

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO

ESCUELA NACIONAL DE CIENCIAS QUIMICAS

ANTE-PROYECTO DE UNA PLANTA PARA LA FABRICACION DE
SULFATO DE MAGNESIO (SAL DE EPSON) A PARTIR
DE MAGNESITA Y ACIDO SULFURICO

TESIS

QUE PARA SU EXAMEN PROFESIONAL DE

INGENIERO QUIMICO

PRESENTA EL ALUMNO

MANUEL GAVALDON MONT.

MEXICO, D. F.

1945

SI [REDACTED] AL

[REDACTED] M.



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

A LA MEMÓRIA DE MI PADRE

A MI MADRE

A MIS MAESTROS

C A P I T U L O S

C A P I T U L O I - GENERALIDADES.

C A P I T U L O II - PROCESOS DE OBTENSIÓN DE LA SAL DE EPSOM.

C A P I T U L O III - PROCESO DE OBTENSIÓN A PARTIR DE MAGNESITA
Y ACIDO SULFURICO.

C A P I T U L O IV - MATERIAS PRIMAS.

C A P I T U L O V - DISEÑO Y CALCULO DE LA PLANTA.

C A P I T U L O VI - ESTUDIO ECONOMICO.

C A P I T U L O VII - CONCLUSIONES Y BIBLIOGRAFIA.

--O-O-O-O-O-O-O-O-O--

INTRODUCCION

El objeto que se ha perseguido al desarrollar esta tesis, en la que se hace un ante-proyecto de una planta de fabricacion de sulfato de magnesio o sal de Epsom, a partir de carbonato de magnesio mineral y ácido sulfúrico, ha sido el aprovechar los minerales nacionales de magnesita y hacer los primeros ensayos para fijar, a la vez, las primeras condiciones tanto técnicas como económicas para una pequeña planta de éste tipo.

No me fué posible llegar muy lejos, en primer lugar por la falta de experiencia profesional y en segundo lugar por que todos los cálculos y diseño se hicieron tomando como base datos de experimentación de laboratorio y de literatura que me fué posible conseguir.

Creo que fábricas de éste tipo, ya sea en gran escala o en pequeña son de gran importancia para México, si en ellas se logrará de una manera definitiva mejorar los precios del sulfato de magnesio de importación; pues la mayor parte de esta sustancia se emplea en las industrias textil y farmacéutica que bases tan sólidas y gran auge tienen en la república mexicana.

El único problema de más importancia que considero, es él de localizar dentro del país más yacimientos de magnesita, cuya riqueza garantice el establecimiento de fábricas de sales de magnesio y a un precio que haga posible cualquier proceso.

CAPITULO PRIMERO

GENERALIDADES.

El sulfato de magnesio existe abundantemente en la naturaleza, formando parte de distintos minerales, en las aguas del mar, en algunas fuentes minerales medicinales y en algunos lagos salinos.

Los minerales de que forma parte el sulfato de magnesio son los siguientes: La kieserita ($MgSO_4 \cdot H_2O$), la reichardita ó epsomita ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$), formando sales dobles como la schünita ($K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$), la leonita ($K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 4H_2O$), la langbeinita ($K_2SO_4 \cdot 3MgSO_4$), la Vanthoffita ($MgSO_4 \cdot 3Na_2SO_4$), la astrakanita ($Na_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot H_2O$) y la cerbolita ($(NH_4)_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 6H_2O$). En forma de sales triples tenemos: la polihalita ($K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 2CaSO_4 \cdot 2H_2O$), la bigita ($K_2SO_4 \cdot MgSO_4 \cdot 4CaSO_4 \cdot 2H_2O$) y la kainita ($MgSO_4 \cdot K_2SO_4 \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$).

En cuanto a importancia por su contenido en sulfato de magnesio, las más importantes son la kieserita y la epsomita, ambas muy abundantes en la naturaleza.

La kieserita la encontramos en abundancia en los grandes yacimientos salinos de Stassfurt y de Suria, formando unas veces cristales rómicos, pero más comunmente en forma de masas granulares.

La Epsomita la encontramos también en Stassfurt junto con los estratos de sel gema, en las canteras de Montmartre, en España en Catalayud en donde se caracteriza por su extraordinaria pureza, pues Stromeyer encontró los datos de 31.899% de SO_3 , 16.495% de MgO y 51.202% de H_2O para esta epsomita. Proust fué el primero que habló de las magníficas fibras de lustre sedoso que se encuentran en la provincia de Zaragoza y de haber visto una montaña tan cubierta de sal que descendió del coche en que viajaba para comprobar si era nieve. También la encontramos en Chile, en la Cueva del Mamut en el estado de Kentucky en los E.U. en el departamento de Herault en Francia y en muchos estados de la Unión Americana.

En la República Mexicana se han localizado algunos yacimientos de este mineral en: Aguichita, Distrito de Viesca, Coahuila, en el Distrito de Guanejuato del Estado del mismo nombre, en el mineral de Angangueo del Distrito de Zitácuaro del Estado de Michoacán y en el Distrito de Tetecala del Estado de Morelos.

Las sales dobles o triples que contienen el sulfato de magnesio casi siempre forman parte de los residuos de las minas de sal común en las Cuenclas potásicas como las de Stassfurt. De estas sales el beneficio del sulfato de magnesio ocupa un lugar secundario.

El sulfato de magnesio que se encuentra disuelto en las aguas de manantiales, lagos o mar, es también muy abundante y de gran importancia. Los principales lugares en donde encontramos el sulfato de magnesio disuelto son los siguientes:

En los manantiales medicinales, en donde se encuentra formando el principio activo purgante como el de Epsom, Inglaterra, en donde el Dr. Nehg mia Grew en 1695, lo descubrió por primera vez. De este hecho se debe a que se le llame al sulfato de magnesio sal de Epsom. Más tarde Hoffman la obtuvo de los manantiales alemanes de Seilitz y Grümberg, de aquí también tomó la sal el nombre de los manantiales mencionados. Abunda en España en donde tomó los nombres de los manantiales o lugares que la contienen llamándose, sal de Catalayud, de la Higuera, de Egra, respectivamente. En la actualidad es de gran importancia el lago de la Higuera; pues sus aguas llegan a tener en el verano densidades mayores de 37°Be . En el fondo existe un depósito salino petrificado, con un espesor aún no determinado el cual se incrementa constantemente. El contenido de sales disueltas en el agua del lago se estima en:

MgSO_4	10 548 000 toneladas	
Na_2SO_4	4 106 640	"
NaCl	3 246 700	"

También los manantiales de Seidzchuetz en Alemania, Puelina en Bohemia y Bath en Inglaterra contienen sulfato de magnesio.

La presencia del sulfato de magnesio en las aguas minerales se explica que debido a la baja temperatura en que existen, el sulfato de calcio - disuelto por las aguas en su curso subterráneo, reacciona con las rocas dolomíticas produciendo carbonato de calcio que se deposita y sulfato de magnesio que se va disuelto en el agua. En caliente la reacción se verificaría en sentido contrario.

Propiedades del Sulfato de magnesio. El sulfato de magnesio es un polvo incoloro, inodoro que forma en solución en agua al cristalizarse hidratos con 1, 4, 5, 6, 7 y 12 moléculas de agua. Todos estos hidratos tienen las mismas propiedades químicas pero distintas propiedades físicas pues varían de uno a otro hidrato.

El más importante desde el punto de vista industrial-comercial es el heptahidrato y casi toda la literatura se refiere a él principalmente, llamándose por los nombres antes mencionados a éste cuerpo casi siempre.

El $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ cristaliza en el sistema ortorómbico, ya sea en forma de prismas rómbicos o en forma de prismas monoclónicos. Las soluciones frías sobrecalentadas de sulfato de magnesio, dejan depositar a veces una sal isomorfa del $FeSO_4 \cdot 7H_2O$ en forma de prismas monoclónicos, sin embargo casi siempre que cristaliza el sulfato de magnesio lo hace en forma de prismas rómbicos isomorfos de los sulfatos de níquel y Zinc heptahidratados.

Para obtener los distintos hidratos del sulfato de magnesio se puede proceder de la siguiente manera:

Si se cristaliza una solución de sulfato de magnesio que hierva entre los 30° y los 48° se obtiene el heptahidrato en forma de largas agujas esdosas cuya densidad es 1.68. O bien dejando enfriar la solución previamente con

concentrada a 38°Be. Para obtener el exahidrato, que son cristales en forma de prismas monoclinicos de densidad 1.734, se hierve la solución a una temperatura que puede oscilar entre los 48° y 68°C. Si se deseca hasta peso constante el sulfato de magnesio heptahidratado con ácido sulfúrico se obtiene el $MgSO_4 \cdot 5H_2O$ cuya densidad es 1.869. Al hervir la sal de Epsom pulverizada con alcohol se obtiene el $MgSO_4 \cdot 2H_2O$ de densidad 2.373. El monohidrato se obtiene hirviendo la solución hasta cristalización entre 68° y 100°C; la densidad de este hidrato es de 2.445. El sulfato de magnesio anhidro se puede obtener por métodos industriales ya que tiene cierta importancia como un producto comercial. El sulfato de magnesio anhidro es un polvo pesado, amorfo, insoluble en agua y aun en ácidos diluidos; su densidad es de 2.709.

Si el heptahidrato se calienta gradualmente a distintas temperaturas se observa que va perdiendo también gradualmente su agua de cristalización como se observa en la table siguiente:

$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	$MgSO_4 \cdot 6H_2O$ (20 - 40°C)
$MgSO_4 \cdot 6H_2O$	$MgSO_4 \cdot 2.5 H_2O$ (40 - 90°C)
$MgSO_4 \cdot 2.5H_2O$	$MgSO_4 \cdot 2H_2O$ (90 - 120°C)
$MgSO_4 \cdot 2H_2O$	$MgSO_4 \cdot H_2O$ (120 - 200°C)
$MgSO_4 \cdot H_2O$	$MgSO_4$ (200 - 330°C)
$MgSO_4$	MgO (860 - 1050°C)

El sulfato de magnesio heptahidratado es muy soluble en agua, por lo que me imagino es aceptado y preferido por el comercio, insoluble en alcohol, funde a 70°C en su agua de cristalización y cuando se trata con ácido sulfúrico concentrado y caliente se disuelve en él para que por enfriamiento se precipiten cristales de la composición $MgSO_4 \cdot H_2SO_4$.

El sulfato de magnesio es una de las sales más usadas en la industria, comprándose, como ya se dijo, casi en su totalidad en forma de $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. - Las principales industrias que lo consumen son la textil, la farmacéutica, -

la de papel y la de cartiduría. La industria farmacéutica lo consume con una pureza altísima puesto que es ingrediente de muchos productos medicinales. Las demás industrias lo compran en grado de pureza comercial. Algunas de las aplicaciones de esta sal son las siguientes:

Probablemente el uso más cuantioso para el sulfato de magnesio puro lo hace la industria farmacéutica que lo emplea como purgante, para la preparación del sulfato de bario precipitado, para las aguas minerales purgantes artificiales, para aplicación directa de ciertas inflamaciones localizadas, como las magulladuras, las torceduras, la erisipela, etc., en baños salinos para reducir de peso y en muchas medicinas de patente como componente.

Una gran cantidad del sulfato de magnesio de grado comercial se absorbe por la industria textil, en donde se usa como:

En los aprestos, estampado de algodón y seda, en algunas mezclas, como ingrediente para hacer incombustibles los tejidos, como fijador de determinadas materias colorantes, para teñir la lana con ciertos colores básicos, para incrementar la resistencia de algunos de los estampados directos del algodón, contra la acción del agua. Grandes cantidades se usan para el acabado de artículos de algodón, lino, freneles y forro para zapatos. Generalmente el sulfato de magnesio se usa en todas las composiciones con el fin de proteger contra la humedad, reteniéndole y que la manufactura no sufra por los cambios atmosféricos. En la manufactura de seda artificial por el proceso viscosa, en la que se usa en los baños de ácido sulfúrico coagulantes, como constituyente junto con sulfato de sodio. Estos sulfatos ejercen una acción astringente favorable al filamento, pues cuando se usa únicamente ácido sulfúrico, la celulosa sufre un hinchamiento.

En la industria del papel se usa como carga para dar resistencia y muy especialmente a ciertos papeles especiales que requieren un tratamiento espe-

cial como son los billetes, checks, etc., también se usa para ciertas composiciones anticombustibles con que se trata el papel. En el blanqueo se usa como anti-cloro para destruir el cloruro de calcio que se forma.

En tenería se usa bastante como carga en curtidos vegetales y como ingrediente en la composición para el acabado.

En la industria química, se usa en la obtención del sulfato de potasio, como agente deshidratador al concentrar soluciones diluidas de ácido-scético, como agente dispersante al hacer soluciones de fluorosilicato de sodio, como ingrediente en la mezcla catalítica para oxidar SO_2 a SO_3 , como reactivo para decolorar baritas, para la obtención de fosfatos de amonio ó alcalinos, como materia prima para obtener sales de magnesio, como el fosfato amónico magnesiano, el bromato de magnesio, el carbonato de magnesio, el hidróxido y el peróxido de magnesio.

En la industria metalúrgica se usa como constituyente de electrolitos. Para niquelar se usa junto con sulfato de níquel, ácido bórico, y sulfato doble de níquel y amonio. Para producir sobre el cobre el mocho verde, se usa en un electrolito junto con hidróxido de magnesio y bromato de potasio.

En jabonería se usa para el jabón en polvo como ingrediente junto con silicato de sodio, soda ash, jabón y perborato de sodio.

En construcción se usa en algunas preparaciones para endurecer, y junto con silicato de sodio y cloruro de calcio fundido, para impregnar estatuas y decoraciones de yeso y alabastro. Se usa también como ingrediente en el cemento oxiclорuro junto con cloruro de calcio calcinado, magnesita y caseína. Se usa en los cementos plásticos de magnesio en los que actúa para aumentar la resistencia al agua y reducir la expansión.

En agricultura se usa en algunos abonos, especialmente en aquellos que

agregado al amoniaco forma los abonos amoniacales.

Se usa como insecticida en soluciones de alta concentración de fluor₂ licato de sodio contra las plagas, actuando como dispersante. Como fertilizante se usa como ingrediente en algunos de ellos. Se usa en algunas mezclas explosivas y forma parte de la composición que forma las cabezas de los cerillos. En la fabricación de alimentos para aves de corral. En tintes para imprenta. Para la fabricación de algunos vidrios. Debido a sus propiedades incombustibles se usa mucho en composiciones de este tipo. Se usa para fundir la nieve y el hielo junto con cloruro de amonio y arena de silicio. En la industria cinematográfica se usa para simular nevadas etc.

CAPITULO SEGUNDO

MÉTODOS DE PREPARACION DEL SULFATO DE MAGNESIO.

Los procesos de obtención del sulfato de magnesio son tantos y tan variados que sería una tarea muy dura la de enumerarlos y describirlos todos con detalle; así que solo pongo en la tesis algunos que me fué posible conseguir en la literatura al respecto.

Los métodos de obtención del sulfato de magnesio varían tanto debido a la diversidad de materias primas de que se puede derivar y muy especialmente debido a las condiciones de cada región industrial para poderlo fabricar de una manera costeable. De aquí que unos procesos sean costeables en algunas regiones mientras que en otras no lo sean y viceversa.

Yo divido los procesos en dos partes, según se extraiga el sulfato de magnesio de minerales que lo contengan en esa forma o bien en procesos en los que se necesita de una transformación química para llegar al sulfato de magnesio. A continuación describiré algunos de los procesos.

Primero hablaré de los que están comprendidos en la primera parte, como es la extracción del sulfato de magnesio de minerales o fuentes que los contienen como tal. Entre los minerales que lo contienen están la Epsomita, la kieserita y las sales dobles y triples.

La kieserita se ha explotado principalmente en Stassfurt en gran escala y viene junto con la sal gema en bastante cantidad. La kieserita está colocada debajo de las capas de sal dura, que están compuestas principalmente por sal gema, silvina y kieserita. La kieserita húmeda extraída de la mina, se disuelve en agua en grandes calderas de fierro provistas de un agitador y de calentamiento por vapor, procurando elevar la temperatura lo más posible durante la disolución. Cuando el líquido tiene 40°C se deja clarificar la solución por decantación en depósitos cuadrados de plancha de fierro protegidos -

contra las pérdidas de calor por medio de un ferro y cubierta de madera. La clarificación dura de 5 a 6 horas, pudiendo adicionarse, si conviene, una solución de jabón para acelerar la clarificación. La temperatura se debe mantener arriba de 80°C. De ahí pasa a los cristalizadores en donde por enfriamiento no muy lento, se cristalizan agujas sedosas de brillo argentino de sulfato de magnesio. Los cristales grandes se redisuelven o se muelan y terminan vendiéndolos como sal de Epsom de segunda clase. Si se redisuelven y recrystalizan se ven como cristales de gran pureza de primera clase.

Otro método usado en Stassfurt para el beneficio de la Kieserita consiste, en tratar la sal obtenida en bruto de las capas superiores de las salinas, hasta eliminar lo más posible los cloruros de sodio y magnesio, colgándola para ello en grandes tamices suspendidos dentro de depósitos llenos de agua. Las dos sales se disuelven, mientras que la Kieserita poco soluble cae en forma de polvo fino a través de las mallas de los tamices. La ganga y otras impurezas como la anhidrita y fragmentos grandes de sal gema quedan detenidos en el cedazo. La Kieserita en polvo, después de lavada con agua, se moldea dentro de unos conos de madera, quedando en forma de masa compacta debido a su combinación con siete moléculas de agua para formar sal de Epsom. Esta última se deseca y luego se pulveriza. La sal así obtenida contiene de 80 a 90% de sulfato de magnesio y 1 a 2% de cloruro de sodio, vendiéndose así. El residuo se cristaliza y vende en el comercio como sal de Epsom.

Para obtener el sulfato de magnesio a partir de la epsquite, únicamente se disuelve el mineral, se clarifican los insolubles que lleve consigo y se recrystaliza.

Para obtener el sulfato de magnesio a partir de las sales dobles como la schönita, la kainita etc. se disuelven en agua, se eliminan por filtración o por sedimentación los cuerpos insolubles y luego se concentra, precipitándose primero la kieserita que es más insoluble que los cloruros. Se pu-

rifica redisolviéndola y recristalizándole como sal de epsom.

Para obtener el sulfato de magnesio a partir de la astrakanita que es un sulfato doble de sodio y magnesio de los yacimientos que se encuentran cerca del mar de Aral. Se disuelve la astrakanita en agua y se precipita la sal de Glauber por enfriamiento de la solución a -5° , 0° y 5°C . Si la solución es más concentrada de lo necesario se precipita también el sulfato de magnesio. Luego por una evaporación se precipita del líquido madre el sulfato de magnesio heptahidratado. La evaporación es isoterma y a una temperatura de 25°C . El rendimiento que se obtiene es de un 65%. De algunos manantiales y lagos que lo contienen se evapora en recipientes el agua necesaria y luego se deja cristalizar la sal de epsom.

En la segunda parte en que dividí los métodos de obtención, en los que entra una transformación química pude recoger algunos métodos de obtención y en continuación los describo:

En los Estados Unidos se están beneficiando algunos lagos salinos que contienen sales de magnesio distintas al sulfato, como el de Michigan. Los análisis de sus aguas revelaron la presencia de cloruros de sodio, calcio y magnesio.

El primer paso para el tratamiento de las aguas es eliminar el bromo que puedan traer, el hierro y después se evapora hasta precipitar todo el cloruro de sodio posible. Los cristales obtenidos se separan del líquido madre, en donde hay principalmente cloruro de calcio y magnesio. Se concentra más el líquido madre, en tales condiciones que se obtenga siempre la tahidrita que tiene por fórmula $2\text{MgCl}_2 \cdot \text{CaCl}_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$. Al evaporarse en un principio el agua salada era más rica en calcio que en magnesio y ahora en la segunda evaporación se ha obtenido la tahidrita que es más rica en magnesio que en calcio. Por lo tanto la precipitación de la tahidrita ha dejado un licor con una relación de cloruro de magnesio a cloruro de calcio de 1:10. La tahidrita

disuelta en agua caliente y después enfiada en cristalizadores continuos nos cede cristales de $MgCl_2 \cdot 6H_2O$ puros. La agua madre de estos cristales es regresada al evaporador de la tahírita. El cloruro de magnesio se trata con ácido sulfúrico para obtener el sulfato de magnesio. Las aguas madres de la tahírita se tratan con cal para precipitar el poco magnesio que les quede en forma de hidróxido. Parte de él, muy pequeña, se usa para eliminar el fierro de las aguas originales y la otra parte se trata también con ácido sulfúrico, para obtener el sulfato que junto con la otra solución antes obtenida se cristaliza.

Otro método, quizás sea el más antiguo para la obtención del sulfato de magnesio y que es en parte objeto de esta tesis, consiste en tratar ya sea la magnesita o la dolomita con ácido sulfúrico y después por cristalización obtener la sal de epsom.

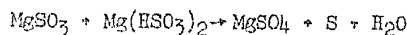
Otro proceso usado consiste en hacer absorber SO_2 gaseoso en una suspensión de hidróxido de magnesio para formar sulfito y bisulfito de magnesio. Esta mezcla se oxida a sulfato soplando aire a través de la solución. Se ha encontrado que la alcalinidad o acidez de la mezcla es de gran importancia para poder llegar a cabo la oxidación. Se sabe perfectamente que en las oxidaciones de sales de calcio, magnesio, fierro manganeso etc., son más fácilmente llevadas a cabo en un medio alcalino; pero en este caso, aunque el medio alcalino ayude a oxidar el sulfato es casi insoluble en ese medio y con seguridad escapa a la oxidación o bien lo haría muy lentamente. Una solución ácida llegaría a parar el fenómeno de la oxidación completamente. La solución a este problema se encontró descubriendo que una mezcla de determinada composición de sulfito y bisulfito y manteniéndola constante durante toda la reacción era posible una oxidación que hiciera costeable el método. Se usa en este método un catalizador, un compuesto que debe tener un metal cuyo peso atómico esté comprendido entre 54 y 59 como el hidróxido de fierro ó bien compuestos-

de cobalto y manganeso.

Otro método es a partir de la descomposición térmica del bisulfito de magnesio en solución acuosa. Se calienta la solución a 130 - 150°C en un tubo cerrado con o sin adición de sulfito de magnesio en forma de cristales exahidratados y agitando. En el final de la reacción tenemos sulfato de magnesio y azufre. Las reacciones que tienen lugar son:

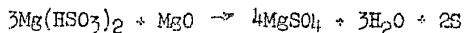


Si se agrega $\text{MgSO}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ se verifica la reacción:



Al principio de la reacción conviene agregar un poco de azufre pues tiene acción de catalizador. Aún cuando la primera reacción no se lleva a cabo completamente (cerca de 95%), la segunda es más completa, pues en una hora y a 130°C se acaba la reacción y en 20 minutos si se calienta a 150°C. En el segundo caso se forma un poco de tiosulfato. La máxima presión de trabajo en el tubo es de 20 atmósferas a 140°C.

Otro método estudiado y similar al anterior consiste en calentar una sal de $\text{Mg}(\text{HSO}_3)_2$ con MgO en una proporción de 3:1 y con azufre además, a una temperatura de 140°C en un tubo cerrado también.



también se ha encontrado en el producto un poco de tiosulfato que es mayor si se ha utilizado MgO proveniente de la calcinación de la magnesita y que va impuro, en cambio en éste caso el azufre disminuye.

Otro proceso de obtención consiste en tratar una mezcla de MgO y carbonato de calcio, ambos obtenidos de la calcinación parcial de dolomita, con SO_2 y O_2 en presencia de agua, para formar MgSO_4 que queda en solución y carbonato de calcio. El carbonato de calcio permanece inalterable en la reacción.

Otro método de obtención, consiste en tratar sulfato de calcio con magnesita en presencia de anhídrido carbónico y agua, formándose sulfato de magnesio que queda en solución y carbonato de calcio que se precipita.

Otro proceso parecido al anterior, es en el que se hace reaccionar sulfato de calcio con magnesita y añadiendo cantidades de hidróxido de magnesio que oscilan entre 1 y 2% del peso de la magnesita y manteniéndola constante durante toda la reacción. El rendimiento de estas reacciones es de 70%.

Otro método consiste en tratar mineral de zinc dolomítico pulverizado y suspendido en agua, con una corriente gaseosa de anhídrido carbónico. Se forma bicarbonato de magnesio soluble y el residuo insoluble lleva el zinc, que se disuelve en ácido sulfúrico y luego se electroliza. El bicarbonato de magnesio se transforma en carbonato por ebullición y después se trata con ácido sulfúrico.

Otro proceso, consiste en tratar lodos de hidróxido de magnesio con ácido sulfúrico. El ácido se agrega a una corriente de lodos continua, en relativamente poca cantidad. También se agregan continuamente lodos a la corriente, y procurando que estén lo más secos posibles para evitar una reacción violenta. De este método se obtienen sin necesidad de evaporar soluciones muy concentradas de sulfato de magnesio.

También los minerales que contienen boro y magnesio se benefician, tratándose con ácido sulfúrico para obtener H_2BO_3 que se cristaliza de la solución y en el líquido madre va sulfato de magnesio.

De las aguas de mar se separa el magnesio como hidróxido, el cual después de lavado se disuelve en una solución ácida y se le obliga a pasar a través de un catión orgánico que se cambia por el magnesio, quedando absorbido ahí. Después se pasa una solución de ácido sulfúrico por ese

cuerpo y se recoge el magnesio en forma de sulfato de magnesio, el que se neutraliza y se recoge.

La serpentina se trata con ácido sulfúrico de densidad 1.47 y la masa obtenida se seca y se calienta a 150 - 170°C por espacio de 19 horas. Todos los sulfatos de níquel y fierro son descompuestos y el sulfato de magnesio se extrae entonces con agua. Un método mejor es disolver la serpentina en ácido sulfúrico y neutralizarla con más serpentina. Esto disminuye la cantidad de fierro en la solución. La solución se trata con cal hasta que cualquier rastro de fierro desaparezca. En éste último paso se puede recuperar el precipitado de níquel. En la solución filtrada va el sulfato de magnesio que se concentra y se cristaliza.

Otro método de obtención a partir de rocas de magnesio como la serpentina, la brucita, la dolomita, la magnesita, etc., consiste en:

Se rompen las rocas en pequeños pedazos y se calcinan en hornos a una temperatura inicial de 600 a 650°F. Ahí se añade pirita de fierro, en cantidades de 25 a 35% del peso total del mineral, para que con ella se suministren los radicales ácidos SO_2 y SO_3 . Estos gases actúan sobre el MgO para formar sulfito de magnesio y sulfato. La temperatura se aumenta poco a poco hasta aproximadamente 1000 a 1200°F a la cual todos los sulfitos se transforman a sulfatos por una completa oxidación. Se debe tener mucho cuidado de que la temperatura de calcinación, no alcance el de descomposición del producto. El sulfato de magnesio se separa por lixiviación o por filtración. El rendimiento es de 99.7%.

El último método descrito consiste en hacer reaccionar sulfato de amonio y magnesite calcinada, en la relación 3:1 en solución de agua caliente. Se forma amoniaco que se trata con cloruro de sodio y bisulfato de sodio para obtener cloruro de amonio y además sulfato de magnesio que va en la solución.

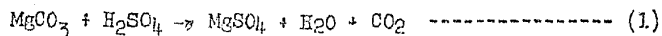
CAPITULO TERCERO

PROCESO DE FABRICACION

El proceso de fabricación de la sal de Epsom a partir de la magnesita y ácido sulfúrico lo dividimos en las siguientes operaciones:

- A) Reacción
- B) Tanques de almacenamiento
- C) Filtración
- D) Tanques de almacenamiento de la solución filtrada
- E) Evaporación
- F) Cristalización
- G) Centrifugación

A) Reacción.- La reacción que se va a efectuar es la siguiente:



La magnesita se compra ya molida para que en la reacción presente mayor superficie de contacto con el ácido y así el rendimiento de la reacción sea también máximo.

Según la reacción (1), se pesan las cantidades estequiométricas correspondientes para obtener en la solución 2000 kg. de sulfato de magnesio, que son los necesarios, según cálculos, para obtener en la primera cristalización 2000 kg. de sulfato de magnesio con 7 moléculas de agua, lo que corresponde a la capacidad de nuestra planta.

La base de los cálculos se harán de acuerdo con el análisis de la magnesita y con el rendimiento práctico de la reacción. Este rendimiento se observó en las experiencias que es de 94 a 96%. La magnesita con que se hicieron las pruebas y se calculó la planta, proviene de unos yacimientos localizados en el Edo. de Guerrero y con una riqueza de:

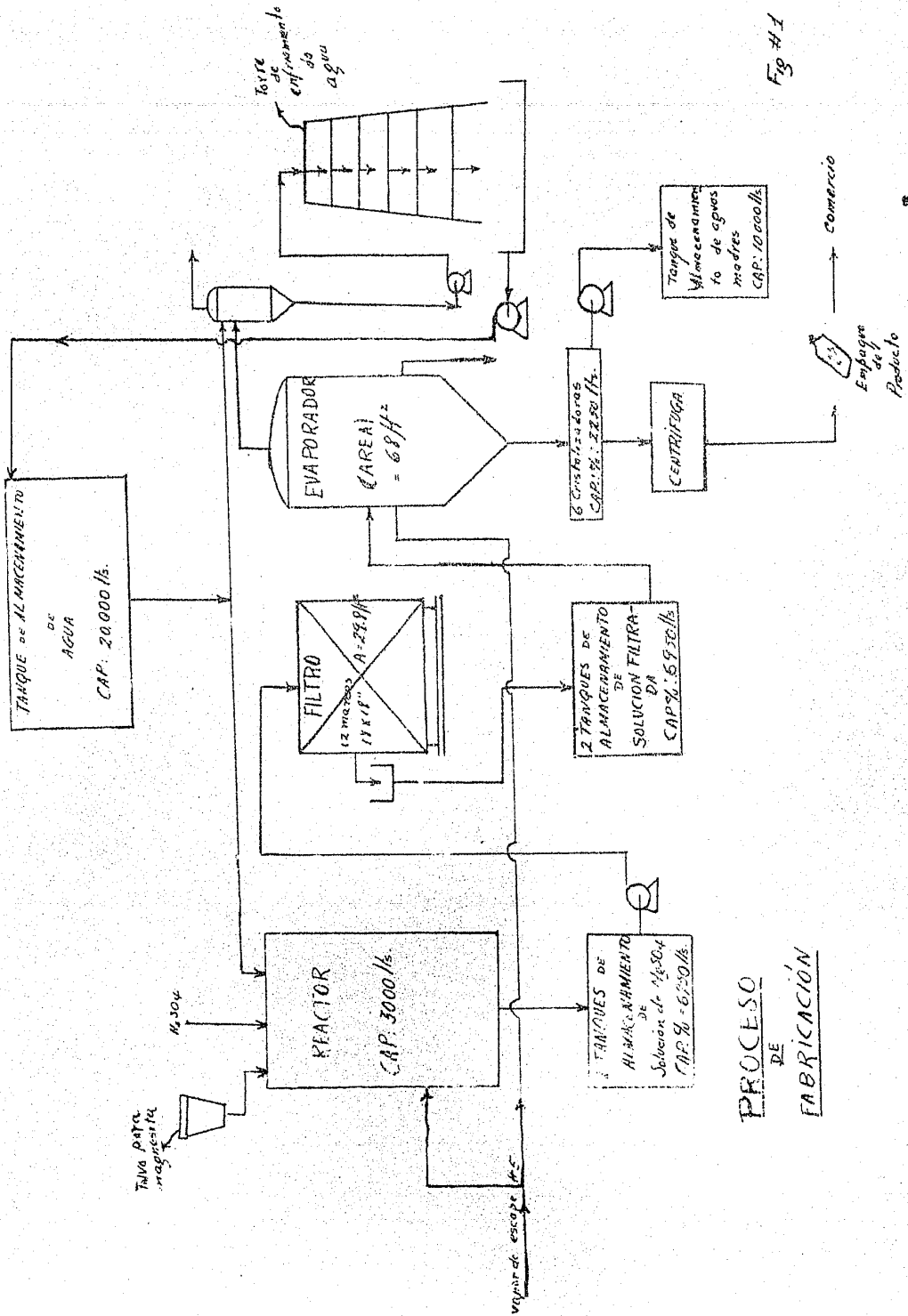


Fig #1

PROCESO DE FABRICACION

MgCO ₃	93	%
CaCO ₃	3	"
FeCO ₃	0.8	"
Al ₂ O ₃	1.0	"
SiO ₂	2.2	"

El rendimiento del ácido sulfúrico total es de 97 a 99% ya que no solo ataca al carbonato de magnesio, sino que en reacciones secundarias forma sulfatos de fierro, calcio y aluminio, de las impurezas de la magnesita. Se usa ácido sulfúrico comercial de 90% que se diluye hasta una concentración de 35% para evitar principalmente que ataque el forro de plomo del reactor. El agua usada será la necesaria para obtener una solución de sulfato de magnesio final en el reactor, que al enfriarse no pueda haber ninguna cristalización. La concentración nos la fijan las tablas de solubilidad de sulfato de magnesio, y es de 23%.

La cantidad de agua que se agregue será la total necesaria menos la que lleva el ácido sulfúrico de 90% y la que se forma en la reacción. La cantidad necesaria para agregar se hará en dos porciones: una que se agregue al principio para diluir el ácido sulfúrico de 90% a 35% y la otra porción que se añade poco a poco durante la reacción, con el objeto de disolver el sulfato de magnesio que se vaya formando y dar fluidez a la maza reactiva para facilitar su agitación. En realidad se agrega un poco de más agua que la calculada teóricamente; pues hay siempre pérdidas por evaporación.

El reactor es un recipiente abierto, de madera, reforzado con varilla de fierro como barril, forrado de plomo, con su agitador mecánico de aspas movido por un motor eléctrico y un serpentín de plomo para vapor.

Por la parte superior se agregará la magnesita por medio de una tolva,

el ácido sulfúrico caerá por gravedad al reactor por medio de una tubería de fierro con su embudo por donde se echa el ácido, el agua se agrega por medio de una tubería que viene del tanque central de almacenamiento de agua. La descarga del reactor está en la parte inferior que por gravedad lleva la solución a los tanques de almacenamiento. La capacidad del reactor es la tercera parte de la que correspondería si la operación se hiciera una vez al día, a ésta tercera parte se le agrega un 25% de exceso como medida de seguridad por ser la reacción violenta y con gran producción de espuma debido a la formación de CO_2 . Cada operación durará 2 horas más media hora para lavar, cargar y descargar.

La reacción se verifica así: Primero se agrega el agua necesaria para la dilución del ácido, sobre ella y agitando se agrega la cantidad pesada de ácido. En esta dilución hay gran desprendimiento de calor que se aprovecha para ahorrar vapor al principio; ahora se agrega durante la reacción poco a poco la magnesita, procurando tener siempre una buena agitación. El agua restante también se agrega poco a poco hasta que al terminar la reacción se tenga una solución de sulfato de magnesio al 25% que a 50°C marca en el densímetro una densidad de 1.245 ó sean 28.5°Be.

Como el calor acelera la reacción, mantenemos una temperatura constante durante toda ella de 50 a 60°C . Temperaturas mayores son casi innecesarias y sí causarían un gasto mayor de vapor.

Es importante que la solución que sale del reactor no lleve consigo nada de ácido libre; pues atacaría todo el equipo. Para evitarlo se neutralizaría cualquier exceso con más magnesita.

En el mismo reactor se hace la eliminación de las impurezas solubles como son el fierro y el aluminio; para ello hay que precipitarlas y después filtrarlas. Para eliminar estos cuerpos se agrega cal o sosa en presencia -

de sales amoniacales para que se precipiten los hidróxidos de hierro y aluminio y nó el de magnesio. En estas condiciones se procede a descargar el reactor.

B) Tanques de almacenamiento. Estos tanques tienen como principal objeto el de que siempre haya solución para filtrar y que el filtro trabaje las 8 horas.

Serán 2 tanques de madera, cada uno con capacidad para la solución total obtenida en un día; pues así se tiene un margen de seguridad para cualquier eventualidad como son: descomposturas, lavado, etc.; así mientras un tanque está alimentando al filtro el otro se está lavando o reparando.

Del reactor se descarga a los tanques por gravedad y de ellos se toma la solución por medio de una bomba. De estos tanques se toma la muestra para el análisis químico de la solución.

El análisis que nos da la riqueza de la solución puede ser cualquiera de los siguientes:

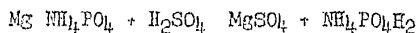
1) El método gravimétrico (Treadwell) en que se valora el magnesio como pirofosfato de magnesio y cuya técnica es la siguiente:

La solución ácida de sulfato de magnesio se le añade cloruro de amonio para tener sales amoniacales presentes en la solución, después se le agrega un exceso de fosfato de sodio o de amonio, se añaden unas gotas de fenoftaleína, se calienta a ebullición y se añade gota a gota a la solución caliente, agitando sin cesar, amoniaco al 10% hasta que todo el ácido se haya neutralizado y quede un color rojo permanente, se agrega un quinto de su volumen de amoniaco al 10% y se deja en reposo de 4 a 5 horas. Se filtra y se lava varias veces con amoniaco al 2-1/2% en el cual es insoluble el precipitado de $Mg NH_4 PO_4 \cdot 6H_2O$, ya que en agua es bastante soluble. Luego se seca y se calcina en una mufla hasta que quede un polvo blanco cuyo peso sea -

constante de pirofosfato de magnesio ($Mg_2P_2O_7$).

El peso de pirofosfato multiplicado por 1.0812 nos dan directamente Gra. de sulfato de magnesio. Si se multiplica por 2.2139 se obtiene directamente sulfato de magnesio heptahidratado. Este método es bastante exacto; pero con el inconveniente de ser un poco tardado.

W.W.Scott recomienda el método anterior pero no gravimétrico sino volumétrico. El método se basa en la reacción:



en donde el fosfato amónico magnésico se precipita exactamente igual que el método gravimétrico. El precipitado se filtra y se lava varias veces con amoníaco al 2.5%. Se procurará secar lo más posible el filtro con el precipitado, ya sea dejándolo al ambiente del cuarto o bien soprándole con ventilador de aire. El objeto es eliminar todo el amoníaco. El precipitado se disuelve en una cantidad conocida de ácido sulfúrico décimo normal, más un exceso; el exceso es valorado con una solución de sosa décimo normal.

$$1 \text{ c.c. de } H_2SO_4 \frac{N}{2} \approx 0.00605 \text{ gr. de } MgSO_4.$$

Otro método volumétrico, muy usado especialmente por sencillez y rapidez consiste en tratar una solución de sal magnésica con una cantidad conocida de sosa normal hasta precipitación total de hidróxido de magnesio, agregando un exceso de la sosa normal, la cual se titula con ácido clorhídrico normal.

En la misma muestra que se tomó para conocer el contenido del sulfato de magnesio de la solución se puede determinar si todavía hay fierro soluble por medio del ferrocianuro de potasio.

c) Filtración.- Aunque en los tanques de almacenamiento de hecho ha habido decantación, es necesario filtrar la solución que lleva como só-

lidos en suspensión todas las impurezas formadas por las reacciones secundarias entre el ácido sulfúrico y el mineral de magnesita, más la sílice.

Los sólidos en suspensión que van a formar en el filtro la torta - están compuestos por sílice coloidal, sulfato de calcio, hidróxidos de fierro y aluminio y pequeñas partes de hidratos de silicio formados por la reacción entre el ácido sulfúrico y la sílice. Indudablemente que también habrá pequeñas cantidades de magnesita sin reaccionar.

Se usará un filtro prensa de placas y marcos, de madera para evitar corrosiones, como medio filtrante se usará lona, que debe lavarse después de cada operación para que dure más tiempo en servicio. El filtro se alimentará por medio de una bomba que toma la solución de los tanques. La bomba trabajará a una presión de 30 Lb/sq in.

No habrá período de lavado.

d) Tanques de almacenamiento para solución filtrada.- La solución ya clarificada se descarga a estos tanques para de ellos alimentar el evaporador. Serán 2 tanques exactamente iguales a los descritos anteriormente.

e) Evaporación.- La solución un poco más diluída que la original (22%) se va a concentrar hasta 32.4%, que es la concentración que nos fijan las curvas de solubilidad de sulfato de magnesio para que por enfriamiento de la solución cristalice puro $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ con un rendimiento máximo.

Se va a usar un evaporador continuo de simple efecto que va a trabajar con un vacío de 100 mm. de Mercurio. El tipo del evaporador es de tubos verticales para vapor.

Para la alimentación del evaporador no es necesaria bomba; pues con el vacío que hay en él es suficiente para vencer todas las pérdidas por fricción, energía cinética y altura hidrostática. Se usará una manguera de

hule reforzada con tres anillos para evitar que se chupe, con su válvula con la que se regula el gasto de alimentación al evaporador. Los accesorios son: Un condensador a contracorriente con su bomba de vacío.

f) Cristalización.- La solución concentrada a 32.4% se vacía continuamente a los cristalizadores por medio de una tubería aislada térmicamente para evitar que por enfriamiento en ella se inicie la cristalización en las tuberías obstruyéndolas.

Ya en los cristalizadores la solución se enfría al ambiente hasta llegar a la temperatura en que la solución esté saturada y se empiezan a formar los primeros cristales en forma de agujas sedosas de $MgSO_4 \cdot 7H_2O$. En este tipo de cristalizadores por enfriamiento y en reposo es muy difícil - casi imposible controlar: forma del cristal, formación del núcleo y velocidad de formación del cristal.

Cuando la solución se ha enfriado completamente, se procede a secar las aguas madres por medio de una bomba y mandarla a un tanque de almacenamiento especial para ellas. Los cristales se secan a mano y se llevan a la centrifuga.

Los cristalizadores serán 6, 2 de ellos bastan para la capacidad diaria de la planta; pero como la solución tarda en enfriarse dos días son necesarios los otros cuatro. Los cristalizadores son recipientes de forma especial hechos de ladrillo forrados de mosaico y pintado contra la corrosión ácida.

g) Centrifugación.- Los cristales que se sacan de los cristalizadores se pasan a una centrífuga de canasta para eliminar en ella toda la humedad posible.

El secado de los cristales me fué imposible estudiarlo por carecer de medios apropiados. Sin embargo diré que el secado de la sal de Epsom es una operación delicada, pues si se seca a una temperatura alta pierde agua

dr cristalización y deja un polvo amorfo y un secado deficiente dejaría hu
medad que facilita cuando se empaca la formación de bolas.

De manera que en nuestra planta por lo pronto se venderá el cris-
tal sin secar, únicamente centrifugado.

CAPITULO CUARTO

MATERIAS PRIMAS

Las materias primas que entran en la fabricación de la sal de Epsom son: Magnesita, ácido sulfúrico y agua.

MAGNESITA.- La Magnesita (conocida en la antigüedad por sepiolita o espuma de mar) es un carbonato de magnesio compuesto por 47.6% de MgO y - 52.4% de CO₂, pero con frecuencia también tiene calcio y hierro.

La magnesita normal se haya en la naturaleza como espato amargo que cristaliza en romboedros ó granujunto y compacto, su densidad varía de - 2.9 a 3.1, dureza de 3.5 4.5, su punto de fusión es desconocido pues al ca - lentarse a más de 1700° desaparece el CO₂ y el MgO que resulta funde a - 2800°C, pero suaviza a temperaturas mucho menores. Índice de refracción de 1.509 a 1.700, es de color blanco, amarillo, café, rojizo, ó casi negro a - pesar de lo cual el polvo es blanco y rayado. Con un pedazo de magnesita se traza una raya blanca. Lustre opaco y terroso o vítreo. Fractura en for - ma de concha. Transparencia opaca o transluciente.

La magnesita es junto con las demás sales del magnesio la más impor - tante materia prima para la obtención de compuestos de magnesio y sirve - también en su mayor escala, una vez calcinada para la fabricación de pie - dras refractarias para hornos y crisoles, lo mismo que para cemento y ladri - llos.

La magnesita se formó en su mayor parte por descomposición química de los minerales que forman la serpentina, tales como el olivino y él de la serpentina misma.

En muchos casos la magnesita se formó por desquabrazaduras y cavi - dades de los cristales de olivino: (Mg Fe₂) SiO₄ x (SiO₃); lo que indica su derivación directa de ése mineral; pero en la mayoría de los casos la

magnesita se halla en la serpentina lo que prueba que probablemente se deriva de ella.

En todo caso el carbonato de magnesio se ha formado por la simple hidratación de los minerales que contienen magnesio, con auxilio del CO_2 contenido en el agua circulante. Los depósitos de magnesita en la isla Magdalena, Baja California, están asociados íntimamente con la serpentina y la misma roca de la isla es básica, de suerte, que es natural que la serpentina se derive de los minerales de la roca ígnea que contiene magnesio, y la intemperización subsiguiente con el auxilio del CO_2 del agua, transforma la magnesita de la serpentina en MgCO_3 que se deposita en cavidades y fracturas.

Bajo el microscopio, la roca que se asocia íntimamente con la serpentina es muy básica, se compone totalmente de minerales ferromagnesianos que están muy alterados y no hay indicación de cuarzo ó feldespato, no hay indicación de olivino, sin embargo, es probable que se encuentre presente, pero debido a un período de temporización se cambió completamente en serpentina.

La magnesita se encuentra generalmente en masas granulares compactas o terrosas parecidas a la porcelana opaca, igualmente en forma de cristales toscos o de variedad espática, semejando mármol o dolonite de grano grueso, y en raros casos se presenta en cristales o formaciones fibrosas-romboédricas. Otra substancia muy parecida es la hidromagnesita que es un carbonato básico hidratado de magnesio que se presenta generalmente en masas parecidas al tizate y similares a la magnesia amorfa, con un contenido de 18% de agua.

Los ácidos la disuelven en frío con dificultad, dejando desprender CO_2 lentamente, pulverizada la disuelve pronto y con viva efervescencia el

ácido caliente.

Presentación.- Los depósitos de magnesita son de dos tipos generales o sea macizo o compacto y cristalino o espático. El tipo compacto es el más común y se encuentra generalmente en forma de vetas, o masas entre serpentina, como resultado de la alteración de rocas peridóticas ricas en magnesita; corresponden a esta clase de Grecia, California, Colombia Británica.

La variedad cristalina aparece generalmente en forma de montos compactos asociados con piedra caliza y dolomita como en Austria, Edo. de - - Washington y Quebec.

Extracción y Preparación.- Los métodos varían considerablemente de acuerdo con la clase de la magnesita y el objeto a que se destine, embarcándose cruda, quemada, ó calcinada. La quemada (Dead burned magnesita) es la que se calcina menos perfectamente dejándole de 3 a 8% de CO_2 y se usa en la fabricación de oxiclорuro ó cemento Sorel.

Si se va a calcinar por completo la magnesita cruda, debe tener suficiente Fe_2O_3 para que el producto tenga adherencia y se fije sobre los fondos de los hornos o forme ladrillos compactos, cualidad que tienen algunas magnesitas naturales.

La magnesita quemada se usa en la elaboración de cementos y la calcinada para materiales refractarios.

Utilización.- Se calcula que bajo condiciones normales del 75% al 80% del consumo de la magnesita producida en el país se usa en la preparación de materiales refractarios, de 15 a 20% en forma de magnesita cáustica para cementos plásticos y de 3 a 5% para usos como la elaboración de sal purgante, pigmentos y productos químicos, etc.

En menor escala se usa en la fabricación de papel de pasta madera, fabricación de pinturas refractarias, extracción de magnesio metálico, car

bonato básico de magnesio, sulfato de magnesio, anhídrido carbónico, pasta de dientes, filtración de aceites, neutralización de ácidos, refinación de azúcar, blanqueo de telas, etc.

Demanda.- La demanda de magnesita actualmente es en su máximo para la totalmente quemada y tiende a disminuir gradualmente debido a la competencia del ladrillo de dolomita pero en cambio el porvenir de la magnesita cáustica o plástica es limitado debido al creciente uso del estuco y cemento plástico en construcciones.

La demanda actualmente de magnesita cruda es muy poca debido a que se usa únicamente en pequeña escala para la fabricación de sulfato de magnesio y otros productos químicos.

Las condiciones fundamentales que requiere la magnesita cruda para la fabricación de sulfato de magnesio son: Que sea lo más pura posible para que no haya gasto de ácido en las impurezas, que no tenga fierro pues es indeseable en el producto, y por último es que esté perfectamente molida para que sea más fácil su ataque con ácido.

La magnesita se puede comprar en terrones o molida, En caso de comprarse en terrones para la obtención de sulfato de magnesio la planta requiere un equipo especial de molienda. Para el diseño de esta planta se compra en polvo.

La producción de magnesita antes de la guerra pesada se limitaba casi solo a Alemania en Steiamark y Eubea; pero durante la guerra se extendió enormemente a California para satisfacer las demandas de los Estados Unidos.

La industria californiana no solo dá carbonato de magnesio para materiales refractarios en la metalúrgia, sino para todos los demás usos industriales en que se emplea.

Se descubrieron yacimientos de magnesita en Canadá, Manchuria, China y otros países, con tan elevados rendimientos que permitieron asegurar el florecimiento de las industrias de magnesita en esos lugares.

Las estadísticas nos dan la producción mundial para el año de 1930:

Estados Unidos	275571 toneladas métricas.		
Austria	120347	"	"
Grecia	73680	"	"
Canadá	29447	"	"
India	14577	"	"
Australia	6919	"	"
Italia	33850	"	"

Los datos estadísticos de magnesita para la República Mexicana son los siguientes:

Localización de minerales de magnesita en la República Mexicana:

La Magnesita existe en las islas Margarita y Cedros de la costa occidental de la península de la Baja California, en criaderos de cierta importancia económica y solamente de una manera accidental en algunos criaderos metalíferos como en las vetas de las minas de la Gloria, en el exdistrito de Andrés de Río, en el Edo. de Chihuahua y en los criaderos cupríferos del mineral de Aranzazu del Edo. de Zacatecas.

Los yacimientos de la isla de Margarita fueron los primeros descubiertos y hace algunos años explotados por la Compañía "Internacional Magnesite Co." que la exportaba a San Diego, Cal., para ser calcinada. Actualmente estos yacimientos están casi agotados.

En 1926, en la península de Baja California fué descubierto otro yacimiento de magnesita y que está situado en la bahía de San Cristobal.

Posteriormente se han denunciado en la misma península de Baja Co-

lifornia otros yacimientos situados en Neuleje.

En el Estado de Coahuila se han encontrado dos yacimientos llamados "Materias Primas" y "Tierra Blanca", ambos situados en Saltillo.

Por el Estado de Guerrero se han denunciado 2 yacimientos de magnesita, situados uno en Huitzaco y otro en Xochichilpa. En el Estado de Oaxaca se está explotando magnesita de un yacimiento llamado "Adelina", situado en San Andrés Zautla. En el Estado de Michoacán hay varios yacimientos localizados en distintas regiones del Estado, uno lo tenemos en las minas "Dolores", San Antonio y Carrillo, situados en el mineral de Angango distrito de Zitácuaro. Otros los encontramos en la región de "La Mora Juárez" en los minerales llamados "Jesús del Gran Poder" y "La Batista".

Recientemente se han descubierto en el Estado de Puebla 6 yacimientos de magnesita por la región de Tehuiztzingo. Actualmente hay brigadas de geólogos buscando más yacimientos de éste mineral en la República por cuenta de compañías particulares.

La mayor parte de esta magnesita se calcina para materiales refractarios de los hornos metalúrgicos; pero actualmente la está sustituyendo la dolomita que es un carbonato doble de calcio y magnesio más abundante y más económico al mismo tiempo. Para obtener sales de magnesio no es costoso aprovechar la dolomita ya que de ella solo se aprovecha el 50% del mineral y el consumo de ácido es para el 100% del mineral.

La importación que tuvo México de magnesita en los años de 1940 y 1941 fueron proporcionados por la Secretaría de Economía y son:

El año de 1940 México importó 119527 Kg. que correspondieron a los países :

Estados Unidos 587 kg.

Japón 68940 kg.
Otros países..... 50000 "

En el año de 1941 se importaron 39283 kg. de magnesita sin especificar de qué países se trajeron.

Algunos análisis de magnesita del país me fueron proporcionados por la planta experimental metalúrgica de Tecamachalco y son los siguientes:

Magnesita del Edo. de Guerrero		Río Grande, Gto.		Mex Krummel Gto.	
MgCO ₃	93%	MgCO ₃	89.3%	MgCO ₃	95 %
CaCO ₃	3%	CaCO ₃	4.6%	CaCO ₃	2.3%
FeCO ₃	0.8%	Fe ₂ O ₃	0.78%	FeCO ₃	0.3%
Al ₂ O ₃	1.0%	Al ₂ O ₃	1.22%	Al ₂ O ₃	0.9%
SiO ₂	2.2%	SiO ₂	4.1 %	SiO ₂	1.5%

ACIDO SULFURITO.- Se compra ácido sulfúrico comercial de 90% o sean 65°Be. a 20°C. para diluirlo a una concentración de 35% o sean 30°Be. a la misma temperatura, que es como se usa para el ataque de la magnesita. Se procurará usar un ácido exento de fierro.

Los productores en México de ácido sulfúrico son: Petroleos Mexicanos, la fábrica de ácidos de La Viga y la planta Coquizadora de Nueva Rosita - Coahuila.

AGUA.- Se utilizará agua de Xochimilco.

CAPITULO QUINTO

DISEÑO Y CALCULO DE LA PLANTA

Se va a hacer el diseño y cálculo para una planta que produzca 2 toneladas diarias de sal de Epsom ($MgSO_4 \cdot 7H_2O$) por día de 8 horas de trabajo.

El proceso de fabricación se va a verificar en las siguientes partes:

- A) Reacción
- D) Filtración
- C) Evaporación
- D) Cristalización
- E) Centrifugación

A) REACCION.- A éste capítulo corresponden:

- 1) Cálculo de las materias primas
- 2) Cálculo de la capacidad del reactor

B) FILTRACION.-

- 1) Cálculo de la capacidad de los tanques de almacenamiento.
- 2) Cálculo del filtro.
- 3) Cálculo de la bomba para el filtro.

C) EVAPORACION.-

- 1) Cálculo de la capacidad de los tanques de almacenamiento, para solución filtrada.
- 2) Cálculo del evaporador.
- 3) Cálculo del condensador y de la bomba de vacío.

D) CRISTALIZACION.- Cálculo de la capacidad y número de cristalizadores.

E) CENTRIFUGACION.- Centrifuga.

Vamos ahora a desarrollar cada uno de estos capítulos:

A) REACCION.

1) Cálculo de las materias primas.- Como base para el cálculo de la magnesita, el ácido sulfúrico y el agua se ha tomado 2 toneladas diarias de cristales secos de sulfato de magnesio heptahidrato en 8 horas de trabajo al día.

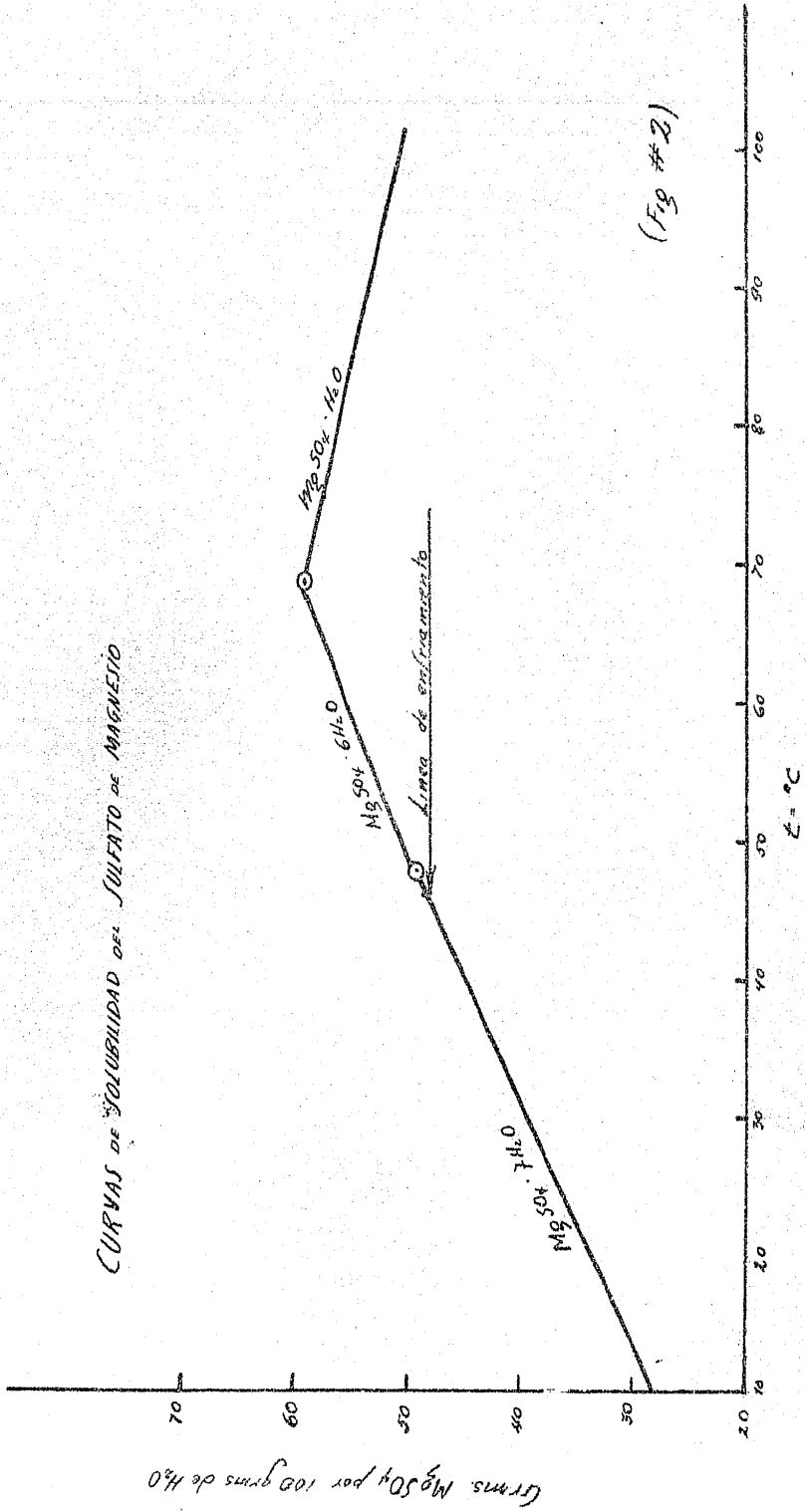
Como se trata de una cristalización en la que la molécula toma agua para formar su cristal no se obtendrá de ella todo el sulfato de magnesio contenido en la solución, sino que en la primera cristalización según datos experimentales se obtiene el 49% del sulfato total. Yo voy a considerar la capacidad de la planta como las 2 toneladas sin maternos por lo pronto con las aguas madres.

Para obtener el rendimiento teórico de la primera cristalización se procede así:

Según la curva de solubilidad de sulfato de magnesio (Fig. # 2), para obtener cristales de heptahidrato debemos concentrar nuestra solución hasta 32.4% y en ese punto se deja enfriar. A los 46°C llega la solución a la saturación para el heptahidrato y ahí se inicia la cristalización. La pendiente de la curva nos dice que mientras a más baja temperatura se enfríe la solución mayor rendimiento se obtendrá. En nuestro caso la solución se enfriará en el ambiente que es de unos 18°C aproximadamente. Para esta temperatura la curva nos dice que el agua madre resultante tendrá una concentración de 24.6%.

El rendimiento de la cristalización no es la diferencia del contenido de sulfato de magnesio entre la solución original y el agua madre resultante, ya que cada molécula de sulfato que precipita toma 7 moléculas de -

CURVAS DE SOLUBILIDAD DEL SULFATO DE MAGNESIO



(Fig #2)

agua que a su vez estaba disolviendo sulfato de magnesio que no había precipitado.

El cálculo correcto se hace reduciendo las concentraciones de la solución y agua madre a gramos de hidrato por cien gramos de exceso de agua. Como el exceso de agua es una cantidad constante, e igual a cien, la podemos tomar como base para el cálculo.

	Agua total	MgSO ₄	MgSO ₄ 7H ₂ O	Agua de cristalización	Exceso agua	Hidrato por 100 partes de agua.
solución inicial	67.6	32.4	66.8	34.4	33.2	201
primera agua madre	75.4	24.6	51.0	26.4	49.0	103

Tenemos:

$$201 - 103 = 98 \text{ kg. de MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$$

Si estos 98 kg. de sulfato heptahidratado se obtuvieron de 201 * 100 = 301 kg. de solución inicial, para saber de que cantidad de solución se pueden obtener 2000 kg. se hace una proporción, en donde:

$$X = 6180 \text{ kg. de solución al } 32.3\% \text{ de MgSO}_4$$

Como esta solución tiene una concentración de 32.4% podemos conocer la cantidad total de sulfato de magnesio disuelto en ella, que es:

$$X = 6180 \times 0.324 = 2000 \text{ kg. de MgSO}_4$$

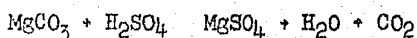
estos 2000 kg. de sulfato anhidro equivalen a 4120 kg. de heptahidrato por lo que el rendimiento teórico será igual a:

$$\frac{2000}{4120 \times 100} = 48.6\% \text{ Rendimiento de la primera cristalización.}$$

Como dato, se obtuvieron que en la cristalización de la primera agua madre se recoge el 25.1% del sulfato de magnesio total y en la cristalización de la segunda agua madre se obtiene el 13%. Así al cabo de tres cris-

talizaciones se ha recuperado el 86.7% del sulfato total disuelto. La costeabilidad de la recuperación de este sulfato en las aguas madres como cristales de heptahidrato es cuestión de un estudio económico.

La magnesita y el ácido sulfúrico se calculan por la ecuación que representa la reacción:



Si suponemos un rendimiento en la reacción de 95% y una magnesita con una riqueza en carbonato de magnesio de 93%, calculamos el mineral y el ácido así:

$$X = \frac{2000 \times 84.3}{120.4 \times 0.93 \times 0.95} = 1540 \text{ kg. de magnesita molida}$$

estos 1540 kg. de magnesita molida (200 mallas) deben contener 1420 kg. de carbonato de magnesio.

El ácido sulfúrico necesario se calcula del mismo modo únicamente que para 1420 kg. de carbonato de magnesio:

$$X = \frac{1420 \times 84.3}{98 \times 0.9} = 1825 \text{ kg. de ácido sulfúrico.}$$

El ácido que se compra en el mercado es un ácido comercial de una concentración de 90%.

El agua necesaria será aquella para obtener una solución final en el reactor de sulfato de magnesio a 23%. Esta concentración se eligió para que no haya cristalizaciones al enfriarse la solución durante los pasos antes de llegar al evaporador.

El agua total necesaria es:

$$X = \frac{2000 \times 77}{23} = 6700 \text{ kg. de agua}$$

a esta cantidad de agua hay que restarle la que se forma en la reacción y la que lleva el ácido de 90%.

Agua que se forma en la reacción 300 kg.

Agua que va en el ácido sulfúrico..... 182.5 kg.

482.5 kg. de agua.

por lo tanto será necesario agregar $6700 - 482 = 6218$ kg. En realidad esta cantidad será un poco mayor por las pérdidas sufridas por evaporación. El agua que se va a agregar se hace en dos porciones una que diluye el ácido de 90 a 35% al principio y la otra que se agrega en varias porciones durante la reacción.

Como número de operaciones que va a trabajar el reactor diariamente es de tres, todas estas cantidades se dividen entre tres, o sea:

513 kg. de magnesita

606 kg. de ácido sulfúrico

2072 kg. de agua.

por operación.

2) Cálculo de la capacidad del reactor.

Capacidad 3000 lts.

Dimensiones : Altura 1.7 m. - diámetro 1.5 m.

Recibe por operación:

513 kg. de mineral

606 " de ácido sulfúrico de 90%

2072 kg. de agua.

Para evitar grandes dimensiones en el reactor la capacidad total de la planta se va a trabajar en tres operaciones, que van a durar cada una 2 horas 40 minutos. En cada operación se van a obtener 2250 litros de solución de sulfato de magnesio al 23%.

A la capacidad calculada teóricamente se le dió un exceso de 25% como un margen de seguridad para evitar derrames durante la reacción; -

pues como es muy violenta por el desprendimiento de CO_2 y forma mucha espuma hay peligro de que se tire el contenido del reactor.

El reactor es un tanque de forma cilíndrica, de madera, con todos los accesorios descritos en el capítulo tercero y se va a trabajar como ya se describió en el mismo capítulo.

Primero se cargará el reactor con 1013 lts. de agua que es la cantidad necesaria para diluir 606 kg. de ácido sulfúrico de 90% a 35, después se agrega el ácido procurando agitar y después, agitando, se va agregando durante toda la reacción tanto la magnesia como el agua, poco a poco, hasta que no haya efervescencia. La reacción se hace a una temperatura de 50 a 60°C.

Sale del reactor:

2250 lts. de solución de MgSO_4 al 23%
sólidos en suspensión (sulfatos de calcio hidróxidos de Fe y Al y SiO_2 más restos de mineral que no reaccionó)

El ácido sulfúrico se compra en garrafrones de vidrio que se transportan al piso de arriba del reactor por medio de un montacargas. Aquí se pesan y se agregan al reactor por medio de un embudo que lleva directamente el ácido por gravedad al reactor.

Los costales de magnesita se suben también al piso de arriba por el mismo montacargas y se agregan al reactor por medio de una tolva, después de pesarlos.

El agua se lleva de un tinaco central el tanque de reacción por medio de una tubería de 2" st. y por gravedad. Como es imposible pesar el agua o muy difícil medirla, en el reactor habrá una marca que afora la cantidad de

agua necesaria.

B) FILTRACION

1) Cálculo de la capacidad de los tanques de almacenamiento.

Capacidad c/u: 6950 lts.

Dimensiones: Altura 1.31 m. Diámetro 2.62 m.

Recibe por operación: 2250 lts. de solución al 23% de $MgSO_4$.

Sólidos en suspensión.

Los tanques serán dos y cada uno tendrá capacidad para la producción diaria de la planta, evitándose así pérdidas de tiempo si se necesitara reparar o limpiar algún tanque, el otro puede soportar el trabajo de un día.

Los tanques tendrán forma cilíndrica, de madera, con sus varillas de hierro como refuerzo y cuyas dimensiones se calcularon para que para un volúmen dado presenten una superficie mínima y por lo tanto más económica. - Las ecuaciones que nos dan estas dimensiones son las siguientes:

$$H = \sqrt[3]{\frac{V}{\pi}} \text{ ----- (1)}$$

$$D = 2 H \text{ ----- (2)}$$

en donde H es la altura, V. es el volúmen y D es el diámetro todas ellas - dados en metros y metros cúbicos.

Sustituyendo valores en (1) y (2) :

$$H = \sqrt[3]{\frac{6.95}{3.14}} = 1.31 \text{ m.}$$

$$D = 2 \times 1.31 = 2.62 \text{ m.}$$

Del reactor se descarga a los tanques por gravedad. Como una función secundaria en estos tanques hay algo de asentamiento. Los lodos se lavan - y se tiran, las aguas de lavado se pueden usar para la siguiente reacción.

Sele de los tanques:

1390 lts. de solución por cada ciclo de filtro, con menos sólidos en suspensión.

2) Cálculo de filtro. - Durante el tiempo que está la solución en los tanques se enfría a una temperatura promedio de 30°C dando un volumen de la solución de 6950 lts.

La solución lleva como sólidos en suspensión: Sílica, algunos hidratos del ácido silícico formados en la reacción secundaria entre la sílice y el ácido sulfúrico, sulfato de calcio, hidróxidos de fierro y aluminio y algo de magnesita sin reaccionar. Se va a diseñar un filtro prensa de placas y marcos de madera. El medio filtrante será lana que debe lavarse después de cada operación para evitar que por corrosión se acaba antes de tiempo.

La torta se va a considerar del tipo de los hidróxidos del fierro y aluminio, ya que además de ellos contiene sílice gelatinosa coloidal. Como otras propiedades tiene la de ser compresible y homogénea.

Para el cálculo del filtro nos valemos de la ecuación:

$$\theta = K \frac{V^2}{A^2} \quad \text{-----} \quad (1)$$

en donde θ es el tiempo de filtración, V es el volumen filtrado, A es el área de filtración y K es la constante de filtración que depende de la naturaleza de la torta del medio filtrante y de la presión de trabajo.

Para obtener el valor de K para este tipo de torta, nos valemos de un pequeño filtro prensa experimental con 5 marcos de 12 x 12" y 1" de espesor, en el que trabajando a distintas presiones se obtuvieron varios valores para K de cada una de ellas.

Si conocemos el area de nuestro filtro experimental, el volumen filtrado y el tiempo que tarda en filtrarse ese volumen podemos conocer K por la ecuación:

$$K = \frac{\theta}{\frac{V^2}{A^2}} \quad \text{-----} \quad (2)$$

Los datos experimentales obtenidos están en la siguiente tabla:

P en Lb/pulg ²	$\frac{V}{A}$ en pies	θ en horas	K en horas/pie
10	1.0	0.380	0.380
	2.0	1.55	0.388
	3.0	3.44	0.382
	4.0	6.17	0.386
	4.15	6.64	0.384
20	1.0	0.33	0.33
	2.0	1.33	0.332
	3.0	3.0	0.334
	4.0	5.41	0.338
	4.15	5.77	0.334
30	1.0	0.308	0.308
	2.0	1.21	0.304
	3.0	2.79	0.31
	4.0	4.96	0.310
	4.15	5.32	0.308
40	1.0	0.293	0.293
	2.0	1.18	0.295
	3.0	2.58	0.287
	4.0	4.63	0.289
	4.15	5.03	0.291
50	1.0	0.274	0.274
	2.0	1.12	0.28
	3.0	2.52	0.281
	4.0	4.44	0.277
	4.15	4.8	0.278

Arbitrariamente escogimos la presión de trabajo de 30 libras por pulgada cuadrada, por ser esta la que más nos conviene; pues en la experimen-

tación se observó que a esta presión no pasaba turbia la solución y a presiones mayores sí.

Para el valor $\frac{V}{A} = 4.15$ corresponde a la capacidad máxima de filtración de nuestro filtro experimental y con un valor de $K = 0.308$ para 30 lb/pulg^2 de presión de trabajo.

Necesitamos conocer de nuestro filtro los valores siguientes:

e = espesor del marco más conveniente

n = número de ciclos más conveniente

θ_f = tiempo total de filtración

A = area de filtración

M = número de marcos y dimensiones de ellos.

Para conocer el valor de espesor mínimo nos valemos de la ecuación:

$$e = v \sqrt{\frac{\theta}{Kc}} \quad (3)$$

en donde e es el espesor del marco dado en pies, v es la concentración de sólidos en la suspensión e igual a 0.0201 pies cúbicos de sólido por pie cúbico de filtrado c es el tiempo de carga y descarga e igual a 45 minutos, y K es la constante de filtración e igual a 0.308 Hr/pie .

Sustituyendo obtenemos para $e = 0.0316 \text{ pies} = 0.38 \text{ pulg.} = 0.96 \text{ cm}$.

El tiempo de filtrado lo conocemos por la ecuación:

$$\theta = K \left(\frac{V}{A}\right)^2 \quad (4)$$

en esta ecuación nos falta conocer el valor de $\frac{V}{A}$ y para él nos valemos de la ecuación:

$$v = \frac{eA}{V} \quad (5)$$

por lo tanto el valor de $\frac{V}{A} = 1.58 \text{ pies}$.

Con estos valores ya podemos sustituir en (4) en donde:

$$\theta = 0.76 \text{ hora} = 46 \text{ minutos.}$$

El tiempo total de operación es igual al tiempo de filtrado θ más el tiempo de carga y descarga θ_c

$$\theta_f = \theta + \theta_c \text{ ----- (6)}$$

en donde $\theta_f = 1.51$ horas = 1 hora 30 minutos.

El número de ciclos por día de trabajo de 8 horas será:

$$n = \frac{8}{1.51} = 5.3 \text{ ciclos} = 5 \text{ ciclos.}$$

El volumen filtrado por ciclo es:

$$V_c = \frac{V_t}{n} \text{ ----- (7)}$$

en donde V_t es el volumen total por filtrar igual a 6950 lts. = 246 pies cúbicos

$$V_c = 49.2 \text{ pies cúbicos} = 1390 \text{ lts.}$$

El área de filtración la calculamos conociendo el valor de $\frac{V}{A} = 1.58$ pies, en donde V es igual al volumen filtrado por ciclo igual a 49.2 pies cúbicos.

$$A = \frac{V}{1.58} \text{ ----- (8)}$$

en donde $A = 31$ pies cuadrados = 2.88 metros cuadrados.

Según catálogos elegimos un filtro con un área de 29.8 pies², que es el más próximo al calculado. Para este filtro se necesitan 12 marcos de 18 x 18".

Como la torta no nos interesa; no se efectúa un lavado formal sino que en el mismo sentido de la filtración se hace pasar agua para que arrastre parte del agua que retenga la torta.

Sale del filtro : 1390 lts. de solución al 23% de $MgSO_4$ por operación, sin sólidos en suspensión.

3) Cálculo de la bomba para el filtro.- Se calcula la bomba para la capacidad máxima, que corresponde cuando el filtro trabaja a volumen constante.

El tiempo a volumen constante dura aproximadamente de 10 a 15 minutos al ini-

ciarse el trabajo del filtro.

La potencia del motor de la bomba la calculamos por la ecuación:

$$HP = \frac{G P}{550}$$

en donde G es el gasto e iguala 0.0367 pies cúbicos por segundo, P es la presión de trabajo = 30 lbs. por pulgada cuadrada ó sean 4500 lbs. por pie cuadrado y 550 es el equivalente de pies libras por segundo a caballos de fuerza.

Sustituyendo tenemos:

$$HP = 0.3$$

suponiendo el motor una eficiencia de 60% el motor será de 1/2 caballo de fuerza.

C) EVAPORACION:

1) Cálculo de la capacidad de los tanques de almacenamiento para solución filtrada.

Capacidad c/u : 6950 lts.

Dimensiones c/u: altura 1.31 m. diámetro 2.62 m.

Recibe por cada operación del filtro: 1480 lts. de solución de $MgSO_4$ al 22%.

Estos tanques son exactamente iguales a los calculados anteriormente, y tienen por objeto alimentar continuamente al evaporador durante las 8 horas de trabajo.

Sale del tanque : 15.6 lts. de solución al 22%.

2) Cálculo del evaporador. La solución por concentrar está en los tanques de almacenamiento a 22% de concentración debido a que en ellos se ha descargado el agua de lavado de la torta del filtro. Por lo tanto la solución se va a concentrar de 22 a 32.4 %. Esta última concentración como ya dijimos es la necesaria para que por enfriamiento nos cristalice $MgSO_4 \cdot 7H_2O$.

Se diseñó un evaporador continuo, de un simple efecto, por ser el más conveniente para nuestro caso ya que la cantidad por evaporar es muy pequeña.

La cantidad de calor transmitida en el proceso de evaporación es la que nos da la ecuación:

$$Q = U A \Delta t \text{ ----- (1)}$$

en donde Q es la cantidad de calor transmitida por hora en BTU, U es el coeficiente total de transmisión de calor dado en BTU por hora por grado fahrenheit y por pie cuadrado; A es el area de evaporación en pies cuadrados y Δt es la diferencia de temperaturas entre el vapor condensándose y la temperatura de ebullición de líquido. De esta ecuación lo que nos interesa directamente es conocer el area de evaporación.

Se usará vapor de escape a 5 lbs. manométricas de presión con una temperatura de 227°F ó sean 109°C. El evaporador trabajará con un vacío de 100 mm. de mercurio. La solución fría se alimenta a 20°C = 68°F.

El aumento del punto de ebullición de la solución a 32.4% de sólidos con un vacío de 100 mm. es de 1.6°C (Tablas críticas Internacionales.)

La temperatura de ebullición de agua a ese vacío es de 51.53°C por lo tanto la temperatura de ebullición de la solución a 32.4% y con un vacío de 100 mm. de mercurio es de:

$$51.53 + 1.6 = 53.130C = 127.6^{\circ}F.$$

Vamos ahora a calcular Q para 8 horas de trabajo diarias del evaporador en las que va a evaporar 9200 kg. de solución al 22% a 6180 Kg. de solución de 32.4%.

Las libras de solución que se van a evaporar por hora son:

$$W = \frac{9200 \times 2.205}{8} = 2540 \text{ lb/hr.}$$

La cantidad de agua que se va a evaporar es:

$$\Delta W = W \left(1 - \frac{C_0}{C_f} \right) \text{-----} (2)$$

en donde W es la cantidad de solución que se va a evaporar por hora igual a 2540 lb. C_0 es la concentración inicial que es 22% y C_f es la concentración final igual a 32.4%, por lo tanto sustituyendo valores en (2)

$$\Delta W = 810 \text{ lbs/hr.}$$

El calor necesario para calentar la solución de 20°C, que es la temperatura de alimentación, a 53.13°C que es la de ebullición, más el calor necesario para evaporar 810 lbs. de agua en una hora está dado por la ecuación siguiente:

$$Q = W C_p (t_e - t_a) + \Delta W \lambda_{te} \text{-----} (3)$$

en donde W es la cantidad de solución por calentar en una hora 2540 lbs, C_p es el calor específico de la solución a 22% 0.84 BTU/lb. °F (Hodgman), t_e es la temperatura de ebullición de la solución igual a 127.6°F, t_a es la temperatura de alimentación de la solución igual a 68°F ΔW es la cantidad de agua evaporada por hora que son 810 lbs., y λ_{te} es el calor latente de vaporización del agua a 124.7°F igual a 1022 BTU/Lb. (Walker).

Sustituyendo tenemos:

$$Q = 954320 \text{ BTU/hr.}$$

Cálculo de Δt :

$$\Delta t = T - t_e \text{-----} (4)$$

en donde T es la temperatura de condensación del vapor igual a 227°F y t_e es la temperatura de ebullición de la solución igual a 127.6°F.

Sustituyendo valores:

$$\Delta t = 99.4^\circ\text{F}$$

Cálculo de U:

Como no se dispone de tablas o datos para conocer el valor de U directamente, vamos a calcularlo de una manera indirecta, valiéndonos de tablas y ecuaciones .

Del Walker (Fig 121) conocemos por la gráfica un valor para Uu de una solución salina al 10% con un Δt de 99.4°F., u es la viscosidad de la solución y U el coeficiente de transmisión.

$$Uu = 490 \text{ ----- (5)}$$

La viscosidad de una solución de $MgSO_4$ al 10% y a 53.13°C vale 1.8 centipoises por lo que:

$$U = 273 \text{ BTU/}^\circ\text{F hr ft}^2$$

En el Perry encontramos una fórmula empírica:

$$U = \frac{K}{u^{1.2}} \text{ ----- (6)}$$

en donde U y u representan la viscosidad y el coeficiente y K una constante que debemos conocer. Para ello sustituimos los valores ya obtenidos de $U = 273$ y $u = 1.8$

$$K = Uu^{1.2} \qquad K = 545$$

Con este valor de K y conociendo la viscosidad de la solución de $MgSO_4$ al 32.4% podemos conocer el valor de U . La viscosidad de esta solución es de 3.1 centipoises por lo que:

$$U = 141 \text{ BTU/}^\circ\text{F hr ft}^2$$

Con todos estos valores despejamos de la ecuación (1) el valor del área

$$A = \frac{Q}{\Delta t U}$$

sustituyendo los valores encontrados para Q , U y Δt tenemos que:

$$A = 68 \text{ pies cuadrados} = 6.3 \text{ metros cuadrados.}$$

3) Cálculo del condensador y la bomba de vacío.

Condensador.- El cálculo que se hizo fué para encontrar la cantidad de agua necesaria para condensar todo el vapor que sale del evaporador.

La ecuación que nos da ese valor es la siguiente:

$$E \lambda + E (t_2 - t_0) = G (t_0 - t_w) \text{ ---- (1)}$$

en donde E es la cantidad de vapor que se ve a condensar igual a 810 lb/hr., λ es el calor latente del vapor cedido al condensarse igual a 1022 BTU/lb., t_2 es la temperatura de condensación igual a 51.53°C ó sean 124.7°F, t_0 es la temperatura de equilibrio a la que sale el agua del condensador igual a 30°C ó sean 86°F, t_w es la temperatura de alimentación del agua igual a 20°C ó 68°F y W es la cantidad de agua necesaria para la condensación. Despejando W:

$$W = \frac{E \lambda + E(t_2 - t_0)}{(t_0 - t_w)} \text{ ---- (2)}$$

sustituyendo valores en (2):

$$@ W = 48300 \text{ lb/hr} = 10650 \text{ kg/hr.}$$

Bomba de vacío.- El cálculo de la bomba de vacío se reduce a conocer el desplazamiento volumétrico de la misma para mantener un vacío de 100 mm. de mercurio por la fórmula:

$$V_{pe} = V_e \frac{460 + t_{sc}}{460 + t_e} \cdot \frac{P}{P_{ac}} + W_w \frac{460 + t}{460 + t_w} \cdot \frac{585}{P_{ac}}$$

en donde:

V_{pe} es el desplazamiento volumétrico de la bomba que se desea conocer dado en metros cúbicos hora, V_e el volumen del aire que viene de la solución que se evapora y que es igual a:

$$V_e = y E V_g / 100$$

$$V_e = \frac{y E V_g}{100} \text{ ---- (4)}$$

siendo el contenido de aire del vapor en % de volumen e igual a 0.2%, V_g es el volumen específico del vapor a t_e e igual a 182 pies cúbicos por libra

Sustituyendo en (4) tenemos:

$$V_e = 294 \text{ ft}^3/\text{hr} = 8.3 \text{ m}^3/\text{hr.}$$

P es la presión absoluta en el condensador que casi es igual al vacío del evaporador 100 mm. de mercurio, $P_{ac} = P - p_w$ siendo p_w la presión del vapor de

agua a la salida del condensador, es decir a la temperatura t_{aoc} igual a 25° C o sea 77° F, para esa temperatura p_w 23.8 mm. Por lo que $p_{aoc} = 100 - 23.8 = 76.2$ mm.

V_w es el volumen del aire contenido en el agua de enfriamiento y se calcula por la ecuación:

$$V_w = \frac{z w}{d} \text{ ----- (5)}$$

en donde z es el contenido de aire en metros cúbicos por metro cúbico de agua, w es la cantidad de agua de enfriamiento y d la densidad del agua

$$z = 0.02$$

$$w = 10.65$$

$$d = 1$$

$$V_w = 0.213 \text{ m}^3/\text{hr} = 7.5 \text{ ft}^3/\text{hr}.$$

t_w es la temperatura del aire que entra con el agua de enfriamiento o sea 20° C y 585 es la presión barométrica del lugar en mm. de mercurio.

Sustituyendo estos datos en la ecuación (5) tenemos:

$$V_{pe} = 412 \text{ ft}^3/\text{hr} = 11.65 \text{ M}^3/\text{hr} = 0.194 \text{ m}^3/\text{min}.$$

Alimentación del evaporador.- La alimentación del evaporador se hará con una manguera de hule, reforzada, por el vacío que la puede chupar si no está reforzada. En la tubería de la manguera habrá una válvula para regular el gasto de solución al evaporador. No hay necesidad de bomba ya que el vacío es suficiente para vencer las pérdidas por fricción la altura hidrostática y la energía cinética generada.

D) CRISTALIZACION.-

1) Cálculo de la capacidad y número de cristalizadores

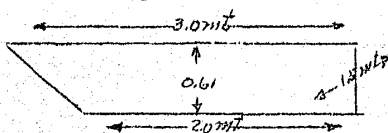
res

Núm. de Cristalizadores : 6

Capacidad c/u: 2250 lts.

Dimensiones y forma:

- 48 -



Entra a cada cristalizador: 2250 lbs. de solución al
32.4 % de $MgSO_4$ a $53^{\circ}C$.

La solución de los evaporadores se descarga a los cristalizadores continuamente para que por enfriamiento se inicie la cristalización. La descarga se hace por medio de una tubería de 2" St., forrada de asbesto para evitar pérdidas de calor y los consecuentes enfriamientos en la solución antes de llegar al cristalizador, iniciándose la cristalización en la tubería obstruyéndola.

La cristalización se va a llevar a cabo en reposo, es decir sin agitación y por enfriamiento a la atmósfera ambiente. El enfriamiento de toda la solución dura más o menos 2 días, así que el número de cristalizadores necesario para que la planta trabaje diariamente a 2 toneladas de $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ de capacidad, es de 6. Dos se llenan diariamente. Los cristalizadores serán de ladrillo forrados de mosaico pintado contra corrosiones ácidas.

Sale de cada cristalizador : 1000 kg. de $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ húmedo
1250 kg. de agua madre con una
conc. de 24.6% y a una
temp. de $18^{\circ}C$.

E) CENTRIFUGACION. En la centrifugación se elimina gran cantidad de solución que va mojando los cristales. La centrifuga elegida para este caso es de canasta con las siguientes características:

Diámetro de la canasta = 48" = 1.22 m.

Volumen total ocupado por la centrifuga: 25.2 ft^3

Volumen real de carga: 12.54 ft^3

Espacio requerido para colocarla: 66" x 102"

Los cristales se sacan de la centrífuga y se mandan a secar si hay se
cador o es necesario después se empaquen en costales de ixtle procurando pr
mero proteger el cristal con sacos de papel.

BALANCE ECONOMICO

El objeto que se busca al hacer un balance económico en el proyecto de esta planta, no es el de obtener un estudio exacto sobre las condiciones económicas de fabricación de la sal de Epson, sino solo obtener un primer intento sobre el tema, y sobre el hacer las primeras conclusiones, no tanto cuantitativas sino más bien cualitativas, pudiéramos decir, sobre la costeabilidad del proceso en la forma en que fue diseñado.

Es evidente, que en caso de realizarse este proyecto, a medida que pasa el tiempo se va adquiriendo experiencia en una planta nueva como va a ser ésta, y esa experiencia nos ayudará para hacer las modificaciones que se encontraron más convenientes para beneficio tanto económico como técnico en el proceso diseñado originalmente.

El estudio económico lo dividimos en las siguientes partes:

- A) Costo del equipo y edificio.
- B) Costo de la materia prima.
- C) Costo de operación.
- D) Costo de energía.
- E) Gastos fijos.
- F) Gastos generales e imprevistos.
- G) Balance económico.

Los datos para equipo, en su mayoría fueron obtenidos de catálogos de 1942 y 1943, yo les hice un cargo de un 25% a su costo original como una medida de seguridad por la situación provocada por la guerra. Los costos de materia prima y energía son datos sacados del mercado.

- A) Costo de equipo y edificio.

Un reactor con capacidad 3000 lts. con

todos los accesorios ----- \$ 7 000.00

4 tenques de madera con capacidad 6950 lts.c/u	\$ 4 000.00
Un montacargas de una tonelada de capacidad	---- " 2 500.00
Envases de vidrio para ácido sulfúrico	----- " 1 000.00
Un filtro prensa de madera de 18 x 18" con 12 marcos	----- " 2 500.00
Una bomba con motor de 1/2 HP para el filtro	-- " 500.00
Una manguera de hule reforzada de 20 mts.	----- " 200.00
Evaporador simple de tubos dverticales de co - bre y cuerpo de hierro	----- 20 000.00
Un condensador para 10650 lts/min.	----- 1 800.00
Una bomba de vacío de 0.194 m ³ /min. de despla- zamiento	----- 9 600.00
Una torre de enfriamiento de charolas para agua	2 300.00
Un tinaco para almacenar agua de 20 000 lts.	-- 1 600.00
2 Bombas con motor de 1/4 HP para manejar agua	600.00
6 cristalizadores de ladrillo forrados de moséi co	----- 4 000.00
Un tanque de madera para aguas madres	----- 800.00
Una bomba para aguas madres con motor de 1/4HP	300.00
Una centrífuga	----- 5 000.00
Equipo de tuberías y válvulas	----- 700.00
Equipo de laboratorio y oficinas	----- 5 000.00
	<hr/>
Costo del equipo	----- \$ 69 400.00
10% del costo por concepto de instalación	----- 6 940.00
terreno 200 m ² a 20 pesos metro	----- 4 000.00
100 m ² de construcción a \$150.00 metro cuadrado	----- 15 000.00
	<hr/>
Costo del edificio	---- \$ 25 940.00
Costo de equipo y edificio	----- 95 340.00

b) Costo de materia prima por día:

1540 kg. de magnesita -----	\$	150.90
1818 kg. de ácido sulfúrico comercial---		<u>436.32</u>
	\$	587.22

c) Gastos de operación por año:

Un ingeniero químico \$ 800.00 al mes ----	\$	9 600.00
Un químico \$ 400.00 al mes -----		4 800.00
Un mozo a \$ 120.00 al mes -----		1 440.00
7 obreros a \$ 175.00 al mes cada uno ---		<u>16 800.00</u>
	\$	32 640.00

Suponiendo un año de trabajo de 300 días, el costo por día será:

\$ 108.80.

d) Costo de energía por año:

1 500,000 kg. de vapor de escape a \$0.001 el kg.		\$ 1 500.00
20 000 kw al año a \$ 0.036 kwhr. -----		<u>720.00</u>
	\$	2 220.00

Costo por día \$ 7.40

El capital total será el invertido más el fluctuante, que consiste en el capital necesario para cubrir la materia prima durante un mes y los costos de energía y de operación por tres meses.

Capital invertido -----	\$	95 340.00
Reserva de materia prima por un mes -----		18 203.00
Reserva de energía y de operación -----		<u>10 810.00</u>
Capital total -----	\$	124 356.00

e) Gastos fijos:

Seguros el 0.005 % anual del capital total -----	\$	611.78
--	----	--------

Impuestos el 2.5% anual del capital invertido --	\$ 2 333.50
Mantenimiento y reparación el 5 % anual -----	4 667.00

La amortización anual se calcula por la fórmula:

$$a = C \frac{i (1 + i)^n}{(1 + i)^n - 1}$$

en donde : a es la amortización en 10 años, C es el capital invertido, i es el interés del capital invertido (10%) y n es el número de años para amortizar (10 años)

a vale por año -----	\$ 1 549.44
Total de gastos fijos por año -----	\$ 9 161.72
Gastos fijos por día -----	30.53

f) Gastos generales e imprevistos por año:

Administración -----	\$ 6 000.00
Ventas -----	10 000.00
Imprevistos -----	6 000.00
	<hr/>
	\$ 22 000.00

Gastos generales e imprevistos por día ----- \$ 73.33

g) Estudio económico:

La capacidad de la planta es de 2 toneladas de sal de Epsom por día de 8 horas de trabajo.

Costos por día:

Materia prima -----	\$ 587.00
Operación -----	108.80
Energía -----	7.40
Gastos fijos -----	30.53
Gastos Grales. e imprev. -----	<u>73.33</u>
	\$ 807.06

Venta de 2 toneladas de sal de Epson por

días ----- \$ 900.00

Genancia por día ----- 92.94

Genancias anuales ----- \$ 27 882.00

umentando las ganancias o bien bajando el precio del producto.

6.- El lugar de instalación puede ser cualquiera en la República, - con la condición de que sea fácil el transporte y no haya grandes recar - gos por concepto de arastre.

BIBLIOGRAFIA

LIBROS

W Badger
Elements of Chemical Engineering
Mc Graw Hill - 1936

H Walker
Principles of Chemical Engineering
Mc Graw Hill - 1937

W. Mc Adams
Heat Transmission
Mc Graw Hill - 1942

F.C. Vilbrandt
Chemical Engineering Plant Design
Mc Graw Hill - 1942

J. Perry
Chemical Engineer's Handbook
Mc Graw Hill - 1941

C. Hodgman
Handbook of Chemistry and Physics
Chemical Rubber Publishing -1944.

W. Seidell
Solubilities of Inorganic Compounds
Van Nostrand - 1943

W.W. Scott
Standard Methods of Chemical Analysis
Van Nostrand - 1944

F.P. Teadwell
Tratado de Química Analítica
Manuel Marín, Editor, Barcelona-
1933

Badger and Baker.
Inorganic Chemical Technology
Mc Graw Hill - 1941

F. Ullman
Enciclopedia de Química Indus-
trial.
Gustavo Gili. Barcelona -1935

Sr. Edward Thorpe
Enciclopedia de Química Ind.
Editorial Labor, S.A. Barcelona -
1921

Dr. Enrique Calvet
Química Gral. Aplicada a la Indus-
trial. Salvat-Editor-1939.

Dr. Hector Molinari
Química Gral. Aplicada a la Indus-
trial.
Gustavo Gili, Barcelona - 1933.

Thomas Gregory
Uses and Applications of Chemical
and related materials.
Reinhold Publishing Corporation-
1939.

REVISTAS

Chemical Abstracts - Publication American Chemical Society- (1931 a 1944)

Industrial Engineering Chemistry -(Ind Ed) Publication American Chemistry
Society (1930 - 1934 - 1940)

Chemicals - (1931)

The Chemical Trade Journal an Chemical Engineer (1931)