

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO  
ESCUELA NACIONAL DE CIENCIAS QUIMICAS



**Condiciones Óptimas de la  
Fijación del Hidróxido de Aluminio en el  
Mordentado de la Celulosa al Sulfito**

**T E S I S**

**VICTOR MANUEL GOMEZ ALVAREZ**

**1 9 5 0**

**1457**



Universidad Nacional  
Autónoma de México



**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.

UNIVERSIDAD NACIONAL AUTONOMA DE MEXICO  
ESCUELA NACIONAL DE CIENCIAS QUIMICAS

•

ESTE LIBRO NO DEBE  
SALIR DE LA BIBLIOTECA

**Condiciones Óptimas de la  
Fijación del Hidróxido de Aluminio en el  
Mordentado de la Celulosa al Sulfito**

•

**T E S I S**

Que para su Examen Profesional  
de la  
Carrera de Químico  
presenta

**VICTOR MANUEL GOMEZ ALVAREZ**

A MI MADRE  
con todo cariño

A MIS HERMANOS

Con todo respeto y agradecimiento  
al maestro

ALFONSO GRAF G.

por su desinteresada ayuda en  
este trabajo.

# I

## INTRODUCCION

*El objeto de este estudio, es encontrar las condiciones óptimas de la fijación del hidróxido de aluminio en las fibras de celulosa para el mordentado de las mismas, ya que sobre todo en la industria del papel no se lleva un control sobre ésto; sino que se trabaja de una manera empírica. Es decir, la cantidad de alúmina empleada depende de un gran número de factores tales como la cantidad de encolante empleado, la dureza del agua y el incremento de temperatura, por lo que se necesita un exceso de alúmina. La cantidad usada se guía más por la experiencia que por observación científica, y es siempre un exceso del necesario para precipitar la brea y también del necesario para un buen encolado.*

*Las sales de aluminio se usan mucho en esta industria como precipitante de la brea en el encolado del papel.*

*En nuestras experiencias usamos celulosa al sulfito, la cual es obtenida de la madera, el proceso, consiste en separar*



*de la madera los constituyentes de la no celulosa, los cuales son disueltos en licor ácido de bisulfito de calcio o magnesio, estos constituyentes son lignina y varios carbohidratos. Se acepta generalmente que la lignina reacciona con el bisulfito de calcio. El proceso de la pulpa incluye dos principales tipos de reacción que ocurren probablemente la reacción de la lignina con el bisulfito, y la separación del complejo celulosa-lignina.*

*Hägglund ha propuesto que la reacción de sulfonación es seguida a la hidrólisis del complejo carbohidrato lignina-sulfónico a una velocidad regulada, por la concentración de iones hidrógeno.*

*Calhoun cree que la reacción de sulfonación es el factor más importante en la delignificación cuya velocidad es regulada por los dos, concentración de iones hidrógenos y concentración de ión bisulfito. En el mecanismo, la sal de calcio lignina-sulfonada es soluble a la temperatura usada en el proceso.*

*La hemicelulosa hidrolizable es fácilmente disuelta en el mismo tiempo.*

*Afortunadamente la porción mayor de celulosa es comparativamente estable bajo las condiciones usadas, pero no es del todo inatacada.*

**II**

**MORDENTADO**

En el mordentado de la celulosa al sulfito, nos vamos a referir principalmente al encolado de la misma, ya que el encolado no es en sí, sino un mordentado y fijación posterior de la brea.

El hidróxido de aluminio se usa mucho en el proceso del encolado del papel. dicho proceso tiene por objeto reducir el grado de penetración de los líquidos, ya que para muchos de los usos del papel se requiere que éste no adsorba líquidos ya sea total o parcialmente.

El tratamiento del encolado se aplica:

- a).—internamente por precipitación sobre las fibras en la pila y
- b).—por tratamiento superficial en la hoja de papel.

La sola presencia de brea en la celulosa no significa que el papel haya sido encolado, sino que es necesario la precipitación de la brea por medio de las sales de aluminio o de un metal polivalente. Esto se hace en la industria por medio de precipitaciones sucesivas con alúmina, usualmente entre un pH de 4.2 a 5.5; la retención de la brea varía de 35 a 65 por ciento.

Las reacciones entre la alúmina y la brea no han sido perfectamente definidas.

Han sido usadas como precipitantes otras sales tales como sulfato ácido de sodio, sulfato de zinc y de magnesio y cloruro de calcio, pero ninguna ha dado resultado como las sales trivalentes de aluminio.

Thired y Delacroix fueron los primeros en estudiar el pH óptimo para el encolado, y propusieron la teoría de que a un grado arriba de 4.5 a 5; la celulosa y la brea tienen cargas eléctricas de signo contrario, por eso el encolado es posible por atracción mutua. Creían que fuera de este grado, el electrólito en solución era o muy ácido o muy básico, por eso la brea y la celulosa tenían una carga similar y el encolado era imposible.

El encolado ofrece un problema debido al hecho de que la mayoría de los coloides orgánicos tales como la celulosa, cera y brea tienen un potencial negativo con respecto al agua, es decir, que se repelen uno al otro en presencia del agua.

En discusión con el potencial eléctrico de la celulosa, Stamm explicó que los sólidos suspendidos en el agua asumen una carga eléctrica con respecto al del líquido como un resultado de la absorción selectiva de iones.

De acuerdo con Briggs, el potencial negativo de la celulosa es incrementado por cationes monovalentes a bajas concentraciones. El encolado es sucesivamente acompañado de la reacción entre la brea y el aluminio trivalente bajo condiciones, las cuales indudablemente vuelven la carga de las partículas positivas de celulosa en presencia del agua, pero el papel

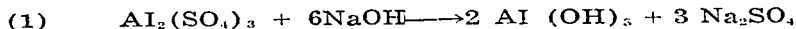
del aluminio no puede ser simplemente ese de ir volviendo las fibras positivas, ya que el para-torio con valencia de cuatro, en forma de sulfato de torio, vuelve las fibras todavía más positivas, mas no encola el papel como el alumbre.

Los datos experimentales demuestran que la presencia de un exceso de álcali y ión sulfato u otros aniones similares en una mezcladora es perjudicial al encolado para tinta hecho con alumbre y brea.

Grandes cantidades de  $\text{SO}_4$  se introducen cuando se usa un exceso de  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18 \text{H}_2\text{O}$  debido a la alcalinidad en la pila. A mayor cantidad en contenido de  $\text{SO}_4$  menor el valor del pH que debe lograrse para un encolado óptimo.

Si se elimina el exceso de álcali y el contenido de  $\text{SO}_4$  se reduce al mínimo por el uso de un alumbre básico puede hacerse el encolado a pH de 6 a 7 que equivale al encolado obtenido a pH de 4. Aunque el encolado a pH elevados no puede ser posible en la práctica por las materias primas disponibles actualmente, sí puede ser remediado en parte usando alumbres básicos que se obtienen por mezclas de sulfato de aluminio y aluminato de sodio.

La hidrólisis del  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  a menudo se escribe como una ecuación en lugar de un equilibrio, ésto hace pensar que el sulfato de aluminio es un ácido. Partiendo de esto se supone que la acidez de dicho sulfato neutralizará la alcalinidad de la pila, pero lo que realmente sucede es:



El resultado de esta reacción es que la gran alcalinidad de la sosa se ha transformado en alcalinidad de bajo potencial  $\text{Al}(\text{OH})_3$ .

La ecuación anterior solo representa las condiciones que existen en los primeros pasos al agregar al  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . Dependiendo de las condiciones finales la alúmina no ionizada, pue-

de estar en cualquier otra forma desde ácida hasta básica en el sulfato de aluminio básico.

Estos complejos de alúmina hidratada son cambiadores de iones. Si la concentración de iones  $\text{SO}_4$  en la solución se aumenta, algunos de estos aniones forman parte del complejo desalojando equivalentes en iones  $\text{OH}$  que irán a la solución. Si la concentración de iones  $\text{OH}$  de la solución se aumenta, parte de los iones  $\text{SO}_4$  del complejo son desalojados a la solución y reemplazados por iones  $\text{OH}$ . Entonces si se agrega a la solución o al sistema iones  $\text{SO}_4$  se obtiene una elevación inesperada en el pH. Ahora, si al sistema se incrementan los iones  $\text{OH}$ , algunos de estos desalojan a los iones  $\text{SO}_4$  del complejo y no se obtiene el aumento del pH que se esperaba. Si se eliminan iones  $\text{OH}$  del sistema parte de los iones  $\text{OH}$  del complejo son sustituidos por iones  $\text{SO}_4$  y tampoco se obtiene el abatimiento esperado. El eliminar iones  $\text{OH}$  es equivalente a agregar iones  $\text{H}$ . Por lo tanto al agregar iones  $\text{H}$  aumenta la cantidad de  $\text{SO}_4$  en el complejo de alúmina.

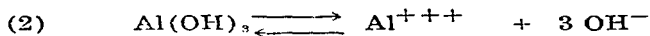
Esta acción buffer del complejo de alúmina, está entendido desde el punto de vista cualitativo, pero las predicciones cuantitativas son prácticamente imposibles. ya que en su desarrollo toman parte varias isotermas de adsorción. A mayor cantidad de  $\text{SO}_4$  en el sistema mayor en el complejo para cualquier caída de pH y por lo tanto el menor cambio en el pH por cualquier adición de ácido o iones  $\text{H}$ . (En otras palabras, cuando existe gran cantidad de  $\text{SO}_4$  es mayor la dificultad de abatir el pH). A esto se debe que las últimas partes de alumbre agregadas, tienen tan poco efecto en el pH.

Quando una pila tratada con encolante ordinario se le agrega aluminato de sodio, no se observará ningún encolado en el papel obtenido. La celulosa es un cambiador de cationes que se encuentra en forma de sales de sodio o de calcio. El estudio ha demostrado cómo convertirla en la forma de hidrógeno. El encolante de brea es además también un cambiador de cationes siempre en forma de sal de sodio y además con

una cantidad relativamente grande de un exceso de álcali. Explicaremos ésto. La breca en las pilas está formada de partículas de tal tamaño que probablemente los grupos ácidos que se encuentran en la superficie no excedan del 5 %. El resto permanece en el interior de la partícula. Los encolantes se fabrican en 70 % de la cantidad de álcali teórico, por lo tanto, hay un  $(70 - 5)/5$  1300% de exceso en causticidad que en un encolante normal de baja alcalinidad. A esto se debe que frecuentemente cuando se usa una mayor cantidad de encolante se tiene menor encolado. No hay una manera práctica de evitar ésto, por lo tanto el problema sigue existiendo.

Si tomamos en cuenta que los iones  $Al^{+++}$  son la parte activa del encolado, debe creerse que los iones H<sup>+</sup> potenciales en la celulosa y breca, transformaron el aluminio del aluminato a iones aluminio ya que no se encontró ningún encolado cuando la celulosa y la breca estaban en sales de sodio.

Se supone, que los iones Al provienen de la reacción reversible:

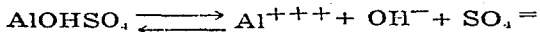


que parece ser una explicación, sostenida por la experimentación que se ha efectuado con buen éxito, con el aluminato de sodio. Los iones H<sup>+</sup> de la pulpa y de la breca, reaccionan con los iones OH<sup>-</sup> de la reacción (2), desplazando en esta forma el equilibrio a la derecha y aumentando por lo tanto la concentración de iones Al. Estos iones Al desplazan a los iones H<sup>+</sup> de la celulosa y de la breca por lo tanto, corren el equilibrio de (2) hacia la derecha. A medida que la cantidad de aluminato de sodio se incrementa, la cantidad de  $Al(OH)_3$  aumenta, y por lo mismo el número de iones Al.

Eventualmente el álcali agregado con el aluminato llegó a un punto donde los iones OH<sup>-</sup> fueron agregados más rápidamente que la celulosa y la breca y rápidamente se eliminaron los iones potenciales H<sup>+</sup>. En este punto el equilibrio comenzó a moverse hacia la izquierda. La concentración de iones OH<sup>-</sup>,

llegó a ser tan alta que imposibilitan la existencia de iones Al. y por lo tanto el encolado regresó a cero.

Esta forma de usar iones OH y H para eliminar uno y otro en el sistema acuoso, es de gran conveniencia. Desafortunadamente son los únicos iones disponibles. Ahora bien, cuando el equilibrio de (2) se parte de un complejo de sulfato básico de aluminio:



Los iones OH de este equilibrio pueden eliminarse como en el caso de la reacción (2), pero un ión  $\text{SO}_4$  o cualquier otro anión no puede destruirse, entonces para obtener una concentración de Al equivalentes en los equilibrios (2) y (3) será necesario eliminar más iones OH en el caso (3) para compensar la imposibilidad de destruir iones  $\text{SO}_4$ . Sin embargo, está demostrado que el incremento de iones H obliga a los iones  $\text{SO}_4$  a reemplazar a los iones OH en el complejo. De aquí resulta un complejo con mayor contenido de  $\text{SO}_4$  que aquel representado en el equilibrio (3) y se necesitará menor concentración de iones OH para obtener la concentración deseada de iones Al. El abatimiento del pH será más dañoso aumentando  $\text{SO}_4$  en el complejo que disminuyendo la concentración de iones OH. En este punto un abatimiento del pH disminuirá en vez de aumentar la concentración de iones Al.

Lo anterior indica que en cualquier sistema conteniendo  $\text{SO}_4$  habrá un valor pH óptimo para la máxima concentración de iones Al. Entonces arriba o abajo de este pH la concentración de iones Al decrecerá. Ya que el óptimo depende de la relación  $\text{SO}_4$  a  $\text{Al}_2\text{O}_3$  en el complejo, el pH óptimo se supondrá ser mayor si la relación  $\text{SO}_4/\text{Al}_2\text{O}_3$  es baja y bajo si la relación es alta.

Cuando estos complejos de alúmina llegan a ser insolubles, la relación  $\text{SO}_4/\text{Al}_2\text{O}_3$  es siempre menor que en los sistemas de los cuales proviene.



Si esto es verdad en los complejos dispersados, entonces a mayor alumbre puesto en el sistema, es mayor el potencial impulsor del ión  $\text{SO}_4$ , y por lo tanto, será mayor la relación  $\text{SO}_4/\text{Al}_2\text{O}_3$ . Esto significa un abatimiento constante del pH óptimo a medida que aumenta la cantidad de alumbre en el sistema. Experimentalmente esto prueba ser el caso. Ahora podría imaginarse el caso en el cual el alumbre fuera tan básico ( $\text{SO}_4/\text{Al}_2\text{O}_3$  bajo) que el complejo pudiera tomar  $\text{SO}_4$  más rápido de lo que fuera puesto en el sistema con el alumbre básico. En este caso el pH óptimo sería mayor con el aumento del alumbre. Esto puede ser demostrado experimentalmente.

El aluminio puede ser agregado al sistema en todas formas, desde alumbres ácidos pasando por varios grados de alumbres básicos hasta el aluminato de sodio.

Estos materiales pueden ser agregados en cantidades diferentes y en composiciones variadas, dependiendo de la cantidad de iones Al requeridas por la celulosa y las diversas cantidades de encolante, parte del aluminio es eliminado como alúmina combinada.

Considerando la gran variedad de composiciones posibles en los sistemas ya indicados, es muy probable que la concentración de iones Al es la única gran variable en el encolado.

Por otro lado, es muy posible que todas las composiciones de estos sistemas den la concentración de iones Al si todas están en su pH óptimo, la prueba de esto, dependerá de experiencias, ya que las complicaciones son muchas para poderse resolver matemáticamente. Es posible que la concentración de iones Al sea prácticamente independiente de la dilución.

### **III**

## **DATOS EXPERIMENTALES**

Como ya hemos visto, Thired y Delacroix fueron los primeros en estudiar el pH en el encolado del papel.

Para el presente trabajo se hizo una solución de sulfato, de aluminio al 5%, para el mordentado de la celulosa al sulfito, la cual se colocó en una licuadora para desmenuzarla (con lo cual se aumentó la superficie de adsorción) además, se le agregó una cantidad de agua, equivalente al 3% del peso de la celulosa con respecto al agua (condición similar a la usada en la industria del papel).

En la licuadora, teniendo ya la celulosa y el agua, se agregaron 5 c.c. de sulfato de aluminio con lo cual se obtuvo un pH de 4, después se fué agregando NaOH 0.1 N con objeto de ir subiendo el pH gradualmente hasta un pH límite de 8, y al mismo tiempo formar el hidróxido de aluminio el cual es el que se va a fijar en la fibra. Para cada uno de los grados que se aumentó el pH, se hicieron las determinaciones gravimétricas del aluminio.

Los resultados obtenidos están en gramos de aluminio adsorbidos en 100 gramos de celulosa y en gramos de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  fijados también en 100 grs. de celulosa.

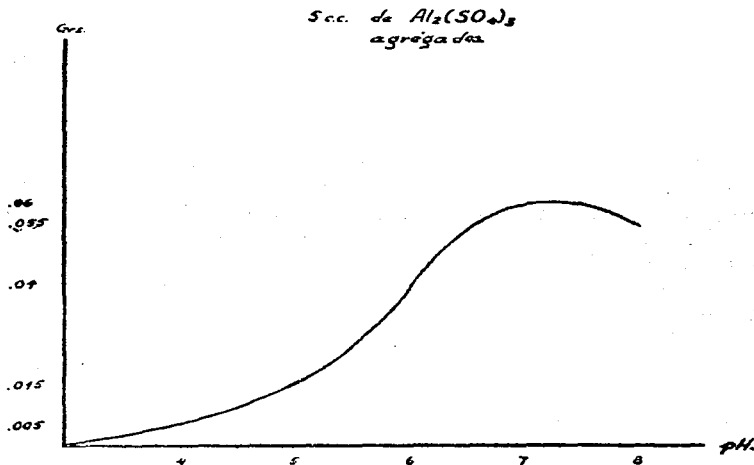
Con 5 c.c. de sulfato de aluminio agregados:

pH 4 0.005 gr. de Al. y 0.014 de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  en 100 gr. de celulosa  
pH 5 0.015 gr. de Al. y 0.042 de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  en 100 gr. de celulosa  
pH 6 0.040 gr. de Al. y 0.114 de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  en 100 gr. de celulosa  
pH 7 0.060 gr. de Al. y 0.172 de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  en 100 gr. de celulosa  
pH 8 0.055 gr. de Al. y 0.150 de  $\text{Al}(\text{OH})_3$  en 100 gr. de celulosa

Se hizo la gráfica correspondiente a los resultados obtenidos de Al. (fig. 1), tomando en la absisa el pH y en la ordenada la cantidad en gramos de aluminio adsorbido por la celulosa.

La curva nos muestra el aumento del pH a medida que se va agregando la sosa, y notamos que el punto óptimo de ad-

sorción corresponde a un pH de 7, ahora bien, si seguimos aumentando la cantidad de sosa y por tanto el pH, la adsorción disminuye.



**Fig. 1**

La cantidad de sulfato de aluminio agregado, permaneció constante en todos los puntos de pH, así como el tiempo que permaneció la mezcla en la licuadora, siendo la única variable la cantidad de sosa, con la cual subimos el pH.

Con 10 c.c. de sulfato de aluminio agregados:

pH 4 0.025 gr. de Al. y 0.071 de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa

pH 5 0.030 gr. de Al. y 0.085 de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa

pH 6 0.050 gr. de Al. y 0.143 de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa

pH 7 0.040 gr. de Al. y 0.114 de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa

pH 8 0.060 gr. de Al. y 0.172 de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa

Se hizo la gráfica correspondiente a los resultados obtenidos de Al. (fig. 2), igual a la anterior, únicamente se au-

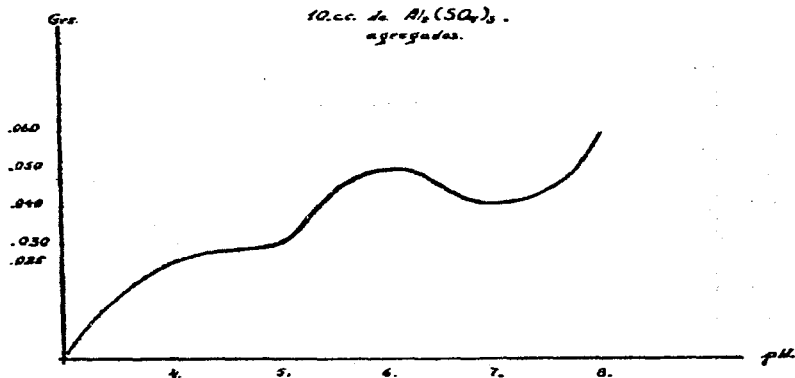


Fig. 2

mentó el sulfato de aluminio a 10 c. c. Se observa que el punto óptimo de absorción es a un pH de 8.

Con 2 c. c. de sulfato de aluminio agregados:

pH 4 0.010 gr. de Al. y 0.029 gr. de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa.

pH 5 0.020 gr. de Al. y 0.056 gr. de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa.

pH 6 0.040 gr. de Al. y 0.114 gr. de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa.

pH 7 0.060 gr. de Al. y 0.172 gr. de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa.

pH 8 0.080 gr. de Al. y 0.231 gr. de  $Al(OH)_3$  en 100 gr. de celulosa.

La gráfica (fig. 3) también es similar a las anteriores, notando que el punto óptimo de adsorción es a un pH de 8.

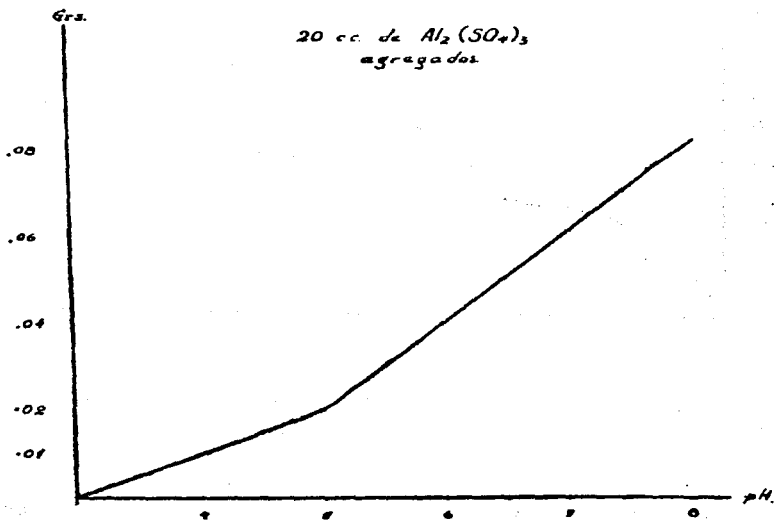


Fig. 3

Después se invirtió el proceso , agregando en primer lugar la sosa, obteniéndose un pH de 9, después se fué agregando poco a poco el sulfato de aluminio con el objeto de disminuir el pH hasta 4. La disminución fué gradual y también en cada uno de los puntos de pH el aluminio fué cuantado.

de PH 9 a PH 4 con 4 c.c. de  $Al_2(SO_4)_3$  se fijó 0.010 gr. de Al y 0.029 gr. de  $Al(OH)_3$ ,

de PH 9 a PH 5 con 3 c.c. de  $Al_2(SO_4)_3$  se fijó 0.010 gr. de Al y 0.029 gr. de  $Al(OH)_3$ ,

de PH 9 a PH 6.5 con 2 c.c. de  $Al_2(SO_4)_3$  se fijó 0.015 gr de Al y 0.042 gr. de  $Al(OH)_3$ ,

de PH 9 a PH 8 con 1 c.c. de  $Al_2(SO_4)_3$  se fijó 0.030 gr. de Al y 0.085 gr. de  $Al(OH)_3$ ,

Tomando en cuenta que con un centímetro cúbico de sulfato de aluminio se fija mayor cantidad de aluminio, y viendo que ésto se debe a que con 4 c.c. de sulfato de aluminio es mayor la disociación de dicho sulfato en ácido sulfúrico, se hizo otra prueba agregando un centímetro cúbico de sulfato de aluminio, obteniéndose un pH de 8, y después se agrega ácido sulfúrico 0.1N hasta bajar el pH a 4 se obtuvo el resultado siguiente:

de pH 8 a pH 4 con 2 c.c. de  $H_2SO_4$  .1N se fijó 0.017 gr. de Al y 0.048 gr. de  $Al(OH)_3$ ,

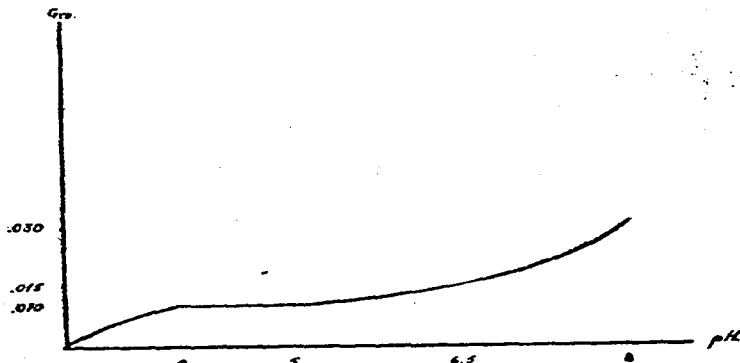


Fig. 4

Es así como se comprueba que el ácido sulfúrico en solución impide en cierto grado la formación del hidróxido de aluminio, y por lo tanto su fijación en la fibra. Se hizo la gráfica correspondiente (fig. 4). La curva es similar a las anteriores y vemos que la máxima fijación corresponde a un pH de 8, o sea que la fijación es óptima en condiciones francamente alcalinas.

Relacionando los datos obtenidos con las curvas electro-métricas de experiencias hechas en la floculación del alumbre, vemos lo siguiente: Tomando en cuenta la fig. 5 en la cual se toma como base media molécula de alumbre de potasio,

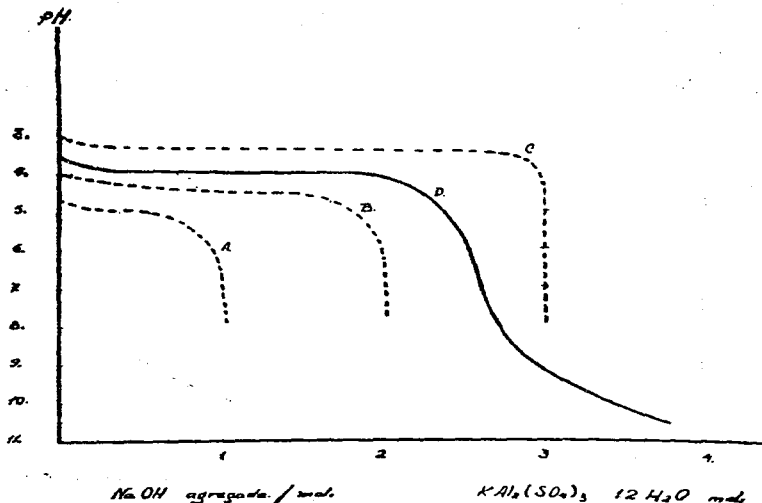


Fig 5



(KAl)SO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>.12H<sub>2</sub>O) que es mejor que poner K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.24H<sub>2</sub>O que es la forma usual del alumbre, solamente para simplificar la relación entre el ión de aluminio y el mismo número de equivalentes del álcali añadido.

Las curvas hipotéticas de titulación se han escogido por su sencillez y solamente se pueden discutir las relaciones físico-químicas más simples. Comparando las curvas A, B y C llegaremos a las siguientes conclusiones, suponiendo que representan las titulaciones por alumbre y que se formó en cada caso un producto hidratado ligeramente soluble.

Curva A: En este caso se nota una inflexión en la curva cuando se añade un álcali monovalente. La deducción que se puede hacer es que el producto ligeramente soluble o flóculo que se ha formado no es el Al(OH)<sub>3</sub>.N H<sub>2</sub>O sino un producto de la composición Al(OH)SO<sub>4</sub>. H<sub>2</sub>O. En otras palabras una sal básica, no el hidróxido es el que se ha formado.

Curva B: En este caso el punto de inflexión nos indica un producto ligeramente soluble del tipo del Al(OH)<sub>4</sub>SO<sub>4</sub>.Z H<sub>2</sub>O, que es la sal básica, más básica que en la curva A, representando la composición del flóculo hidratado. La posición de la curva también nos indica que el producto B es menos soluble que el A.

Curva C: En este caso la inflexión ocurre cuando se han añadido tres equivalentes de álcali indicando que en este caso el flóculo es óxido hidratado de aluminio o hidróxido . . . . . Al(OH)<sub>3</sub>.W H<sub>2</sub>O. Podemos esperar aunque sea hipotéticamente que el producto C sea menos soluble que los A y B.

Curva D: Actualmente se sabe que la curva D de titulación electrométrica no corresponde a ninguna de estas curvas hipotéticas de titulación. La inspección de la curva D sugiere que una pequeña cantidad de compuesto básico se precipita primero con cambios graduales en su composición mientras más álcali se añade y al variar el pH.

Una investigación analítica de la composición del floculo que se forma primero y el cual persiste arriba del punto de inflexión está representado por la fórmula  $5Al_2O_3 \cdot 3SO_3 \cdot VH_2O$ .

Pasado este punto la adición de más álcali causa la sustitución del sulfato en el floculo por el hidróxido, de modo que cuando se han añadido tres o más equivalentes de álcali, la composición del floculo es de una alta hidratación  $Al(OH)_3$ .

## IV

### CONCLUSIONES

Como ya se vió en páginas anteriores, tenemos que:

En la primera prueba, en la cual se usaron 5 c.c. de sulfato de aluminio, el punto máximo de adsorción fué a un pH de 7.

En las siguientes pruebas, vemos que con 10 c.c. de sulfato de aluminio usados, el punto óptimo es a un pH de 8; igualmente con 20 c.c. usados el óptimo es también a un pH de 8.

Al invertir el proceso, agregando primero la sosa y después el sulfato de aluminio, vemos que también la máxima adsorción es a un pH de 8. De aquí podemos concluir que la fijación del aluminio es óptima en condiciones alcalinas como quedó demostrado por las experiencias efectuadas.

Como vimos también, en la industria del papel el encolado se lleva a cabo en medio ácido a un pH de 4, pero se puede efectuar en un medio alcalino por el uso de alumbres básicos.

Finalmente tenemos que no siempre precipita el  $\text{Al}(\text{OH})_3$ , sino que hay precipitaciones de otras sales básicas, dependiendo esto de la cantidad de álcali añadido, como se puede ver en las curvas de titulación electrométrica.

## BIBLIOGRAFIA

- BURK.**—Chemistry of Large Molecules. Ed Robert Emmet Interscience Publishing Inc. New York. 1943.
- EDWARDS J. D.**—Aluminium. Mc. Graw Hil Co. Inc. New York. 1930.
- HEUSER E.**—The Chemistry of Celulose. J. Wiley & Sons Inc. New York. 1944.
- OROZCO D. F.**—Análisis Químico Cuantitativo. Imprenta Universitaria de México, 1944.
- SUTERMEISTER.**—Chemistry of Pulp and Paper Making. J. Wiley and Sons. Inc. New York. 1941.
- OTT. E.**—Celulose and Celulose Derivatives. Emil OTT. New York. 1943.
- WITHAN G. S.**—Modern Pulp and Paper Making. Reinhold The Manufacture of Pulp and Paper. Enciclopedia Vol. III y IV.  
Publishing Co. New York 1942.
- REVISTA.**—Paper Trade Journal. Febrero 1941.