Oviedo. La Facultad de Ciencias ha recibido como nuevos Profesores numerarios a D. Francisco de Asís Bosch Ariño, quien—por haber sido trasladado a Valencia—fué sustituido en su Cátedra por D. Francisco Sierra Jiménez; así mismo pasó a integrar su Profesorado D. Vicente Gómez Aranda. Todos ellos poseen indiscutibles méritos científicos y docentes, demostrados con su labor en revistas, libros y conferencias.

Algunos llegan a este puesto después de una larga labor y plenos de experiencia; otros traen, en cambio, el ímpetu y brío de una juventud nueva y entusiasta, que es promesa de sazonados frutos. De todos ha de esperar la Universidad de Murcia una labor eficaz y rica en resultados. Es para mí un honor el darles la bienvenida más cordial.

Por traslado a la Universidad de Sevilla ha dejado de pertenecer a este Centro el hasta entonces Decano de la Facultad de Ciencias D. Gonzalo González-Salazar Gallart. Igualmente—y por análogo motivo—ha sido baja en la misma Facultad, como ya hemos indicado, el Sr. Bosch Ariño. También ha dejado de pertenecer oficialmente al Profesorado de este Centro, aunque haya seguido prestándole como agregado su valiosa colaboración, el Decano de la Facultad de Filosofía y Letras D. Santiago Montero Díaz, trasladado primeramente por concurso a Barcelona y posteriormente, y en virtud de oposición, a la Universidad Central. Séame permitido expresar a los que se ausentan, con un cariñoso saludo de despedida, mis votos porque sus triunfos universitarios no se interrumpan, juntamente con la seguridad de que continuarán realizando, en otros Centros, la misma valiosa y eficaz labor que cuando tuvimos el honor de tenerles entre nosotros.

No se ha limitado la Universidad de Murcia a cumplir taxativamente con las disposiciones oficiales,

en lo referente a cursos y enseñanzas. Durante el curso pasado, y aparte de diversos actos y conferencias, organizó tres cursos especiales en su Facultad de Filosofía y Letras, habiéndose desarrollado los que estuvieron a cargo del Decano Sr. Montero Díaz y del Profesor Sr. Sureda Blanes y aplazándose el que había de exponer el Decano de la Facultad de Derecho Sr. Batlle Vázquez, que tendrá lugar en el curso actual. Oficialmente se ha creado, dependiente del Consejo Superior para Investigaciones Científicas, un Instituto de Biología que ha de dirigir el Profesor numerario D. José Loustau. Ello demuestra plenamente que la Universidad de Murcia, consciente de su verdadera misión cultural e investigadora, amplía en estos aspectos su labor, no circunscribiéndola a la formación técnica de la juventud.

Y ahora, unas palabras sobre un capítulo de la Ciencia que profeso. Voy a ocuparme de los metales ligeros, importancia biológica que poseen y aplicaciones técnicas de algunos de ellos.

* * *

La denominación *metales ligeros* viene siendo empleada en la Ciencia y en la Técnica con un alcance y extensión diferentes. Para el químico son tales aquellos que poseen un peso específico inferior a 5. Reunen

esta propiedad: el litio, sodio, potasio, rubidio y cesio, o sea la totalidad de los metales alcalinos: el berilio, magnesio, calcio, estroncio y bario, es decir, los metales alcalino-térreos con excepción del radio; el aluminio, escandio y algunos de los metales de las tierras escasas o raras. En la nota (1), al final, se resumen los valores del peso específico para los citados metales.

Desde el punto de vista geoquímico todos los metales ligeros son *litófilos*. Se admite actualmente — como es sabido — que la Tierra está formada por un núcleo de ferróniquel, con una densidad aproximadamente igual a 8, rodeado sucesivamente de tres envolturas o capas de densidad decreciente, según ha podido deducirse en el estudio de la velocidad de propagación de las ondas sísmicas. La primera de dichas envolturas o capas — que va inmediatamente sobre el núcleo o *siderosfera* — recibe el nombre de *calcosfera*, está formada por óxidos y sulfuros de metales pesados y posee una densidad de 5-6. Sobre ella va una capa (*eclogitosfera*) de silicatos comprimidos de elevada densidad (3,6 a 4), estables a presiones y temperaturas elevadas. Finalmente, y en relación con esta capa, existe otra más externa (*litosfera*) igualmente formada por silicatos, de una densidad aproximada de 2,8 y que es la que constituye la superficie de la Tierra. Según que un elemento predomine en la siderosfera, calcosfera o en alguna de las dos capas de silicatos más externas, se denomina, respectivamente, *siderófilo*, *calcófilo* o *litó-*

filo, reservándose el nombre de *atmófilos* a un cierto número de elementos que predominan en la atmósfera.

Esta división en grupos de los elementos químicos guarda una estrecha relación con la posición que los citados elementos ocupan en el *sistema periódico largo* (2) y con el número de electrones exteriores de los iones—es decir, con el *tipo* de iones—que dichos elementos forman. En la citada nota (2) figura una representación de la tabla periódica larga en la forma dada por Alfred Werner; a la izquierda de la misma, y en un enmarcado de trazos, están los metales ligeros. En cuanto a la posición de los restantes grupos véase la citada nota.

Decíamos que los *metales ligeros* son todos litófilos; es decir: predominan en las capas de silicatos que constituyen la corteza terrestre. Forman iones positivos tipo gas noble, con ocho electrones exteriores, están agrupados en el extremo izquierdo de la tabla periódica larga y poseen mayor afinidad para el oxígeno que para el azufre. Su abundancia en la corteza terrestre no es la misma. Según los datos de mayor confianza que poseemos actualmente (3), la litosfera está constituida por un 50% de oxígeno, un 25% de silicio y un restante 25% de los demás elementos. En este resto, el aluminio está representado por un 8,1%; sigue luego en abundancia el hierro con 4,7%, el calcio con 3,6%; el sodio con 2,8% y el potasio con 2,6%;

el magnesio con 2,1%, hidrógeno con 0,88% y titanio con 0,58%, para no citar sino los elementos más abundantes. Como se ve, y fuera del silicio y del oxígeno, metaloides,—que constituyen, por decirlo así, el esqueleto de la Tierra—el resto de los elementos más abundantes de la corteza terrestre está constituido principalmente por metales ligeros. Entre los elementos de abundancia menor tenemos después al cloro (0,19%), fósforo (0,12%) y carbono (0,09%). Este último elemento forma parte de todos los seres vivos, siendo el constituyente esencial de las sustancias orgánicas; constituye, al tiempo, rocas bastante abundantes en combinación con otros elementos (carbonatos de calcio y magnesio) y se halla, finalmente, en la atmósfera bajo la forma de dióxido de carbono, desempeñando bajo las diferentes formas un papel importantísimo. Pues a pesar de ello ocupa, entre los elementos de la corteza terrestre, el treceavo lugar por su abundancia, detrás (y muy por debajo) del titanio, que, pareciéndonos a primera vista un elemento raro, es *seis veces* más abundante que el carbono.

En el breve estudio que vamos a realizar de los metales ligeros, considerándolos principalmente como grupo de características comunes, tan sólo nos ocuparemos de los más importantes por su interés y abundancia, que son los siguientes: *Potasio, sodio, calcio, magnesio, aluminio, berilio y titanio.*

Aunque para el químico—y como ya hemos dicho—

son metales ligeros todos los mencionados al principio de la presente exposición, el técnico tan sólo comprende bajo esta denominación al *aluminio* y *magnesio*, y—en estos últimos tiempos—quizá también al *berilio*. Para la Humanidad en general son, sin embargo, importantes—aunque desde puntos de vista diferentes— todos los metales que acabamos de mencionar y cuyo estudio nos proponemos hacer, y su importancia depende—como vamos a ver seguidamente—tanto de las aplicaciones técnicas como de las propiedades químicas de los mismos.

En su origen primitivo, o sea formando parte de las rocas eruptivas, los metales ligeros se encuentran exclusivamente bajo la forma de *silicatos*. Cuando estos—y como consecuencia de los movimientos activos o pasivos de la corteza terrestre—salen a la superficie de la Tierra, sufren la acción de los agentes de erosión y se destruyen. Se originan así *disoluciones acuosas* de compuestos de estos metales, las que corren sobre la superficie terrestre, se filtran por ella y penetran más o menos profundamente hacia el interior, determinando para cada uno de los citados metales un destino diverso. El berilio, con el titano, constituyen en esto la excepción. El primero solo se enriquece hasta poder ser utilizable en determinados minerales de origen volcánico y en zonas profundas, pero es—en conjunto—tan poco abundante (0,0005%) que no puede realmente hablarse de un papel del berilio sobre la

Tierra. A causa de su pequeño volumen atómico su silicato no se separa, en la cristalización del magma, juntamente con los silicatos de calcio y magnesio, como sería de esperar, haciéndolo en cambio bajo la forma de *berilo*—silicato doble de aluminio y berilio—y *crisoberilo*—aluminato de berilio—, minerales muy resistentes ambos a la acción de la erosión, por lo que se conservan en tal estado entre los restos de las rocas disgregadas. El segundo de dichos elementos (titano), mucho más abundante, solo rara vez se enriquece en grado suficiente para poder ser utilizado, separándose también en la capa de silicatos, que contiene cuatro veces más titano que fósforo, por lo que aquel no puede ser considerado realmente—como ya hemos dicho—un metal raro. Se halla muy diseminado, y el máximo contenido en titano le presenta el mineral denominado *ilmenita*—un óxido de hierro y titano—el que, por acción de la erosión atmosférica, deja separar el titano bajo forma de *rutilo*—dióxido de titano—, impurificado casi siempre por el óxido férrico. Para dejar ya a un lado este metal, recordaremos—en relación y como consecuencia de lo que antecede—que casi todos los minerales de hierro contienen titano y que una proporción elevada de este elemento origina en el horno alto escorias demasiado pastosas y poco fluidas, lo que hace a dichos minerales inadecuados para su empleo en la Metalurgia del hierro. Los compuestos de titano se preparan preferentemente a partir

de las arenas de monacita de Florida (EE. UU.) y de la India; actualmente en Alemania se recupera el contenido en titanio de los minerales de hierro tratados en el horno alto por beneficio de las escorias resultantes. El metal libre apenas se emplea más que para adicionar a los aceros, con el fin de aumentar su dureza en la construcción de herramientas. En cambio tienen bastantes aplicaciones los compuestos de titanio, especialmente el dióxido TiO_2 , que se emplea extensamente en la industria de los pigmentos minerales para fabricar el *blanco de titanio*, muy utilizado como color en pintura. Con todo, sin embargo, la importancia del metal es totalmente secundaria.

Considerando nuevamente en conjunto a los restantes metales ligeros puede afirmarse, de modo indudable, que tanto la forma de su enriquecimiento en la corteza terrestre como—de modo general—el papel desempeñado en la vida por los mismos dependen en alto grado de sus propiedades químicas, como vamos a ver seguidamente. La forma química de enriquecimiento—resumida de modo claro y sistemático en el cuadro que va a continuación—es completamente diferente para los distintos metales, como el mismo muestra claramente. En consecuencia—y resumiendo brevemente—puede afirmarse lo siguiente respecto al destino geológico de los diferentes metales ligeros:

El *potasio*, *sodio* y *calcio* se desplazan intensamente en la superficie; el *magnesio* se desplaza más en las

zonas profundas; el *aluminio* solo se desplaza localmente en la superficie, y el *berilio* no se desplaza y es más bien un elemento de zonas profundas.

Peso específico		0,86	0,97	1,74	1,55	2,70	1,85
Metal		K	Na	Mg	Ca	Al	Be
Combinado al estado de	cloruro	+	+	+			
	carbonato			+	+		
	sulfato			+	+	+	
	óxido					+	
	silicato					+	+

Potasio, sodio y calcio.—Estos tres metales ligeros se caracterizan por su elevada capacidad de reacción, como se deduce de su comportamiento frente al agua: en su contacto, el potasio se inflama inmediatamente, mientras el sodio comienza a moverse rápidamente de un punto a otro sobre la superficie, desprendiendo hidrógeno con gran viveza; el calcio, a su vez, descompone también el agua a la temperatura ordinaria, si bien con menor energía que los preceden-

tes. Como consecuencia de esta inestabilidad frente al agua, las disoluciones acuosas que corren por la superficie de la Tierra se apoderan de dichos metales, a los que transportan y hacen experimentar una serie de peripecias por completo distintas a las del magnesio y, sobre todo, a las del aluminio. Dichos tres metales son los cationes más importantes de la superficie terrestre y poseen gran interés tanto desde el punto de vista inorgánico como del orgánico.

Su posición preponderante en la superficie terrestre es debida a sus propiedades físico-químicas. De todo el sistema de capas que constituye la Tierra es la superficie la única que se caracteriza por la presencia de *coloides*. Estos se originan en todos aquellos sitios en que actúa la erosión o alteración por la atmósfera, siendo ricos en ellos los buenos suelos agrícolas. Los organismos vivos, constituídos esencialmente por coloides, ceden estos al suelo a su muerte, originándose así los coloides del *humus*, tan importantes desde el punto de vista práctico. En las diversas condiciones de la superficie terrestre, estos coloides—inorgánicos u orgánicos—son extraordinariamente lábiles. Tan pronto tienden a solubilizarse por dispersión, pasando al estado de *soles*, como son floculados de sus disoluciones, formando partículas cada vez mayores y adquiriendo finalmente por coagulación el estado de *geles*. En muchas ocasiones esta diferencia de estado depende exclusivamente del grado de evaporación del

agua, pues es sabido que, al desecar los coloides, se precipitan bajo la forma de *gel*. Pero con independencia del grado de evaporación y considerando exclusivamente las disoluciones acuosas, *los cationes calcio, potasio y sodio poseen una influencia decisiva en el estado de los coloides*. Incluimos en las disoluciones citadas a las contenidas en los organismos, siendo precisamente de los tres cationes citados de quienes dependen todos los fenómenos y procesos de la vida vegetal y animal. La cantidad en peso de los citados cationes es, sin duda, muy inferior a la de las combinaciones de C, H, O y N que constituyen la materia propiamente orgánica, por lo que hasta hace poco tiempo fueron considerados dichos cationes como impurezas de la citada materia. Su presencia es—sin embargo—indispensable para la vida y el metabolismo, por lo que *todo alimento debe contener sustancias minerales y, en primer término, calcio, potasio y sodio*.

Entre los cationes habituales de la materia viva es el *calcio* el que posee una acción más intensa. Es adsorbido rápidamente por los coloides, que le retienen enérgicamente, y ejerce una acción coagulante y astringente. La elevada actividad coloidal que el calcio ejerce, tanto en la naturaleza inorgánica como en la orgánica, se pone de manifiesto en múltiples ocasiones y puede ser comprobada con facilidad. En la técnica industrial, las aguas turbias se aclaran por adición de cal. El suelo húmifero y mantilloso de los bosques,

muy rico en agua, pero frío e inadecuado para el cultivo y caracterizado por el elevado grado de división de sus partículas, es convertido por adición de calcio—bajo forma de compuestos—en suelo apto para el cultivo, ya que sus partículas se coagulan por su acción y adquieren una estructura más gruesa y análoga a la de los suelos de buena calidad. En análogos fenómenos se basan gran número de *aplicaciones médicas y biológicas del calcio*. La utilización de la ingestión de aguas naturales ricas en compuestos cálcicos para curar determinadas enfermedades de los riñones; la introducción de calcio en el organismo para provocar una deshidratación del mismo (diuresis); el hecho de que el desarrollo de los huevos se detiene si falta calcio; la pérdida del poder coagulante de la sangre si la cantidad de calcio presente es insuficiente: todos estos hechos, en suma, no son otra cosa que manifestaciones repetidas de una misma y enérgica acción coloidal química del calcio, que prevalece de modo decisivo y característico. A esta misma acción se debe, fundamentalmente, la intervención del calcio en la constitución de los esqueletos animales y en algunos vegetales.

Muy conocido es el hecho de que el *potasio* es un elemento imprescindible para las plantas; no lo es tanto—sin embargo—el que dicho elemento es también indispensable para el desarrollo de los animales superiores cuando son jóvenes, como lo demuestra el con-

tenido en potasio de la leche en los mamíferos. Su papel es—evidentemente—el mantener—de un modo constante en los vegetales y durante la época de crecimiento en los animales superiores—la presión osmótica en el interior de las células. El potasio posee un bajo grado de hidratación y una elevada capacidad de ionización, por lo que tiene una gran movilidad y pasa fácilmente a formar parte de los organismos. Se le puede considerar como *el componente mineral característico de la célula*. Por esta razón, la carne de los animales—o sea la sustancia que constituye el tejido muscular—*es rica en potasio*. Cuando los suelos se abonan con sales potásicas, estas actúan físicamente de modo análogo a los compuestos de calcio, si bien con menos energía, ayudando sin embargo a que se produzca en el suelo una estructura de partículas más gruesas.

Desde el punto de vista *médico*, la introducción en el tubo digestivo de sales potásicas (y, especialmente, del carbonato) provoca una *deshidratación* del organismo, análoga a la producida por el calcio. El potasio contribuye también de un modo esencial a la estabilidad de los glóbulos rojos o hematíes de la sangre. Pero si se introducen directamente en el aparato circulatorio compuestos de potasio, estos obran como venenos para el corazón. *En su conjunto puede decirse que el potasio ejerce una acción semejante a la del calcio, pero más débil.*

La acción del *sodio* es completamente opuesta a la de los dos cationes precedentes y se pone claramente de manifiesto en los suelos agrícolas ricos en dicho elemento, en los que actúa *dispersando las partículas y enriqueciéndolas en agua*, con lo que se origina una estructura de partículas finas. Los suelos en cuestión, que poseen consistencia frecuentemente pastosa y que se desecan excesivamente en el verano, son impropios para el cultivo. Esta «enfermedad» del suelo se combate por adición de *calcio*, el que coagulando y reuniendo las partículas de la tierra para formar otras mayores, proporciona al suelo la estructura adecuada. En las plantas—y contrariamente a en los animales—el sodio apenas interviene, por las razones anteriormente expuestas; en ellas solo desempeñan papel importante el potasio, calcio y magnesio.

La acción hidratante del sodio puede observarse fácilmente en el interior del organismo humano. Así, introduciendo en éste en bastante cantidad compuestos de sodio, se origina un aumento de peso (o, lo que es igual, de agua) en el mismo. A esta misma propiedad se debe la acción perjudicial de la sal de cocina en la alimentación, acción que la Dietética moderna corrige frecuentemente. En los animales superiores la presencia del sodio es característica precisamente en aquellos sitios en que debe existir gran movilidad e intercambio. *Por ello es el sodio el catión predominante en el suero sanguíneo*, el que—sobre cien partes de

cationes—contiene 92% de sodio, 3,3% de potasio, 3,3% de calcio y tan solo 1,3% de magnesio. El cuerpo humano está habituado a esta proporción de los cationes y tiende a conservarla por todos los medios.

La acción de los tres cationes mencionados se explica perfectamente a base de sus propiedades coloide-químicas y puede resumirse del siguiente modo (4).

El *calcio* actúa aumentando por coagulación el tamaño de las partículas y produce deshidratación; el *potasio* mantiene el tamaño de las partículas (sin aumentarle ni disminuirle) y produce también deshidratación; en cambio, el *sodio* actúa como dispersor de las partículas—que, al tiempo, disminuyen de tamaño—y produce hidratación.

Esta diferente acción coloidequímica hace que se verifique una separación característica del calcio juntamente con el potasio en las aguas que, a diferentes niveles, corren por la Tierra. Es conocido el hecho de que, en las minas y perforaciones terrestres, el agua que filtra desde la superficie de la Tierra y llega a profundidades cada vez mayores, contiene cantidades de potasio y calcio cada vez menores, aumentando en cambio la cantidad de sodio. Los coloides y silicatos hidratados del interior de las rocas adsorben el calcio y potasio y dejan en libertad el sodio por permutación. De este modo se explica el que las aguas que corren largamente en contacto con la superficie del suelo se

enriquezcan finalmente cada vez más en sodio, por lo que en el mar predomina este catión sobre todos los demás. El calcio es también utilizado por los seres vivos para la formación de su esqueleto.

El enriquecimiento del calcio, potasio y sodio hasta llegar a originar yacimientos utilizables se verifica en la superficie de la Tierra partiendo de las disoluciones acuosas bajo la forma de cloruros, sulfatos y carbonatos. Las combinaciones de sodio y potasio—muy solubles—no hubieran podido nunca concentrarse hasta el grado en que se presentan en los yacimientos sino hubiera sido por la existencia—en determinados periodos—de *climas secos*, que contribuyeron a la evaporación y desecación de las disoluciones salinas. Así se originaron los yacimientos existentes en distintos sitios de Europa, y, entre ellos, los españoles de Cardona y Suria.

A causa de su elevada capacidad de reacción y su gran afinidad para el oxígeno, apenas cuenta para nada el empleo de estos elementos como *metales libres*. Al contrario: su presencia, aún en trazas, en otros metales, e incluso, en las materias primas que se destinan a la fabricación de materiales refractarios, es sumamente perjudicial e inconveniente. Así, por ejemplo, basta que el metal magnesio contenga 0,01% de potasio o sodio para que no pueda ya utilizarse como material, a causa de los fenómenos de corrosión que esas pequeñas cantidades de metal alcalino originan.

Berilio.—Un metal que empieza a adquirir alguna importancia desde el punto de vista técnico es el *berilio*, nombre que le atribuyó el químico alemán Wöhler al aislar este elemento por primera vez en 1828, aunque en Francia y algún otro país se suele utilizar también para designarle el nombre de *glucinio*, debido al sabor dulce de las disoluciones acuosas de sus sales. A causa de su pequeño volumen atómico, su silicato no se separa en la cristalización primaria con los silicatos de calcio y magnesio, haciéndolo en cambio bajo la forma de *berilo-silicato* doble de aluminio y berilio, $(\text{SiO}_3)_2 \text{Be}_3 \text{Al}_2$ —y *crisoberilo*—aluminato de berilio, $(\text{AlO}_2)_2 \text{Be}$ —cuyos minerales son muy resistentes a la acción de la erosión, por lo que se conservan en su estado primitivo entre los restos de las rocas.

Para la obtención (5) del metal se parte generalmente del berilo. Este mineral es de difícil disgregación, por lo que en unos casos (método de *Stock* y *Goldschmidt*) se efectúa ésta fundiéndole con fluosilicato sódico, tratando la masa por agua y precipitando de la disolución obtenida (que contiene el metal bajo la forma de fluoruro doble de berilio y sodio, $\text{F}_3 \text{BeNa}$) el hidróxido de berilio con cal apagada. El hidróxido $\text{Be}(\text{OH})_2$ se convierte—por adición de ácido fluorhídrico—en oxifluoruro o fluoruro, el cual se mezcla con fluoruro de bario, fundiendo la mezcla y sometiéndola a la electrolisis, obteniéndose así el metal. En el método del *Deutsche Gold-und Silberscheideanstalt*, la

disgregación se consigue mediante óxidos alcalino-térreos; el producto obtenido por fusión, formado por aluminato y silicatos cálcicos y óxido de berilio, se trata por ácido sulfúrico concentrado, convirtiéndose así el berilio en sulfato y precipitándose luego de la disolución de éste el hidróxido de berilio mediante amoníaco. Este hidróxido se transforma por calcinación en óxido, el cual, mezclado con sales halogenadas y fundido, constituye el baño electrolítico. En el método de la *Beryllium Corporation* se emplean, para disgregar el berilo, hidróxido y fluosilicato sódicos. Parece que se ha llegado a solubilizar el berilio utilizando únicamente sosa cáustica y agua a 150-500°. También puede lograrse ese fin calentando el mineral a 1500-1600°, echándole bruscamente en agua fría, moliéndole hasta que atraviese el tamiz de 200 mallas y tratándole entonces por ácido sulfúrico de 63%, en cuyas condiciones se disuelve al estado de sulfato. La disolución impura, que contiene aluminio y hierro, se trata por sulfato amónico, con lo que el aluminio se separa cristalizado al estado de alumbre de amonio; recristalizando después repetidamente la disolución obtenida, se obtiene el sulfato de berilio libre del hierro que le impurificaba. El sulfato puro obtenido (6) se somete a la calcinación para convertirle en óxido, éste se transforma en fluoruro o cloruro y después se somete a la electrólisis.

Como electrólito se emplean casi exclusivamente

mezclas a base de fluoruros, de composición variable y puntos de fusión comprendidos entre 750° y 1400°. La firma *Vivian* emplea fluoruro doble de berilio y sodio, al que agrega fluoruro de bario, y hace pasar nitrógeno por el horno durante la electrólisis; el metal obtenido se purifica por fusión con carbonato sódico y ulterior sublimación. La *Heraeus-Vakuumschmelze* obtiene berilio (7) por descomposición térmica en el vacío del carburo o nitruro de berilio; si el vapor del metal se recoge sobre otro metal (por ejemplo, aluminio), se forma la correspondiente aleación.

Puede prescindirse de la electrólisis haciendo reaccionar el cloruro de berilio con el magnesio metálico a 800-1000°; el metal, que resulta en forma de escamas o laminillas, se separa por lixiviación con agua de la masa de reacción, se moldea en briquetas, se funde en el vacío y calienta a 1400° en corriente de hidrógeno (8).

El berilio posee un color blanco de plata; es frágil, y su densidad es tan solo dos tercios de la del aluminio. Es estable en presencia del aire y del agua, incluso a la temperatura de ebullición de ésta, pero los ácidos diluidos le atacan a la temperatura ambiente, desprendiendo hidrógeno. Posee una estabilidad o inalterabilidad semejante a la del aluminio.

El metal en estado puro no posee, como tal, aplicaciones. En cambio en aleación con el cobre, en una proporción de hasta 2,5% de berilio, constituye los de-

nominados *bronces de berilio*, que se diferencian de los bronces ordinarios por su gran dureza y elasticidad. Pueden—a semejanza de los aceros—templarse y revenirse térmicamente. El metal se emplea también en aleación con el níquel y hierro, comunicando a los metales básicos de la aleación una elevada tenacidad.

En España existen yacimientos (9) de berilio en forma del mineral berilo, asociado a elementos de las tierras raras o escasas, sobre filones de pegmatita. Los citados yacimientos forman una línea continua que va desde Galicia al norte de Portugal, se interna en el país vecino pasando por Mengualde y Sierra de la Estrella para salir otra vez a nuestra Patria por Extremadura y Sierra de los Santos, en Córdoba. En Galicia y Córdoba se han hallado más de 20 afloramientos en la primera región y más de 150 en la última provincia, principalmente en los términos municipales de Hornachuelos y Fuente Ovejuna. En algunos de estos últimos, como el de la mina «Admiración» se han visto ejemplares de berilos perfectamente cristalizados, con un peso de 52 Kgs. Algunos cristales pasaban de 100 Kgs. de peso y uno de ellos medía más de un metro de macroeje. La «Sociedad Española de Construcciones Electromecánicas», de Córdoba, ha emprendido la fabricación industrial del óxido de berilio, con resultados completamente satisfactorios, habiéndose estudiado también la fabricación de aleaciones (*cuproberilio*) y

comenzando actualmente a emprenderse dicha fabricación.

Su precio oscila actualmente en Europa entre 250 y 625 pesetas oro el kilogramo, según su grado de pureza. El consumo de berilio en Alemania hacia el año 1937 (último del que tenemos noticias) era de 500-1000 kgs. por año.

Magnesio.—Químicamente suele agruparse el magnesio con el calcio, estroncio y bario, aunque a veces se olvida que se diferencia de ellos: piénsese, sino, en la elevada solubilidad del sulfato de magnesio o en la poca basicidad de su hidróxido. El magnesio metal es, desde luego, más estable que los metales estudiados últimamente, si bien reacciona perceptiblemente con el agua y no es absolutamente inoxidable y estable al aire. Es sabido que se inflama y arde fácilmente. *Por sus propiedades como metal ocupa un puesto intermedio entre los tres metales ligeros ya estudiados (calcio, potasio y sodio) y el aluminio.* A sus propiedades generales les ocurre lo mismo; así, se desplaza sobre la Tierra mucho menos que el calcio, potasio y sodio, pero más que el aluminio. En el cuadro que figura a continuación puede verse claramente la diferencia de comportamiento, en diferentes aspectos, de los metales ligeros potasio, sodio y calcio frente al magnesio y aluminio. Las flechas indican la dirección en la que la correspondiente propiedad se refuerza.

Cationes de importancia biológica						
← Importancia médica y agrícola						
Actividad coloidal →						
	K	Na	Ca	Mg	Be	Al
Peso esp :	0,86	0,97	1,55	1,74	1,84	2,70
Yacimientos principales en la superficie _____ profundidad _____ de la corteza terrestre						
← Movilidad en la superficie terrestre						
← Solubilidad, capacidad de reacción						
Estabilidad frente al oxígeno →						
Metales útiles						
Solo en aleación				Puro y en aleación		

Desde el punto de vista *coloidequímico*, el magnesio posee una acción poco marcada, y como ya vimos al tratar de la composición de la sangre, desempeña en el organismo un papel menos importante que los otros cationes precedentemente estudiados. Es, sin embargo, componente esencial de la *clorofila*, por lo que es imprescindible para las plantas. Es característico para el magnesio en el organismo el poseer acción

opuesta al calcio, en determinados aspectos; así, la *narcosis* producida por el magnesio es anulada por la introducción de calcio. La riqueza en magnesio de algunas aguas potables es perjudicial al organismo, a causa del desplazamiento del calcio que dicho elemento produce. Al comenzar la acción de la erosión y ataque de la atmósfera sobre las rocas primarias, el magnesio es poco atacable al principio; solamente al final, y después de prolongada acción, comienza a desplazarse sobre la Tierra. En las aguas—y, así como el calcio se desplazaba junto con el potasio—el magnesio se reúne con el sodio, razón por la cual en el agua del mar—y detrás del sodio—predomina el magnesio, siguiendo luego en abundancia el calcio y el potasio. Como su cloruro y sulfato son fácilmente solubles, solo se producirá un enriquecimiento de estos compuestos al evaporarse el agua del mar por acción de un clima seco y cálido, como vimos ocurría con los correspondientes compuestos de potasio y sodio. Posee interés práctico la *carnalita*, o cloruro doble de magnesio y potasio ($\text{Cl}_2\text{MgK}, 6\text{H}_2\text{O}$), que existe en los yacimientos de sales potásicas alemanes y españoles.

Considerando en conjunto, el magnesio se desplaza poco en la superficie de la Tierra. En la alteración de la serpentina queda libre al estado de carbonato, pero ya en la misma roca madre se separa en forma de gel al estado de *magnesita* amorfa. Mucho más importante es el desplazamiento de las disoluciones de

magnesio hacia zonas profundas. Ya mencionamos anteriormente el hecho de que el magnesio es más abundante en zonas cada vez más profundas de la corteza terrestre, y, aunque este hecho era de esperar teniendo en cuenta el valor de su densidad, en relación con los demás elementos citados, no cabe duda alguna de que ello también se debe a que, a presiones y temperaturas elevadas—como las que existen en las zonas profundas—, su capacidad de reacción se hace mayor. *Las rocas calizas se transforman metasomáticamente por la acción de las disoluciones de magnesio.* Según nuestros actuales conocimientos tales acciones no se verifican en la superficie de la Tierra, sino que se producen a cierta profundidad. Así, por ejemplo, la *dolomitización* de los arrecifes de coral solo tiene lugar a partir de cierta profundidad. No se conocen tampoco rocas dolomíticas primarias en la superficie de la Tierra.

El método utilizado generalmente para la obtención del metal magnesio es la descomposición electro-lítica del cloruro magnésico fundido, en la que se obtiene en el cátodo el metal en forma líquida, y cloro en el ánodo. Se han efectuado en América experiencias en escala industrial para obtener magnesio por descomposición electrolítica del óxido magnésico disuelto en un baño de fluoruros alcalinos y alcalino-terreos en estado de fusión, experiencias que no han tenido éxito a causa de la pequeña solubilidad del

óxido magnésico en el baño, la que originaba consumos de corriente de más de 100%, de las pérdidas de fluoruros que a la elevada temperatura de trabajo—unos 950°—tenían lugar. El procedimiento resultó ser más caro que empleando cloruro.

La primera fase de la obtención consiste en preparar una primera materia adecuada para que sirva de punto de partida en la electrólisis, la que, en nuestro caso, es el cloruro magnésico puro y anhidro. Este debe estar totalmente libre de impurezas que perjudiquen la calidad del metal a obtener, y, ante todo, de ácido silíceo y hierro, así como de compuestos de calcio y sodio. Estas dos últimas impurezas son, a lo más, tolerables en cantidades mínimas. Para la preparación del cloruro magnésico sirven como materiales de partida la magnesita o carbonato magnésico, la dolomita o carbonato cálcico-magnésico, y, finalmente, la carnalita (10).

Cuando—como ocurre en Alemania (Carintia y Estiria austriacas)—se dispone de magnesita, se la calcina para convertirla en óxido magnésico y este se hace reaccionar con cloro y óxido de carbono en hornos de cuba, obteniéndose cloruro magnésico anhidro y anhídrido carbónico en reacción exotérmica que, una vez calentado el horno para iniciarla, continúa por sí misma gracias al calor desprendido en ella. El cloruro magnésico sale fundido por la parte inferior y se le recoge en esta forma, dejándole entonces solidificar.

Si partimos de dolomita, mineral que abunda en diferentes países y existe, desde luego, en nuestra Patria, el camino a seguir es más largo y complicado y, por supuesto, más caro. La dolomita se calcina, con lo que los carbonatos se convierten en óxidos, y estos se tratan después por una solución acuosa de cloruro magnésico (residuo de la industria de sales potásicas), con lo que se forman primeramente los óxidos de calcio y magnesio, transformándose el primero posteriormente en cloruro cálcico é hidróxido magnésico por la acción de la solución de cloruro magnésico. El hidróxido magnésico, insoluble, se filtra, se convierte por calcinación en óxido y este después en cloruro anhidro del modo que ya se ha dicho. La *I. G. Farbenindustrie A. G.* utiliza ambos métodos para fabricar el cloruro magnésico anhidro.

Según un método propuesto en América y ensayado con éxito en escala de laboratorio, se calcina la dolomita a 1160° durante dos horas y el residuo se deja en suspensión en agua hirviendo durante 12 horas, al cabo de las cuales se diluye la suspensión con una disolución de bicarbonato de potasio y se hace pasar por ella una corriente de anhídrido carbónico, agitando vigorosamente durante seis horas y filtrando el residuo. El 87-90% de la magnesia de la dolomita se disuelve al estado de bicarbonato doble de magnesio y potasio, mientras la cal y las impurezas quedan en el residuo. Calentada la disolución a 100° durante quince minutos

se descompone la sal doble, precipitándose hidróxido magnésico y recuperándose una disolución de bicarbonato potásico, que vuelve al ciclo de fabricación. El hidróxido magnésico obtenido se transforma por calcinación en óxido, y este, en cloruro (11).

La empresa Wintershall emplea directamente una carnalita especialmente pura, la que, después de deshidratada, es sometida directamente a la electrólisis para la obtención del magnesio. El residuo de la obtención de este metal se vende como abono potásico, una vez empobrecido en magnesio.

Una primera materia ideal en Alemania (y que podría serlo en España) para la fabricación del magnesio la constituyen las lejas residuales de la industria de sales potásicas partiendo de la carnalita, las que de un modo prácticamente constante contienen (en el caso de Alemania) unos 400 g. por litro de cloruro magnésico, poco álcali y, o nada de hierro, o, si algo contienen, se puede éste eliminar fácilmente. Anualmente se vierten en dicho país centenares de miles de metros cúbicos de estas lejas a los ríos, el efecto de las cuales sobre la Agricultura no es precisamente beneficioso, ni mucho menos. La idea de utilizarlas para la fabricación del metal magnesio, convirtiéndolas en cloruro anhidro, ya ha sido puesta en práctica hace tiempo, viéndose que es fácil llegar, por evaporación, a la sal hidratada, pero muy difícil—en cambio—recorrer la etapa siguiente hasta la sal anhidra, pues en

la deshidratación térmica de esta se produce, por hidrólisis, óxido magnésico por la reacción reversible entre cloruro magnésico y agua, formándose también ácido clorhídrico; por esta razón no se llega prácticamente a obtener más que mezclas de cloruro y óxido, o bien oxiclорuro de magnesio. A pesar de los trabajos científicos y patentes que se ocupan (12) de resolver este problema, no ha podido llegarse hasta ahora a una solución satisfactoria del mismo. Actualmente se ha vuelto a emprender de nuevo el estudio de este problema en una instalación experimental en gran escala, no conociéndose hasta ahora los resultados obtenidos, si bien se cree que son satisfactorios.

Los baños de los actuales hornos tienen generalmente unas dimensiones de $2,75 \times 0,91$ m. y en una capacidad de 8000 kg. de electrólito fundido. Los ánodos, en la electrólisis, son de carbón de gas o grafito, y llevan tubos para el desprendimiento del cloro, refrigerados por agua. Los cátodos son barras de hierro, introducidas en el baño desde la parte superior o inferior; el magnesio producido se deposita sobre ellas en gotas, las que se reúnen y ascienden a la superficie del baño, de donde el metal se retira mediante cucharas provistas de agujeros de 0,8 mm. de diámetro.

Un baño de 8000 kg. de capacidad admite 10000 amperios a una tensión de 8 voltios. La densidad de corriente debe mantenerse baja (de 0,1 a 1 amperio por centímetro cuadrado), con objeto de evitar la pul-

verización del magnesio. La temperatura de trabajo es de 700° a 750° y el rendimiento de corriente de un 90%. Un kilogramo de magnesio requiere para su producción de 20 a 22 kilovatios. Empleando en los baños fluoruros, en vez de cloruros, el consumo mínimo es de 44 kilovatios por kilogramo de magnesio producido, lo que se debe al aumento de la fuerza electromotriz motivado por la mayor tensión de descarga del flúor frente al cloro.

Según Engelhardt (13), el coste del cloruro magnésico anhidro necesario para la producción del metal influye en el precio de éste representando un 43%, la corriente eléctrica en un 16% y la mano de obra en un 18%, para las condiciones medias de Alemania en 1934. Como se ve, una gran parte de los gastos de fabricación se originan por el empleo del cloruro magnésico anhidro, relativamente costoso. Por esta razón se inició la tendencia a la eliminación de la electrólisis y sustitución del producto mencionado, volviendo los ojos al *método de la reducción térmica del óxido metálico*, corrientemente empleado—como es sabido—en la Metalurgia de gran número de metales usuales.

Ya desde hace más de cuarenta años, y gracias principalmente a los trabajos de W. Borchers, se había comprobado que todos los óxidos metálicos son reducibles a metal por la acción del carbón u óxido de carbonato: todo es cosa de operar a temperatura suficiente. Para el magnesio, la temperatura necesaria es

de unos 1800° a 2200°; esto significa que la mezcla de carbón y magnesia debe calentarse a dicha temperatura—análoga a la que requiere el óxido de aluminio— para que la reacción de reducción se produzca con velocidad suficiente. A esta temperatura—que no puede producirse con los hornos ordinarios usados en Metalurgia y requiere el empleo del horno eléctrico de arco—se volatiliza el metal producido, é, incluso, el óxido. Esto significa que es necesario separar por condensación el metal libre en estado de vapor del óxido de carbono con el que está aquél mezclado. Pero al enfriar produce una inversión de la reacción reversible entre el óxido magnésico y el carbón para formar magnesio metálico y óxido de carbono, reaccionando estos dos últimos entre sí para producir nuevamente los primeros cuando la temperatura desciende perceptiblemente por bajo de 2200°, cosa análoga a la que ocurría entre el cinc y el óxido de carbono. Pero así como en el cinc se había logrado evitar el inconveniente, se llegó también a un resultado análogo en el caso del magnesio, enfriando rápidamente desde 2200° hasta unos 200° la mezcla de óxido de carbono y magnesio en vapor mediante una corriente de gas inerte, la que, al mismo tiempo, diluye de tal modo la mezcla que dificulta el contacto, y, por consiguiente, la reacción entre el vapor de magnesio y el óxido de carbono. Para tal fin se utiliza el hidrógeno (14). Al enfriarse bruscamente por contacto con este gas frío, el magne-

sio resulta en forma pulverulenta y, además, impurificado por los metales y carburos de todos los elementos contenidos en las materias primas. Para purificarle, se le destila en el vacío. La *Oesterreichisch-Amerikanische Magnesit A.-G.* montó en Radenthein (antigua Austria, hoy Alemania) una instalación de pruebas para una producción de 500 kgs. diarios de magnesio, la que funciona satisfactoriamente. En ella, la magnetita calcinada y pulverizada se mezcla en proporción estequiométrica con antracita en polvo y 4% de alquitrán y, mediante un elevador en forma de tornillo sin fin, se introduce poco a poco por la parte inferior del horno, comprimiéndola en él mediante un tapón de carbón. El horno de arco, trifásico, está revestido interiormente de una capa de bloques de carbón de 20 a 30 cm. de espesor, la que va aislada de la capa inmediata por carbón en polvo, en un espesor de 40 a 50 cm. La parte exterior del horno es de ladrillo y lleva una armadura de hierro, todo en la forma usual. La temperatura de trabajo es de 2200° y el consumo de electrodos de 80 a 100 g. por kg. de magnesio producido. Casi todos los productos de reacción salen del horno con la mezcla de óxido de carbono y magnesio en vapor; tan solo un 10% del ferrosilicio formado (como impureza) queda fundido en el horno y se saca de él, de tiempo en tiempo, quitando el tapón de carbón que forma el cierre. En el aparato de precipitación que va a continuación la mezcla gaseosa se enfría con

hidrógeno hasta unos 150°-250° (media: 200°). Se obtiene el magnesio impuro en forma de polvo de un color parecido al cacao, pero algo más claro, que posee una composición de 60-70% de magnesio, 7% de carbono, 15% de óxido magnésico y un resto de silicios y carburos de los metales que impurifican la magnesita y el carbón de los electrodos. Un 20% del polvo se deposita en el primer momento, mientras el restante 80% es arrastrado algo más lejos. El gas (mezcla de óxido de carbono e hidrógeno) vuelve a la instalación de regeneración con el fin de rebajar hasta aproximadamente un 36% (máximo: 7%) su contenido en óxido de carbono, y después pasa de nuevo a ser utilizado. Se necesitan unos 70 metros cúbicos de hidrógeno por cada kilogramo de magnesio.

El polvo de magnesio, mezclado previamente con residuos de la destilación hasta que el contenido en magnesio descienda a cerca de un 40%, se convierte en briquetas en una prensa *ad hoc*, las que se calientan a 900° bajo un vacío de 20-25 mm. de mercurio en un horno eléctrico de resistencia, en el que las briquetas sirven ellas mismas como conductoras. Los vapores de magnesio se condensan a 700° gota a gota y caen en una cuba con aceite, en la cual se solidifican en bolas brillantes. El magnesio refinado de este modo contiene, al final, un 0,01% de cinc.

El consumo de corriente en la citada instalación es de 30 kilovatios-hora por kilogramo de magnesio,

con un rendimiento total de 75%. Se ha calculado que en una instalación grande se llegará a un consumo de 18 kilovatios-hora por kilogramo de magnesio. El método promete aventajar al de la electrólisis del cloruro magnésico fundido, a pesar de la complicación de los aparatos necesarios.

El magnesio así preparado presenta sobre el obtenido mediante la electrólisis del cloruro la ventaja de estar completamente libre de halógenos y álcalis, lo que le hace muy resistente a la corrosión y le da, además,—y, según Radenthein—una solidez y resistencia mecánica más elevada.

También la *I. G. Farbenindustrie* y la *Metallgesellschaft*, en Alemania, así como otras empresas suizas y francesas han solicitado patentes sobre la reducción térmica del óxido de magnesio y han montado instalaciones de ensayo, pero todos estos trabajos se realizan con resultados mantenidos hasta ahora en secreto. Parece que la reducción, en unos casos, se verifica con carbón, y, en otros, con ferrosilicio, aluminio-silicio, carburos y también con hidrógeno.

Aluminio.—El aluminio se comporta de modo opuesto a los demás metales, en lo que se refiere principalmente a su papel sobre la Tierra, debido principalmente a la estabilidad de su hidróxido, poco soluble en el agua. Por ello, y mientras en los análisis de aguas es necesario determinar separadamente cada elemento, no ocurre así con el aluminio, que—en la

mayoría de los casos—sólo está contenido en forma coloidal en pequeña cantidad. Bajo la forma molecular solo se encuentra disuelto en aguas muy ácidas.

Biológicamente se le halla siempre en los organismos, en muy pequeña cantidad. Como en el cuerpo humano y en el de los animales solo muy rara vez llegan las disoluciones a ser débilmente ácidas, no se encuentra en ellos en cantidad apreciable. En las plantas—y, especialmente, en las de suelos ácidos—se halla en cantidad algo más elevada. Introducido en mayor proporción en los organismos actúa como veneno, ya que por ser trivalente ejerce una acción coloidquímica que sobrepasa a la del calcio. La acción astringente del acetato de aluminio es conocida hasta de los profanos, y en la misma propiedad se basa su empleo en el curtido.

Al producirse la erosión y desintegración de las rocas por el aire y el agua, los silicatos se descomponen y los metales ligeros anteriormente estudiados (potasio, sodio, calcio, magnesio) son arrastrados en disolución: *en cambio, el aluminio queda* y se enriquece en el residuo. El primer proceso que dichas rocas sufren es la *desbasificación*, es decir, la eliminación del potasio, sodio, calcio y magnesio, pudiendo al tiempo producirse una eliminación parcial de sílice, entrada de agua y formación de *sialitas*, que son las combinaciones de agua, alúmina y ácido silícico que conocemos bajo la denominación de *caolín* o *arcillas*. Estas

están muy repartidas y extendidas, pero solo contienen 30% de alúmina, por lo que constituyen una primera materia rica en residuos y pobre en metal. A pesar de ello cada día existe más la tendencia a utilizar estas sialitas para la fabricación del aluminio, ya que la bauxita—que es, como veremos, el mineral que se viene utilizando actualmente—solo existe en muy pocos países. Se ha progresado tanto en esta dirección que, en el informe a los accionistas sobre el ejercicio económico de 1936, la sociedad alemana "*Vereinigte Aluminiumwerke*" anunciaba para plazo muy próximo, la erección de una fábrica para la producción de aluminio a partir de las arcillas alemanas, utilizando—y puesto que se trata de arcillas pobres en hierro—un medio de ataque ácido. Mas adelante volveremos sobre esta cuestión.

En condiciones muy especiales, las *sialitas* pueden avanzar mas en su desintegración y perder la totalidad de la sílice, originándose las *sialitas*, muy conocidas como primeras materias para la obtención del aluminio bajo la denominación de *bauxita*. Esta suele contener de 56 a 59% de alúmina, 2 a 4% de sílice, 17 a 20% de óxido férrico y de 10 a 15% de pérdida por calcinación (agua, principalmente), siendo, por consiguiente, un *hidróxido de aluminio impurificado por ácido silícico e hidróxido de hierro*. Es la sílice un componente con el que hay que tener gran cuidado en el comercio de la bauxita, ya que, en la desintegra-

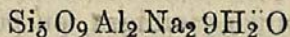
ción con sosa cáustica, esta se une a la sílice y desaparece del ciclo de fabricación, con lo que los gastos de esta se elevan considerablemente.

La composición media que para la bauxita acabamos de dar es la corriente en las bauxitas de los países mediterráneos (Francia, Italia, Yugoslavia, Grecia y Hungría). En los países tropicales (como, por ejemplo, las Indias Holandesas) se producen—después de una desbasificación completa—alitas de tal naturaleza que, en ellas, el aluminio—en presencia de medio ácido—se solubiliza y emigra, en períodos de sequedad, hacia la superficie. En estos casos se originan bauxitas muy claras, con muy poco hierro y sílice, que poseen un gran valor como primeras materias. Contienen de 28 a 32% de agua y una elevada proporción de titano, pero esto no es obstáculo para su utilización en condiciones ventajosas.

Hasta ahora el aluminio se produce exclusivamente a partir de bauxitas, que solo se encuentran en determinados países, por lo que otros que se cuentan entre los grandes productores de este metal (como Alemania, por ejemplo) se ven precisados a importar totalmente las primeras materias. A pesar de eso, y como la bauxita solo supone un 7% del valor del aluminio, es la de este metal una fabricación que puede implantarse en países no dotados de primeras materias.

El método más usado para obtener la alúmina a partir de la bauxita consiste en su disgregación con

una disolución de sosa cáustica concentrada y a presión (método *Bayer*). Este método puede aplicarse a bauxitas pobres en sílice y ricas en óxido férrico, pues este queda sin disolver en el tratamiento y puede separarse por filtración: la alúmina se disuelve al estado de aluminato sódico. El ácido titánico precipita como titanato de sodio y el ácido silícico (que está en la bauxita bajo la forma de arcilla) precipita bajo forma de un silicato doble de aluminio y sodio, de composición



lo que supone que, para 240 partes de sílice presente, se pierden 103 partes de alúmina y 62 partes de óxido de sodio, produciéndose 505 partes de residuo, con el consiguiente encarecimiento de la operación.

La disgregación se efectúa en autoclaves de fundición, provistos de un agitador de aletas. La temperatura ha de ser de 160 a 170° o aún mayor, y en el interior del autoclave debe llegarse a una presión de 4 atmósferas. Una vez producida la disgregación, se pasa el contenido a una serie de filtros-prensa, con objeto de separar el residuo insoluble, denominado *lodo rojo* a causa de su contenido en óxido férrico, que le comunica ese color. La lejía de aluminato que fluye del filtro-prensa se envía a los *cilindros de descomposición* en los que se agrega hidróxido de aluminio, con lo que —bajo la acción de aquella adición y de una enérgica agitación— se descompone la lejía, dejando

libre alúmina y una disolución de hidróxido sódico. Es perjudicial al rendimiento de esta última operación la existencia de materia orgánica en la lejía. El hidróxido de aluminio utilizado como *cebo* o *excitador* en la últimamente citada operación, debe de ser de calidad adecuada.

Aparte del método *Bayer*, existen también otros métodos (*Peniakoff*, *Serpek*) para el tratamiento de la bauxita y su conversión en alúmina, si bien el primero es el más utilizado.

Modernamente tiene gran interés la obtención de alúmina a partir de otras sustancias (arcilla, por ejemplo, que es tan abundante en casi todos los países, y de cuyo aprovechamiento para este fin hemos hecho mención con anterioridad). No podemos entrar aquí en amplios detalles sobre estos métodos. Unos operan por vía seca (métodos *Cowles-Guertler* (15), *Pedersen*, *Haglund*); en otros se trata la materia prima (arcilla) por vía húmeda, utilizando, por ejemplo, disolución de ácido nítrico (método *Nuvalón*) o de ácido sulfuroso (método *S. T.* de la «*Th. Goldschmidt A.—G.*»). Parece ser que este último método ha podido servir de base a una fabricación industrial, y en Alemania debe producirse actualmente alúmina por este procedimiento en la *Lautawerk*. El esquema de fabricación es el siguiente: La arcilla, calcinada y reducida a trozos del tamaño de avellanas, se ataca a 7 atmósferas y 50 a 60° por una disolución acuosa de ácido sulfu-

roso, obteniéndose una disolución de sulfito de aluminio, impurificada por hierro, titanio y ácido silíceo. Si dicha disolución se calienta de 80 a 100°, se precipita sulfito básico de aluminio con un 29% de óxido de aluminio, mientras las impurezas quedan disueltas. El sulfito básico se calcina y el anhídrido sulfuroso, juntamente con el que se produce en la operación precedente, se conduce de nuevo al ciclo de fabricación: el residuo de la calcinación está constituido por alúmina, pero esta resulta demasiado impura, por lo que todavía se la purifica por el método *Bayer*. El ácido sulfuroso es el ácido más barato industrialmente, por lo que el método resulta muy económico (16), pero en conjunto, el precio de la alúmina obtenida es más caro que partiendo de bauxita y utilizando el método *Bayer*.

Otras primeras materias—además de la alúmina—son la criolita o fluoruro doble de aluminio y sodio, el fluoruro de aluminio y el fluoruro de bario, todos los cuales suelen obtenerse artificialmente.

Los recipientes u hornos para la electrólisis están formados por cajas rectangulares de chapa de hierro, revestidas interiormente de carbón. Estas cajas sirven de cátodos; los ánodos son también de carbón. Modernamente se emplean bastante los electrodos continuos sistema *Söderberg*, recubiertos exteriormente por chapa de aluminio (17). Para evitar pérdidas, los hornos son cerrados, y los gases que se desprenden en la elec-

trólisis pasan a ser lavados en torres, donde se recuperan diversos productos fluorados, volatilizados. El tamaño de los hornos o recipientes suele ser: 2'40 m. de longitud: 1'20 m. de anchó y 0'60 a 0'75 m. de altura. La intensidad de corriente, en estos baños, suele ser de 8.000 a 10.000 amperios y la tensión, unos 5 voltios, aunque esta aumenta al faltar el aluminio en el baño y puede llegar a 8 hasta 20 voltios. El consumo de energía es de unos 23 kilovatios-hora por kilogramo de aluminio, y el rendimiento de corriente es de 90%.

El metal obtenido (que resulta con una pureza de 99'90%) se suele refundir y también refinar electrolíticamente, llegándose a una pureza final de 99'995%.

Aplicaciones del magnesio y aluminio.— El magnesio no se utiliza como metal puro, sino siempre en aleación. La más importante de éstas es el *metal Elektron*, que contiene 90% de magnesio; resto aluminio, cinc, maganeso y silicio. Posee una densidad de 1'81 y se utiliza mucho para la construcción de diversas máquinas y, ante todo, para la fabricación de aviones (principalmente, motores). También se emplea para máquinas-herramientas, y en las de la industria textil.

El aluminio se emplea en gran escala para diferentes fines, tanto en estado puro como en el de aleación. Posee una conductividad eléctrica que es 60% de la del cobre, por lo que —utilizado para fabricar conduc-

tores eléctricos— los cables de este metal deberán poseer una sección 1'66 veces mayor que la del cobre, en igualdad de poder conductor. Pero como la densidad del cobre es mucho mayor, el peso de aluminio a emplear es tan solo el 50% del peso de cobre. En Alemania se utilizan mucho estos conductores en las líneas aéreas de alta tensión. Se emplea también el aluminio para batería de cocina, papeles de aluminio para envolver tabaco, confites, etc.

Aleado con diferentes metales (cobre, cinc, magnesio, silicio) adquiere una resistencia mucho mayor. Las aleaciones *Duralumin* y *Lautal* se han empleado en gran escala para la construcción de dirigibles. La adición al aluminio de cobre y cinc aumenta mucho la resistencia mecánica, adquiriendo la aleación semejanza con los aceros, pero al tiempo aumenta el peligro de corrosión. Para proteger contra esta la superficie, se han ideado diferentes métodos de preservación, siendo el mas empleado el de la oxidación electrolítica (métodos *Eloxal* y *Aluminite*). Las citadas aleaciones se emplean mucho para diferentes fines, y actualmente —sobre todo— para fabricación de aviones, motores de aviación, dirigibles, etc.

Algunos datos estadísticos.—A causa de la situación actual en el Mundo no se conocen con precisión los datos de producción de estos metales en los diferentes países, sobre todo en los dos últimos años.

Puede calcularse que *la producción mundial de magnesio en 1938 fué de mas de 25.000 toneladas* (18) de las que Alemania produjo unas 13.000 toneladas. Los dos productores más importantes en dicho país son la «*I. G. Farben industrie A.—C.*», en cuyas fabricas de Bitterfeld. Aken y Stassfurt se fabricaron, en el citado año, 12.000 toneladas, mientras el consorcio «*Wintershall*» produjo en su fábrica de Heringen, en el Werra, 1.000 toneladas. La producción norteamericana y francesa en dicho año fué de unas 4.000 toneladas cada uno de dichos países. En orden decreciente de producción siguieron, en dicho período, Inglaterra, Japón, Rusia, Holanda é Italia, con una producción comprendida entre 1.000 y 2.000 toneladas cada uno. En España no se fabrica, que sepamos, este metal.

Por lo que se refiere al aluminio, la producción mundial en 1938 fué de 567.000 toneladas, que se distribuyeron así: Alemania (incluyendo Austria), 180.000 t.; Estados Unidos, 110.000 t.; Francia 43.000 t.; Inglaterra, 24.000 t.; Rusia, 50.000 t.; Canadá, 55.000 t.; Italia, 28.000 t.; Suiza, 28.000 t.; Noruega, 26.000 y Japón, 20.000 toneladas. En la actualidad la producción debe ser considerablemente mayor en casi todos los países mencionados, sin que —como es lógico en las actuales circunstancias de guerra— se publiquen datos estadísticos. España posee en Sabiñánigo (Huesca) una fábrica de aluminio, perteneciente a la Sociedad «Aluminio Español», filial de

una importante empresa suiza. No poseemos datos de producción y consumo en nuestro país, pero ambos son muy inferiores a los de los países citados. Existen algunos yacimientos de bauxita, que suponemos utilizables aunque así no fuera, nuestros recursos en energía hidroeléctrica permitirían el establecimiento de una importante industria del aluminio, ya que, como dijimos anteriormente, el coste de la bauxita supone tan solo un 7% del valor del aluminio producido (19). Ello permitiría ampliar la fabricación de multitud de objetos de este metal, maquinaria, etc., y, sobre todo, impulsar las construcciones aeronáuticas sobre una base de primeras materias producidas en el país, cosa que tiene gran importancia para la defensa nacional.

Hemos dicho anteriormente que el magnesio no se fabricaba en España, importándose del extranjero el que se consume. Sería perfectamente factible y sumamente conveniente para las necesidades de la defensa nacional emprender la fabricación del magnesio en nuestro país, para lo cual tenemos en él todo lo necesario: primeras materias, energía eléctrica barata y capacidad técnica. Ampliando la fabricación del aluminio y creando fábricas para la del magnesio, habremos dado un paso importantísimo hacia nuestra independencia económica en cuestión tan trascendental, pues se crearía una fuerte industria de metales ligeros y sus aleaciones, que evitarían, primero, la importación de estos materiales y permitirían, después, extender—co-

mo se ha hecho en otros países industriales importantes—el empleo de dichas aleaciones a otros usos cada vez más amplios y extensos, al tiempo que nos haríamos independientes del extranjero en lo referente al suministro de materiales para la industria aeronáutica, tan fundamental para la defensa del país, la que podría después crearse con una firme base nacional y con una potencia é importancia adecuada, desde luego, a nuestras necesidades y recursos. El Estado, a través de los Ministerios de Industria, Ejército y Aire, y aún el de Marina, debe promover estudios para buscar, primero, las primeras materias adecuadas (dolomitas y carnalitas, que los técnicos competentes han de transformar en cloruro magnésico anhidro, para la fabricación del magnesio; bauxitas o arcillas para estudiar la preparación de alúmina y, posteriormente, de aluminio). Una de las cosas de que habrá que huir es de la utilización de patentes extranjeras, cosa no necesaria, pues nuestros técnicos (investigadores universitarios, ingenieros de diferentes ramas, etc.) son perfectamente capaces de vencer las dificultades que sean precisas. En España ha venido existiendo, durante bastante años, el mito de los técnicos extranjeros: parecía como si la inteligencia en cuestiones técnicas fuese patrimonio de otros países.

Pero, desde luego, no es así. El técnico español es tan inteligente, por lo menos, como el de cualquier país, y su preparación científica análoga: solo la falta

de oportunidad y de ocasión ha hecho que no se le hayan confiado apenas, hasta ahora, problemas nuevos, pero es indudable que es tan capaz como cualquier otro de llegar a vencer las dificultades que puedan presentársele hasta llegar a su resolución. La colaboración de las diferentes clases de técnicos (profesores e investigadores universitarios, ingenieros de las diferentes ramas y oficiales del Ejército, Marina y Aire), la que—para ser eficaz—ha de realizarse sin recelos profesionales de ningún género, producirá indudablemente los mismos espléndidos frutos que ha dado en otros países, donde hombres de ciencia y técnicos no han desdeñado colaborar y aportar, cada uno, su experiencia especializada a la obra común, que así pertenece a todos y contribuye a la grandeza del país.

Tengo la seguridad de que el universitario español desea firmemente que se llegue a esa colaboración y que aportará a ella todo su saber, voluntad, entusiasmo y patriotismo, contribuyendo así, en la medida de sus posibilidades, al resurgimiento de España.



NOTAS

(1) Valores de las densidades de los metales ligeros:

Litio 0,53	Magnesio 1,77	Bario 3,60
Potasio 0,86	Berilio 1,84	Titano 4,50
Sodio 0,97	Cesio 1,87	Escandio 4,57
Rubidio 1,52	Estroncio 2,60	
Calcio 1,55	Aluminio 2,70	

(2) A. Werner (Neuere Anschauungen auf dem Gebiete der anorganischen Chemie, 5.^a edición, revisada por P. Pfeiffer, Braunschweig 1926, pág. 92) ha dado un modelo de tabla periódica *larga*, el que hacemos figurar a continuación:

Núm. de grupo	1a	2a	3a	4a	5a	6a	7a	<u>8a</u>	1b	2b	3b	4b	5b	6b	7b	8b				
Periodo	1														H	He			
	2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
	3	Na	Mg	Al											Si	P	S	Cl	Ar
	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
	5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Md	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	X	
	6	Cs	Ba	La-Ce	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	—	Em	
	7	—	Ra	Ac	Th	Pa	U												

Los metales *ligeros* caen—como todos los *litófilos* positivos—en el extremo izquierdo de la tabla precedente, y van—como ya se ha dicho—dentro de un enmarcado de

trazos. Los elementos *siderófilos* caen en el centro (grupo 8a) y los *calcófilos*, en los grupos 1b a 6b y periodos 4 a 6, mientras los elementos *litófilos* constituyen los grupos a (en los que, sin embargo, presentan carácter calcófilo algunos elementos). Los gases nobles (grupo 8b) forman el grupo de elementos *atmófilos* (juntamente con el nitrógeno y oxígeno), que constituyen la atmósfera. Los elementos litófilos forman iones positivos con *ocho* electrones exteriores, los calcófilos originan iones positivos con *dieciocho* electrones y los siderófilos, iones de transición, con número de electrones comprendido entre ocho y dieciocho.

(3) Clarke y Washington, The composition of the earth's crust. United States Geological Survey, Prof. Paper n.º 127, pág. 2 —Valores más recientes, obtenidos a partir de los últimos datos, los da H. Harrasowitz, Metall und Erz 54, 496, 1937.

(4) Véase H. Harrasowitz, loc. cit.

(5) E. Reitler, Beryllium, Vorkommen und Gewinnung. Metallwirtschaft 16, 419, 1937.

(6) B. R. F. Kjellgreen y Ch. Sawyer, patente americana número 1823864, cedida a la Brush Beryllium Corporation. —Engineering and Mining Journal 158, 124, 1937.

(7) J. Kielland, patente holandesa n.º 55517; patente americana n.º 635701.

(8) H. von Zeppelin, patente alemana n.º 659154, cedida a la I. G. Farbenindustrie A. G. — H. S. Cooper, patente americana n.º 2076067.

(9) A. Carbonell, Investigación y Progreso 11, 165, 1940.

(10) H. Grothe, Neue Wege zur Leichtmetallgewinnung. Metall und Erz 36, 63, 1939. —O. Kühle, Magnesiumgewinnung. Metall und Erz 32, 237, 1935.

(11) *La Chimica e l'Industria* 20, 734, 1938 — *Chem. Trade J.* 22 Abril 1938.

(12) W. D. Treadwell, A. Amann y Th. Zürcher, Zur Kenntniss der freien Bildungsenergie von Magnesiumoxyd und Magnesiumchlorid. *Helvetica Chimica Acta* 19, 1255, 1936. — H. Fischer, Fortschritte in der technischen Elektrolyse. *Chemische Fabrik* 10, 288, 1937. — G. Grube y W. Bräuning, Ueber die Entwässerung von Magnesiumchloridhexahydrat und Karnallit, *Zeitschrift für Electrochemie*, 44, 134, 1938.

(13) V. Engelhardt, *Handbuch der technischen Electrochemie*, tomo III, 189, año 1934.

(14) F. Hansgirtg. Die elektrotermische Gewinnung von Magnesiummetall. *Berg- und Hüttenmännische Jahrbuch* 82, 109, 1934.

(15) W. Guertler, *Zeitschrift für Electrochemie* 45, 501, 1937. Neue Vervollkommnung des alkalischen Verfahrens zur Zerlegung von Ton in reines Tonerde und Zement. *Metall und Erz* 37, 30, 46, 1940.

(16) H. Grothe, loc. cit. nota (10) pág. 66.

(17) H. Ginsberg, Die Anodenkohle bei der Aluminiumerzeugung. *Metall und Erz* 36, 74, 1939.

(18) E. Schröder, Magnesium im Vordringen. *Metallwirtschaft* 17, 1290, 1938.

(19) Véase H. Harrasowitz, *Metall und Erz* 34, 500, 1937.



11. J. A. Clunie, *J. Industrial Chem.* 1958, 1, 22 April 1958.
12. W. D. Trethewell, A. Amann, V. U. Zimmer, *Zur Kenntnis der freien Blüthenenzyme von Magnesiumoxyd und Magnesiumnitrat*, *Zeitschrift für Technische Chemie*, Acta, 1959, 31, 1-12.
13. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
14. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
15. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
16. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
17. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
18. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
19. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.
20. H. Fischer, *Praktische Chemie in der technischen Elektrochemie*, *Chemische Fabrik*, 1958, 1957, 1, 1-12.

