



COLEGIO DE POSTGRADUADOS

INSTITUCIÓN DE ENSEÑANZA E INVESTIGACIÓN EN CIENCIAS AGRÍCOLAS

CAMPUS MONTECILLO

POSTGRADO DE EDAFOLOGÍA

Cinética de la acidificación de suelos calcáreos

M. C. Alejandro Perez Rosales

T E S I S
PRESENTADA COMO REQUISITO PARCIAL
PARA OBTENER EL GRADO DE:

DOCTOR EN CIENCIAS

MONTECILLO, TEXCOCO, EDO. DE MÉXICO

Octubre 2015

CARTA DE CONSENTIMIENTO DE USO DE LOS DERECHOS DE AUTOR Y DE LAS REGALIAS COMERCIALES DE PRODUCTOS DE INVESTIGACION

En adición al beneficio ético, moral y académico que he obtenido durante mis estudios en el Colegio de Postgraduados, el que suscribe M. C. Alejandro Perez Rosales, Alumno de esta Institución, estoy de acuerdo en ser partcipe de las regalías económicas y/o académicas, de procedencia nacional e internacional, que se deriven del trabajo de investigación que realicé en esta institución, bajo la dirección del Profesor Dr. Arturo Galvis Spínola, por lo que otorgo los derechos de autor de mi tesis "Cinética de la acidificación de suelos calcáreos"

y de los producto de dicha investigación al Colegio de Postgraduados. Las patentes y secretos industriales que se puedan derivar serán registrados a nombre el colegio de Postgraduados y las regalías económicas que se deriven serán distribuidas entre la Institución, El Consejero o Director de Tesis y el que suscribe, de acuerdo a las negociaciones entre las tres partes, por ello me comprometo a no realizar ninguna acción que dañe el proceso de explotación comercial de dichos productos a favor de esta Institución.

Montecillo, Mpio. de Texcoco, Edo. de México, a 05 de Octubre de 2015



Firma



Dr. Arturo Galvis Spínola
Vo. Bo. del Consejero o Director de Tesis

La presente tesis titulada: "**Cinética de la acidificación de suelos calcáreos**", realizada por el alumno: **M. C. Alejandro Perez Rosales**, bajo la dirección del Consejo Particular indicado, ha sido aprobada por el mismo y aceptada como requisito parcial para obtener el grado de:

DOCTOR EN CIENCIAS
EDAFOLOGÍA

CONSEJO PARTICULAR

CONSEJERO



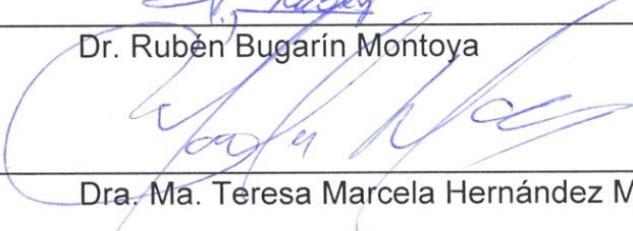
Dr. Arturo Galvis Spínola

ASESOR



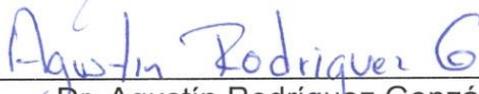
Dr. Rubén Bugarín Montoya

ASESOR



Dra. Ma. Teresa Marcela Hernández Mendoza

ASESOR



Dr. Agustín Rodríguez González

ASESOR



Dr. Mario Alberto Vázquez Peña

Montecillo, Texcoco, Estado de México, 28 de octubre de 2015

CINÉTICA DE LA ACIDIFICACIÓN DE SUELOS CALCÁREOS

Alejandro Pérez Rosales, Dr.

Colegio de Postgraduados, 2015

RESUMEN

Cualquier suelo con un $\text{pH} > 7$ es considerado alcalino, sin embargo, no todos los suelos alcalinos presentan características semejantes. En México el 32% y 65% del fertilizante consumido corresponde a sulfato de amonio y fosfato diamónico, respectivamente. Se ha estimado que el 87% del amonio aplicado es perdido en forma de amoníaco, mientras que la solubilidad del P comienza a disminuir a $\text{pH} > 6.5$, debido a procesos de precipitación y adsorción. Para disminuir estas restricciones se utiliza ácidos, azufre o sales de reacción ácida, sin embargo, el efecto de esta práctica es contrastante, ya que los suelos tienen la capacidad de adsorber H^+ , la cual ha sido nombrada “capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido (C_{aena})”. Por tal motivo, el objetivo de este trabajo es establecer una base metodológica para la estimación de la cantidad necesaria de una fuente acidificante para la disminución del pH en suelos alcalinos y calcáreos, la cual está determinada por la C_{aena} . Se encontraron tasas de acidificación con ácido sulfúrico de -1.93 a -2.40; -5.07 y 8.53 unidades de pH mmol^{-1} de ácido aplicado; mientras que con sulfato de aluminio -0.50 a -0.72; -2.55 y -4.12 unidades de pH mmol^{-1} y con sulfato ferroso 0.31 a 0.53; 0.80 y 0.97 unidades de pH mmol^{-1} de sulfato aplicado, el ácido sulfúrico tiene una mayor capacidad de acidificación que las sales de reacción ácida. La C_{aena} de los suelos evaluados depende del tipo de arcilla presente, ya que no se aprecia una disminución en la tasa de acidificación con respecto al contenido de arcilla espesada como CIC.

Palabras clave: Tasa de acidificación, capacidad de amortiguamiento, arcilla, CIC.

ACIDIFICATION KINETICS ON CALCAREOUS SOIL

Alejandro Pérez Rosales, Dr.

Colegio de Postgraduados, 2015

ABSTRACT

Any soil with a $\text{pH} > 7$ is considered alkaline; however, alkaline soils not all have equal characteristics. In Mexico 32% and 65% of the fertilizer consumed corresponds to ammonium sulfate and diammonium phosphate respectively. It has been estimated that 87% of the applied ammonium is lost as ammonia. The solubility of P decreasing at $\text{pH} > 6.5$, due to precipitation and adsorption processes. Acids sulfur or aqua ions to reduce these limitations are used. The effect of this practice is contrasting. The soils have the ability to adsorb H^+ . This ability has been named "Acid Neutralize Capacity (ANC)". The objective this work is establishes procedure for estimating required amount of an acidifying source for reducing the pH in alkaline and calcareous soils. This estimation is determined by the ANC. Acidification rates were found with sulfuric acid -1.93 to -2.40; -5.07 And 8.53 pH units applied mmol^{-1} acid; while with aluminum sulfate -0.50 to -0.72; -2.55 y -4.12 pH units and mmol^{-1} with ferrous sulfate and 0.31 to 0.53; 0.80 and 0.97 pH units mmol^{-1} applied sulfate, sulfuric acid has a greater ability to acidify the salts of acidic reaction. The ANC in evaluated soil depends on the type of clay. No found a decrease in the rate of acidification as effect of the content of clay expressed as CIC.

Key words: acidification rate, buffer capacity, clay, CEC.

A mi familia

En especial a mis dos grandes amores, que me recordaron la capacidad de asombro que tiene el ser humano con las cosas más insignificantes y simples, fuente de inspiración, alegrías, y motivación, que son la lucecita que ilumina mi camino

Vanessa y Alexandra

Agradecimientos

Al Colegio de Postgraduados Campus Montecillo, por brindarme la oportunidad de fortalecer mi formación académica en el área de edafología.

Al Consejo Nacional de Ciencia y Tecnología (CONACYT), por proporcionarme una beca para realizar mis estudios de doctorado.

Al Dr. Arturo Galvis Spínola por enseñarme la principal cualidad que debe tener un investigador, "PENSAR".

Al Dr. Rubén Bugarín Montoya por la disposición y facilidades otorgadas durante mi estancia en el colegio.

A la Dra. Ma. Teresa Hernández Mendoza por recalcar que las condiciones naturales no son una problemática, sino una condición que le proporciona características específicas a un agroecosistema.

Al Dr. Agustín Rodríguez González por las sugerencias realizadas sobre las causas y consecuencias en la degradación de los suelos.

Al Dr. Mario Alberto Vázquez Peña por las observaciones y comentarios realizados en la elaboración y presentación de los análisis estadísticos.

A Gonzalo Galván y Julia Rupit, por la asesoría en técnicas de análisis de suelo y sobre todo por la ayuda prestada en la clasificación de la colección de suelos.

Y a todos aquellos agregados culturales que conocí en el camino con los cuales compartí mi estancia en el colegio de postgraduados.

ÍNDICE

RESUMEN.....	III
ABSTRACT	IV
ÍNDICE DE CUADROS	x
ÍNDICE DE FIGURAS	xiii
INTRODUCCIÓN.....	1
REVISIÓN DE LITERATURA	4
3.1 Origen, propiedades y características de los suelos alcalinos.....	4
3.1.1 Procesos geológicos.....	4
3.1.2 Actividad agrícola.....	8
3.2 Problemática de los suelos agrícolas alcalinos.....	8
3.2.1 Volatilización de amonio	8
3.2.2 Inmovilización de P	9
3.2.3 Inmovilización de Fe	11
3.2.4 Otros desordenes generados en suelos alcalinos	11
3.3 Enmiendas agronómicas utilizadas en suelos alcalinos	12
3.3.1 Aplicación de ácidos	12
3.3.2 Azufre elemental. Oxidación biológica	14
3.3.3 Aplicación de sales con reacción acida	21
3.3.4 Quelatos de hierro	24
3.4 Capacidad de amortiguamiento de los suelos alcalinos	25
3.4.1 Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un acido	26

3.5	Alteraciones producidas en el suelo como consecuencia de la modificación química del ambiente edáfico.....	32
3.6	Influencia del ambiente químico edáfico en el diagnóstico de la fertilidad de los suelos agrícolas alcalinos	35
3.6.1	Capacidad de intercambio catiónico en suelos alcalinos	37
	OBJETIVO.....	46
	HIPÓTESIS	46
	MATERIALES Y MÉTODOS	47
6.1	Caracterización de los suelos de estudio.....	47
6.2	Oxidación biológica del azufre	56
6.3	Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido	59
6.4	Análisis de resultados	62
	RESULTADOS Y DISCUSIÓN.....	63
7.1	Características de los suelos de estudio.....	63
7.2	Oxidación biológica.....	64
7.3	Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido	69
7.4	Estimación de la tasa de acidificación con ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso en los suelos estudiados.	80
7.5	Tasa de acidificación del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso	81
7.6	Tendencia de la acidificación del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.....	86
7.7	Efecto de la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso al suelo sobre la CE	90

7.8	La tasa de salinización como función del pH, con la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.....	100
7.9	La tasa de acidificación como función de la CIC, con la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.....	105
7.10	La tasa de salinización como función de la CIC, con la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.....	105
7.11	La tasa de salinización como función del pH con relación a la CIC de los suelos estudiados.....	106
CONCLUSIONES.....		108
RECOMENDACIONES		110
BIBLIOGRAFÍA.....		111
ANEXO.....		127

ÍNDICE DE CUADROS

Cuadro 1. Acidificación del suelo con la aplicación de azufre	16
Cuadro 2. Dosis de azufre de acuerdo a su clase textural, recomendada por la U de Michigan	17
Cuadro 3. Dosis de azufre aplicado al suelo para obtener un valor de pH objetivo propuesta por la U. de Colorado	17
Cuadro 4. Dosis de azufre para obtener un valor de pH objetivo, indicada por la U. de Clemson.....	18
Cuadro 5. Recomendación de la U. de Pardue para la aplicación de azufre al suelo ...	18
Cuadro 6. Dosis de azufre en función de la clase textural del suelo, recomendada por la U. de California	19
Cuadro 7. Dosis de acidificación como función del contenido de materia orgánica en el suelo, recomendada por la U. de Wisconsin.....	19
Cuadro 8. Dosis de sulfato de aluminio recomendada por la U. de Clemson.....	23
Cuadro 9. Volumen gastado de la suspensión de bentonita en la curva de calibración	53
Cuadro 10. Fuentes acidificantes del suelo por acción bioquímica y química	59
Cuadro 11. Dosis de ácido sulfúrico empleadas en los ensayos de la capacidad edáfica para la neutralización de un acido	60
Cuadro 12. Dosis de sales con reacción acida aplicadas a la suelo	61
Cuadro 13. Características químicas y físicas de los suelos estudiados.....	64
Cuadro 14. Ensayo 1 pH del suelo después de la Incubación con azufre elemental	65
Cuadro 15. Ensayo 2 pH del suelo después de la Incubación con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	65
Cuadro 16. Ensayo 3 pH de la arena de cuarzo, suelo esterilizado y no esterilizado después de la Incubación con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	67

Cuadro 17. Ensayo 4 pH de suelos de Yucatán y Texcoco después de la incubación con tiosulfato de sodio.	68
Cuadro 18. Ensayo 5 pH del suelo después de la incubación con diversas fuentes acidificantes.	69
Cuadro 19. Ecuaciones de regresión lineal para dosis de ácido sulfúrico (mmol)	82
Cuadro 20. Ecuaciones de regresión lineal para dosis de sulfato de aluminio (mmol) ..	83
Cuadro 21. Ecuaciones de regresión lineal para dosis de sulfato ferroso (mmol)	84
Cuadro 22. Ácido sulfúrico modelo no lineal acidificación	87
Cuadro 23. Sulfato de aluminio modelo no lineal acidificación	88
Cuadro 24. Sulfato ferroso modelo no lineal acidificación.	89
Cuadro 25. Ecuaciones de regresión con y sin intercepto para CE eléctrica como función de la adición de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso (mmol de fuente acidificante)	92
Cuadro 26. Ecuaciones de regresión con y sin intercepto para CE eléctrica como función de la adición de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso (mmol de fuente acidificante)	93
Cuadro 27. Modelo no lineal de la conductividad eléctrica como función de la adición de Ácido sulfúrico.....	97
Cuadro 28. Modelo no lineal de la conductividad eléctrica como función de la adición de sulfato de aluminio	98
Cuadro 29. Modelo no lineal de la conductividad eléctrica como función de la adición de sulfato ferroso	100
Cuadro 30. Ecuaciones de regresión lineal de la CE en función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso	101

Cuadro 31. Ecuaciones de regresión no lineal de la CE en función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico sulfato de aluminio y sulfato ferroso	103
Cuadro 32. Ecuaciones de regresión no lineal de la CE en función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico sulfato de aluminio y sulfato ferroso	104

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura 1. Efecto de la adición de ácido sulfúrico al suelo (a) con bases de intercambio, (b) sin bases de intercambio.	29
Figura 2. Restauración de suelos alcalinos afectados con B con ácido sulfúrico.	31
Figura 3. Restauración de suelo 3558 afectado con B con ácido sulfúrico.	32
Figura 4. Salinización del suelo con la aplicación de ácido sulfúrico.	34
Figura 5. Desplazamiento catiónico con la aplicación de ácido sulfúrico.	35
Figura 6. Estructura molecular del complejo AgTU	39
Figura 7. Protección del material de vidrio con papel aluminio (A, B, C, D, E), agitador magnético (D, E), vortex con tubo de ensayo (F), bentonita sin tamizar (G) y tamizada a 200 mallas y 37 μ (H).	49
Figura 8. Adición de 5 ml alícuota de EDTA y AgTU ⁿ⁺ previo a la titulación con la suspensión de bentonita.	50
Figura 9. Etapas de la adsorción del AgTU ⁿ⁺ en la bentonita.	51
Figura 10. Comparación de la etapa final de adsorción del AgTU ⁿ⁺ en la titulación con respecto a estados intermedios	52
Figura 11. Estado inicial y final de la titulación con la suspensión de bentonita de las alícuotas tomadas para los puntos de calibración.	52
Figura 12. Curva de calibración de la adsorción del AgTU ⁿ⁺ en la suspensión de bentonita	54
Figura 13. Correlación de la CIC con el método de AgTU ⁿ⁺ sin intercepto como función del tamaño de partícula del suelo.	55

Figura 14. Correlación de la CIC con el método de AgTUn+ con intercepto como función del tamaño de partícula del suelo.	56
Figura 15. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico	70
Figura 16. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico	71
Figura 17. Suelo 1a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas....	72
Figura 18. Suelo 2a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas....	73
Figura 19. Suelo 3a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas....	74
Figura 20. Suelo 4a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas....	75
Figura 21. Suelo 5a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas....	76
Figura 22. Suelo 1b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales de reacción acida	77
Figura 23. Suelo 2b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales con reacción acida.....	78
Figura 24. Suelo 3b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales de reacción acida	79
Figura 25. Suelo 4b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales con reacción acida.....	80
Figura 26. Comparación del pH del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida	81
Figura 27. Comparación de la tasa de acidificación del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida	85
Figura 28. Comparación de las tasas de acidificación del suelo	86
Figura 29. Comparación de la CE del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida.....	91

Figura 30. Comparación de la tasa de salinización del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida.....	95
Figura 31. Comparación de la tasa de salinización del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida.....	96
Figura 32. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico.....	105
Figura 33. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico.....	106
Figura 34. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico.....	107

INTRODUCCIÓN

El intemperismo químico de los minerales primarios que se encuentran contenidos en el material de origen, libera nutrientes como Mg, Ca, K, P, Fe, Mn y B. Por otra parte, los minerales secundarios se originan de la descomposición, restructuración o de las reacciones de precipitación de los minerales primarios, donde se pueden encontrar los óxidos, sulfatos, sulfuros, carbonatos y fosfatos. Los minerales de los suelos se forman de las reacciones de precipitación y disolución, dentro de estas reacciones esta la liberación de H^+ y OH^- , lo que da origen al pH del suelo (Robarge, 2005).

Las concentraciones de iones OH^- están asociadas con altos contenidos de bicarbonatos y carbonatos como calcita y dolomita (FAO, 2000). En la roca sedimentaria frecuentemente se encuentran carbonatos de calcio, magnesio (calcita y dolomita), sulfatos, cloruros de Na y K, que son constituyentes comunes de los sedimentos marinos y ambientes áridos (Fanning y Fanning, 1988). La calcita se origina a partir del material parental como roca caliza. Este tipo de roca provee de una abundante fuente de Ca, donde la calcita aporta del 20 al 40%, mientras que la dolomita el 20% de Ca (Wilding, 2000; Turk *et al.*, 2000).

La reacción del fertilizante con los iones presentes en la solución del suelo es modificada en cantidad e intensidad por la actividad química del H^+ y OH^- . Como ejemplo de ello es lo que ocurre en los ambientes alcalinos donde la eficiencia de la fertilización disminuye por volatilización del nitrógeno y la escasa disponibilidad del fósforo debido a la formación de minerales insolubles. Esta situación es frecuente en el país ya que aproximadamente 65% de los suelos agrícolas son alcalinos (INEGI, 2013).

Dado que la superficie agrícola nacional presenta 65% de suelos alcalinos, las pérdidas de fertilizante nitrogenado y fosfatado se acentúan, por lo que es necesario alternativas agrícolas que incrementen la eficiencia de la fertilización. Tomando en cuenta que en el sistema de producción la mayor parte de la inversión está dada por la compra y aplicación de fertilizantes es de suma importancia el manejo adecuado de este insumo, siendo la modificación del pH una alternativa para aumentar la eficiencia de la fertilización, sin embargo hay que resaltar que la disminución del pH tiene tendencias totalmente diferente en cada suelo.

La principal restricción agronómica de los suelos alcalinos es la disminución en la eficiencia de la fertilización. Es sabido por técnicos y productores que los suelos alcalinos limitan la producción y para ello han hallado soluciones para disminuir estas restricciones naturales, siendo las más utilizada la aplicación de quelatos de hierro, ácidos inorgánicos, materia orgánica fertilizantes foliares, azufre e incluso yeso, sin embargo, son medidas para corregir las deficiencias nutrimentales presentes en los cultivos y no se atiende el problema de origen. La mayor aproximación para la solución de este problema agronómico es la aplicación de ácido, la cual se hace de manera empírica aplicando niveles crecientes de ácidos o bien regando con agua acidificada, se cree que la acidificación artificial de los presenta una tendencia lineal y que esta puede ser ilimitada hasta llegar a un pH objetivo.

Se ha encontrado que la tendencia en la acidificación es específica para cada suelo, sin embargo, se observan similitudes en los suelos, dado que en suelos con contenido de arcilla contrastante es posible encontrar tasas de acidificación similares, por el contrario, cuando las diferencias en el contenido de arcilla son mínimas, se ha

encontrado diferencias en las tasas de acidificación, esto debido probablemente al tipo de arcilla presente en el suelo.

Una de las consecuencias de aplicar fuentes ácidas al suelo, es la salinización, ésta es debida a reacciones de desplazamiento y sustitución de las bases de intercambio por el incremento en la concentración de H^+ , sobre todo cuando la aplicación de una fuente ácida se basa en la obtención de un valor de pH objetivo del suelo, produciendo una degradación química, física y biológica.

Por lo tanto, las características de los suelos alcalinos, ejemplo de ello el pH, son una condición natural y no problemática, por lo que, la utilización de metodologías que tiendan a modificar la naturaleza de estos suelos, indiquen alteraciones en su equilibrio y a la larga generan cambios irreversibles que se reflejan en su productividad.

REVISIÓN DE LITERATURA

3.1 Origen, propiedades y características de los suelos alcalinos

Cualquier suelo con un $\text{pH} > 7$ es considerado alcalino, sin embargo, no todos los suelos alcalinos presentan características semejantes. En suelos alcalinos de zonas áridas y semiáridas predominan los sulfatos y carbonatos, debido a la baja precipitación que disminuye su lixiviación lo que provoca una acumulación de bases como: Ca, Mg, Na y K, que dominan los sitios de intercambio, mientras que los iones H^+ son poco frecuentes (Carrow y Duncan, 2011).

En estos suelos las arcillas predominantes son las del tipo 2:1 (montmorillonitas) con respecto a las 1:1 (caolinitas) que se encuentran en suelos ácidos. Las arcillas del tipo de las montmorillonitas usualmente tienen una alta capacidad de intercambio iónico. Estos suelos se distribuyen ampliamente a nivel mundial, siendo los mollisols, vertisols y aridisol los órdenes más representativos con esta característica (Baligar y Clark, 2000).

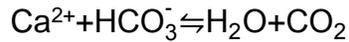
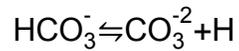
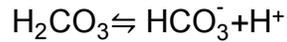
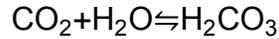
3.1.1 Procesos geológicos

Suelos alcalinos no calcáreos. Es común que en zonas donde la lluvia es escasa el lavado de las sales, entre ellas los bicarbonatos y carbonatos, sea insuficiente, además la alta evaporación incrementa la concentración de estas sales en la superficie del suelo. Con el incremento de la aridez los materiales alcalinos asociados a las sales del sodio y yeso tienden a acumularse en la superficie del suelo, esta acumulación forma una barrera física y química que impide la penetración de las raíces de las plantas. Las zonas áridas y semiáridas abarcan casi el 30% de la superficie terrestre y usualmente son alcalinas. En suelos alcalinos predominan especies iónicas de Ca^{2+} , Na^+ , K^+ , Cl^- , y nitratos (Merry, 2009).

Se considera como suelos "alcalinos no salinos" a aquellos con un porcentaje de sodio intercambiable mayor del 15 % y una conductividad eléctrica del extracto saturado menor de 4 mmhos cm^{-1} a 25° C. El pH está usualmente entre 8.5 y 10. Mientras que los "suelos salino-alcalinos" son aquellos que en su extracto de saturación tiene una CE mayor de 4 mmhos cm^{-1} a 25° C y el PSC es mayor de 15% (Richards, 1954).

La apariencia y gran parte de las propiedades de los suelos alcalinos salinos son similares a las de los suelos salinos ordinarios, ya que rara vez el pH es mayor de 8.5 y que las partículas permanecen floculadas. La formación de carbonato sódico es un proceso químico de gran importancia, que proporciona al suelo una reacción alcalina que altera las propiedades de viscosidad, impermeabilidad y tenacidad. Se encuentra, por ejemplo, los suelos Black Alkali, donde el carbonato sódico dispersa la materia orgánica que se encuentra disuelta en la solución del suelo que es depositada sobre la superficie del mismo por evaporación, proporcionando a éste un color oscuro característico (Caro, 1969).

Suelos alcalinos calcáreos. Los suelos alcalinos pueden ser formados por el carbonato de calcio proveniente del material parental. A un pH de 7.6 - 8.3 el carbonato de calcio puede precipitar fuera de la solución del suelo. La reacción química producida con la adición de HCl en este rango de pH indica la presencia de carbonatos (Grant, 2005; Carrow y Duncan, 2011). El origen de la alcalinidad de los suelos calcáreos está determinada por la mayor disociación del hidróxido de calcio y la producción de OH^- comparada con la producción de H^+ del ácido carbónico débil, el pH de estos suelos generalmente se encuentra entre 7 y 8.3 (León, 1991).



Existe una alta relación entre el carbonatos, bicarbonatos y la concentración de cationes intercambiables con el pH, donde a medida que la concentración de especies carbonatadas aumenta, se presenta un incremento no lineal de pH (Neal *et al.*, 1990),

Los carbonatos pedogenéticos presentes en ambientes donde originalmente no existían, en especial en suelos de origen basáltico o en suelos descalcificados se recalifican por procesos posteriores. La formación de nuevos nódulos de carbonatos pueden resultar de 1) cambios en el clima de húmedo a subhúmedo o de árido a semiárido, 2) acumulación de sedimentos ricos en carbonatos. Este carbonato disuelto en el agua percolada puede depositarse en horizontes inferiores generando pérdidas de CO_2 . La disociación y precipitación de los CaCO_3 proveniente de deposiciones marinas, ocurre en la rizósfera, donde la calcita reacciona con el agua y el CO_2 presentes en la solución del suelo dando origen a cationes de Ca y aniones bicarbonato. El ion bicarbonato presente en la solución del suelo resulta de la interacción del carbono con las partículas de carbonatos. En las primeras etapas de desarrollo del suelo estas partículas provienen de la roca caliza (Magaritz *et al.*, 1981).

La calcificación es un proceso que ocurre en suelos regiones subhúmedas, áridas y semiáridas con materiales de origen calcáreo. El calcio es el catión que se encuentra en mayor proporción en el complejo de intercambio seguido por la presencia de carbonatos (Fanning y Fanning, 1988)

A valores de pH cercanos a 8.3 se presenta la formación de carbonato de sodio, mientras que a valores de pH entre 9 y 10 el calcio intercambiable precipita como carbonato de calcio, generando sodio intercambiable, el cual deteriora la estructura (Grant, 2005)

En la química del suelo, el calcio juega un papel decisivo en los siguientes aspectos (Hernández *et al.*, 2003):

- Neutraliza la acidez actual de las soluciones del suelo elevando su pH.
- Contribuye a aumentar el porcentaje de saturación de bases del complejo adsorbente, reduciendo la acidez potencial del suelo.
- Estimula la acción de los microorganismos simbióticos y no simbióticos de nitrógeno atmosférico.
- Favorece la respiración radical
- Reduce la virulencia de algunas enfermedades criptogámicas típicas de los suelos ácidos
- Interviene en los mecanismos de intercambio catiónico entre la solución y el complejo, con el consiguiente efecto sobre la fertilidad del suelo y la nutrición de los vegetales.
- Eleva el potencial redox del suelo, y es antagonista de algunos elementos minerales (K, Mn, Fe, B y Zn), dificultando su asimilación y reduciendo su fitotoxicidad (Mn, B y Zn).

Turk *et al.* (2000) menciona que otro proceso de formación de carbonatos es cuando del CO₂ atmosférico, que se disuelve en agua formando ácido carbónico, si el

pH del suelo es alcalino, posteriormente se disocia en bicarbonatos y estos a su vez en carbonatos.

3.1.2 Actividad agrícola

El proceso de alcalinización de los suelos se relaciona con factores antrópicos como el uso durante décadas de aguas duras para el riego agrícola (Cenapa, 2015), los incrementos del pH se asocian con el PSB inicial del suelo (Olivares *et al.*, 2013). Los suelos regados con aguas con altos contenidos de carbonatos de Ca, Mg o HCO_3 , provenientes de acuíferos con roca caliza, pueden precipitar compuestos de carbonato de calcio y magnesio, incrementando el pH (Carrow y Duncan, 2011). Los suelos con cultivos bajo invernadero son más afectados por el uso de aguas bicarbonatadas sódicas y en ellos, los procesos de salinización y alcalinización secundaria son los principales factores limitantes de la producción (Aparicio *et al.*, 2014).

Otro proceso de alcalinización de los suelos se debe al incremento de carbonato de calcio, producto de procesos erosivos, procesos naturales y mala gestión del suelo (Olivares *et al.*, 2013).

3.2 Problemática de los suelos agrícolas alcalinos

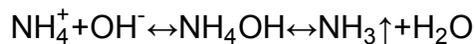
En México el consumo de fertilizantes para el 2013 fue 3, 982, 490 toneladas, de las cuales el 32% es sulfato de amonio y 65% fosfato diamónico (ANIQ, 2014), dado que las dos fuentes fertilizantes principales contienen amonio la pérdida por volatilización representa considerablemente grandes pérdidas económicas.

3.2.1 Volatilización de amonio

La volatilización del amonio como amoníaco en los suelos alcalinos y calcáreos representa la mayor pérdida del nitrógeno aplicado proveniente de los fertilizantes amoniacales, debido a la alta concentración de OH^- y CaCO_3 ; donde la alta actividad de

OH⁻ genera una reacción con el NH₄⁺ formando NH₄OH, y posteriormente, NH₃ y 2H₂O (Appelo y Postma, 2005). Esta pérdida de N ha sido estimada alrededor del 1 a 60% del total del N aplicado en la agricultura y ocurre inmediatamente después de la fertilización (Osumanu *et al.*, 2008). El pH del suelo, no solo determina el equilibrio y cinética del amonio, sino que también afecta la actividad de la ureasa (Corstanje *et al.*, 2008). Otras características de los suelos que intervienen en la volatilización de amonio, incluyen la capacidad buffer, CIC, la temperatura y humedad (Sigunga *et al.*, 2002). Se ha estimado que las pérdidas de amonio en forma de amoniaco son del 87% cuando el pH del suelo se incrementa de 7 a 10.5 (Saffigna y Freney, 2005).

La reacción de volatilización de amonio como amoniaco se representa en la siguiente ecuación (Fenn y Kissel, 1973):



Estas pérdidas de fertilizante ocurren inmediatamente después de la fertilización, ya que en el estudio de Barbieri y Echeverria (2003) encontraron que un suelo con pH entre 9.2 y 9.5 a los 15 días después de aplicar una dosis 180 kg de N, estimaron una pérdida de alrededor de 63.41 kg de N.

3.2.2 Inmovilización de P

La solubilidad del P comienza a disminuir cuando el pH del suelo es > 6.5, dando origen a procesos de precipitación y adsorción. La adsorción se produce cuando en el suelo existen bajas concentraciones de P sobre la superficie de las partículas de carbonato de calcio (Baligar y Clark, 2000).

La pérdida dominante del fertilizante fosfatado en suelos alcalinos, calcáreos o con la presencia de sulfato de calcio, se origina en la reacción de precipitación del P

como complejos de fosfatos de calcio; cuando en el suelo se encuentra en bajas concentraciones, esta reacción de precipitación, genera hidroxiapatita ($\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6\text{OH}$), el cual es el mineral primario más común en estas condiciones, mientras que a altas concentraciones de P se forma fosfato octacálcico ($\text{Ca}_8\text{H}_2\text{PO}_4$) (Carrow y Duncan, 2011; McLaughlin *et al.*, 2011). En estos suelos, las especies de fosfatos de calcio, son relativamente insolubles y pueden permanecer en el suelo por periodos largos. La demanda de fósforo por las plantas genera una disminución de P en la solución del suelo y en consecuencia se libera el fósforo que se encuentra en la fase sólida, esta liberación depende de la cantidad que de P en las reservas del suelo, de su solubilidad y de su tasa de liberación. En función a la velocidad de liberación del P, se ha clasificado como rápida, intermedia y lenta liberación, a la baja solubilidad de cristales metaestables de fosfato de calcio convertidos a hidroxiapatita, desorción de fósforo adsorbido en las arcillas y en la superficie de los carbonatos y la disolución de la hidroxiapatita, respectivamente (Shariatmadari *et al.*, 2006).

La sorción de P en estos suelos ocurre en la zona del perfil donde la concentración de P no excede la máxima concentración de sorción del suelo y las concentraciones de Al, Ca, Fe, Mg, Si, P y otros elementos menores en la solución del suelo no exceden la solubilidad de los minerales que contienen estos elementos. El carbonato de calcio inhibe principalmente la eficiencia de los fertilizantes fosforados y en menor proporción los óxidos de Al/Fe sobre la superficie del CaCO_3 influyen en la sorción de P (Delgado *et al.*, 2002; McBeath *et al.*, 2006; McLaughlin *et al.*, 2011).

En suelos alcalinos calcáreos, la sorción de fosfatos está fuertemente influenciada por las reacciones de adsorción y precipitación con la superficie de los carbonatos de calcio. La adsorción predomina en concentraciones de fosfato menores a 10^{-4} M. La

capacidad de adsorción de la calcita es menor a $0.3 \mu\text{mol P m}^{-2}$ aproximadamente, que es cercana a un décimo de lo que los óxidos de Fe adsorben de manera natural; esto genera una pobre correlación del P sorbido entre la concentración de P y el carbonato de calcio, bajo estas condiciones los óxidos de Fe, Al y arcillas son los principales sorbentes de fosfato. La precipitación de fosfatos se presenta cuando en la solución la concentración de P supera 10^{-4} M (Castro y Torrent, 1998).

3.2.3 Inmovilización de Fe

Se estima que en promedio el suelo contiene alrededor de 40 t ha^{-1} de Fe, sin embargo en estos suelos es frecuente la deficiencia de Fe en los cultivos, debido a que el Fe presente se encuentra en formas no disponibles para las plantas. Las plantas anualmente remueven cantidades mínimas de este mineral ($1 - 2 \text{ kg ha}^{-1}$). La disponibilidad del Fe es altamente dependiente del pH del suelo y del potencial redox. Con la presencia de bicarbonatos decrece su disponibilidad (Baligar y Clark, 2000).

Estos suelos causan clorosis debido a la incapacidad de las plantas de absorber hierro o manganeso. Si el suelo tiene un alto contenido de CaCO_3 puede ocurrir una deficiencia de potasio porque este puede ser rápidamente lixiviado (FAO, 2000). El problema está relacionado con la baja solubilidad del Fe en los suelos calcáreos. La clorosis también se produce por un deterioro en la absorción y el transporte de Fe dentro de la planta (Rivera *et al.*, 2008). Por otro lado se puede encontrar deficiencias de boro, cobre y zinc (CIMMYT, 2015).

3.2.4 Otros desordenes generados en suelos alcalinos

Se presenta la disminución en la disponibilidad de Zn y Mn (Grant, 2005), la deficiencia de Zn en cereales ha sido considerado como uno de los principales desordenes nutrimentales, esta condición es atribuida a los procesos de precipitación y

adsorción por los componentes del suelo, como hidróxidos de Al, Fe y Mn (Baligar y Clark, 2000); deficiencia de B en pH de 7 a 9, deficiencia de Mo, reducción de en la eficiencia de los plaguicidas, formación de una capa de caliche (Carrow y Duncan, 2011).

3.3 Enmiendas agronómicas utilizadas en suelos alcalinos

3.3.1 Aplicación de ácidos

Durante la década de los 50, se propuso el empleo de ácido sulfúrico en suelos alcalinos, pero, su uso no se generalizó principalmente por las dificultades en su manejo. Se ha sugerido el uso de ácido sulfúrico aplicándolo al agua de riego para disminuir las pérdidas de amoníaco en la fertirrigación y aumentar la disponibilidad de P (Ferreyra *et al.*, 1999).

En suelos alcalinos del norte de México se han probado fertilizantes ácidos líquidos con resultados satisfactorios; estos fertilizantes atenúan la fijación y precipitación del P, y se les ha colocado en la categoría de mejoradores. Los mejoradores se prepararon con base en ácido sulfúrico, urea y ácido fosfórico; su aplicación afectó positivamente la altura de plantas, concentración foliar de P y Ca, así como la eficiencia de absorción. En el caso de melón la producción se incrementó en 1.65 y 1.44 veces con la aplicación de azufre y ácido sulfúrico, respectivamente. El incremento en producción y calidad de fruta se relacionó con el efecto acidificante de los mejoradores: al disminuir el pH se favoreció la asimilación de P y otros nutrimentos (Pérez, 2000).

Por su parte, Ferreyra *et al.* (1999) realizaron ensayos aplicando ácido sulfúrico, acético, nítrico fosfórico y cítrico al suelo con un pH inicial de 8.1, donde la cantidad de ácido empleada se calculó con base a la acidez necesaria para alcanzar un pH de 5.

Encontraron que los ácidos nítricos, acético, sulfúrico y fosfórico fueron efectivos para incrementar la concentración de H^+ en el suelo, no así el ácido cítrico, sin embargo, el ácido nítrico y acético incrementan la salinidad expresada como C.E.

Manzano *et al.* 2014, para la rehabilitación de suelos alcalinos, salino-sódicos aplicaron 500 g de estiércol bovino por maceta con suelo de dos localidades, posteriormente se aplicó 55.3 - 116.8 g y 44.1 - 93.1 g de sulfato de calcio y ácido sulfúrico, respectivamente. Sus resultados señalan que el uso de mejoradores de suelo no tiene efectos en la CE y PSI, comparados con la aplicación de lavado, sin embargo, se aprecian cambios significativos en el pH.

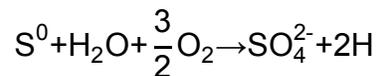
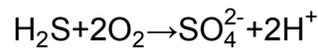
Pérez, 2002. Aplico azufre, ácido sulfúrico, polisulfuro de potasio, tiosulfato de potasio y tiosulfato de amonio a un suelo con pH de 7.9 con el cultivo de limón mexicano. Encontró que La utilización de mejoradores del suelo de acción ácida resultó una alternativa técnica y económicamente viable para prevenir y corregir el efecto negativo que el $CaCO_3$ le ocasiona al limón mexicano. Todos los mejoradores resultaron estadísticamente superiores al testigo. El mejorador de suelo más sobresaliente en lo económico, respuesta agronómica de crecimiento, rendimiento y calidad de fruta fue el azufre, ya que el azufre se manifestó en mayor incremento de altura y diámetro de copa del árbol, rendimiento más alto y mayor porcentaje de jugo por fruto que el resto de los mejoradores del suelo y el testigo.

De acuerdo a los datos de Rivera *et al.* (2003), la aplicación de soluciones ácido sulfúrico al suelos en dosis equivalentes 3, 6 y 12%, su pH disminuye, sin embargo este tiende a incrementarse nuevamente (pH 8 a 6.7). En un evaluación posterior para corregir la clorosis férrica en cítricos Rivera *et al.* (2008) evaluaron el efecto del sulfato ferroso y ácido sulfúrico en el pH del suelo y en la clorosis férrica de plantas de

mandarina en suelos con pH de 8, sus resultados mostraron que con la aplicación de estos tratamientos no se corrigió la clorosis y además la acidificación alcanzada (pH 6) no lo fue suficiente para solubilizar el Fe presente en el suelo, debido probablemente a los carbonatos presentes (42 % de CaCO₃ totales y 343 mgKg⁻¹ de CaCO₃ activos).

3.3.2 Azufre elemental. Oxidación biológica

Las bacterias del azufre son organismos autótrofos facultativos que usan el azufre, el sulfito, tiosulfato, y sulfitos orgánicos para la obtención de energía. La reacción bioquímica característica se define como (Yong *et al.*, 2012):



Acidithiobacillus sp son un grupo de bacterias quimiolitotróficas que utilizan la energía química generada por la oxidación S⁰ o el Fe (pirita), por medio del oxígeno que es el receptor y transportador de electrones, que posteriormente será utilizada en la fijación del CO₂ en el ciclo de Calvin (King, 2007).

El azufre elemental en solución es oxidado a ácido sulfhídrico lentamente bajo condiciones naturales, el cual mediante la presencia de agentes catalíticos vuelve a oxidarse hasta formar ácido sulfúrico. La velocidad de este proceso incrementa cuando la oxidación ocurre en presencia de bacterias específicas. En las primeras investigaciones realizadas se reportaron los siguientes géneros de bacterias quimioautotróficas que oxidan azufre elemental: *Beggiatoa*, *Thiotrix*, *Thioplaca*, *Monas*, *Thiophysa*, *Thiovulum*, *Spirillum*, *Thiospirillum*, *Bacterium boitista*, *Bacillus Achromatium*, *Thiobacillus thioparus*, *T. denitrificans*, *T. thiooxidans*. (Waksman, 1921)

En la primera etapa de la oxidación biológica del S^0 a SO_4^{2-} como primer paso se requiere que las células entren en contacto con las partículas de azufre, donde posiblemente existan intermediarios parcialmente oxidados como tiosulfitos y sulfitos. Este proceso está ligado estrechamente con un valor de pH de 2 y a la actividad enzimática que oxida al S^0 a $H_2SO_3^2$ y este a su vez a $H_2SO_4^2$ (Bor-Yann *et al.*, 2004). En este sentido, Takeuchi y Suzuki (1994), mencionan que *Acidithiobacillus thiooxidans* (*Thiobacillus thiooxidans*) presenta en su citoplasma un pH cercano a la neutralidad para que enzimas específicas de este organismo tengan las condiciones necesarias para el proceso de oxidación, debido a que la membrana celular sirve como protección de las condiciones ácidas del medio. Dicha membrana posee una cubierta de lipopolisacáridos ubicada al exterior de esta, adicionalmente la membrana citoplasmática es una barrera permeable, por lo que se genera un espacio periplasmático ácido. Para que el S^0 sea oxidado debe penetrar la membrana externa e interna para llegar al citoplasma neutral. El S^0 entra a la célula en formas protonadas no disociadas como bisulfito o dióxido de azufre precursor del ácido sulfuroso, este gas fácilmente se desplaza por difusión a través de las membranas celulares. De esta manera la alta concentración de H^+ del medio proporciona los protones para la formación de estas especies. Por otro lado, a medida que la concentración de H^+ disminuye (2.3 a 7.0) la activación de sales es más pronunciada debido que el incremento en el potencial hídrico es menor y la penetración de H^+ tiende a ser insignificante (Suzuki, 1999). Este organismo realiza la oxidación exclusivamente en forma aerobia y en presencia del CO_2 disuelto en el medio, el cual es altamente soluble a $pH < 7$, cuya fuente de nitrógeno es el NH_4^+ , ya que este incrementa la oxidación de S^0 , mientras que cuando se utiliza NO_3^{2-} no se observan

cambios en la tasa de oxidación, no se desarrolla en condiciones neutrales, alcalinas (Starkey, 1925), y en ausencia de azufre (Waksman y Joffe, 1922). Por otra parte diversos autores mencionan que la temperatura en la cual este organismo aislado se desarrolla oscila entre 25 y 30°C.

Sierra *et al.* (2007) Aplicaron niveles crecientes de azufre al suelo y obtienen una disminución del pH lineal en un periodo de 4 meses; esta tendencia no es posible, ya que la acidificación del suelo presenta una tendencia no lineal, y no es factible llegar a un pH objetivo, ya que la capacidad del suelo para neutralizar el ácido evita que el suelo se acidifique indefinidamente (cuadro 1).

Cuadro 1. Acidificación del suelo con la aplicación de azufre

Suelo	0	500	1000
	Azufre mg kg ⁻¹		
	pH		
Toledo	8.31	8.17	8.09
La compañía	7.59	6.38	5.62
Xeres	7.32	5.89	4.92
Pichasca	7.66	7.50	7.30
El higueral	8.39	7.92	7.71
Pueblo viejo	7.79	6.15	4.50

En los primeros experimentos realizados en suelos alcalinos de california con la aplicación de 2.24 a 6.73 t ha⁻¹ de azufre elemental se observó que después de dos semanas, el 20 al 25 de azufre ya ha sido oxidado, reduciendo cerca del 40% de los bicarbonatos presentes en el suelo, con una variación de pH de 8.8 a 7.9 con 6.73 t ha⁻¹ (Lipman, 1923).

Otros autores proponen que la cantidad de azufre elemental a aplicar depende del tipo de suelo, pH actual, pH objetivo y la profundidad del suelo a la que se desear modificar el pH. A continuación se mencionan algunas de las recomendaciones técnicas más frecuentes:

Cregg (2009) propone las siguientes cantidades de azufre descritas en el cuadro 2, para obtener un pH del suelo de 6.5 tomando en consideración el pH inicial y su textura a una profundidad de 18 cm.

Cuadro 2. Dosis de azufre de acuerdo a su clase textural, recomendada por la U de Michigan

pH inicial	Suelo arenoso	Suelos limoso	Suelos arcillo
	Azufre t ha ⁻¹		
8.5	2.20	2.93	3.42
8	1.46	1.71	2.20
7.5	0.59	0.88	1.12
7	0.12	0.17	0.34

La Universidad de Colorado indica que para modificar el pH a una profundidad de 15 cm, la reacción en el suelo después de aplicar azufre puede tardar hasta un año (Cuadro 3) (Whiting *et al.*, 2014).

Cuadro 3. Dosis de azufre aplicado al suelo para obtener un valor de pH objetivo propuesta por la U. de Colorado

Fuente	pH objetivo	kg m ²
Azufre	7.5 a 6.5	0.1
	8.0 a 6.5	0.2
	8.5 a 6.5	0.2
	7.5 a 6.5	0.6
Sulfato ferroso	8.0 a 6.5	1.4
	8.5 a 6.5	1.6

Kluepfel y Lippert (1999) proponen otra dosis de azufre, sin considerar la textura del suelo, solo tomando en cuenta el pH inicial y el pH objetivo Cuadro 4.

Cuadro 4. Dosis de azufre para obtener un valor de pH objetivo, indicada por la U. de Clemson

pH inicial	pH objetivo				
	6.5	6.0	5.5	5.0	4.5
t ha ⁻¹ azufre					
8.0	1.46	1.95	2.44	2.93	3.42
7.5	0.98	1.46	1.95	2.44	2.93
7.0	0.49	0.98	1.46	1.95	2.44
6.5	0	0.49	0.98	1.46	1.95
6.0	0	0	0.49	0.98	1.46

Mickelbart *et al.* (2010) propone para un suelo franco limoso a 6 cm de profundidad las dosis de S descritas en el cuadro 5. Dichas dosis son modificadas de acuerdo a la textura y fuente acidificante, aplicando un factor de corrección, para suelos arenosos multiplicar la cantidad por 0.3, suelos arcillosos por 1.5, y si se utiliza sulfato de aluminio multiplicar por 6.

Cuadro 5. Recomendación de la U. de Pardue para la aplicación de azufre al suelo

pH inicial	pH objetivo				
	6.5	6	5.5	5	4.5
t ha ⁻¹ azufre					
8.0	1.46	1.95	2.69	3.42	3.91
7.5	0.98	1.71	2.20	2.93	3.42
7	0.49	0.98	1.71	2.44	2.93
6.5	0	0.49	1.22	1.95	2.20
6	0	0	0.49	1.22	1.71

Otra recomendación de azufre en función de su clase textural, es que en suelos arenosos la dosis va de 0.02 a 0.1 kg m², la aplicación se realiza antes del establecimiento del cultivo, ya que de lo contrario se corre el riesgo de dañar las raíces (Shober *et al.*, 2014). Por parte, Voseen (2006) también indica que la cantidad de azufre para obtener un pH objetivo es función de la textura y del pH (Cuadro 6).

Cuadro 6. Dosis de azufre en función de la clase textural del suelo, recomendada por la U. de California

pH inicial	Suelo arenoso	Suelo arcilloso
	t ha ⁻¹ de S	
8.5	1.73-2.47	2.47-3.21
8.0	1.24-1.73	1.73-2.72
7.5	0.49-0.74	0.99-1.24

La recuperación de suelos altamente alcalinos y afectados por sodio puede realizarse con aplicaciones de yeso, ya que una vez que el sodio es lavado, el pH comienza a disminuir hasta 7.5, sin embargo, los suelos de Arizona al tener carbonatos de calcio activos el uso de ácidos o azufre no tiene efecto (Call, 1995).

Por su parte la universidad de Arizona propone una dosis de acidificación en función del contenido de materia orgánica en el suelo y las unidades de pH que se desean disminuir (Cuadro 7) (CALs, 2015).

Cuadro 7. Dosis de acidificación como función del contenido de materia orgánica en el suelo, recomendada por la U. de Wisconsin

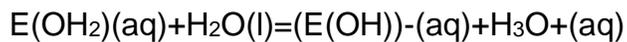
Cambios en el pH	% de materia orgánica					
	0.5 a 2	2 a 4	4 a 6	6 a 8	8 a 10	>10
	S Kgm ⁻²					
0.25	0.3	0.9	1.4	2.0	2.6	3.0
0.50	0.6	1.7	2.7	3.9	5.2	6.1
1	1.2	3.4	5.5	5.9	10.4	12.2

Añez *et al.* (1996) evaluaron el efecto del azufre sobre el rendimiento y el pH del suelo con la aplicación de 80 kg ha⁻¹ de N, 160 kg ha⁻¹ de P₂O₅ 80 kg ha⁻¹ de K₂O, 20 kg ha⁻¹ de azufre y sus respectivas combinaciones. Mencionan que el peso promedio y el rendimiento de los bulbos de cebolla con y sin azufre fueron de 77.01 g y 17.11 t ha⁻¹ y de 57.75 g y 13.42 t ha⁻¹ respectivamente al parecer, la influencia de la aplicación del azufre fue superior al de las fuentes de los fertilizantes empleados. Al llevar el pH del suelo a valores cercanos a 6.5 se mejora disponibilidad de los elementos para las plantas, especialmente el P. Por otro lado, Peña *et al.* (1999) indican que la aplicación de azufre como nutrimento (16 kg.ha⁻¹) en un suelo con pH de 7.7, con el cultivo de cebolla no influye sobre el rendimiento ni la densidad del bulbo pero sí muestra efectos significativos sobre el peso seco de los bulbos y altamente significativos sobre el peso fresco promedio del bulbo. Mientras que el uso de 1 t ha⁻¹ de azufre como enmienda 30 días antes del trasplante, produjo un incremento en el rendimiento, en el peso fresco y seco de los bulbos de cebolla.

En una plantación de nogal donde el suelo presentó una cantidad de CaCO₃ de 12.84 %, que se encuentra deficiente de Zn con 0.44 ppm, Ojeda-Barrios *et al.* (2009) evaluaron el efecto de la aplicación de quelatos de Zn al follaje de una plantación de nogal de ocho años del cultivar Western Schley sobre para la calidad de fruto. Las soluciones asperjadas de ZnSO₄ 7H₂O fue de 100 mg kg⁻¹ de Zn y los quelatos EDTA-Na, DTPA-Na a los que se les agregó ZnSO₄ 7H₂O grado reactivo para obtener las dosis de 50, 100 y 150 mg kg⁻¹ Zn. La aplicación de DTPA-Zn incrementó en un 34.84% la concentración de este elemento en las hojas, aunque no hubo diferencias significativas. Las variables de calidad, como porcentaje de almendra y número de nueces por gramo no fueron afectados por los tratamientos de Zn.

3.3.3 Aplicación de sales con reacción acida

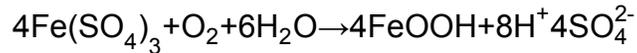
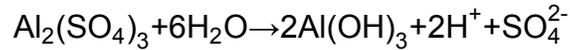
De acuerdo a la teoría de Brönsted-Lowry, la naturaleza acida de cualquier elemento en un ambiente acuoso se debe a la habilidad de repeler H^+ del agua que lo rodea (Robson, 1989). La clase más amplia de ácidos en agua es la de los que ceden protones de un grupo $-OH$ a un átomo central. Un protón de esta clase, susceptible de ser cedido, se llama protón acido, para distinguirlo de otros protones que pueden estar presentes en la molécula. Los iones metálicos en soluciones acuosas son rápidamente solvatados y pueden existir como iones hidratados. El número de moléculas de agua que rodea a un catión en la primera capa de hidratación depende del radio iónico y su carga. El en agua en la esfera de hidratación tiende a actuar como un ácido débil, ya que dona un protón a la solución y se forma un hidróxido metálico, es decir, el protón está en la molécula del agua coordinada a un ion metálico central (Shriver, *et al.*, 2002; Schwab, 2011).



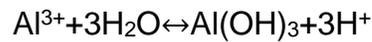
Los cationes hidratados son característicos de átomos centrales con números de oxidación bajos, de los metales s y p y de los metales de la parte izquierda del bloque p la fuerza de los cationes hidratados se incrementa al aumentar la carga positiva del ion metálico central y disminuir el radio iónico (Shriver, *et al.*, 2002).

La adición de sulfato de aluminio, sulfato ferroso o cloruro férrico disminuyen el pH del suelo y presentan una velocidad de acidificación mayor a la del azufre, sin embargo, estas sales precipitan con el fósforo formando hidroxifosfato de aluminio y hidroxifosfato férrico (Ann *et al.*, 2000; Mitchell, 2008).

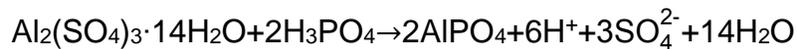
H⁺ cedido a la solución y formación de hidróxido de hierro



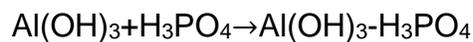
Cuando las sales de aluminio son adicionadas al agua, el ion aluminio (Al³⁺) hidroliza la molécula del agua produciendo el ion H⁺. De igual manera la adición de sulfato de aluminio, produce hidróxido de aluminio y H⁺ (Bugbee y Frink, 1985).



La acidez producida por la disociación del sulfato de aluminio reduce la volatilización de amonio, e incrementa la liberación de fósforo, sin embargo, el mecanismo por el cual el P es liberado está limitado por las reacciones de precipitación y sorción que se representan en las siguientes ecuaciones (Staast *et al.*, 2004):



o



El sulfato ferroso tiene una acidificación mayor que el azufre, aproximadamente entre tres y cuatro semanas. El sulfato de aluminio también puede bajar el pH pero no es recomendable por que el aluminio es tóxico para las plantas. Utilizar fertilizantes de reacción ácida como el sulfato de amonio (Whiting *et al.*, 2014). Otra dosis de azufre para pH inicial de 8 es de 1.8 kgm² e incluso se menciona la aplicación de materia orgánica como turba (Cox y Koenig, 2010).

Kluepfel y Lippert (1999) proponen otra dosis de sulfato de aluminio, sin considerar la textura del suelo, solo tomando en cuenta el pH inicial y el pH objetivo (Cuadro 8).

Cuadro 8. Dosis de sulfato de aluminio recomendada por la U. de Clemson

pH inicial	pH objetivo				
	6.5	6.0	5.5	5.0	4.5
t ha ⁻¹ sulfato de aluminio					
8.0	8.79	11.72	16.11	20.51	23.44
7.5	5.86	10.25	13.18	17.58	20.51
7.0	2.93	5.86	10.25	14.65	17.58
6.5	0	2.93	7.32	11.72	13.18
6.0	0	0	2.93	7.32	10.25

Para un pH alrededor de 7.5 la aplicación de azufre o sulfato de aluminio puede disminuir el pH al nivel deseado, el cambio del pH puede ser entre dos o tres meses. La aplicación de azufre debe de ser un año antes del establecimiento del cultivo, ya que las raíces son sensibles a condiciones acidas en la rizósfera El sulfato de aluminio utilizado como mejorador de suelo es mucho más caro que el azufre, pero los resultados son más rápidos, la cantidad de sulfato de aluminio que se requiere es 6 veces mayor para alcanzar una acidificación similar a la del azufre. Los fertilizantes que contienen sulfato, no tienen la capacidad de acidificar el suelo (CALSA, 2015)

Lee *et al.* (1998) utilizaron soluciones fertilizantes acidificadas, que se aplicaron tanto al agua de riego como inyectados al suelo, cuyas dosis fueron 0, 15 y 30 L ha⁻¹; tres niveles de FeSO₄·4H₂O, 0, 10 y 20 kg ha⁻¹; y cinco frecuencias de aplicación en sorgo cv. FunksG577 en invernadero y trigo cv. Salamanca S-73 en campo, cuyo

contenido de arcilla y pH del suelo fue de 11.4% y 8% respectivamente. Encontraron que la aplicación de sulfato ferroso fue el único factor simple que afectó significativamente la producción de materia seca, mientras que el ácido sulfúrico y sulfato ferroso superó al resto de tratamientos ya que esta combinación aumenta la disponibilidad del hierro hacia el cultivo, principalmente al nivel de 15 L ha⁻¹ de y 20 kg ha⁻¹, respectivamente. A lo que estos autores concluyen que la aplicación de sulfato ferroso con ácido sulfúrico en el agua de riego corrigen la clorosis férrica en sorgo. La aplicación de 20 kg ha⁻¹ de sulfato ferroso con 15 L ha⁻¹ de ácido en el agua de riego, resultó el mejor tratamiento tanto a nivel invernadero como de campo, ya que se incrementa producciones de sorgo y trigo.

La aplicación de ácidos o sales con reacción ácida incrementan la actividad del H⁺ y disminuyen los efectos negativos del OH⁻ sobre la disponibilidad del N y P; sin embargo, por la capacidad amortiguadora edáfica no es posible generar una dosis de fuente ácida sólo considerando una meta de pH deseado. De esta forma, y con lo que otros autores han realizado a lo largo de los años se ha realizado una propuesta para establecer una base metodológica para estimar de la cantidad necesaria de una fuente acidificante para la disminución del pH en suelos alcalinos, que tenga como indicador a la CIC, ya que esta característica es específica de cada suelo y es un indicador indirectos la cantidad y tipo de arcilla, las cuales son las causantes directas de la capacidad de amortiguamiento de los suelo.

3.3.4 Quelatos de hierro

Un quelato es un compuesto químico en el que una molécula orgánica rodea y se enlaza por varios puntos a un ion metálico, de manera que lo protege de cualquier acción desde el exterior evitando su hidrólisis y precipitación. El quelante impide que el

metal siga sus reacciones químicas normales. Debido a la insolubilidad de los compuestos que se forman cuando el Fe se aplica al suelo en forma de sales simples, es necesario adicionarlo en conjunto con quelatos. Cuando una sal de Fe, cualquiera que sea, se encuentra en contacto con el oxígeno del aire, tiende a oxidarse a Fe^{+3} , y al contacto con un medio de pH neutro tiende a precipitarse como hidróxido férrico extremadamente insoluble (Perea *et al.*, 2010).

Tagliavini *et al.* (2000), señalan que las plantaciones de frutales establecidas en suelos alcalinos o calcáreos generalmente manifiesta síntomas de clorosis férrica, mientras que en especies anuales dicha deficiencia no se manifiesta. Este desorden nutricional afecta severamente el rendimiento y la calidad de los frutos, para solucionar este problema se ha usado patrones tolerantes a suelos alcalinos, y en algunos casos donde la especie fruticosa representa un alto valor comercial se realizan aplicaciones de quelatos de Fe. Se ha estimado que el 60% del costo total de los fertilizantes empleados en España e Italia corresponde al empleo de esta fuente de Fe.

Una de las alternativas para disminuir los costos de producción por el empleo de quelatos de hierro ha sido la aplicación de ácido sulfúrico, sin embargo, la capacidad de neutralización del ácido de estos suelos hace poco viable esta enmienda, ya que en ensayos realizados se ha encontrado que para neutralizar el 10% de $CaCO_3$ se necesita alrededor de 2 meq de H^+ por gramo de suelo.

3.4 Capacidad de amortiguamiento de los suelos alcalinos

Los minerales presentes en el suelo tienen una tasa potencial de neutralización del ácido menor a la tasa de acidificación producida por la adición de fuentes ácidas, debido a que estos minerales neutralizan lentamente la mayor parte de los ácidos débiles procedentes de las deposiciones atmosféricas, mientras que las adiciones de

ácidos fuertes supera esta capacidad. Esta capacidad del suelo para adsorber H^+ está determinada por la materia orgánica, oxihidroxidos, el contenido y tipo de arcilla presentes en el suelo (Hodson *et al.*, 1998). Curtin *et al.* (1996) mencionan que al adicionar 30 cmol kg^{-1} de H^+ u OH^- al suelo es posible modificar el pH en una unidad, esta resistencia es atribuida a la materia orgánica del suelo, la cual proporciona ácidos orgánicos y grupos fenólicos.

Esta capacidad del suelo para adsorber H^+ ha sido nombrada por diversos autores como “capacidad buffer del suelo”, “capacidad de neutralización del ácido” o “capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido (C_{aena})”. Esta habilidad que presenta un sistema para resistir los cambios en el pH está presente en todos los suelos y en menor escala en la solución del suelo. Experimentalmente es medida realizando titulaciones de la solución del suelo con un ácido o una base y midiendo el pH resultante. La capacidad de amortiguamiento de los suelos es cuantificada matemáticamente como los cambios en el pH después de la adición de un ácido o una base (Schwab, 2011).

$$\text{Capacidad de amortiguamiento} : \frac{\Delta C_{\text{base}}}{\Delta \text{pH}} = - \frac{\Delta C_{\text{ácido}}}{\Delta \text{pH}}$$

3.4.1 Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido

La capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido (C_{na}) es un valor dependiente de su composición en cada etapa de su edafogénesis. En sistemas abiertos y sustractivos esta C_{NA} es continuamente decreciente en cantidades equivalentes a los aportes ácidos que recibe el suelo. Sin embargo, el pH sigue un descenso más irregular, con tramos en los que permanece constante aunque descienda la C_{NA} y otros en los que se producen descensos bruscos a pequeñas variaciones de ésta. Esto se debe a los diferentes mecanismos tampón de los suelos. La acidificación

induce la respuesta amortiguadora de los componentes del suelo que, mediante diferentes mecanismos, ponen en disolución diferentes iones compensatorios de la acidez o bien retienen a los aniones de los ácidos aportados. Los mecanismos de amortiguación de ácidos que pueden presentarse están relacionados con la abundancia, naturaleza y reactividad de los componentes sólidos utilizando los siguientes mecanismos: a) *Hidrólisis mineral*. Los aportes ácidos son neutralizados por la disolución de los minerales del suelo al liberar cationes que neutralizan a los agentes ácidos b) *Reacciones de Cambio de Cationes*. Las reacciones de intercambio de cationes por protones son uno de los principales mecanismos con que cuenta el suelo teniendo además una respuesta prácticamente inmediata. Por ello un criterio de diagnóstico de la sensibilidad frente a los agentes ácidos a la CIC. c) *Reacciones con intervención de la materia orgánica*. Además de la intervención de la materia orgánica en procesos de complejación las reacciones de oxidación que consumen protones y son catalizadas por microorganismos son un mecanismo de amortiguación que utiliza como oxidante a otro compuesto diferente del oxígeno que puede ser un anión procedente de la deposición ácida. d) *Reacciones superficiales de cambio y fijación de aniones*. Algunos suelos tienen componentes capaces de retener aniones de forma específica. Es el caso de coloides con carga positiva al pH del suelo, como los compuestos de Fe y Al libres amorfos o cristalinos, y también de los aluminosilicatos de bajo grado de orden como alófanos, e imogolita e incluso de halloysitas o caolinitas desordenadas. También pueden producirse procesos de cambio de aniones, con liberación de OH^- (Macías *et al.*, 2005)

La C_{na} se define como (Hemond, 1990):

$$C_{na}=[HCO_3^-]+[OH^-]+[A]-CIC_t-[H^+]$$

Dónde:

$[C_{na}]$ = Capacidad que presenta un suelo para la neutralización del ácido. La C_{na} es expresada en moles por litro.

$[HCO_3^-]$ = Concentración de bicarbonatos

$[OH^-]$ = Concentración de hidroxilos

CIC_t = Capacidad de intercambio catiónico atribuida a las cargas permanentes y variables amortiguada a un pH de 8.2., para disminuir la disolución de $CaCO_3$.

$[H^+]$ = Concentración de Hidrogeno. Comprende el H^+ desorbido.

$[A]$ = Base conjugada.

Cosby *et al.* (2001) definen a la CNA como la suma de la concentración de las bases de intercambio menos la suma de la concentración de las bases conjugadas de los ácidos. Las concentraciones se expresan en moles por litro

$$CNA=2(Ca^{2+})+2(Mg^{2+})+(Na^+)+(K^+)+(NH_4^+)-2(SO_4^{2-})-(Cl^-)-(NO_3^-)$$

o

$$CNA=2(CO_3^{2-})+(HCO_3^-)+(OH^-)+m(A^{m-})-(H^+)-n(Al^{n+})$$

Dónde:

$n(Al^{n+})$ = Carga neta de especies inorgánicas de Al

$m(A^{m-})$ = Carga neta de otras especies aniones inorgánicos

Con la adición de ácido sulfúrico al suelo, algunos sulfatos pueden ser adsorbidos o reducidos, mientras que otros son lixiviados. Suelos con una alta cantidad de bases de intercambio tienden a neutralizar el ácido aplicado, por otro lado, suelos

con una baja cantidad de bases intercambiables y bases conjugadas, tendrán una baja capacidad para la neutralización del ácido (Cosby *et al.*, 2001) (Figura 1).

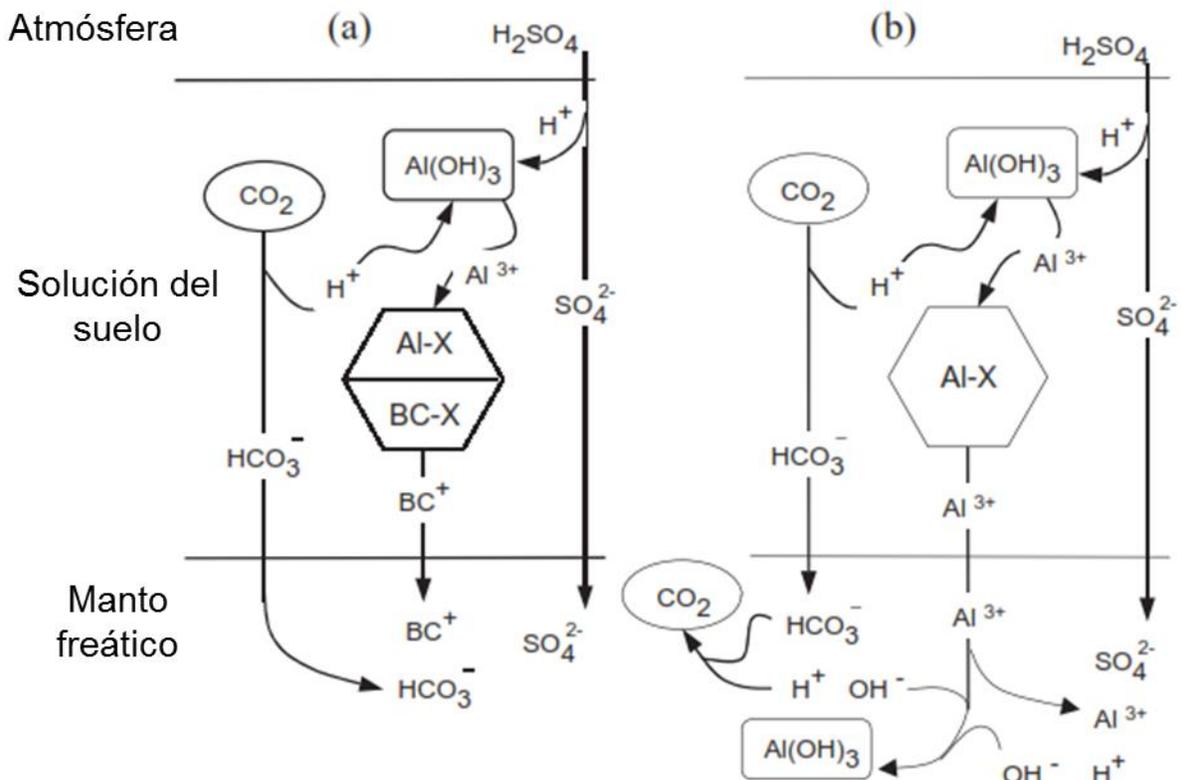


Figura 1. Efecto de la adición de ácido sulfúrico al suelo (a) con bases de intercambio, (b) sin bases de intercambio. Modificado de Cosby *et al.*, 2001.

En suelos calcáreos el catión más común es el Ca^{2+} , el cual sustituye en la doble capa al K^+ . Estos suelos tienen una alta capacidad para amortiguar el efecto del H^+ y en la liberación del K^+ de los minerales que pueden afectarse por el pH (Jalali, 2006).

Raymond *et al* (1990) para comprobar que la C_{na} está relacionada con el tipo de arcilla, evaluaron el efecto del ácido nítrico (0, 0.01, 0.02, hasta 0.2 mol L^{-1}) sobre el pH (1:10) de la caolinita, illita y esmectita tamizada a 2 mm y con un pH inicial de 4.5, 8.2 y 7.7, respectivamente, donde encontraron que la illita y esmectita pueden resistir los cambios en el pH con la adición de ácido, ya que se necesitan más de 120 cmol kg^{-1} de

suelo para obtener cambios en el pH de 8 a 2. Sin embargo, aunque estas dos arcillas presentan una mayor capacidad de neutralización, la illita tiene una resistencia mayor que la esméctica, ya que con 200 cmol kg^{-1} de ácido se alcanza un pH de 2, esta tendencia no se relaciona con su CIC, puesto que en la esmectita ($108 \text{ cmol}_{(+)} \text{ kg}^{-1}$ de suelo) es mayor que en la illita ($40 \text{ cmol}_{(+)} \text{ kg}^{-1}$ de suelo). Esta capacidad de la illita para neutralizar el ácido es producida por la presencia de carbonatos (14.7%).

En la restauración de suelos alcalinos que presentan toxicidad con boro Prather (1997) acidificó suelos alcalinos con ácido sulfúrico a intervalos de 0, 0.32, 0.81, 1.61, 2.42, 3.22 y 6.44 t ha^{-1} (Figura 2). De acuerdo con sus resultados se aprecia que con la dosis de 1.61 t ha^{-1} en los tres suelos evaluados, una tendencia similar en donde el pH tiende a estabilizarse alrededor de 7, sin embargo, al incrementar la dosis de ácido el valor del pH decrece rápidamente de forma lineal, esto debido a que la capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido ha sido superada, y las lecturas que se obtienen del pH tienden a ser equivalentes a la concentración de ácido aplicado.

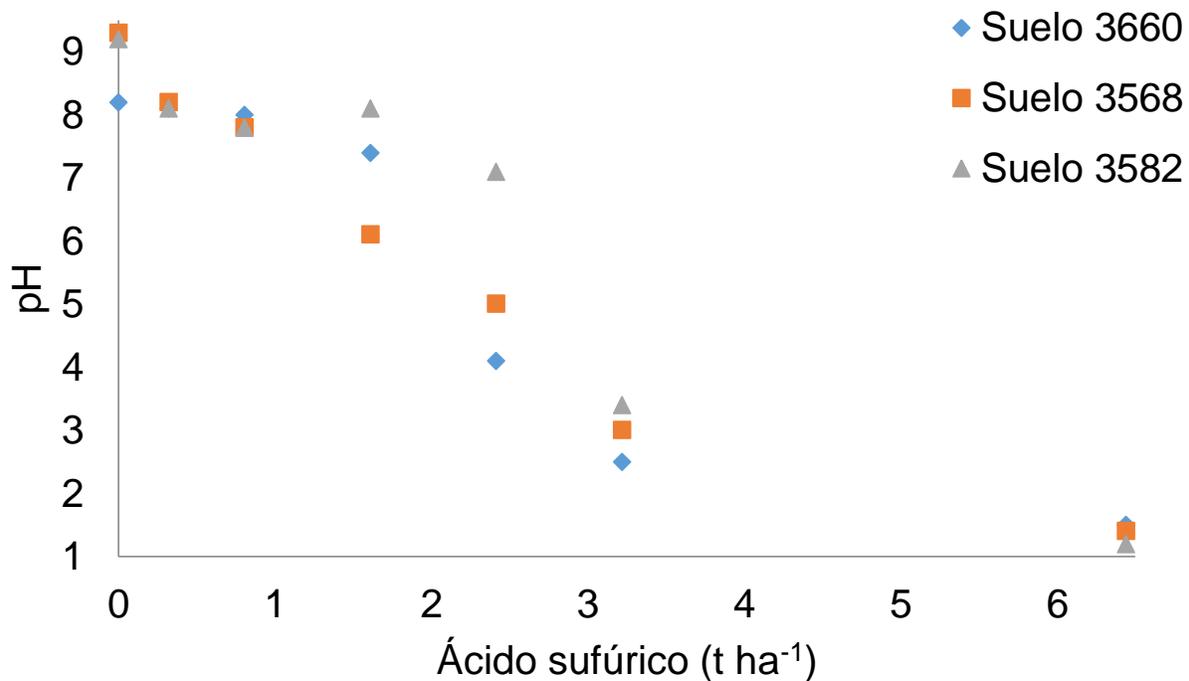


Figura 2. Restauración de suelos alcalinos afectados con B con ácido sulfúrico. Elaboración propia con datos de Prather, 1997.

De los niveles anteriores de ácido sulfúrico Prather (1997) modifiqué los niveles de ácido de la siguiente manera 0, 0.81, 1.61, 2.42 y 3.22 t ha⁻¹, cuyo efecto en el pH se muestra en la figura 3. Al reducir la cantidad de ácido aplicado al suelo, es posible apreciar una etapa de estabilización en la disminución del pH suelo, con 0.81 y 1.61 t ha⁻¹ de ácido, donde se obtiene un valor de pH de 6.9 y 6.3, respectivamente. Esto indica que la capacidad de este suelo para resistir cambios en el pH es limitada, ya el valor mínimo que se puede alcanzar es cercano a 6.3, por lo que no es posible acidificar un suelo a un pH objetivo, independiente del pH de inicio, bases conjugadas presentes, cantidad y tipo de arcilla.

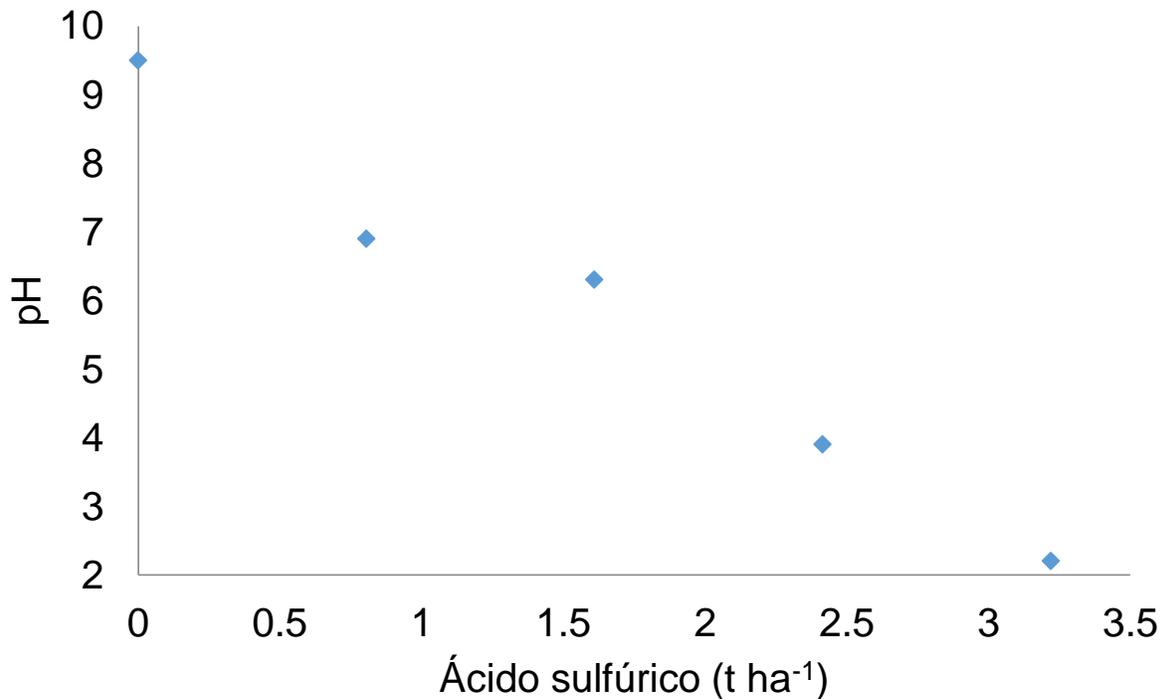


Figura 3. Restauración de suelo 3558 afectado con B con ácido sulfúrico. Elaboración propia con datos de Prather, 1997.

3.5 Alteraciones producidas en el suelo como consecuencia de la modificación química del ambiente edáfico

La determinación de la capacidad del suelo para neutralizar un ácido, permite estimar la dosis agronómica que se necesita para alcanzar el pH mínimo al que un suelo puede tener sin que comience a mostrar efectos de degradación por efecto de una disminución elevada del pH, como lo indica Cappuyns *et al.* (2004) cuando se alcanza pH bajos de forma artificial se modifican las condiciones de óxido-reducción, formación o degradación de complejos orgánicos, incrementar la salinidad e incluso puede influenciar en la movilidad y biodisponibilidad de elementos tóxicos presentes en suelo.

De manera natural las deposiciones ácidas en el suelo producen modificaciones en su pH y pérdidas aceleradas de las bases de intercambio (Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ , K^+), e inducen la movilización de otros elementos que desplazan a las bases de intercambio

por competencia por los sitios de intercambio (Lee y Weber, 1982; Gbondo-Tugbawa y Driscoll, 2003).

Hernández *et al.* (2003) mencionan que el uso de sulfato ferroso en suelos calcáreos, promueve la lixiviación de Ca, Na, Mg y K, debido a que el ión Ca^{2+} es el que domina en los lixiviados con más del 80% de su presencia, dado que este ion y sus sales son los que predominan en estos suelos, para el caso del Na y K, estos son desplazados de la fase adsorbente por la presencia de iones H^+ , manteniéndose intacto, probablemente, el K interlaminar.

Lee *et al.* (1998) mencionan que la adición de ácido sulfúrico grado industrial al agua de riego por su efectos en el pH y conductividad eléctrica del suelo, provoca la liberación de sales y/o solubilización de nutrimentos, y que aplicar ácido sulfúrico en dosis bajas en el agua de riego, puede ser usado en suelos calcáreos para corregir deficiencias, sin serios problemas en su manejo.

Tagliavini *et al.* (2000), indican que al aplicar de 0 a 300 μeq de ácido sulfúrico por g^{-1} de suelo incrementa la conductividad eléctrica tanto en suelos calcáreos y no calcáreos, esto indica que la disminución del pH por medio de ácido sulfúrico incrementa la salinidad del suelo, al grado que este puede llegar a ser toxica para el cultivo (Figura 4). Estos autores al evaluar el efecto de niveles de crecientes de ácido sobre el pH de suelo, encontraron que en suelos donde existe carbonato de calcio activo (9%) y con textura arcillosa no se aprecia una disminución en el pH al agregar hasta 0.6 $\text{meq H}^+ \text{g}^{-1}$ de suelo, mientras que en suelos arenosos con 1.4 % de carbonato de calcio, se aprecian cambios significativos a partir de 0.2 $\text{meq H}^+ \text{g}^{-1}$ de suelo.

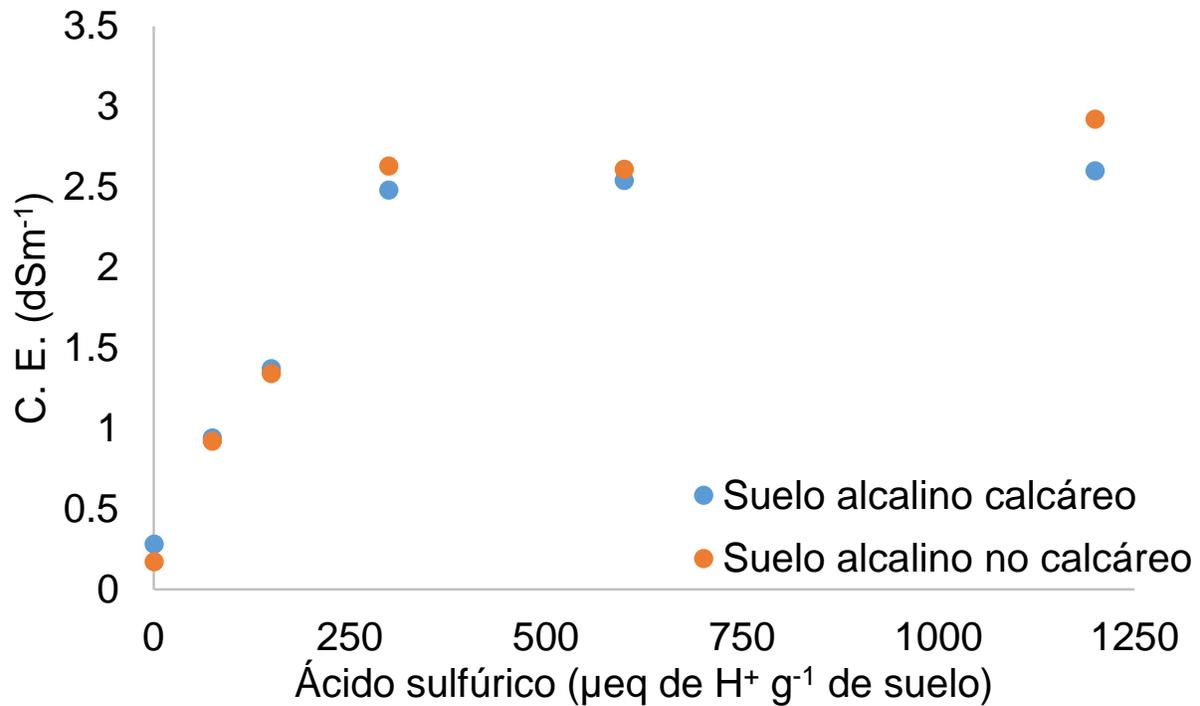


Figura 4. Salinización del suelo con la aplicación de ácido sulfúrico.
Elaboración propia con datos de Tagliavini *et al.*, 2000.

Prather (1977) indica que en un suelo con pH de 9.5, con una dosis de ácido sulfúrico de 3.22 t ha^{-1} para neutralizar el 100% de la alcalinidad, encontró que se produce un incremento en el desplazamiento de B Si y Al, debido a que la aplicación de ácido favorece la desadsorción de estos cationes a medida que decrece el pH, ocasionado por una pérdida o competición por los sitios de coordinación. En el caso del B menciona que su adsorción es dependiente de pH y está ligada a los hidróxidos de hierro con valores de pH de 8 a 9. (Figura 5).

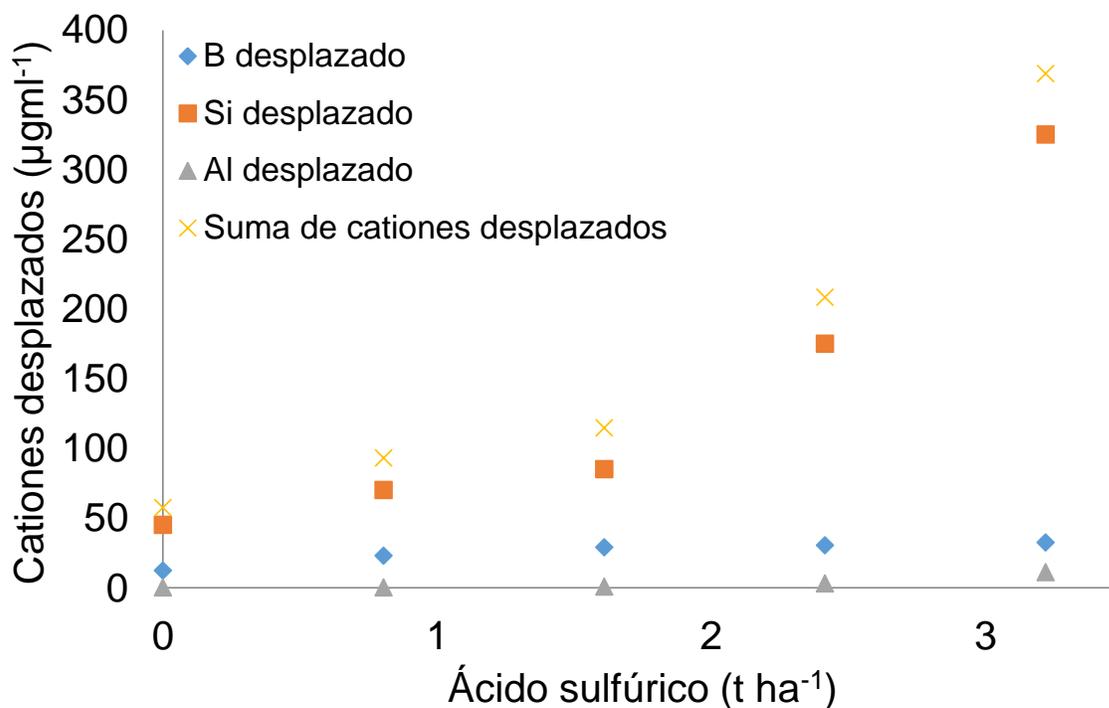


Figura 5. Desplazamiento catiónico con la aplicación de ácido sulfúrico. Elaboración propia con datos de Prather, 1977.

3.6 Influencia del ambiente químico edáfico en el diagnóstico de la fertilidad de los suelos agrícolas alcalinos

Existe la confusión sobre salinidad, sodicidad y alcalinidad del suelo, ya que en algunos casos se menciona como sinónimo, o bien como una condición previa de otra, ejemplo de ello es el caso de Hernández *et al.* (2010) que menciona que la alta concentración de Na^+ es una fuente de alcalinización, o Flores (2013) que en su trabajo indica que la alcalinización es la acumulación de Na^+ intercambiable. Mientras que Arbelo, (2006), hace énfasis en diferenciar la sodicidad de la alcalinidad, ya que la sodicidad no produce alcalinidad, a causa de la fuerza iónica de la solución edáfica que mantiene al sodio adsorbido en las posiciones de intercambio; por lo que se pueden encontrar suelos alcalinos, que no estén afectados por sodio o sales, es decir que todo suelo salino sódico puede ser alcalino, pero no todo suelo alcalino tiene que estar

afectado por sales. Incluso organismos como la FAO (2015) menciona que la alcalinización o sodicidad del suelo, son producidas por el exceso de sodio intercambiable en el suelo. A medida que su concentración incrementa en el suelo empieza a reemplazar otros cationes.

Otro caso es la determinación del P asimilable y sus dos métodos más comunes utilizados en la agricultura los cuales dependen del pH del suelo, si el pH es ácido se utiliza la metodología de Bray mientras que si el suelo es alcalino se utiliza la metodología de Olsen (SEMARNTAT, 2002).

Dada la confusión que existe entre la salinización y alcalinización del suelo, también se genera confusión para su manejo y diagnóstico; empezado por los términos que se utilizan, de hecho, porque de acuerdo a la gestión de suelos cuya finalidad es la búsqueda y orientación de acciones que motiven cambios en las actividades sociales y económicas, como productores y consumidores, para transitar hacia un desarrollo sustentable (Sánchez, 2011), un suelo alcalino no se puede recuperar, dado que en la definición de recuperación es devolver a tierras deterioradas la capacidad de sustentar su uso original o algún otro, por lo que un suelo alcalino, es en sí alcalino por naturaleza y no es posible devolverlo a un estado anterior, por otro lado el rehabilitar es considerado como cualquier intento por recuperar elementos de estructura o función de un ecosistema sin necesariamente intentar completar una restauración ecológica a una condición específica previa (Séré *et al.*, 2008; Sánchez, 2011), en este sentido la rehabilitación de suelos alcalinos va enfocada hacia aquellos que por manejo excesivo del agua se salinizan y en consecuencia se alcalinizan, sin embargo, el manejo de estos está dirigido al control de la salinidad, de allí que se confundan las medidas de control y prevención de la alcalinización, siendo esta un proceso natural.

Por otro lado, en los métodos para la determinación de la textura en suelos no calcáreos es habitual un pretratamiento ácido para eliminar restos de carbonatos, en los suelos calcáreos se evita su destrucción de los carbonatos, ya que su eliminación puede alterar de forma substancial la composición del suelo. De este modo, en algunos suelos calcáreos la caliza activa (carbonatos de tamaño inferior a 50 μm , correspondientes a las fracciones granulométricas limos y arcillas) puede suponer un porcentaje importante (Farrús y Vadell, 2002).

3.6.1 Capacidad de intercambio catiónico en suelos alcalinos

Así como existe dificultades agronómicas en la aplicación de fertilizante en estos suelos, las técnicas de laboratorio para estimar su nivel de fertilidad también son afectadas por la actividad química del OH^- , de allí que existan metodologías específicas para un tipo de pH o para determinado contenido de sales. Ejemplo de ello es la CIC. Todos los métodos para determinar CIC se basan en la primera etapa en la saturación del suelo con un catión índice. Los métodos empleados para determinar la CIC se clasifican en cuatro grupos, CIC por suma de cationes intercambiables, CIC a pH del suelo, CIC a pH amortiguado y CIC a punto cero de carga (Jaremko y Kalembasa, 2014).

La capacidad de intercambio catiónico (CIC) indica la capacidad de un suelo para adsorber en la superficie de las partículas cationes. Dicha retención es posible gracias a las descompensaciones de cargas eléctricas presentes en los minerales de arcilla y en las sustancias húmicas del suelo. La cantidad de cargas eléctricas negativas generadas estará en función de la naturaleza y la cantidad en que se encuentren presentes los minerales de arcilla, la materia orgánica, pudiendo añadirse en algunos

casos otros parámetros como el pH, el contenido en limos o en carbonatos (Farrús y Vadell 2002).

Esta determinación cuantifica los sitios de carga de la superficie de las arcillas, las cuales pueden retener por fuerzas electrostáticas a los cationes, que se expresa en miliequivalentes por 100 g de material sólido. Las cargas negativas de los suelos son el resultado de procesos de sustitución isomórfica y de rupturas de enlaces en la disociación de grupos funcionales (-OH, -COOH). Estas cargas pueden ser divididas en cargas permanentes que son independientes de pH y cargas dependientes de pH. Todos los métodos para determinar CIC se basan en la primera etapa en la saturación del suelo con un catión índice. Los métodos empleados para determinar la CIC se clasifican en cuatro grupos, CIC por suma de cationes intercambiables, CIC a pH del suelo, CIC a pH amortiguado y CIC a punto cero de carga (Burrafato y Miano, 1993; Jaremko y Kalembasa, 2014). La ventaja de estos métodos radica que la determinación tanto de las cargas positivas como negativas es simultáneamente, sin embargo estos métodos se basan en múltiples lavados y centrifugados, que implican mucho tiempo y trabajo, que conllevan un riesgo por la disolución y pérdida de componentes que están involucrados en el intercambio iónico.

En este sentido, en suelos calcáreos cuando se usa como catión índice al amonio, se corre el riesgo de que este disuelva la calcita y con ello sobreestima el valor de CIC, para evitar esto se utiliza una solución amortiguada extractante amortiguada con acetato de Sodio, cloruro de Litio, cloruro de Bario a pH 8.1-8.2 o con una solución isotópica de ^{45}Ca . (Van *et al.*, 1975; Tan, 2005).

El método de la AgTU (0.01M) ha demostrado una ser una técnica eficiente para la determinación de la CIC de los suelos a cualquier pH. Este método se basa en la alta

afinidad que posee el complejo AgTU en los sitios de intercambio, por lo tanto, no se necesita la saturación con una solución concentrada del catión índice, ni del equilibrio de la fuerza iónica de la solución extractante (Oorts *et al.*, 2004). Conradie y Kotze (1989), evaluaron el método de AgTU para determinar la CIC, donde los resultados con el Na²², son similares, mientras que los obtenidos con el cloruro de amonio a pH del suelo son mayores, lo que probablemente se deba a un incompleto lavado que pudo haber alterado las características de intercambio causada por la fuerza iónica del cloruro de amonio 1M., concluyen que el uso de AgTU es más práctico y proporciona valores de CIC aceptables.

La TU tiene la capacidad de formar combinaciones estables con una gran variedad de metales de transición (Cu, Ag, Au y Pt), el complejo AgTU posee una gran variedad de formas geométricas dada su coordinación con el puente de S, estas formas puede ser lineales triédrica, triplanar y tetraédrica. La probable estructura de la AgTU, procedente de la mezcla de AgNO₃ y TU se aprecia en la figura 6, donde S corresponde al puente de azufre (S=C(NH₂)₂) (Ahmad *et al.*, 2002).

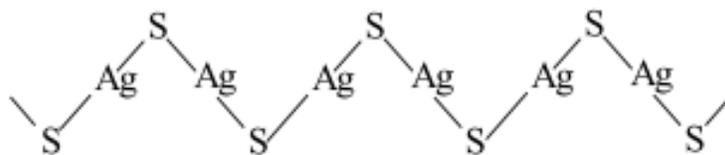


Figura 6. Estructura molecular del complejo AgTU

Fuente: Ahmad, *et al.*, 2002.

A bajas concentraciones de TU, las especies de plata forman precipitados, conforme la relación TU/Ag 1:1 se incrementa, los precipitados comienzan a disolverse, para que haya una total formación del catión $Ag(TU)_3^+$, la TU debe ser menor a una relación molar 3:1, debido a que existen especies de Ag que dependen de la relación

TU/Ag, esta relación determina la eficiencia de los procesos de flotación, se ha observado que en cualquier relación TU/Ag se observa proceso, por lo que se plantea la existencia de $AgTU$, $AgTU_2^+$, $AgTU_3^+$ (Xing-Cun,1998).

Debido a la alta abundancia y la fina microestructura de los minerales arcillosos, en especial las montmorillonitas, son utilizadas como coagulantes, es decir, la transformación de un líquido, a una masa suave, sólida o semisólida, este proceso requiere de una pequeña cantidad de coagulante, para dar paso a los procesos de adsorción, absorción y floculación. La cantidad de coagulante requerida para la coagulación es mucho menor que la cantidad necesaria de absorbente requerida para una misma cantidad de muestra líquida. La montmorillonita constituye el 90% de la composición de la bentonita grado industrial, la cual es utilizada como coagulante (Fu y Chung, 2011).

La adsorción de la Ag^+ en la superficie de la monocapa de la montmorillonita presenta una isoterma del tipo Lagmiur y parte de este catión se intercala en las capas interlaminares de esta arcilla (Praus *et al.*, 2008). La tiourea y el Ag^+ forman complejos con una alta estabilidad, donde el azufre actúa como donador de átomos. La TU tiene un efecto marcado y cuantitativo sobre la adsorción el Ag^+ removido de la solución, siempre y cuando el valor de la relación Ag/CIC sea cercano y menor a uno. La adsorción del complejo de $AgTU$ en la fracción fina ($<0.5 \mu m$) de suspensiones de montmorillonita sódica también muestran un efecto marcado en la estabilidad de la suspensión, cuyos valores de la relación Ag/CIC con respecto a la CIC de la arcilla sódica, son 0.95, 1, 1.05 y 1.1; cuando los valores de adsorción del $AgTU$ es ligeramente menor al valor de Ag/CIC , se aprecia una floculación parcial, donde se

presenta la formación y sedimentación rápida de flóculos, mientras que cuando se excede el valor de Ag/CIC se forman instantáneamente flóculos, seguida de una rápida y completa fase de separación (Cremers y Pleysier, 1973).

La bentonita es una arcilla jabonosa, hidrofílicas que absorbe hasta veinte veces su propio volumen de agua adquiriendo un aspecto gelatinoso, se forma por la descomposición de cenizas volcánicas, está compuesta principalmente por montmorillonita y en menor proporción por beidelita (Pinzón, 2006). Ladoo (1992) reporta que estas arcillas pueden absorber más de tres veces su peso o siete veces su volumen de agua y pueden expandirse hasta más de seis veces su volumen original. Las suspensiones de partículas finas permanecen estables indefinidamente, formando una masa translúcida transparente.

Se han clasificado dos tipos de bentonita, basados en los iones intercambiables dominantes que están débilmente adsorbidos en la doble capa de la arcilla, la bentonita sódica (1.90, 2.69 y 3.63% de Na_2O y CaO 0.7, 0.84 y 1.63%) y bentonita cálcica (0.70% de Na_2O y 2.82% de CaO). La bentonita sódica presenta excelentes propiedades coloidales e incrementa más su volumen en contacto con el agua que la bentonita cálcica (Corredor y Pinzón, 1994; Yildiz, *et al.*, 1999; Arenas *et al.*, 2007 y Fu y Chung, 2011)

La adición de pequeñas cantidades de ácidos o cloruro de sodio no afecta la coagulación y sedimentación. Los metales alcalinotérreos presentes en estas arcillas pueden ser desplazados fácilmente por otros cationes (Ladoo, 1992).

Los efectos del AgTU sobre la estabilidad de la suspensión bentonita son atribuidos probablemente a la alta afinidad en la adsorción, por una neutralización de la cargas negativas presentes en la arcilla, esta afinidad se puede expresar en términos

de la CIC, ya que se ha observado que una suspensión de bentonita al 1% puede absorber 1 mmol de AgTU por 200 ml de suspensión, es decir, esta arcilla presenta una CIC de 50 meq 100⁻¹ de material sólido (Pleysier *et al.*, 1986). Este tipo de arcilla presenta variaciones en su CIC de acuerdo a su procedencia como lo menciona algunos autores, Corredor y Pinzón 1994, reportan una CIC de 83.4 meq·100⁻¹ de material sólido. Rollins y Pool (1968), indican que la CIC de 19 muestras oscila entre 53.6 y 90.4 meq100g⁻¹ de material sólido, determinadas con el método de acetato de Na. Meier y Kahr (1990) señalan que la CIC de 8 muestras, determinada con el método de acetato de Amonio, varía de 19 a 120 meq100g⁻¹ de material sólido. Arenas *et al.* (2007), determinaron para 7 muestras, 40 hasta 66 meq100g⁻¹ de material sólido de CIC. Álvarez *et al.* (2009) y Daza *et al.* (2004) mencionan una CIC de 49 meq100g⁻¹ de material sólido, mediante el método de acetato de amonio. Janek y Lagaly (2003), cuantificaron la CIC para cuatro muestras, cuyos resultados van de 72 a 82 meq100g⁻¹ de material sólido, determinada por complejos de Cu⁺, 2⁺

La fotorreducción ultravioleta implica la excitación directa del complejo metálico y la reducción probablemente se lleve a cabo por procesos de transferencia de electrones del metal excitado asía sus enlaces. Se ha encontrado que una gran variedad de metales puede ser fotoreducidos con la luz visible utilizando colores. En la reducción de la luz visible, el color una es una especie de luz excitada, cuando el color esta reducido, este a su vez reduce al ion metálico y el color regresa a su estado normal (Oster y Oster 1959). La plata es un metal que no reacciona con el oxígeno y otros gases, es fotosensible al espectro visible, a los rayos X y a los rayos gamma presentes en la longitud de onda del espectro electromagnético (Prauss *et al.*, 2008), la iluminación con luz blanca o azul reduce el Ag⁺, del nitrato de plata, a formas de plata metálica, el

empleo de agentes quelatantes disminuyen la reducción de los iones metálicos, ya que no pueden donar sus electrones por efecto de la excitación de la luz (Oster y Oster 1959). Por otra parte la radiación UV activa la reducción de la plata (Chou *et al*, 2005). En soluciones acuosas, la radiación ionizante genera electrones hidratados los cuales son capaces de reducir diversos iones metálicos. Después de aplicar un pulso 0.1 μ s de electrones de alta energía a una solución de sulfato de plata 0.0001 M, se observa a 310 nm la formación de plata elemental, producida de la siguiente reacción: $e_{aq}^- + Ag^+ \rightarrow Ag^0$, en investigaciones subsecuentes con bajas concentraciones de Ag^+ y una longitud de onda de 310 nm se observó la formación de $Ag^0 + Ag^+ \rightarrow Ag_2^+$, este proceso es más rápido que la reacción anterior, de hecho se encontró que la máxima absorción de átomos de plata libre es de 360 nm (Janata *et al.*, 1994). Los potenciales de reducción para el paso de $Ag^+ + e^- \rightarrow Ag^0$ y $Ag_2 + H_2O + 2e^- \rightarrow 2Ag + 2OH^-$, son $E^0 = -0.8$ v y $E^0 = 0.34$ v, respectivamente (Chou *et al*, 2005). El mecanismo para la formación de nano partículas de plata a partir de sales metálicas en ausencia de cualquier agente reductor ocurre a través de la fotólisis del agua por la formación de radicales en la solución, cuando se utiliza irradiación láser se genera energía de alta densidad que inicia procesos multifotónicos, dando lugar a procesos de absorción de fotones, valores próximos a 6.5 eV foto descomponen el agua, produciendo radicales e_{aq}^- , OH_{aq} y H_{aq} , estos radicales a pesar de tener un periodo de vida corto producen la siguiente reacción: $Ag^+ + H \cdot \rightarrow Ag^0 + H^+$ (Abid *et al.*, 2002).

El Ag^+ es sensible al pH de la solución, dado que cuando se mezcla $AgNO_3$ con NaOH, se obtiene un precipitado puro de Ag_2O , de acuerdo a la siguiente reacción:

$2\text{Ag}^+ + 2\text{OH}^- \leftrightarrow \text{Ag}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$, estos precipitados de Ag_2O , podrían servir como núcleos de formación de coloides de Ag, para disminuir la barrera de formación (Chou *et al*, 2005), de manera similar el AgTU es inestable a $\text{pH} > 8$ por lo que puede ser utilizada únicamente en rangos de pH 7-8, al ajustar el pH de suelo a este intervalo con una solución amortiguadora la calcita del suelo comienza a disolverse, generando una sobreestimación de la suma de cationes intercambiables (Cornell y Aksoyoglu, 1991).

Oorts *et al.* (2004), usaron 3, 4 y 15 g de suelo con 9.34, 15.71 y 6.94 % de arcilla respectivamente. Incrementaron el pH del suelo antes de la adición de AgTU, con una solución de NaOH 0.001 M, ya que en pruebas preliminares con pequeñas cantidades de una base fuerte se observó precipitación de Ag_2S en la mezcla de suelo y AgTU. Las muestras se agitaron durante 2 horas cuando el pH se aproximó a 8 se agregaron gotas de NaOH 1 M. hasta llegar a un pH entre 8 y 9, ya que después de adicionar 15 ml de AgTU el pH es cercano a 7, las muestras se agitaron 16 H y se centrifugaron 15 min a 1000 gravedades, se tomó 1 ml de alícuota para el análisis de Ag. La modificación propuesta, muestra resultados similares a los obtenidos cuando se utilizan soluciones de AgTU amortiguados con acetato de amonio.

Dhorman, 2006. Propone que la solución AgNO_3 (3.397 g en 300 ml de agua destilada) sea adicionada lentamente, aproximadamente durante 2 minutos, mientras se agita la solución de TU, después se agrega la solución de acetato de amonio y se afora a dos litros. Esta versión de la mezcla extractante es más estable con una duración de 48 a 72 horas. Para determinar la CIC, la muestra se centrifuga y el sobrenadante es filtrado con papel filtro de acetato de celulosa o con filtro de fibra de vidrio y depositado en un matraz de 250 ml que contiene 25 ml de HNO_3 0.5M, se adicionan 50 ml de agua

desionizada, se centrifuga, filtra y se repite con 25 ml de agua desionizada. Afirma que con una solución más estable de AgTU las arcillas expandibles producen valores más elevados de CIC, debido a un exceso en la adsorción, generada por la unión que existe entre el complejo de AgTU y la interacción con los mecanismos hidrofóbicos, que con los lavados con agua destilada este mecanismo se reduce, por lo que los cationes son desadsorbidos de la doble capa difusa.

OBJETIVO

Establecer una base metodológica para la estimación de la cantidad necesaria de una fuente acidificante para la disminución del pH en suelos alcalinos y calcáreos.

HIPÓTESIS

La capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido es específica para cada suelo, la cual está determinada por el tipo y cantidad de arcilla.

La velocidad de la neutralización de un ácido en los suelos alcalinos está determinada por las bases presentes en la solución del suelo.

MATERIALES Y MÉTODOS

6.1 Caracterización de los suelos de estudio

Criterios de selección de suelos

Se utilizaron muestras de suelos procedentes de una colección a cargo del Dr. Arturo Galvis Spínola. De esta colección se realizó una pre-selección de 200 suelos, a los cuales se les determinó pH, CE y CIC. Se seleccionaron 10 suelos y una arcilla del grupo de las montmorillonitas (bentonita cálcica), con $\text{pH} > 8$ y con un gradiente de CIC, para la realización de los experimentos de la capacidad edáfica para la neutralización de un ácido.

Determinación de pH

Se utilizó la metodología descrita en la NOM-021-RECNAT-2000 (SEMARNAT, 2002). Se pesó 10 g de suelo tamizado a 2 mm y secado al aire en un frasco de polipropileno de 100 ml. Se Adicionaron 20 ml. de agua destilada al frasco conteniendo el suelo y con una con una varilla de vidrio se agito manualmente la mezcla de suelo: agua a intervalos de 5 minutos, durante 30 minutos. Se dejó reposar durante 15 minutos y se realizó la lectura. Se calibró el potenciómetro con las soluciones reguladores pH 4.00 y 7.00, enjuagando con agua destilada los electrodos antes de iniciar las lecturas de las muestras. Para estas determinación se utilizó un potenciómetro de la marca Orión, modelo 410A.

CE., Carbonatos y bicarbonatos

Se pesaron 10 g de cada suelo y se adicionó 50 ml de agua destilada en botes de polipropileno de 100 mL con tapa, para obtener una relación suelo: agua de 1:5. Las muestras se agitaron con agitador mecánico a 250 min^{-1} durante un minuto cada 30 minutos por cuatro veces. La suspensión se filtró con papel Ahlstrom #90 y se

determinó C.E. (Sonmez, *et al.*, 2008). El conductímetro utilizado fue de la marca Thermo Scientific, modelo Orion 5 star.

Textura

Esta determinación se realizó por el método de Bouyoucos. Se Pesó 50 g de suelo y se depositó en un vaso de precipitado de 250 ml. Se adiciono agua hasta cubrir la superficie con una lámina de 2 cm. Se Agregó 5 ml de oxalato de sodio y 5 ml de metasilicato de sodio y se dejó reposar durante 15 minutos. Se pasó las muestras de los vasos de precipitado a las copas del agitador mecánico. Se agito por cinco minutos. Al finalizar el tiempo de agitación, se pasa el contenido a una probeta de 1000 ml. se Agregó agua destilada hasta completar un litro con el hidrómetro dentro de la suspensión. Se Sacó el hidrómetro y se agito el suelo durante un minuto. Se tomó la primera lectura hidrómetro a los 40 segundos y después de 2 horas de terminada la dispersión con el agitador de mano (SEMARNAT, 2002)

Capacidad de intercambio catiónico

Para determinar la CIC se utilizó la metodología propuesta por Pleysier y Jou (1980) y Pleysier *et al.* (1986), con las siguientes modificaciones: Se pesó de 0.8 a 1.0 g de suelo. Durante la preparación de la solución extractante de AgTU_n^+ , los matraces donde se prepara la TU y el AgNO_3 se protegen de la luz con papel aluminio. La mezcla de la TU y el AgNO_3 se realiza con un agitador magnético y se adiciona lenta y gradualmente el AgNO_3 mediante una bureta de 100 ml, la cual también es protegida. La mezcla final se coloca en un recipiente ámbar (Figura 7). De lo contrario se aprecia manchas oscuras en las paredes del matraz, y el reactivo no se disuelve

completamente dando un aspecto de suspensiones con pequeñas partículas de material sólido.

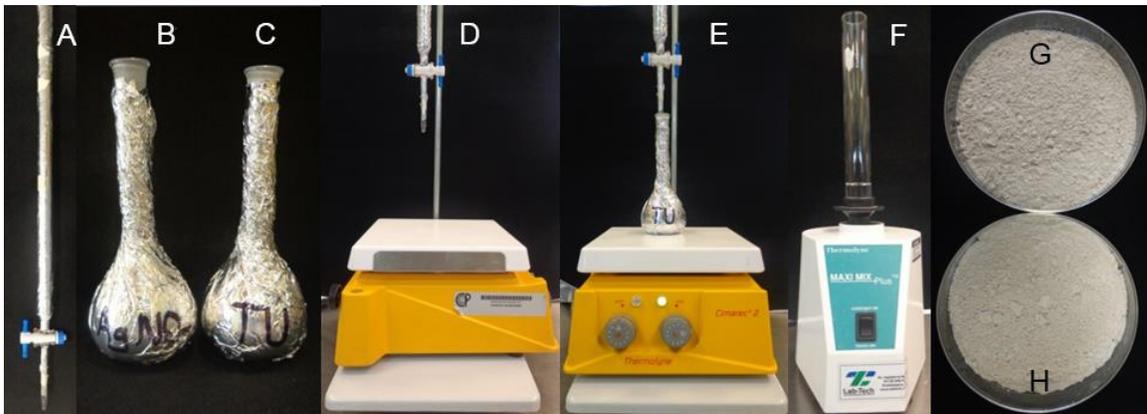


Figura 7. Protección del material de vidrio con papel aluminio (A, B, C, D, E), agitador magnético (D, E), vortex con tubo de ensayo (F), bentonita sin tamizar (G) y tamizada a 200 mallas y 37μ (H).

Sí el extracto de AgTU_n^+ permanece más de 12 horas expuesto a la luz, la adsorción de este catión en la suspensión de bentonita disminuye, dado que la radiación UV produce electrones hidratados que reducen la plata (Janata *et al.*, 1994; Chou, *et al*, 2005), induciendo una sobrestimación del valor real de la CIC.

Con la versión original del método se produce la reducción del Ag^+ , por la exposición prolongada a la luz y la falta de homogenización de la mezcla de la TU y el AgNO_3 , esta reacción se evita utilizando un agitador magnético y adicionando lenta y gradualmente el AgNO_3 mediante una bureta de 100 ml, aunado a esto, la cristalería empleada se protegió de la luz con papel aluminio. Cuando no se realiza este procedimiento se aprecia en el matraz manchas en los bordes y una mezcla no homogénea.

Posterior al proceso de centrifugado, el sobrenadante es filtrado con papel Alstrhom No 90 o similar, y el extracto es depositado en recipientes protegidos de la luz.

Se utiliza un blanco para determinar la concentración inicial de AgTU_n^+ que se adiciona. Se toma una alícuota de cinco ml del sobrenadante y cinco ml de EDTA, se agita la alícuota y el EDTA en los tubos de ensayo con Vortex por cinco segundos (Figura 8). Una vez realizada la homogenización de la muestra se procede a la titulación.



Figura 8. Adición de 5 ml alícuota de EDTA y AgTU_n^+ previo a la titulación con la suspensión de bentonita.

Se titula gota a gota con una suspensión de bentonita comercial, obtenida de Minerales Industriales No metálicos, la cual es denominada bentonita cálcica. El tamaño de partícula empleado fue $<37\mu\text{m}$.

Para la solución de calibración de AgTU_n^+ , se preparan 100 ml de solución AgTU_n^+ (0.01M), los materiales se protegen de la luz y se almacenan de la misma forma que en la preparación de la solución extractante. Se realizan 5 diluciones de la solución extractora de AgTU_n^+ para establecer los puntos de calibración, con las siguientes concentraciones 0.00025 M, 0.0005 M, 0.001 M, 0.0015 y 0.002 M; no es necesario diluciones con una concentración mayor a 0.002 M, ya que se incrementa el tiempo y se dificulta la visualización del punto final de la titulación.

El punto final de la titulación se aprecia cuando en el sobrenadante al agregar unas gotas de bentonita, pasa de claro a ligeramente turbio, cuando la alícuota alcanza este punto la adsorción disminuye, éste es un estado indicador de que la arcilla está próxima a saturación, por lo que, es necesario continuar agregando unas gotas de la suspensión de bentonita hasta que esa ligera turbidez cambie a una tonalidad más intensa, este es un indicador que los sitios de intercambio de la arcilla han sido saturados.

En la Figura 9 se aprecia las etapas de saturación de la arcilla con la alícuota de AgTU_n^+ , de izquierda a derecha, se aprecia el proceso de formación de flóculos, sedimentación y saturación de la arcilla.

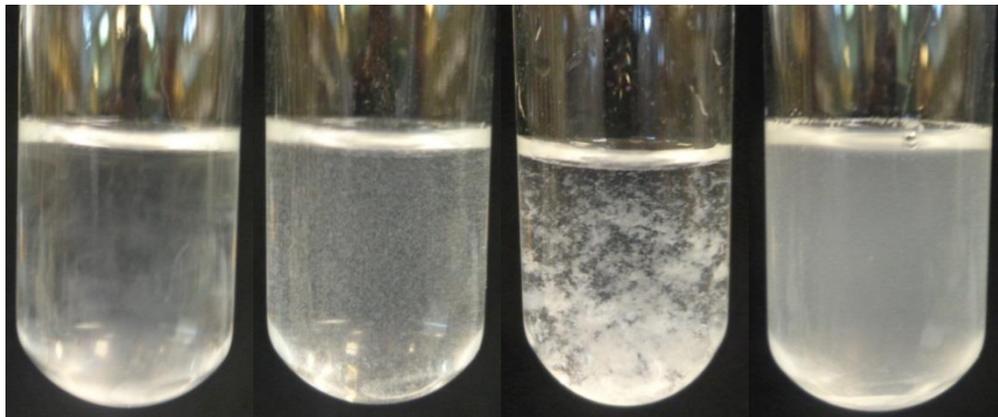


Figura 9. Etapas de la adsorción del AgTU_n^+ en la bentonita

En la Figura 10 se compara el estado final de la titulación con la fase de sedimentación de flóculos y la fase próxima a saturación.

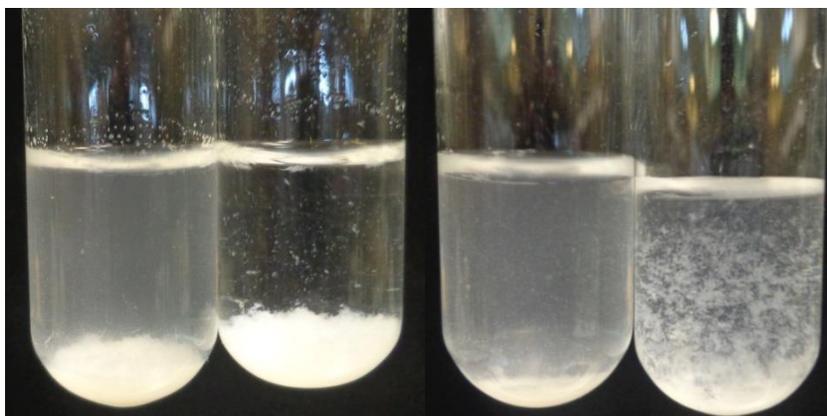


Figura 10. Comparación de la etapa final de adsorción del AgTU_n^+ en la titulación con respecto a estados intermedios

En la figura 11 se indica el estado inicial de la solución de AgTU_n^+ con sus respectivos puntos de calibración, del lado derecho el estado final de alícuotas tomadas para los puntos de calibración. Nótese que en todos los puntos calibración la tonalidad es similar, no obstante se aprecia un incremento gradual con la cantidad de sedimento formado, este sedimento es formación de un complejo AgTU_n^+ -arcilla, es decir, el catión AgTU_n^+ satura todos los sitios de intercambio y neutraliza las cargas de la arcilla, motivo por el cual la tonalidad de la alícuota puede incrementarse, pero, no así la cantidad de sedimento.

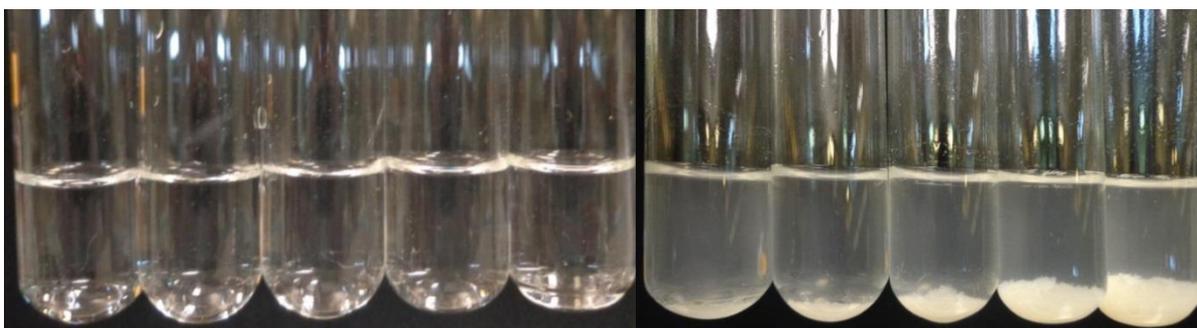


Figura 11. Estado inicial y final de la titulación con la suspensión de bentonita de las alícuotas tomadas para los puntos de calibración.

El volumen gastado de suspensión de bentonita 1% en la curva de calibración y las cantidades empleadas de AgTU_n^+ se encuentran en el Cuadro 9. Sí el gasto de la suspensión de bentonita es mayor a 3 ml, es recomendable realizar diluciones de la alícuota tomada, ya que, un gasto mayor indica que la muestra ha sido saturada completamente con una pequeña cantidad de solución extractante, por lo que es necesario el empleo de una cantidad mayor de la suspensión para determinar la cantidad de AgTU_n^+ presente en el remanente, dificultándose la apreciación del punto final de la titulación. El empleo de concentración menores 0.002 M, facilitan la titulación de cada muestra, ya que reducen el tiempo y el gasto suspensión.

Cuadro 9. Volumen gastado de la suspensión de bentonita en la curva de calibración

suspensión de bentonita 1%	mmol de AgTU_n^+	Concentración
mL		(M)
0.36	0.00125	0.00025
0.26	0.00125	0.00025
0.52	0.0025	0.0005
0.56	0.0025	0.0005
0.52	0.0025	0.0005
0.98	0.005	0.001
0.98	0.005	0.001
0.92	0.005	0.001
1.52	0.0075	0.0015
1.34	0.0075	0.0015
1.96	0.01	0.002
2.02	0.01	0.002
2.02	0.01	0.002
2.92	0.015	0.003
4.18	0.02	0.004

Para cuantificar la cantidad de AgTU_n^+ adsorbida en la suspensión de bentonita en la titulación, se emplea la ecuación de regresión obtenida en la curva de calibración. Se determinaron las ecuaciones de regresión con (CI) y sin intercepción (SI) (Figura 12).

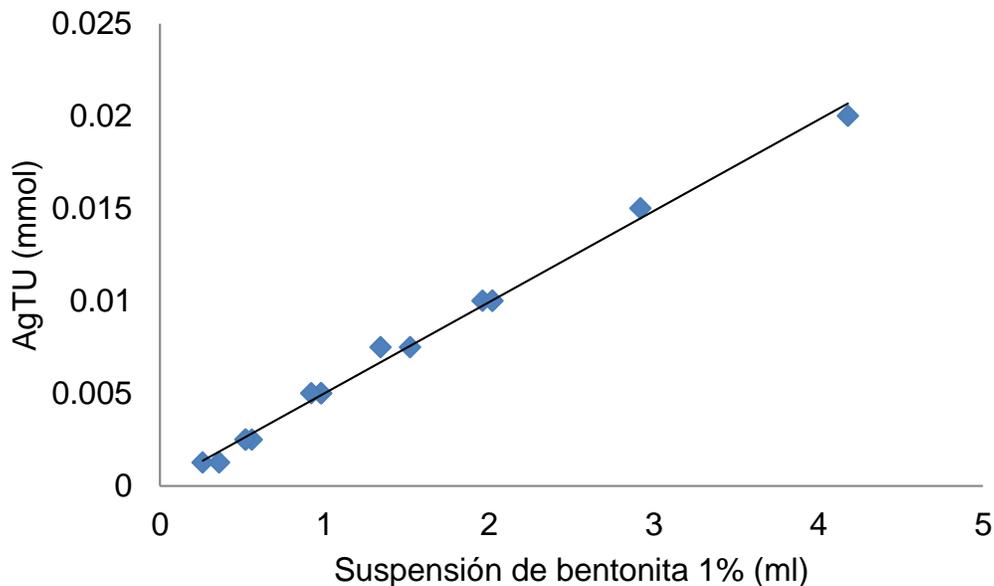


Figura 12. Curva de calibración de la adsorción del AgTU_n^+ en la suspensión de bentonita

Las ecuaciones de regresión con intercepto ($y = 0.0049x + 0.0001$) y sin intercepto ($y = 0.005x$) presentaron un coeficiente de correlación de $r^2 = 0.994$. Con la ecuación de regresión en la curva de calibración obtenida se procede a la estimación de la cantidad de AgTU_n^+ remanente en la solución extractante. La estimación de la CIC se realiza por diferencia entre la cantidad inicial del extractante y la cantidad final después del proceso de saturación-extracción.

Para corroborar que el método del AgTU_n^+ y la bentonita es un indicador adecuado para estimar la capacidad de intercambio catiónico en suelos alcalinos, se relacionó a la CIC como función de la textura, siendo las partículas $<0.002\text{m}$, las que se

utilizaron para el cálculo de la regresión lineal. Se realizaron dos regresiones, 1) CIC sin intercepto (Figura 9) y 2) CIC con intercepto (Figura 13 y 14).

Se tomó el valor correspondiente en porcentaje de partículas <0.002 mm, ya que estas son las que representan a la porción arcillosa en el suelo, las cuales son las que están químicamente activas y es donde se lleva a cabo el proceso de intercambio catiónico, sin embargo, en esta determinación no se excluye la presencia de partículas pequeñas de limo (<0.002 mm).

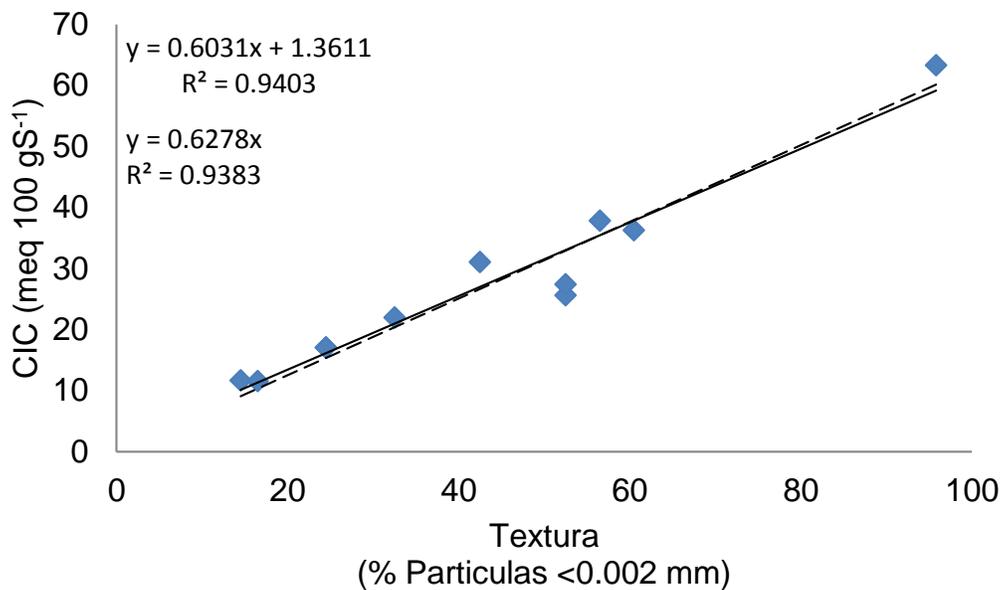


Figura 13. Correlación de la CIC con el método de AgTU_n^+ sin intercepto como función del tamaño de partícula del suelo.

Se encontró una alta correlación entre el porcentaje de partículas <0.002 mm y la CIC sin y con intercepto, determinada por el método del AgTU_n^+ y la bentonita.

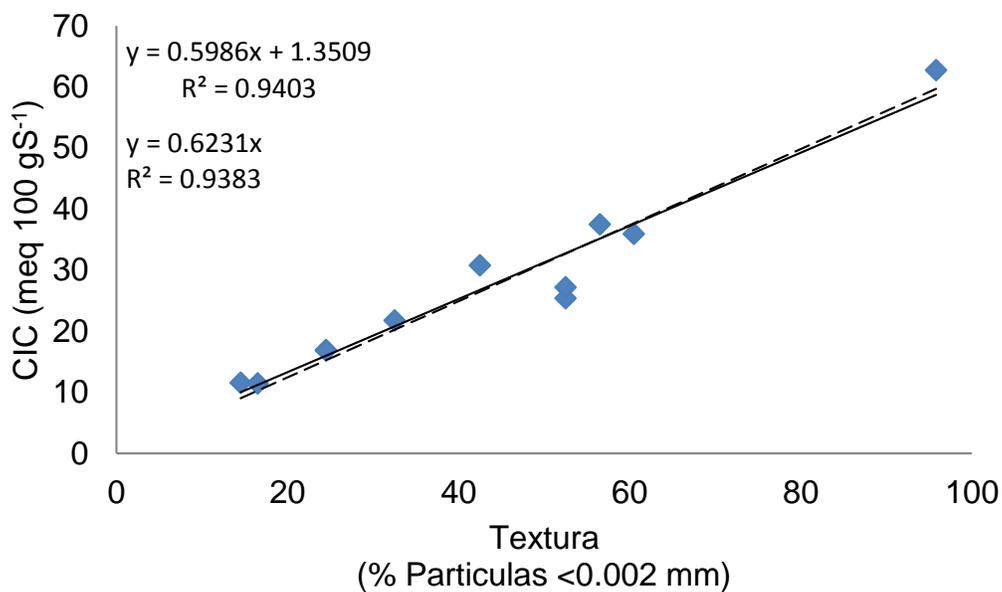


Figura 14. Correlación de la CIC con el método de $AgTU_n^+$ con intercepto como función del tamaño de partícula del suelo.

6.2 Oxidación biológica del azufre

Se seleccionó la dosis de azufre elemental y tiosulfato de sodio más alta utilizada en los ensayos de oxidación recomendadas por los institutos de investigación y trabajos previos donde se evalúan el efecto de la oxidación biológica del azufre sobre el pH del suelo, del mismo se seleccionó la temperatura y humedad de incubación (Barton y Shively; 1968; Lindemann *et al.*, 1991; Johnson, 1998; Alcántara, 2000; Vásquez, 2000; Freyre, 2006; Yousefi *et al.*, 2013). Las metodologías empleadas se describen a continuación:

Ensayo 1. Incubación de suelo con azufre elemental.

Se pesaron 10 gramos de suelo tamizado a 2 mm y secado al aire. El suelo se depositó en frascos de polipropileno de 100 ml, se adiciono un gramo de azufre elemental a cada frasco, posteriormente se le adicionaron 20 ml de agua, los botes se taparon con parafilm para evitar la pérdida de humedad y se incubaron por 86 horas a

una temperatura de 35°C. Se realizaron lecturas de pH a los 24, 62 y 86 h. La lectura de pH fue a una relación 1:2.

Ensayo 2. Incubación de suelo con tiosulfato de sodio.

Se utilizó suelo secado al aire y tamizado a 2 mm. Se pesó 10 g de cada suelo y se depositó en frascos de polipropileno de 100 ml. Se agregó 7.5 ml de solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en las siguientes concentraciones: 0, 10, 20 y 40 g L^{-1} . La solución de tiosulfato fue preparada con agua destilada y hervida durante 15 minutos. Los botes con suelo y solución se pesaron al inicio de la incubación y diariamente hasta el final de la incubación para que por diferencia de peso se adicionara la humedad perdida mediante una jeringa con agua destilada y hervida, para así mantener constante la humedad. Para reducir las pérdidas de agua por evaporación los botes se taparon con parafilm. Se incubaron a 35°C durante cinco días y 10 días. Al finalizar el periodo de incubación se retiraron de la incubadora y se agregó 12.5 ml de agua destilada y hervida para obtener una dilución suelo agua de 1:2 para la determinación de pH.

Ensayo 3. Incubación de suelo con tiosulfato de sodio.

Se utilizó suelo secado al aire y tamizado a 2 mm, sin esterilizar, arena de cuarzo y suelo esterilizados con vapor durante 30 min a una temperatura entre 71 y 84°C (Chávez-Aguilera *et al.*, 2010). Se pesó 10 g de cada suelo y arena. Se depositaron en frascos de polipropileno de 100 ml., a los cuales se le agregó 7.5 ml de solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en las siguientes concentraciones: 10, 20, 30 y 40 gL^{-1} , la solución de tiosulfato fue preparada con agua destilada y hervida durante 15 minutos; posteriormente los botes con suelo, arena y solución se pesaron al inicio de la incubación y diariamente hasta el final de la misma para que por diferencia de peso se adicionara la humedad perdida, mediante una jeringa con agua destilada y hervida para

así mantener constante la humedad. Para reducir las pérdidas de agua por evaporación los botes se taparon con parafilm. Se incubaron a 35°C durante 5, 10, 16, 20, 25 y 30 días. Al finalizar el periodo de incubación se retiraron de la incubadora y se agregó 12.5 ml de agua destilada y hervida para obtener una dilución suelo agua de 1:2 para la determinación de pH.

Ensayo 4. Incubación de suelo con tiosulfato de sodio y suelos de Yucatán y

Texcoco.

Se utilizó suelo secado al aire y tamizado a 2 mm. Se pesó 10 g de cada suelo y se depositaron en frascos de polipropileno de 100 ml., a los cuales se le agregó 8 ml de solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ en las siguientes concentraciones: 0, 20 y 40 gL^{-1} , la solución de tiosulfato fue preparada con agua destilada y hervida durante 15 minutos; posteriormente los botes con suelo y solución se pesaron al inicio de la incubación y diariamente hasta el final de la incubación para que por diferencia de peso se adicionara la humedad perdida mediante una jeringa con agua destilada y hervida para así mantener constante la humedad. Para reducir las pérdidas de agua por evaporación los botes se taparon con parafilm. Se incubaron a 35°C durante 5, 10, 15 días. Al finalizar el periodo de incubación se retiraron de la incubadora y se agregó 12 ml de agua destilada y hervida para obtener una dilución suelo agua de 1:2 para la determinación de pH.

Ensayo 5. Incubación de suelo con azufre, tiosulfato de sodio sulfato de amonio, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

Se utilizó suelo secado al aire y tamizado a 2 mm. Se pesó 10 g de suelo y se depositaron en frascos de polipropileno de 100 ml. Las dosis y fuentes aplicadas se describen en el cuadro 10. Se adiciono 8 ml de solución de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, mientras

que en las fuentes solidas se adiciono 8 ml de agua destilada hervida durante 15 minutos; posteriormente los botes con suelo se pesaron al inicio de la incubación y diariamente hasta el final de la incubación para que por diferencia de peso se adicionara la humedad perdida mediante una jeringa con agua destilada y hervida, para así mantener constante la humedad. Para reducir las pérdidas de agua por evaporación los botes se taparon con parafilm. Se incubaron a 35°C durante 6, 10, 15 días. Al finalizar el periodo de incubación se retiraron de la incubadora y se agregó 12 ml de agua destilada y hervida para obtener una dilución suelo agua de 1:2 para la determinación de pH.

Cuadro 10. Fuentes acidificantes del suelo por acción bioquímica y química

Fuente acidificante	Dosis
Azufre 0.3 mm	20 mg 10 g suelo ⁻¹
Azufre 0.15 mm	
Sulfato de aluminio	0.13 g 10 g de suelo ⁻¹
Sulfato de amonio	2 mg 10 g suelo ⁻¹
Sulfato ferroso	0.17 g 10 g suelo ⁻¹
Tiosulfato de sodio	40 g L ⁻¹
agua	8 mL

6.3 Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido

Se utilizó la metodología propuesta por (Hartikainen y Simojoki, 1997). Se pesaron 5 g de suelo tamizado a 2 mm, secado al aire. El suelo se depositó en tubos para centrifuga de polipropileno con capacidad de 100 ml. Se preparó una solución de H₂SO₄ 0.25 N, y se adiciono esta solución en las cantidades descritas en el cuadro 11, en matraces aforados de 50 ml, cada solución contenida en el matraz se aplicó a la

muestra de suelo. Se taparon los tubos con una película plástica y con su tapa para reducir posibles filtraciones producto de la agitación. Los tubos se colocaron de manera horizontal y se agitaron por un minuto a 250 min^{-1} (4.16 Hz), en el agitador mecánico. Posterior a la agitación, los tubos tapados se colocaron en la gradilla donde permanecieron 48 horas a temperatura ambiente, pasado ese tiempo se realizó la lectura de pH. La lectura de pH se realizó en el sobrenadante. De manera simultánea se corrió blancos, los cuales consistieron en tubos solo con agua destilada.

Cuadro 11. Dosis de ácido sulfúrico empleadas en los ensayos de la capacidad edáfica para la neutralización de un ácido

Dosis Experimento 1	Dosis Experimento 2	Dosis Experimento 3
Ácido sulfúrico ($\text{mmol } 10 \text{ g}^{-1}$ de suelo)		
0	0	0
0.22	0.22	0.21
0.43	0.32	0.33
0.86	0.43	0.43
1.71	0.64	
3.42	0.86	0.64

Acidificación de suelos con sales de reacción acida

Se utilizó suelo secado al aire y tamizado a 2 mm. Se pesó 10 g de suelo y se depositaron en frascos de polipropileno de 100 ml. para centrifuga. Las dosis y fuentes aplicadas se describen en el cuadro 8. A cada bote con suelo se le adiciono 8 ml de agua destilada hervida durante 15 minutos; posteriormente, los botes con suelo, fuente acidificante y agua se pesaron al inicio de la incubación y diariamente hasta el final de la incubación para que por diferencia de peso se adicionara la humedad perdida mediante una jeringa con agua destilada y hervida, para así mantener constante la humedad. Para reducir las pérdidas de agua por evaporación los botes se taparon con

parafilm. Se incubaron a 35°C durante 5 días. Al finalizar el periodo de incubación se retiraron de la incubadora y se agregó 12 ml de agua destilada y hervida para obtener una dilución suelo agua de 1:2 para la determinación de pH (Cuadro 12).

Cuadro 12. Dosis de sales con reacción acida aplicadas a la suelo

Sulfato de aluminio	Sulfato ferroso
g	
0.05	0.05
0.10	0.10
0.15	0.20
0.20	0.30

Con base a los resultados del ensayo anterior se realizó un nuevo ensayo con la misma metodología y ampliando la cantidad de estas sales aplicadas al suelo en la siguiente proporción 0, 0.05, 0.1, 0.2, 0.35, 0.5, 0.75, y 1 g, cabe señalar que se utilizaron estas cantidades para el sulfato de aluminio y sulfato ferroso. Con este ensayo se pudo acotar las dosis necesarias para la realización de los experimento de la capacidad del suelo para neutralizar un ácido.

Para el último ensayo de la capacidad del suelo para neutralizar un ácido se pesó 10 g de suelo seco al aire y tamizado a 2 mm. Para evaluar el efecto del sulfato de aluminio y sulfato ferroso sobre el pH de los suelos alcalinos se utilizó la siguiente cantidad 0, 0.05, 0.10, 0.20, 0.35 g de sulfato de aluminio y sulfato ferroso. A cada bote con suelo se le adiciono 12 ml de agua destilada hervida durante 15 minutos; posteriormente, los botes con suelo, fuente acidificante y agua se pesaron al inicio de la incubación y diariamente hasta el final de la incubación para que por diferencia de peso se adicionara la humedad perdida mediante una jeringa con agua destilada y hervida, para así mantener constante la humedad. Para reducir las pérdidas de agua por

evaporación los botes se taparon con parafilm. Se incubaron a 35°C durante 5 días. Al finalizar el periodo de incubación se retiraron de la incubadora y se agregó 8 ml de agua destilada y hervida para obtener una dilución suelo agua de 1:2 para la determinación de pH.

6.4 Análisis de resultados

El efecto de la adición de una fuente acidificante sobre el pH y la CE del suelo se analizó mediante análisis de regresión cuyo modelo estadístico es el siguiente (Montgomery y Runger, 2008):

$$y = \beta_0 + \beta_1 x + \varepsilon$$

Dónde:

y = variable respuesta o variable dependiente

β_0 = ordenada al origen

β_1 = pendiente o tasa

x = variable independiente

ε = termino de error aleatorio

Se realizó comparación de las tasas de acidificación y salinización como función de la adición ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso. Así como la tasa de salinización como función del pH con la adición de fuentes acidificantes y el efecto de la CIC sobre estas tasas.

RESULTADOS Y DISCUSIÓN

7.1 Características de los suelos de estudio

La caracterización de los suelos de estudio se describe en el cuadro 13. Se menciona solo los parámetros que de acuerdo a la literatura determinan la capacidad del ambiente edáfico para la neutralización de un ácido, así mismo, se muestra una comparación entre el factor de dilución en las relaciones 2:1, 5:1 para el pH y 5:1, 10:1 para la CE. En la arcilla no se determinaron las relaciones 2:1 ni 5:1, para pH y CE, respectivamente, debido a que este mineral presenta una gran capacidad de adsorción, lo que dificultó la lectura de dicho parámetros en el sobrenadante. Para la textura de la arcilla se consideró el porcentaje de limo y arcilla. De los suelos analizados, solo el suelo 5 y la arcilla (suelo 11) presentaron carbonatos, mientras que en todos los suelos existe la presencia de bicarbonatos, de acuerdo a estos resultados la alcalinidad presente los suelos es consecuencia de la presencia de iones OH^- procedentes del intemperismo de la roca madre.

Cuadro 13. Características químicas y físicas de los suelos estudiados

Suelo	pH		CE		CIC		CO ₃ ²⁻	HCO ₃ ⁻	Textura (%)
	2:1	10:1	dSm ⁻¹		meq 100g ⁻¹ S		mmol _c L ⁻¹		
			5:1	10:1	SI	CI			
1	8.08	8.24	0.13	0.10	11.65	11.56	0	24	14.52
2	7.63	8.07	0.14	0.12	11.53	11.44	0	44	16.52
3	7.69	8.12	0.41	0.25	17.01	16.88	0	88	24.52
4	7.49	7.97	0.22	0.16	17.01	16.88	0	48	24.52
5	7.90	8.60	0.73	0.43	25.58	25.39	1.5	62.49	52.52
6	7.97	8.41	0.20	0.15	21.90	21.73	0	56	32.52
7	7.40	8.04	0.18	0.15	31.02	30.79	0	64	42.52
8	7.25	7.80	0.18	0.15	36.22	35.94	0	60	60.52
9	7.58	8.09	0.26	0.18	27.37	27.16	0	56	52.52
10	7.37	7.88	0.21	0.16	37.77	37.49	0	64	56.52
11	ND	9.42	ND	1.36	63.23	62.75	1.5	82.49	95.84

7.2 Oxidación biológica

En el primer ensayo de oxidación biológica del azufre no se encontró efecto de la aplicación de 1 gramo de azufre elemental sobre el pH (Cuadro 14), esto indica que en los suelos donde se realizó este procediendo probablemente el tiempo de duración no haya sido suficiente para que las bacterias sulfooxidantes comenzaran con el proceso de oxidación o bien estos organismos no están presentes, estos resultados concuerdan con Nor y tabatabai (1977) donde aplicaron concentración de 0, 50, 100 y 200 µg de azufre por gramo de suelo con una temperatura de incubación de 30°C., no encontraron cambios significativos en el pH después de 70 días de incubación, por otro lado Bole (1986) indica que al aplicar 3.3 t de azufre ha⁻¹, inoculado con *T. tioparius* y sin inocular encontró cambios significativos en el pH (7.2 a 5.3) después de 2 años de evaluación en los primeros 15 cm de profundidad.

Cuadro 14. Ensayo 1 pH del suelo después de la Incubación con azufre elemental

Suelo	Sin/S ⁰	Con/S ⁰	Sin/S ⁰	Con/S ⁰	Sin/S ⁰	Con/S ⁰
	24 h		62 h		86 h	
	pH					
Puebla	6.83	7.67	6.82	8.13	7.04	7.87
Oyamel	6.05	6.58	6.31	7.16	6.53	7.08
266	7.82	8.14	7.74	8.24	7.77	8.13

Los resultados de la evaluación de dosis crecientes de tiosulfato de sodio después de 10 días de incubación se muestran en el cuadro 15. En la dosis de 40 g L⁻¹ para el suelo 2 se presentó una disminución en los valores de pH, por lo cual se realizó una nueva exploración tratando de aislar variables ajenas al experimento que pudieran afectar los resultados. Mientras que en el resto de tratamientos no se aprecian efectos de la oxidación biológica del tiosulfato sobre el pH del suelo. Esto indica que el organismo sulfooxidante no se encuentra presente en evaluados, ya que según Barton y Shively (1967), después de aplicar 5 g L⁻¹ como fuente reducida de azufre al medio que contenía *Acidithiobacillus thiooxidans* encontró después de 36 horas una disminución del pH de 5 a valores cercanos a dos. Estos autores mencionan que el organismo debe ser preacondicionado con azufre 20 días antes de la utilización del tiosulfato.

Cuadro 15. Ensayo 2 pH del suelo después de la Incubación con Na₂S₂O₃

g L ⁻¹ Na ₂ S ₂ O ₃	pH Suelo 1		pH suelo 2		Control	
	5 DDI*	10 DDI	5 DDI	10 DDI	5 DDI	10 DDI
0	7.36	7.79	7.62	7.71	6.31	5.89
10	7.39	7.45	7.58	7.85	7.26	8.0
20	7.35	8.25	7.90	7.66	7.09	7.45
40	7.34	8.18	8.02	7.5	7.34	7.99

*DDI: Días después de la incubación

Para discernir si los cambios en el valor del pH en la dosis de 40 g L⁻¹ en el suelo 2 del experimento anterior, se deben a procesos bioquímicos y no químicos se utilizó arena y suelo esterilizado y no esterilizado, los resultados de este experimento se muestran en el cuadro 16. Se aprecia que existe una disminución del pH (con respecto al pH-inicial y pH-final) tanto en el suelo esterilizado y no esterilizado, esto indica que la disminución del pH es debida a procesos químicos y por el efecto de la oxidación del tiosulfato por algún organismo sulfooxidante presente en estos suelos. La arena de cuarzo, testigo utilizado en este experimento, muestra variaciones de pH a lo largo del experimento esto se debe a que este material no presenta la capacidad de amortiguamiento, ya que dicha capacidad reside en la arcilla.

Cuadro 16. Ensayo 3 pH de la arena de cuarzo, suelo esterilizado y no esterilizado después de la Incubación con Na₂S₂O₃

Na ₂ S ₂ O ₃ g L ⁻¹	DDI						
	0	5	10	16	20	25	30
Arena							
pH							
10	6.63	7.52	7.72	5.5	5.75	6.01	4.44
20	6.72	7.54	7.70	6.77	7.73	7.51	4.19
30	6.87	7.57	7.70	7.54	7.49	7.1	4.47
40	6.75	7.52	7.67	8.06	7.92	6.15	7.16
Suelo esterilizado							
pH							
10	7.53	7.50	7.39	7.51	7.57	7.38	7.48
20	8.42	7.81	7.78	7.33	7.70	7.31	7.33
30	8.21	7.79	7.86	7.62	7.76	7.34	7.52
40	8.22	7.64	7.62	7.61	7.71	7.48	7.26
Suelo sin esterilizar							
pH							
10	5.8	7.39	7.09	7.42	7.74	7.49	7.45
20	8.4	7.68	7.33	7.39	7.69	7.63	7.67
30	8.33	7.61	7.19	7.52	8.07	7.64	7.76
40	8.07	7.57	7.98	7.55	7.52	7.43	7.52

*DDI: Días después de la incubación

En los suelos anteriormente mencionados la nula actividad de los organismos sulfooxidantes sea debida probablemente a que estos no se encuentran de manera natural en el suelo, o bien no están en una fase activa, por lo cual se realizó un nuevo ensayo en donde se utilizaron suelos de un reciente muestreo, para evitar que estos microorganismos entren a una etapa de letargo (Cuadro 17). Después de 15 días de evaluación no se observaron cambios en el pH de los suelos de Yucatán, lo que indica la nula existencia de estos organismos, mientras que en el suelo oyamel se aprecia un

incremento en el pH en todas las concentraciones, esta tendencia es similar a la reportada por Ossa y Márquez (2005), donde evaluaron la inoculación de *A. thiooxidans* y *A. ferrooxidans* sobre piritita, sus resultados indican que inmediatamente después de la inoculación se aprecia un incremento en el pH de un valor inicial cercano a dos, que luego de 48 horas, se alcanzara un pH de cercano a cinco, para posteriormente comenzar un descenso gradual, el cual aproximadamente después de 200 horas mostró un valor estable de pH menor a dos.

Cuadro 17. Ensayo 4 pH de suelos de Yucatán y Texcoco después de la incubación con tiosulfato de sodio.

suelo	Dosis	Tiempo días			
		0	5	11	15
yuc1	0	7.49	7.62	7.38	7.37
yuc1	20	7.38	7.58	7.63	7.41
yuc1	40	7.38	7.54	7.39	7.12
yuc2	0	7.43	7.62	7.28	7.48
yuc2	20	7.23	7.78	7.57	7.41
yuc2	40	7.23	7.66	7.78	7.34
oyamel	0	5.89	5.97	6.18	6.28
oyamel	20	5.63	6.15	6.15	6.21
oyamel	40	5.63	6.07	6.16	6.31

Para corroborar que en los suelos de estudio no se encuentran las bacterias sulfurooxidantes, se realizó un último experimento de oxidación biológica, donde se evaluó el tamaño de partícula de azufre y la fuente de azufre, así como la utilización de amonio, el cual es transformado por medio de las bacterias nitrificantes en nitrato que a su vez en este proceso se libera H^+ al medio (Cuadro 18). No se encontraron

modificaciones en el pH por efecto de la oxidación biológica tanto del azufre como del nitrógeno, sin embargo, se apreciaron cambios con la aplicación de sulfato de aluminio y sulfato ferroso, el cual después se aprecia inmediatamente después de la aplicación ya que de un pH inicial de 7.2 se disminuye a 5.67 y 6.12, con sulfato de aluminio y sulfato ferroso respectivamente. En la lectura a los 6 días después de la incubación se aprecia un ligero incremento en el valor del pH para ambos sulfatos, para posteriormente mantenerse constante durante todo el experimento. Esto se debe a la capacidad de neutralización del ambiente edáfico.

Cuadro 18. Ensayo 5 pH del suelo después de la incubación con diversas fuentes acidificantes.

Tratamiento	pH ₁	pH ₆	pH ₁₀	pH ₁₅
Suelo + Azufre 0.3 mm	7.20	7.14	7.25	7.35
Suelo + Azufre 0.15 mm	7.20	7.23	7.08	7.09
Suelo + Sulfato de aluminio	5.67	6.35	6.35	6.33
Suelo + Sulfato de amonio	7.25	7.45	7.80	7.67
Suelo + Sulfato ferroso	6.12	6.10	6.18	6.11
Suelo + Tiosulfato	7.12	7.92	7.90	7.57
Suelo + agua	7.20	7.10	7.15	7.58

7.3 Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido

C_{aena} . Ácido sulfúrico. A partir de los ensayos preliminares para determinar las dosis a aplicar en los experimentos de C_{aena} , se encontró que en todos los suelos se presenta una fase rápida de disminución del pH, seguida de un periodo de estabilización. De los suelos evaluados en esta fase se pueden distinguir tres grupos, en los cuales la C_{aena} es reducida e media y alta, es decir, suelos con una C_{aena} reducida, son aquellos que no resisten los cambios en el pH producidos por la adición

de ácido sulfúrico, que este caso fue el suelo 1 y 7. Los suelos 2, 3 y 5 presentan una C_{aena} intermedia ya que tienen la habilidad de resistir una cantidad mayor de ácido adicionada. Los suelos 6 y 4, que tienen una C_{aena} mayor en comparación al resto de los suelos ya con la dosis de 1.71 mmol, comienza un comportamiento asintótico, sin embargo, con la dosis más alta de ácido, todos los suelos presentan una disminución acelerada del pH, dado que se ha superado la capacidad de neutralización del ácido, y prácticamente la lectura de pH es cerca al valor del ácido que se está adicionando (Figura 15).

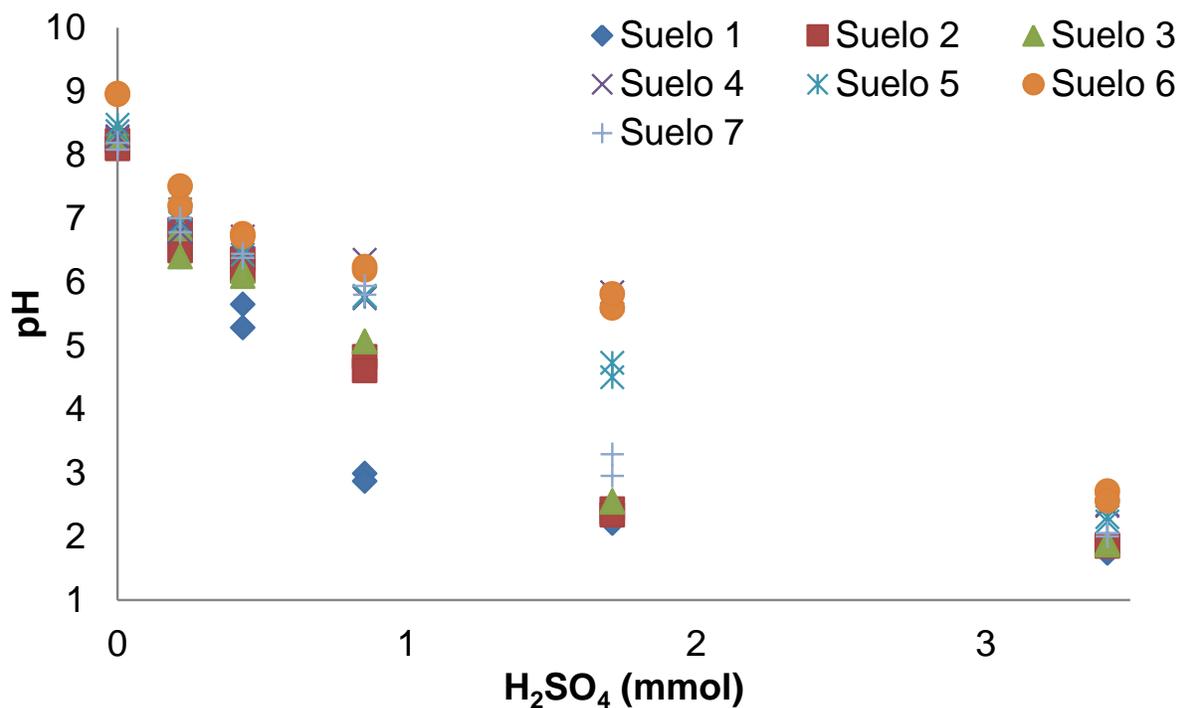


Figura 15. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico

En siguiente experimento de la C_{aena} se ajustaron las dosis de ácido sulfúrico, para evitar sobrepasar la capacidad amortiguadora del suelo y poder así cuantificar dosis máxima que estos suelos pueden neutralizar. En este caso los suelos 2, 3, 4, 5, 6 y 7 presentaron una tendencia similar, mientras que el suelo 1, es el que tiende a

acidificarse con mayor facilidad. A partir de este experimento se seleccionaron las dosis a emplear para determinar las tasas de acidificación y su comparación con respecto a las fuentes de acidificación (Figura 16).

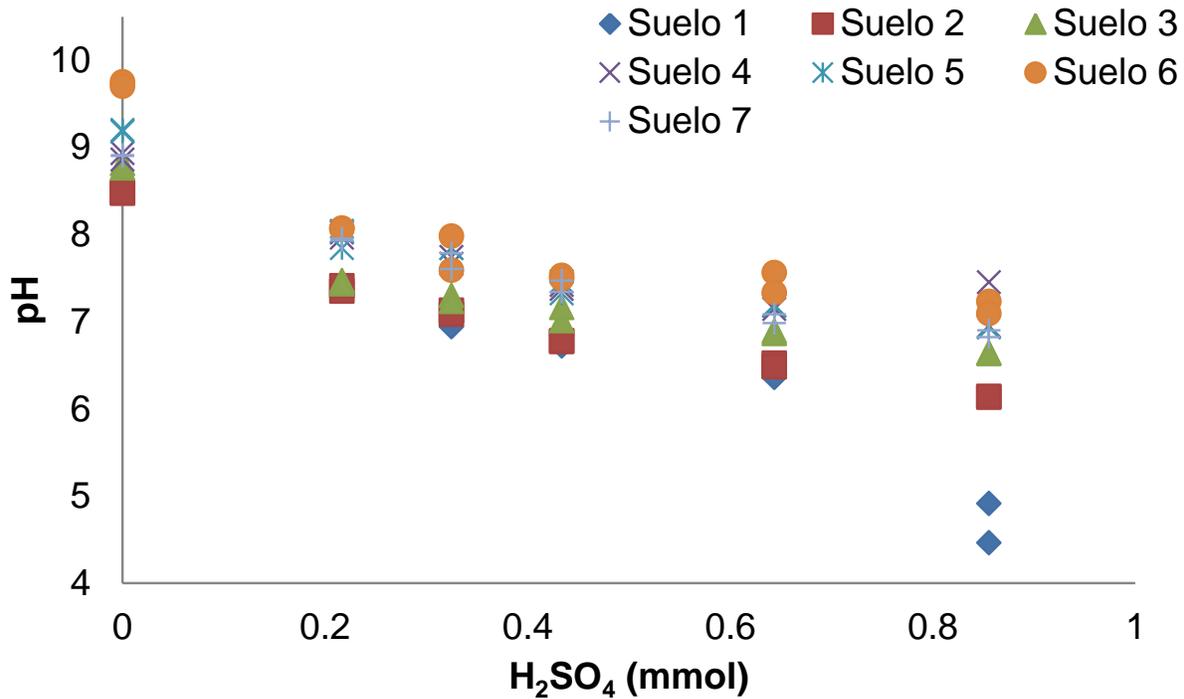


Figura 16. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico

En los suelos estudiados se encontró una tendencia similar en la disminución del pH utilizando ácido sulfúrico, donde se aprecia una fase de rápido incremento en la concentración de H⁺, seguida de una disminución en el incremento de la concentración de H⁺ hasta que este tiende a estabilizarse. La acidificación no presenta una tendencia lineal, las tendencias que se encontraron son específicas de cada suelo y están determinadas por el pH inicial, las bases conjugadas del ambiente edáfico, y del tipo y cantidad de arcilla, por lo que se puede encontrar tendencias del tipo exponencial, potencial y polinómico.

C_{aena} . Sulfato de aluminio y ferroso.

En el suelo 1a. después de la aplicación de las sales de reacción acida, se encontró que existen dos tendencias, en la primera se presenta una disminución acelerada en el pH, seguida de una fase de estabilización, la cual probablemente se trate del capacidad máxima de neutralización el ácido. Finalmente se presenta una disminución lineal en el pH, debido a que ha sido superada la capacidad para neutralizar un ácido (Figura 17).

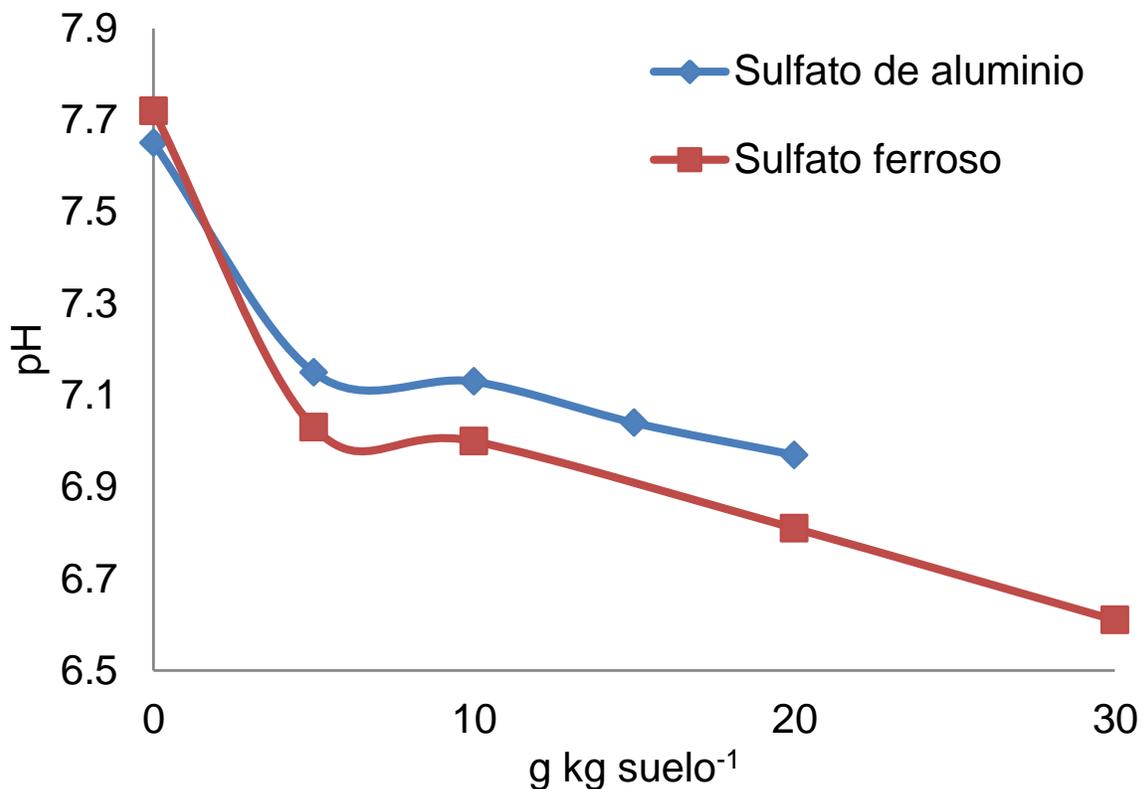


Figura 17. Suelo 1a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas

En el suelo 2a. se aprecia una tendencia similar a la observada en el suelo a, sin embargo, se presenta una reducción en la fase de estabilización, esto indica que este suelo es susceptible a los cambios en el pH, es decir, su C_{aena} es menor aunque el pH inicial sea similar al del suelo a. Con ambas sales se produce una acidificación, no

obstante se aprecia, que los efectos en el pH son distintos, ya que el sulfato ferroso tiene una capacidad acidificante mayor que el sulfato de aluminio en este suelo en particular (Figura 18).

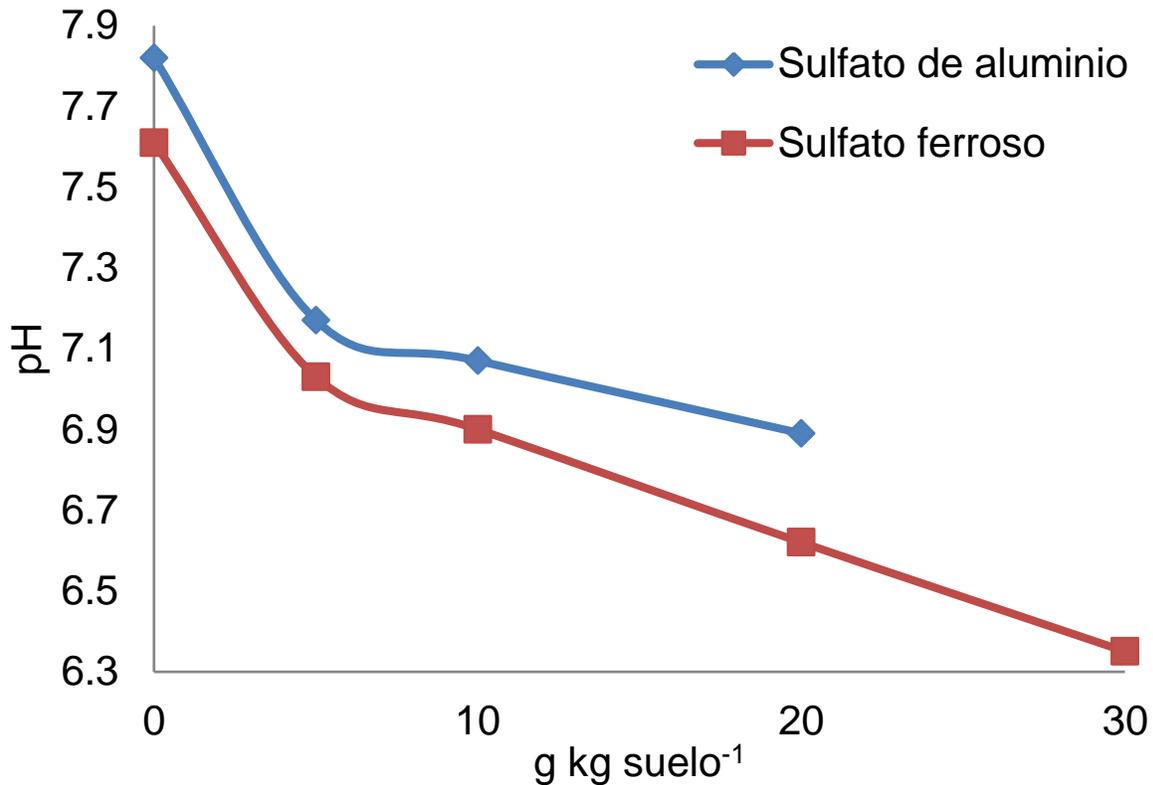


Figura 18. Suelo 2a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas

En el suelo 3a. para el caso del sulfato ferroso se aprecia una tendencia, la cual tiende al equilibrio, ya que con la dosis aplicada no se ha superado la capacidad de neutralización que este suelo tiene, por otro lado, el sulfato de aluminio presenta una tendencia similar a la que se observó en los suelos anteriores. En este suelo la mayor acidificación se produce con el sulfato ferroso. Es probable que la tendencia observada en el sulfato de aluminio en este suelo sea debida por la interacción que resultan por el intercambio con otros cationes presentes en el suelo, los cuales son desplazados por el

aluminio, y no permitan la completa hidrólisis del agua, de allí que la que contiene a este catión presente una menor acidificación (Figura 19).

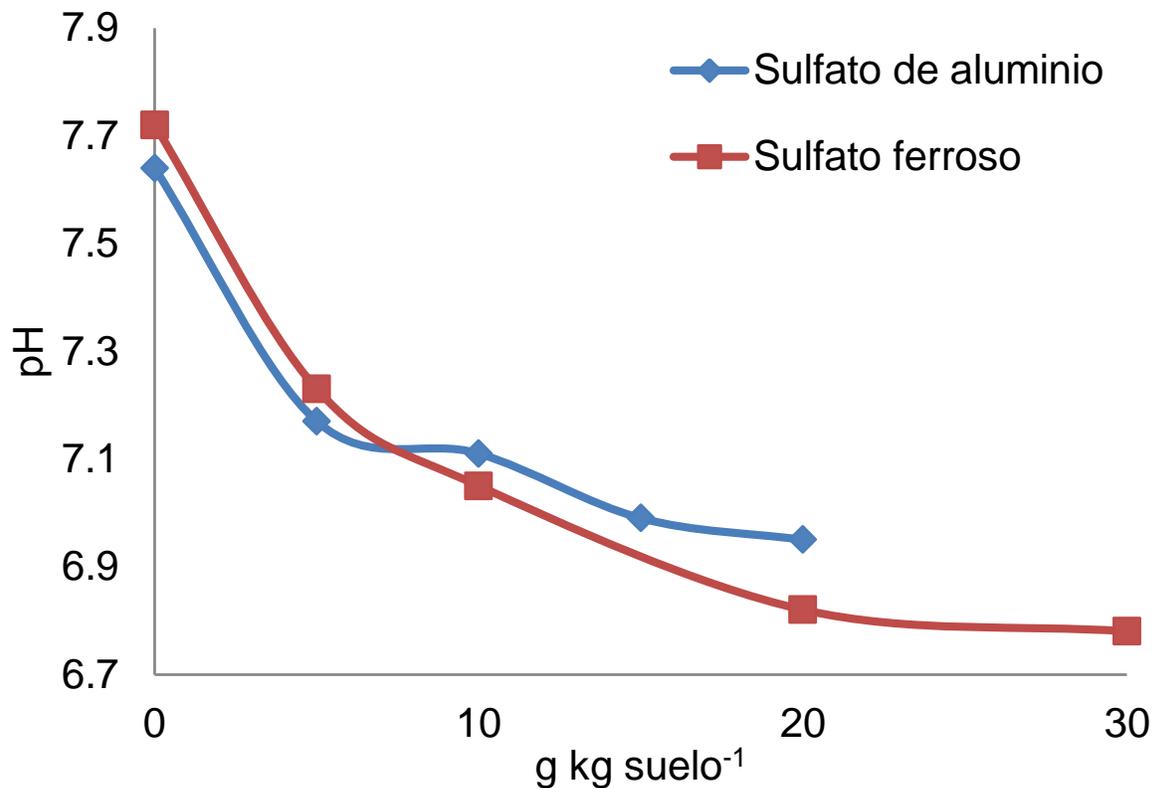


Figura 19. Suelo 3a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas

En el suelo 4a. ambas sales presentan tendencia similar, no existe una fase de estabilización con 10 g kg de suelo⁻¹, cuando se aumenta la concentración el sulfato ferroso presenta una tendencia lineal, mientras que la acidificación producida por el sulfato de aluminio comienza a disminuir, probablemente debido a que las arcillas presentes en este suelo tienen una mayor afinidad por el Al que por el Fe, o bien existen cationes de menor valencia y mayor radio iónico que pueden ser desplazados fácilmente por el Al (Figura 20)

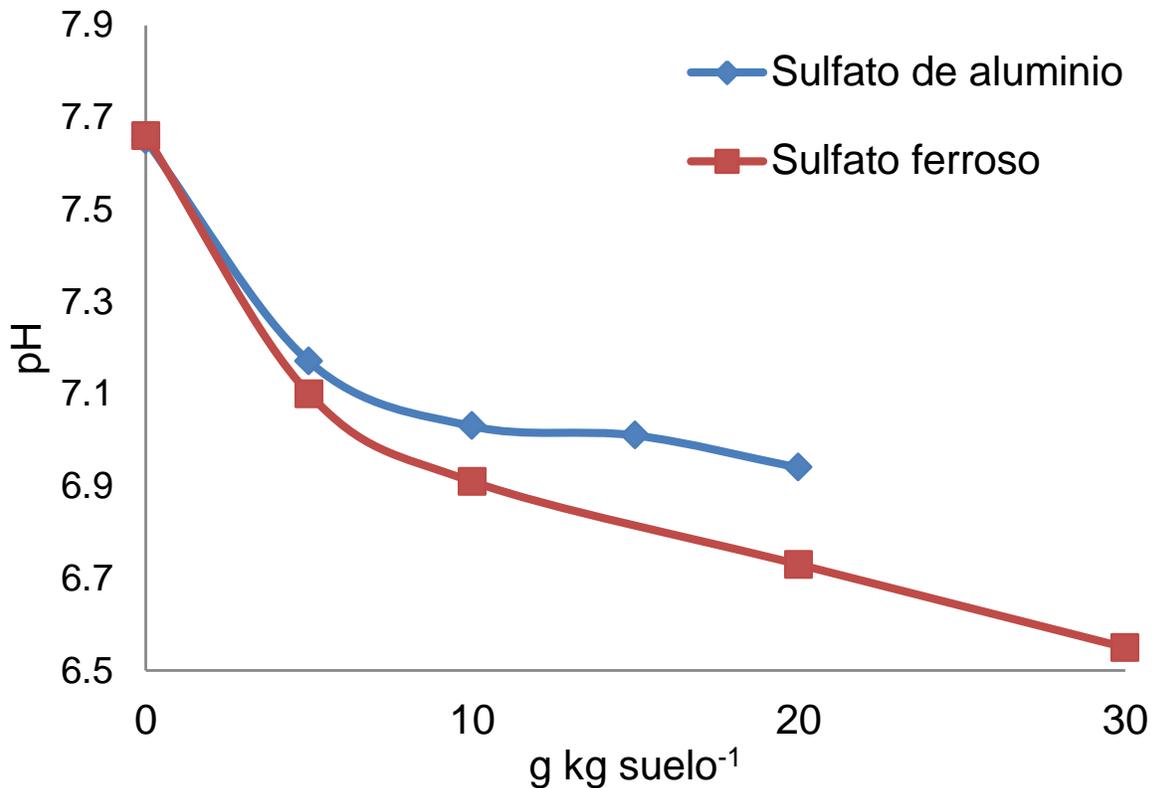


Figura 20. Suelo 4a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas

En los suelos anteriores la mayor acidificación es producida por el sulfato ferroso, sin embargo, en el suelo 5a (Figura 21), la mayor acidificación es producida por el sulfato de aluminio, esto indica que en el suelo existe una afinidad específica así a cierto catión, la cual está determinada por el material de origen de este suelo. Este es un andisol cuya zona de muestreo fue la sierra nevada.

La acidificación de suelos con sales de reacción ácida, presenta una tendencia similar a la obtenida con el ácido sulfúrico, ya que de acuerdo con la literatura, la ruptura de la molécula del agua por catión metálico genera H^+ y OH^- , sin embargo, esta reacción está limitada por la competencia que se genera con otros cationes por los sitios de intercambio presentes en la arcilla, motivo por el cual se presentan variaciones en las tendencias, tasas y eficiencia en la acidificación del suelo por medio de estas

sales, ya que este proceso es función de las bases de intercambio presentes, del tipo y cantidad de arcilla.

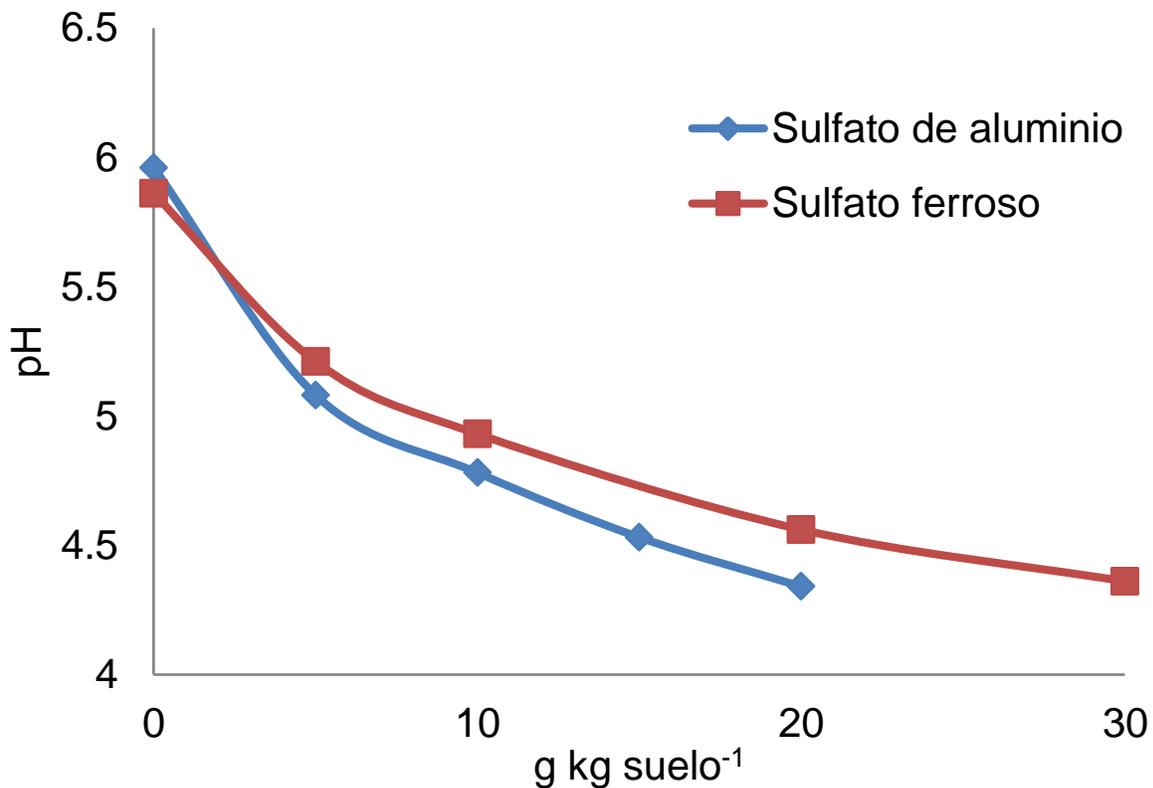


Figura 21. Suelo 5a. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales acidas

Para establecer los rangos de las dosis de las sales de reacción acida, se realizó un experimento en el cual se utilizó la misma concentración para ambas sales cuyos resultados se describen a continuación. En el suelo 1b, en el intervalo evaluado se observa una tendencia asintótica, para ambas sales y con una capacidad de acidificación similar, de acuerdo a estos resultados la concentración máxima que se necesita para tener efecto sobre el pH del suelo es 50g kg⁻¹ de suelo. Una concentración mayor a esta no muestra cambios significantes en el pH (Figura 22).

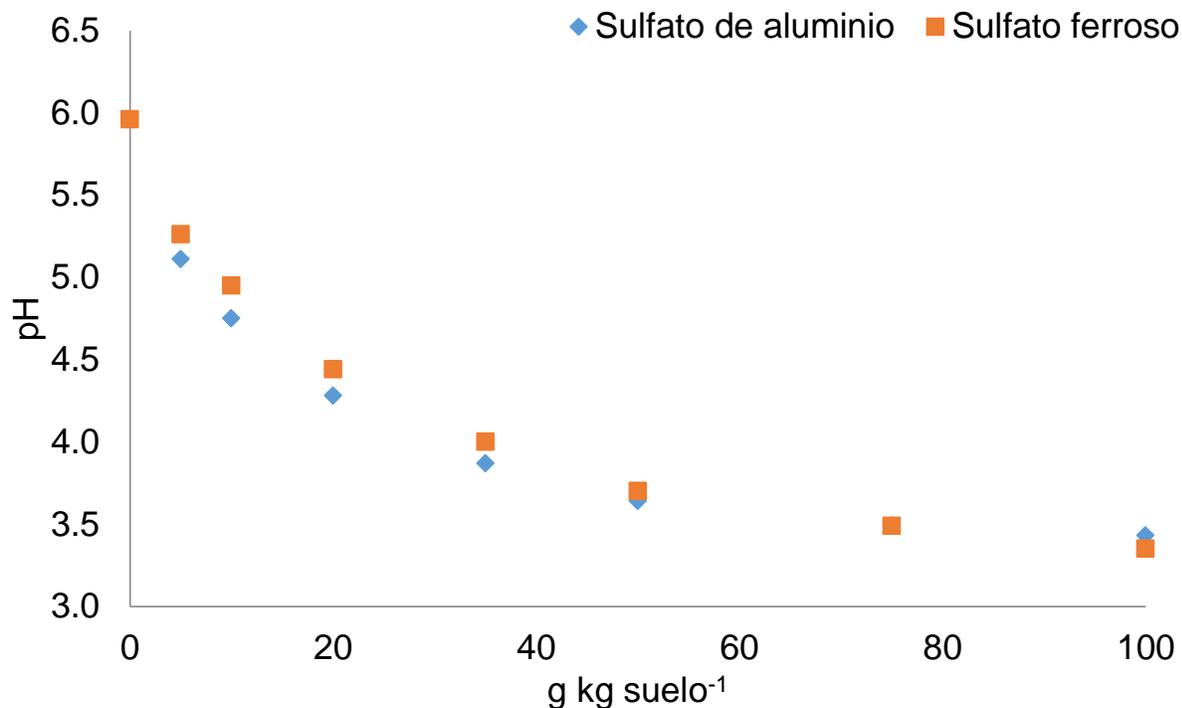


Figura 22. Suelo 1b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales de reacción acida

En el suelo 2b, se muestra el efecto de las sales de reacción acida sobre el pH de suelo, donde se aprecia tres tendencias en la curva de acidificación. Cuando la concentración de las sales es de 20 g kg⁻¹ de suelo se observa una fase de estabilización, seguida de una disminución acelerada del pH con una tendencia lineal, la cual tiene una tendencia errática después de 50 g kg⁻¹ de suelo de estas sales, sin embargo, la acidificación producida es mayor con el sulfato ferroso ya que alcanza valores de pH cercanos a 4, mientras que con el sulfato de aluminio el valor de pH oscila alrededor de 5.5 (Figura 23).

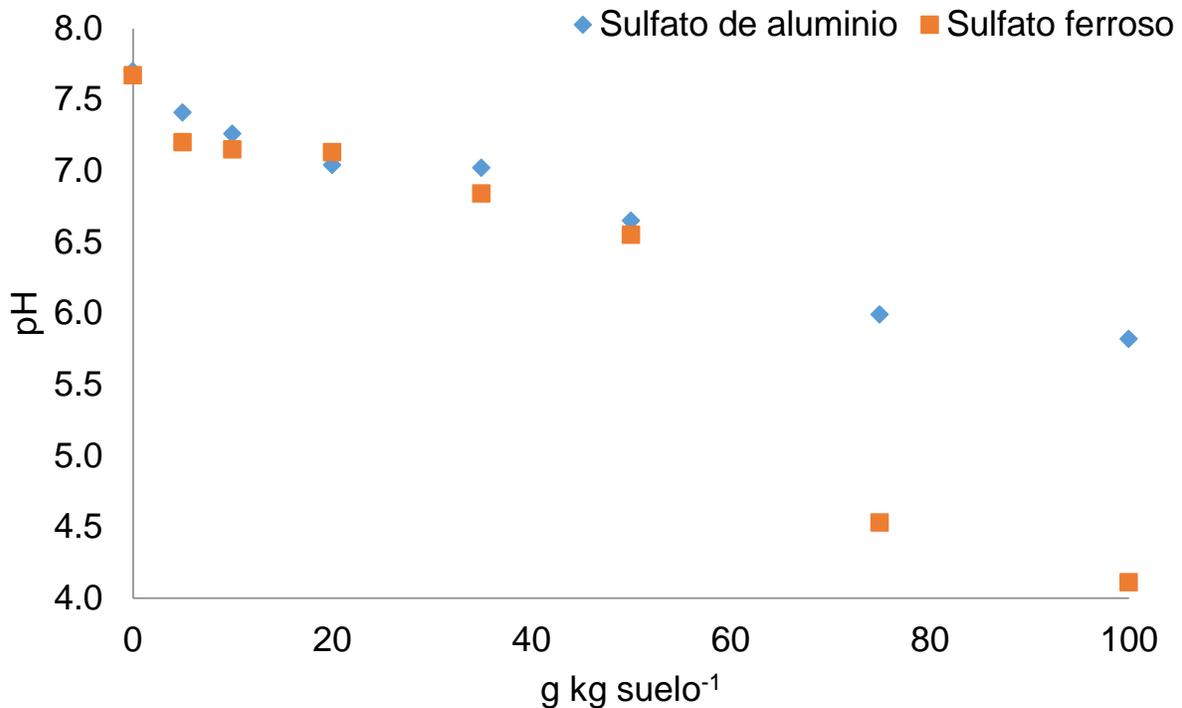


Figura 23. Suelo 2b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales con reacción acida

Por otro lado, en el suelo 3b el efecto de las sales de reacción acida sobre el pH, presenta tres tendencias, la primera es una disminución acelerada del pH, la segunda se caracteriza por etapa de estabilización, la cual termina cuando la dosis se incrementa a de 40 g kg⁻¹ de suelo de cualquiera de las dos sales, para luego presentarse una tendencia lineal con una súbita disminución del pH. El sulfato de aluminio y el sulfato ferroso tienen la capacidad de acidificar este suelo de manera similar hasta la dosis de 20 g kg⁻¹ de suelo, después de ese punto y hasta 75 g kg⁻¹ de suelo, el sulfato de aluminio muestra la mayor capacidad acidificante. Cuando la dosis fue de 75 g kg⁻¹ de suelo, el sulfato ferroso mostró la mayor capacidad para acidificar el suelo. Este suelo en particular el valor de pH mínimo al que se puede alcanzar utilizando estas es de 7, con 20 g kg⁻¹ de suelo de cualquiera de las dos sales, sin embargo, los resultados indican que es posible acidificar hasta valores de pH menores

a tres, cabe resaltar que este valor de pH obtenido a superado la capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido, es decir, que si está aplicación se realiza en condiciones de campo, no será posible alcanzar un valor menor de 4, ya que el suelo tiende a neutralizar en su totalidad la dosis equivalente aplicada (Figura 24).

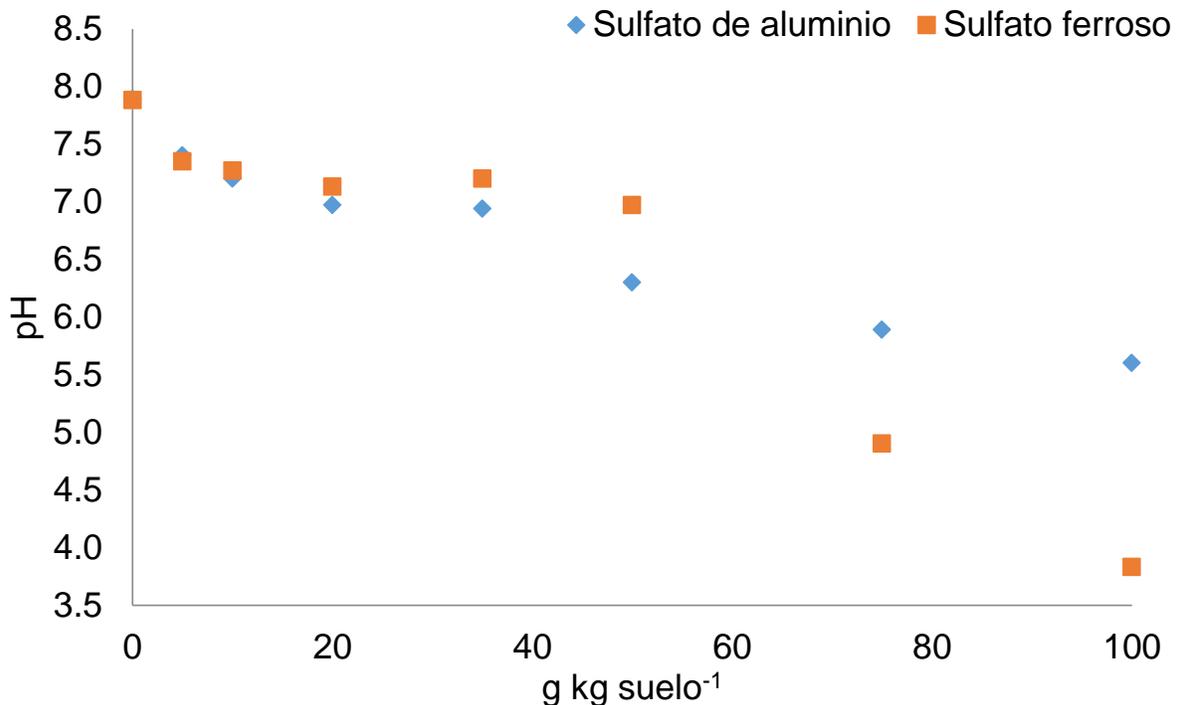


Figura 24. Suelo 3b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales de reacción acida

La capacidad del suelo para neutralizar un ácido en el suelo 4b aparentemente se debe a la adsorción de H^+ en el suelo, ya que se aprecian cambios acelerado en el pH, es decir la alcalinidad de este suelo no está dada por la presencia de bases conjugadas, sino por la presencia de OH^- . En cambio, si la alcalinidad de este suelo fuera debida por la presencia de carbonatos y bicarbonatos, se apreciaría una disminución gradual y homogénea en los valores de pH, en este sentido, se observa que se presentan variaciones en cuanto a los valores de pH, lo que probablemente sea

causado por la competencia por los sitios de intercambio en las arcillas entre los iones metálicos y las bases de intercambio del suelo (Figura 25).

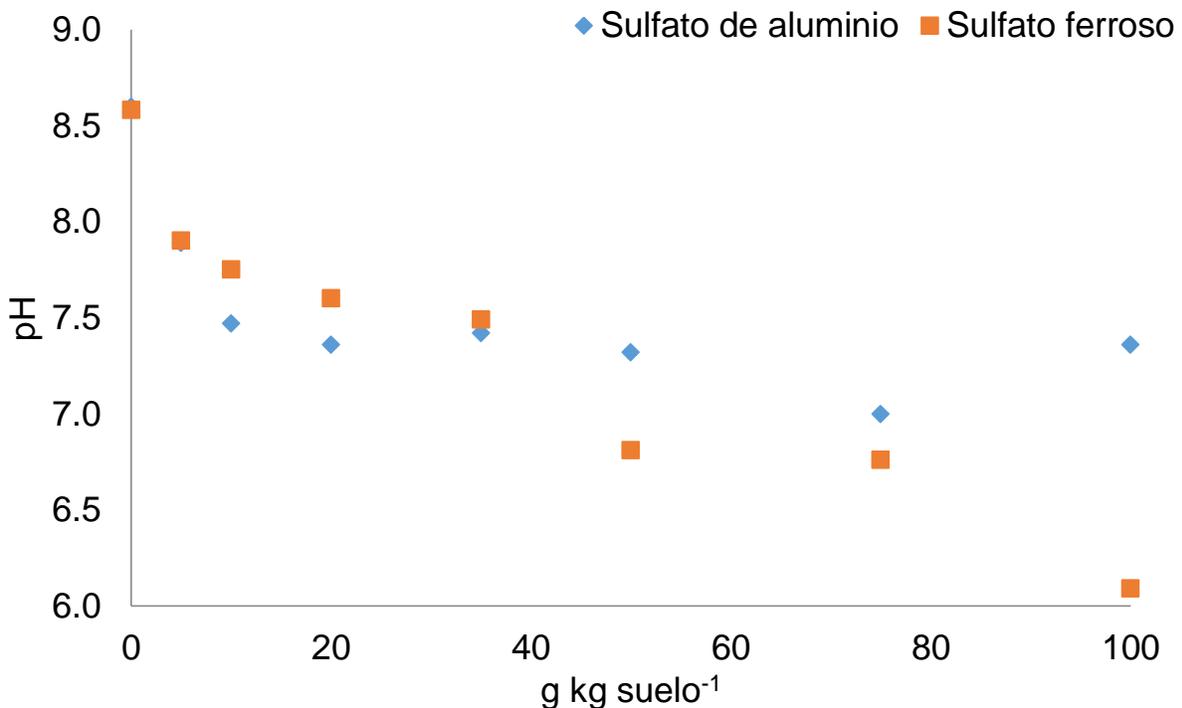


Figura 25. Suelo 4b. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar sales con reacción acida

La reacción química y la capacidad de acidificación que tienen los cationes hidratados en el suelo son específicas para cada tipo de suelo, ya que, ésta es función de la afinidad que exista entre los cationes hidratados, el desplazamiento de las bases de intercambio y la adsorción en las arcillas.

7.4 Estimación de la tasa de acidificación con ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso en los suelos estudiados.

Para comparar la capacidad de acidificación de cada fuente acidificante se utilizó como testigo a los valores de pH obtenidos después de la aplicación de ácido sulfúrico, se utilizó el valor de pH de todos los suelos. La figura 26, muestra la acidificación de los suelos con todos los niveles y suelos. Se obtuvo valores de pH menores a 6.5 con la

utilización de las sales de reacción acida con respecto al acido. Probablemente debido a las reacciones de desplazamiento y adsorción de cationes en las arcillas, ya que en ambas sales en el mismo suelo a pH iguales se comportan de manera distinta.

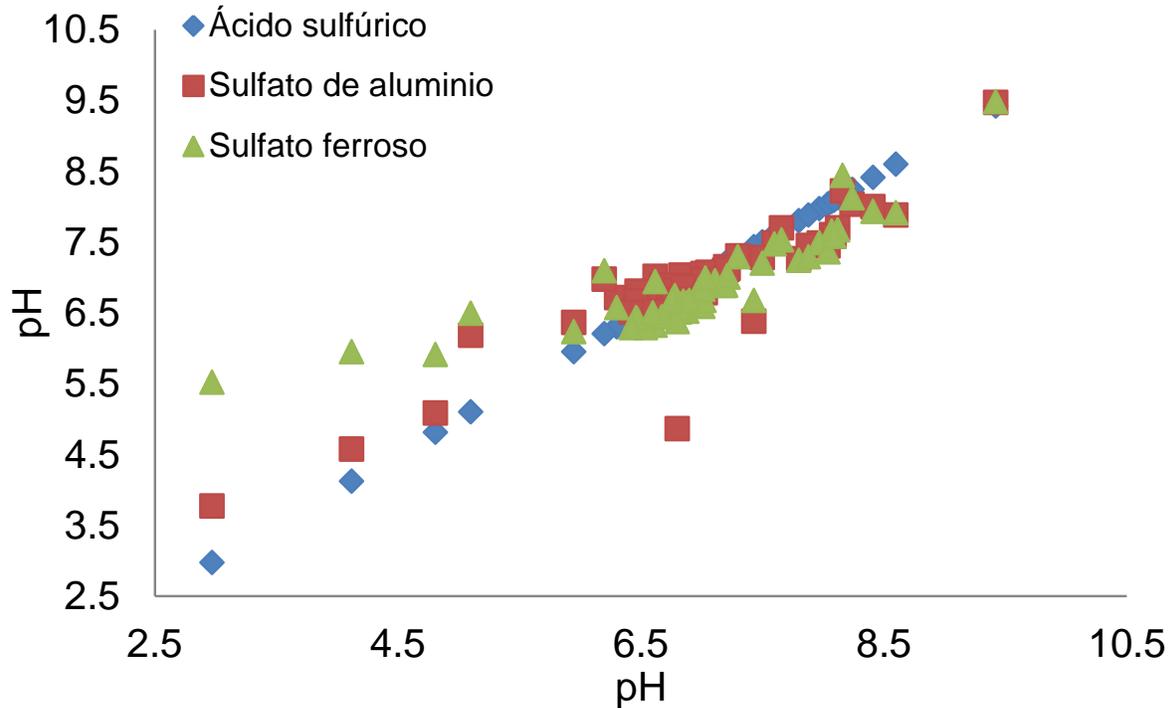


Figura 26. Comparación del pH del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida

7.5 Tasa de acidificación del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

En los suelos 1, 6 y 11 se presenta la mayor tasa de acidificación con el uso de ácido sulfúrico con -5.07, -8.53 y -3.98 unidades de pH mmol⁻¹ de ácido sulfúrico, respectivamente. En el resto de los suelos se observaron tasas de acidificación similares. Suelo con altas tasas de acidificación indican que una baja capacidad de neutralización del ácido, esto es debido prevalente al tipo de arcilla, estos resultados indican que la capacidad de neutralización del ácido para los suelos 1 y 6, está debida al tipo de arcilla, ya que al no existir carbonatos o bicarbonatos que neutralicen el ácido,

se produce un descenso acelerado el pH. Estos suelos son alcalinos no calcáreos (Cuadro 19). Por otro lado, en el caso del suelo 11, al ser esta una arcilla del tipo 2:1, su descenso del pH es debido a la competencia por los sitios de intercambio, ya que la tasa de salinización con estas dosis de ácido, incrementa su CE, en comparación con las otras dos fuentes acidificantes.

Cuadro 19. Ecuaciones de regresión lineal para dosis de ácido sulfúrico (mmol)

Suelo	Ácido sulfúrico	
	Ec. Regresión	r ²
1	$y = -5.07X + 8.02$	0.97
2	$y = -2.22X + 7.85$	0.89
3	$y = -2.23X + 7.94$	0.91
4	$y = -2.09X + 7.75$	0.88
5	$y = -2.40X + 8.35$	0.88
6	$y = -8.53X + 8.12$	0.98
7	$y = -2.28X + 7.81$	0.89
8	$y = -1.98X + 7.61$	0.89
9	$y = -1.93X + 7.82$	0.80
10	$y = -2.22X + 7.68$	0.91
11	$y = -3.98X + 9.18$	0.96

Con el uso de sulfato de aluminio se apreció un decremento acelerado en el pH en los suelos 1, 6 y 11, sin embargo, se aprecia similitudes entre las tasas de acidificación en algunos suelos, 4, 7 y 8; 2 y 3; 5, 9 y 10. La similitud en las tasas de estos tres grupos probablemente se deban a las reacciones de intercambio catiónico presentes en los suelos, lo que determina la velocidad de acidificación, por lo tanto, las bases de intercambio en estos suelos tienden a ser similares (cuadro 20).

Cuadro 20. Ecuaciones de regresión lineal para dosis de sulfato de aluminio (mmol)

Suelo	Sulfato de aluminio	
	Ec. Regresión	r ²
1	$y = -2.55x + 7.68$	0.93
2	$y = -0.62x + 7.32$	0.62
3	$y = -0.67x + 7.49$	0.77
4	$y = -0.54x + 7.21$	0.58
5	$y = -0.71x + 7.65$	0.74
6	$y = -4.12x + 7.58$	0.93
7	$y = -0.52x + 7.22$	0.66
8	$y = -0.50x + 7.08$	0.71
9	$y = -0.72x + 7.33$	0.75
10	$y = -0.71x + 7.07$	0.54
11	$y = -4.31x + 9.09$	0.97

Las tasas de acidificación producidas por la utilización de sulfato ferroso, son menores que las obtenidas con las otras dos fuentes acidificantes, no obstante se aprecia una tendencia similar en los suelos 1, 6 y 11, esto indica que en los suelos de estudio existe una afinidad de las arcillas presentes en el suelos por el Fe o bien, la formación de hidróxidos de hierro, es mayor que la hidrólisis del agua, motivo por el cual la acidificación producida por este metal es menor (Cuadro 21)

Cuadro 21. Ecuaciones de regresión lineal para dosis de sulfato ferroso (mmol)

Suelo	Sulfato ferroso	
	Ec. Regresión	r ²
1	$y = -0.80x + 7.49$	0.74
2	$y = -0.49x + 7.33$	0.81
3	$y = -0.50x + 7.44$	0.84
4	$y = -0.44x + 7.19$	0.78
5	$y = -0.53x + 7.70$	0.90
6	$y = -0.97x + 7.49$	0.86
7	$y = -0.35x + 7.10$	0.75
8	$y = -0.31x + 7.09$	0.87
9	$y = -0.37x + 7.27$	0.71
10	$y = -0.40x + 7.12$	0.87
11	$y = -1.28x + 8.88$	0.83

La acidificación de suelos utilizando estas fuentes de acidez, presentan reacciones diferentes en el suelo, ya que al comparar las sales acidas, con el ácido sulfúrico, se observó que el suelo tienen una menor capacidad de neutralizar el ácido sulfúrico, seguida del sulfato de aluminio y por último el sulfato ferroso. Dentro de las causas posibles por la cual el sulfato ferroso presenta la menor acidificación sea, que la velocidad de reacción en la formación de hidróxido de hierro generada por la presencia de OH⁻ sea mayor que la velocidad de hidrólisis del agua (Figura 27).

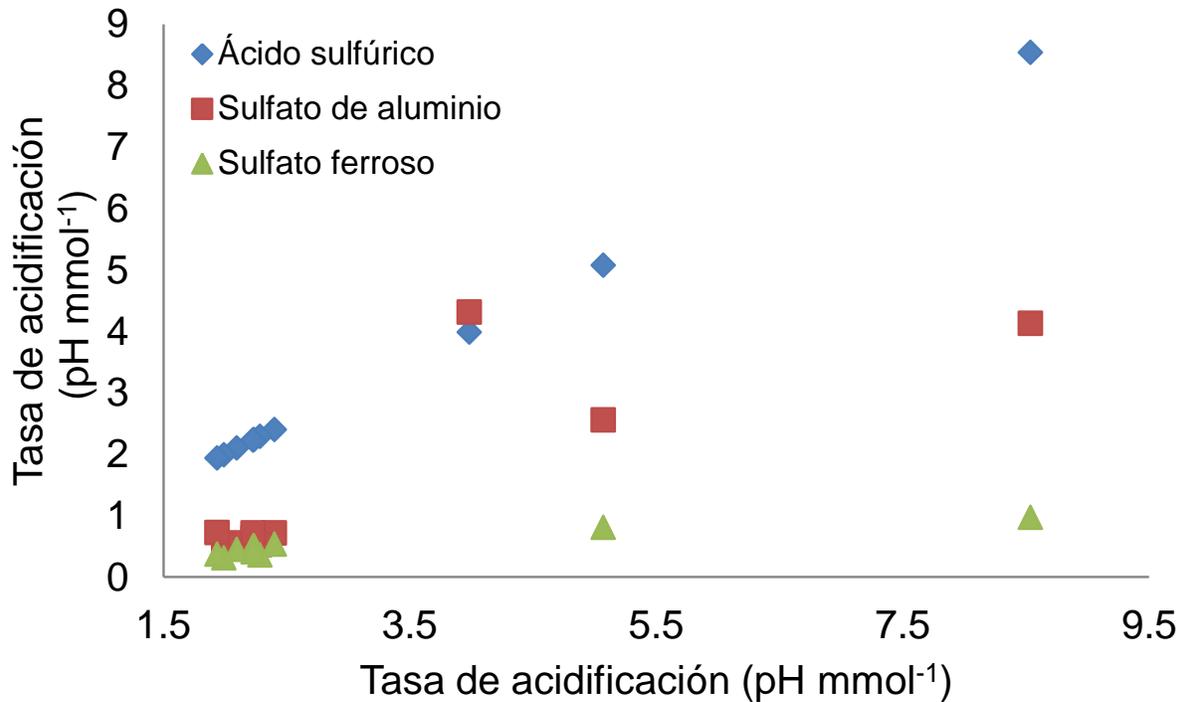


Figura 27. Comparación de la tasa de acidificación del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida

Las fuentes acidificantes presentan una tendencia similar en 10 de los 11 suelos analizados (Figura 28), donde el ácido sulfúrico tiene la mayor tasa de acidificación, seguida del sulfato ferro y sulfato de aluminio. En el caso suelo 11 con el uso de sulfato de aluminio se obtuvo una tasa mayor a la del ácido sulfúrico. Probablemente debido a que en suelo la capacidad de amortiguamiento está dada por la presencia de carbonatos y bicarbonatos además del tipo y cantidad de arcilla, por lo que el ácido sulfúrico es neutralizado rápidamente.

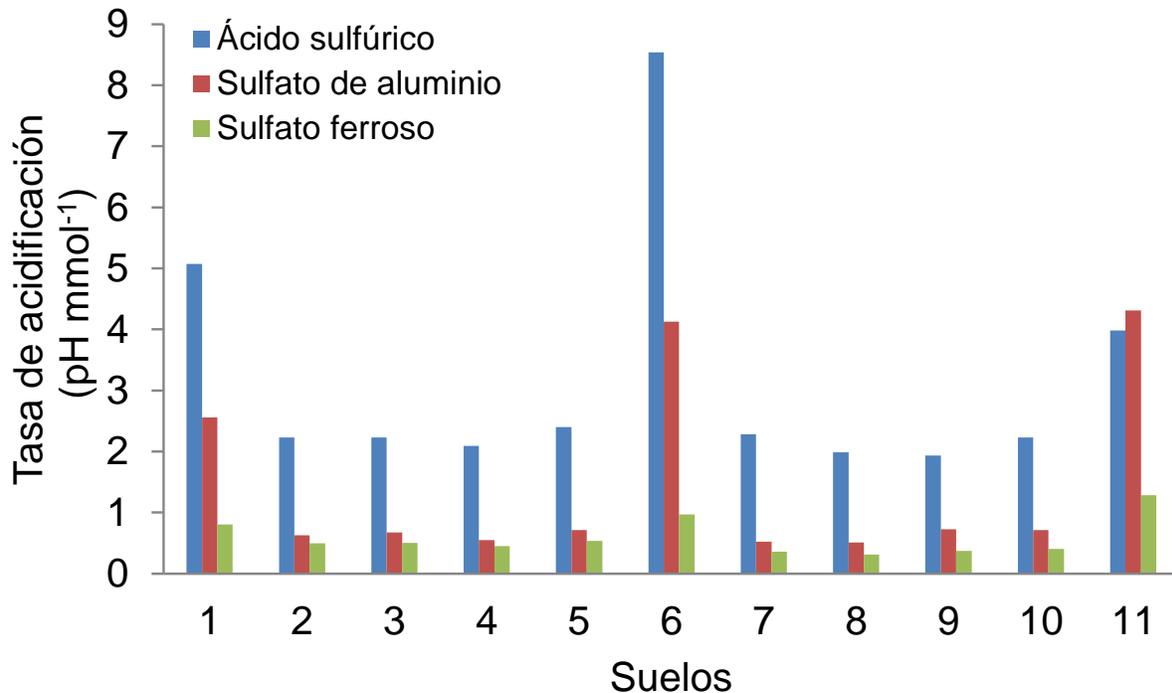


Figura 28. Comparación de las tasas de acidificación del suelo

7.6 Tendencia de la acidificación del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

Con la utilización de ácido sulfúrico en todos los suelos se aprecian 3 tres cinéticas en la acidificación de suelos, donde la primera es un decremento acelerado en el valor del pH, seguida de una desaceleración gradual que tiende a una asintótica, la cual con forme aumenta la cantidad de ácido nuevamente incrementa su tasa disminuyendo el pH final del suelo. La intensidad y magnitud de las dos primeras tendencias están determinadas por la capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido, la cual en lo suelos de estudio está dada por el tipo de arcilla, las reacciones de desplazamiento catiónico y la competencias por los sitios de intercambio entre los cationes desplazados y el H⁺ adicionado (Cuadro 22). En los suelos uno y dos, a pesar de tener textura y CIC similares, 14.52, 16.52 % de arcilla; 11.65, 11.53 meq 100 g⁻¹ s,

las tasa de acidificación son contrastantes, ya que el suelo uno presenta una tasa de - 5.07 unidades pH mmol⁻¹, mientras que el suelo dos tiene una tasa de acidificación de - 2.22 unidades pH mmol⁻¹, este variación indica que su capacidad de amortiguamiento está dada por el tipo de arcilla presente en el suelo, es decir, que el suelo uno, dominan las arcillas del tipo 1:1, mientras que en el suelo dos se encuentran presentes las arcillas del tipo 2:1.

Cuadro 22. Ácido sulfúrico modelo no lineal acidificación

Suelo	Ácido sulfúrico	
	Ec. de regresión	r ²
1	$y = -25.56x^3 + 27.07x^2 - 12.14x + 8.23$	0.99
2	$y = -2.68x^3 + 6.23x^2 - 5.15x + 8.06$	0.99
3	$y = -2.00x^3 + 4.73x^2 - 4.46x + 8.11$	0.98
4	$y = -12.86x^3 + 15.5x^2 - 6.92x + 7.97$	0.99
5	$y = -7.27x^3 + 10.79x^2 - 6.40x + 8.59$	0.98
6	$y = 9.27x^3 - 3.48x^2 - 10.04x + 8.40$	0.99
7	$y = -15.65x^3 + 18.08x^2 - 7.58x + 8.03$	0.99
8	$y = -9.37x^3 + 11.96x^2 - 5.89x + 7.80$	0.99
9	$y = -4.03x^3 + 8.35x^2 - 5.67x + 8.08$	0.99
10	$y = -4.02x^3 + 6.96x^2 - 5.07x + 7.87$	0.99
11	$y = -8.61x^3 + 12.07x^2 - 8.26x + 9.42$	0.99

En el caso de la cinética de la acidificación de lo suelos con la utilización de sulfato de aluminio, se aprecian tres etapas, donde la primera se caracteriza por un descenso acelerado en el pH, que posteriormente disminuye y tiende a estabilizarse, para posteriormente incrementa su tasa de acidificación conforme se incrementa la cantidad de sulfato de aluminio adicionado (Cuadro 23). En comparación con las tasas obtenidas con el ácido sulfúrico, es sulfato de aluminio presenta un menor capacidad

acidificante, sin embargo, se aprecia que en los suelos 1 y 6 son los suelos que tienen una menor capacidad para neutralizar un ácido. En este sentido, se presenta un comportamiento similar en las tasas de acidificación con estas dos fuentes acidificantes, ya que ambas fuentes proporcionan H^+ , el ácido por medio de su disociación y sulfato de aluminio por la hidrólisis del agua. La menor capacidad de acidificación del sulfato de aluminio está dada, la competencia que existe entre los procesos de adsorción del aluminio en el suelo, y la hidrólisis del agua, por lo que la acidificación con esta sal está determinada por la tasa de adsorción del aluminio en el suelo.

Cuadro 23. Sulfato de aluminio modelo no lineal acidificación

Suelo	Sulfato de aluminio	
	Ec. de regresión	r^2
1	$y = -9.19x^3 + 14.58x^2 - 8.15x + 8.0$	0.99
2	$y = -3.34x^3 + 6.50x^2 - 3.91x + 7.59$	0.99
3	$y = -2.73x^3 + 5.17x^2 - 3.20x + 7.69$	0.99
4	$y = -3.34x^3 + 6.38x^2 - 3.71x + 7.46$	0.99
5	$y = -1.98x^3 + 4.35x^2 - 3.18x + 7.87$	0.99
6	$y = 2.68x^3 - 0.46x^2 - 6.44x + 7.97$	0.99
7	$y = -1.87x^3 + 4.01x^2 - 2.76x + 7.42$	0.99
8	$y = -1.58x^3 + 3.40x^2 - 2.40x + 7.25$	0.99
9	$y = -3.57x^3 + 6.51x^2 - 3.78x + 7.56$	0.99
10	$y = -4.61x^3 + 8.83x^2 - 5.10x + 7.42$	0.98
11	$y = -3.58x^3 + 7.29x^2 - 8.18x + 9.42$	0.99

En el caso del sulfato ferroso, presenta tendencias similares al ácido sulfúrico y sulfato de aluminio (Cuadro 24), sin embargo, esta fuente acidificante es la que presenta la menor tasa de acidificación, ya que se aplicó una dosis mayor (2.3 mmol) que en el ácido sulfúrico (0.64 mmol) y sulfato de aluminio (1.02 mmol).

En todos los suelos y fuentes acidificantes evaluadas la acidificación no presenta una tendencia lineal. Las tendencias encontradas son función de la capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido, siendo en este caso en particular, el contenido y tipo de arcilla.

Cuadro 24. Sulfato ferroso modelo no lineal acidificación.

Suelo	Sulfato ferroso	
	Ec. de regresión	r ²
1	$y = -0.69x^3 + 2.96x^2 - 4.08x + 8.08$	0.99
2	$y = -0.33x^3 + 1.44x^2 - 2.11x + 7.62$	0.98
3	$y = -0.12x^3 + 0.74x^2 - 1.57x + 7.68$	0.99
4	$y = -0.36x^3 + 1.55x^2 - 2.14x + 7.49$	0.99
5	$y = -0.15x^3 + 0.78x^2 - 1.53x + 7.90$	0.99
6	$y = -0.32x^3 + 1.65x^2 - 3.12x + 7.93$	0.99
7	$y = -0.23x^3 + 1.09x^2 - 1.67x + 7.35$	0.99
8	$y = -0.23x^3 + 0.92x^2 - 1.24x + 7.24$	0.99
9	$y = -0.30x^3 + 1.36x^2 - 1.94x + 7.56$	0.99
10	$y = -0.15x^3 + 0.72x^2 - 1.31x + 7.30$	0.99
11	$y = -0.20x^3 + 1.56x^2 - 3.85x + 9.49$	0.99

Estas tendencias no lineales son descritas por Huang *et al.* (2009), que en sus experimentos de capacidad de neutralización, observaron que con valores de pH cercanos a 7 se presenta una tendencia sigmoidea. Así, mismo, la cantidad carbonatos tienen una relación lineal con la adición de ácido, por lo que concluyen que su suelos la capacidad de neutralización del ácido depende la concentración de carbonatos

Sakala *et al.* (2009) mencionan que con la adición de 100 mmol de ácido sulfúrico se observan ligeros cambios en los valores de pH. Cuando el pH es menor a 4, se ha superado la capacidad de amortiguamiento del suelo, ya que el pH del suelo

registrado es similar al valor de pH del ácido aplicado. Así mismo, se aprecia una tendencia no lineal entre el ácido aplicado y su escala de pH

Cappuyns *et al.* (2004) indican que el efecto de la aplicación de ácido nítrico a muestras de suelo sobre su pH, no se observa un comportamiento lineal, e incluso mencionan que se identifican cuatro tendencias, donde la primera no muestra cambios en el pH con la adición de ácido, mientras que en la segunda tendencia se observa un decremento lineal en el valor de pH. La tercera y cuarta tendencia muestran un comportamiento asintótico. La primera tendencia se debe principalmente a la disolución de los carbonatos, posteriormente el decremento acelerado del pH se debe al desplazamiento de Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ y Na^+ .

7.7 Efecto de la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso al suelo sobre la CE

La comparación de salinización expresada como conductividad eléctrica, producida por la adición de sulfato de aluminio y sulfato ferroso con respecto al ácido sulfúrico, indica que la utilización de estas dos sales incrementa la conductividad eléctrica de los suelo, esto se debe principalmente al desplazamiento de cationes adsorbidos en las arcillas por el Al^{n+} o Fe^{2+} (Figura 29). Esta tendencia es similar a la reportada por Cappuyns *et al.* (2004) donde mencionan que con la adición de ácido nítrico a muestras de suelo se produce la liberación de cationes, la cual se incrementa con la disminución del pH, siendo el calcio el elemento que es desplazado simultáneamente con la adición de H^+ , de igual manera, reportan un incremento en el Al y Fe, sin embargo, estos no presentan un comportamiento lineal después de la adición del ácido.

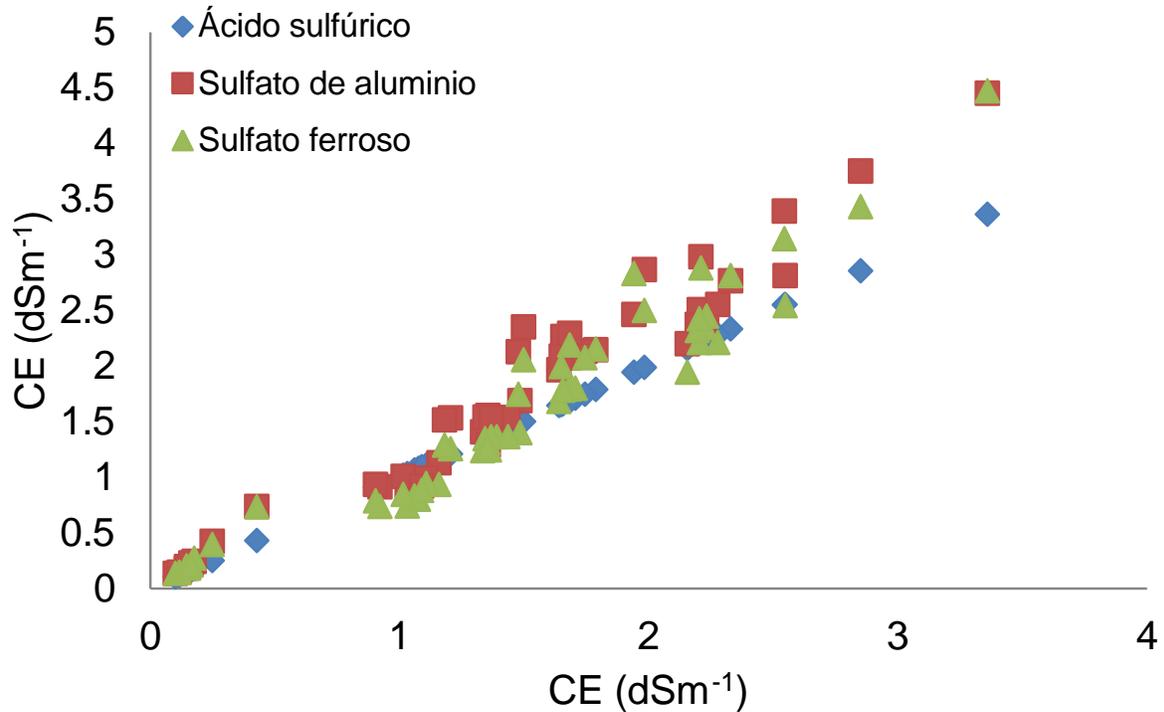


Figura 29. Comparación de la CE del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida

En los cuadros 25 y 26, se indican las ecuaciones de regresión para la conductividad eléctrica como función de la adición de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso. Para todos los suelos, y para las ecuaciones con intercepto y sin intercepto, la fuente acidificante que incrementa la conductividad eléctrica es el ácido sulfúrico, del mismo modo se aprecia que de acuerdo a su capacidad acidificante es su incremento en la salinidad del suelo, es decir, el sulfato ferroso presenta una tasa de salinización entre 0.81-1.36 dSm⁻¹ mmol; sulfato de aluminio 1.97-2.97 dSm⁻¹ mmol y ácido sulfúrico con 2.81-3.24 dSm⁻¹ mmol. Las tasas de salinización obtenidas son productos de las reacciones de desplazamiento con las bases de intercambio presentes en los suelos, y es independiente del tipo y cantidad de arcilla, ya en el gradiente de CIC utilizado para este experimento se obtienen tasas similares. En el caso de la arcilla se obtienen las mayores tasas, esto debido a que la arcilla está saturada con Ca²⁺,

motivo por el cual se observa dicha tasa, esto a su vez concuerda con la presencia de carbonatos y bicarbonatos.

Cuadro 25. Ecuaciones de regresión con y sin intercepto para CE eléctrica como función de la adición de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso (mmol de fuente acidificante)

Fuente acidificante	Ecuación de regresión			
	Con intercepción	r ²	Sin intercepción	r ²
Suelo 1				
Ácido sulfúrico	y = 2.81x + 0.21	0.97	y = 3.28x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 2.14x + 0.55	0.86	y = 2.90x	0.91
Sulfato ferroso	y = 1.11x + 0.31	0.98	y = 1.30x	0.97
Suelo 2				
Ácido sulfúrico	y = 3.23x + 0.23	0.98	y = 3.74x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 2.03x + 0.54	0.86	y = 2.77x	0.91
Sulfato ferroso	y = 0.91x + 0.41	0.93	y = 1.16x	0.94
Suelo 3				
Ácido sulfúrico	y = 3.18x + 0.37	0.98	y = 3.97x	0.97
Sulfato de aluminio	y = 2.13x + 0.75	0.92	y = 3.16x	0.90
Sulfato ferroso	y = 1.03x + 0.58	0.96	y = 1.38x	0.94
Suelo 4				
Ácido sulfúrico	y = 3.16x + 0.28	0.98	y = 3.78x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 2.12x + 0.57	0.89	y = 2.90x	0.92
Sulfato ferroso	y = 0.91x + 0.47	0.93	y = 1.20x	0.94
Suelo 5				
Ácido sulfúrico	y = 3.24x + 0.53	0.98	y = 4.39x	0.96
Sulfato de aluminio	y = 2.55x + 1.02	0.93	y = 3.96x	0.89
Sulfato ferroso	y = 1.04x + 0.89	0.96	y = 1.58x	0.91
Suelo 6				
Ácido sulfúrico	y = 3.14x + 0.17	0.99	y = 3.50x	0.99
Sulfato de aluminio	y = 2.64x + 0.51	0.94	y = 3.34x	0.95
Sulfato ferroso	y = 1.13x + 0.39	0.97	y = 1.37x	0.97

Cuadro 26. Ecuaciones de regresión con y sin intercepto para CE eléctrica como función de la adición de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso (mmol de fuente acidificante)

Fuente acidificante	Ecuación de regresión			
	Con intercepción	r ²	Sin intercepción	r ²
Suelo 7				
Ácido sulfúrico	y= 3.12x + 0.27	0.98	y= 3.71x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 2.15x + 0.61	0.85	y = 2.99x	0.90
Sulfato ferroso	y = 0.82x + 0.49	0.90	y = 1.12x	0.92
Suelo 8				
Ácido sulfúrico	y= 3.14x + 0.25	0.98	y= 3.68x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 1.97x + 0.62	0.84	y = 2.83x	0.89
Sulfato ferroso	y = 0.88x + 0.51	0.89	y = 1.203x	0.92
Suelo 9				
Ácido sulfúrico	y= 3.21x + 0.30	0.98	y= 3.87x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 2.12x + 0.61	0.89	y = 2.97x	0.91
Sulfato ferroso	y = 0.81x + 0.62	0.84	y = 1.18x	0.89
Suelo 10				
Ácido sulfúrico	y= 3.11x + 0.29	0.97	y= 3.74x	0.98
Sulfato de aluminio	y = 2.03x + 0.63	0.81	y = 2.89x	0.89
Sulfato ferroso	y = 0.94x + 0.54	0.88	y = 1.27x	0.92
Suelo 11				
Ácido sulfúrico	y= 3.11x + 1.44	0.98	y= 6.20x	0.89
Sulfato de aluminio	y = 2.97x + 1.68	0.93	y = 5.27x	0.86
Sulfato ferroso	y = 1.36x + 1.47	0.98	y = 2.25x	0.88

La afinidad de los cationes y su desplazamiento depende la afinidad que existe con las arcillas y el ion que es desplazado, la cual es función del tamaño de su radio hidratado. Es decir, entre más grande sea su radio iónico hidratado, el centro de su carga se encontrará más alejado de la superficie de las arcilla, generando una débil

interacción electrostática catión-arcilla. Por cada adición de H^+ al suelo, se desplaza una cantidad equivalente de cationes que son liberados a la solución del suelo. De manera análoga, con la adición de Al^+ se produce un desplazamiento de Ca y Mg, que es proporcional al cantidad de aluminio aplicado, esto se debe a un alta afinidad entre los sitios de intercambio y el Al^{n+} , este desplazamiento de iones inducida por la afinidad que existe entre la arcilla y el catión es denominada series liotróficas. (Ludwig *et al.*, 2001; Teppen y Miller, 2006; Yong *et al.*, 2012).



La cantidad de bases de Intercambio desplazadas depende de la concentración presente en la solución de desplazamiento. En el intercambio de iones polivalentes existe una preferencia entre los cationes mono y divalentes, el cual varía de acuerdo a la magnitud del potencial eléctrico. Cuando la solución desplazante presenta una mayor concentración que el total de las bases de intercambio, este desplazamiento está determinado por el equilibrio del intercambio iónico (Yong *et al.*, 2012).

El ácido sulfúrico ha sido empleado como mejorador de suelos para modificar el pH, sin embargo, su uso debe ser limitado, ya que en algunos suelos su uso irracional, causa incrementos en la conductividad eléctrica, es decir, la aplicación de ácido sulfúrico sin tomar criterios que se basen en el estado químico del suelo, promueve la salinización de este. Como medida complementaria, para reducir los efectos del ácido sobre la concentración de sales solubles, es recomendable una vez finalizado el tratamiento ácido, la aplicación de riegos para inducir la lixiviación de los cationes desplazados de los sitios de intercambio por un aumento en la concentración de H^+ . En la figura 30. Se aprecia que el ácido sulfúrico incrementa la conductividad eléctrica con

respecto a las otras fuentes acidificantes, incluso con aquellos iones que presentan una valencia mayor y un radio iónico menor, característica que les permite hidrolizar la molécula del agua. Estos resultados indican que el incremento en la CE del suelos por efecto de la adición de fuentes acidificantes con las dosis utilizadas, es producida por el incremento en la concentración de H^+ , el cual compite por los sitios de intercambio con otros cationes, y estos al perder su sitio en la arcilla quedan libres en la solución del suelo incrementando así la salinidad del suelo.

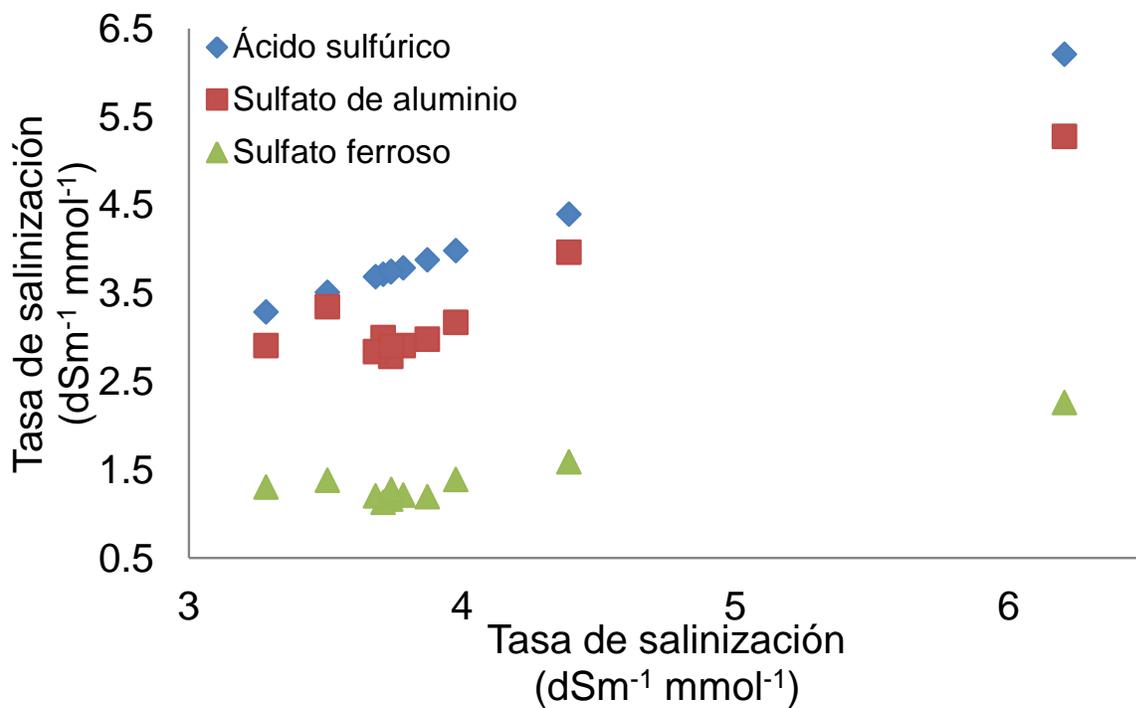


Figura 30. Comparación de la tasa de salinización del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción acida

Haynes y Swift (1986), menciona que después de acidificar suelos, donde los cambios de pH van de 6.5 a 3.8, se incrementa la concentración de calcio, magnesio, potasio y sodio solubles, por efecto de desplazamiento de los sitios de intercambio, ya que con el incremento en la acidificación del suelo, se incrementa la cantidad de cationes desplazados en el siguiente orden: $Ca^{2+} > Mg^{2+} > k^+ > Na^+$

Los resultados de las tasas de salinización expresados como $\text{dSm}^{-1} \text{ mmol}$ de fuente acidificante, se muestran en la figura 31. Se aprecia una tendencia similar en los suelos de estudio, donde el ácido sulfúrico presenta la mayor tasa de salinización, seguida por el sulfato de aluminio y por último el sulfato. A pesar de que los suelos estudiados presentan un gradiente en CIC y textura, sus respectivas tasas de salinización no muestran el efecto de este gradiente, por lo que la tasa de salinización en estos suelos está dada por las reacciones de competencia, desplazamiento y sustitución de las iones adsorbidos en las arcillas por H^+ , Al^{n+} y Fe^{2+} , ya que esta variación está en función de la dosis de fuente acidificante aplicada, y no por las reacciones químicas que ocurren en el ambiente edáfico.

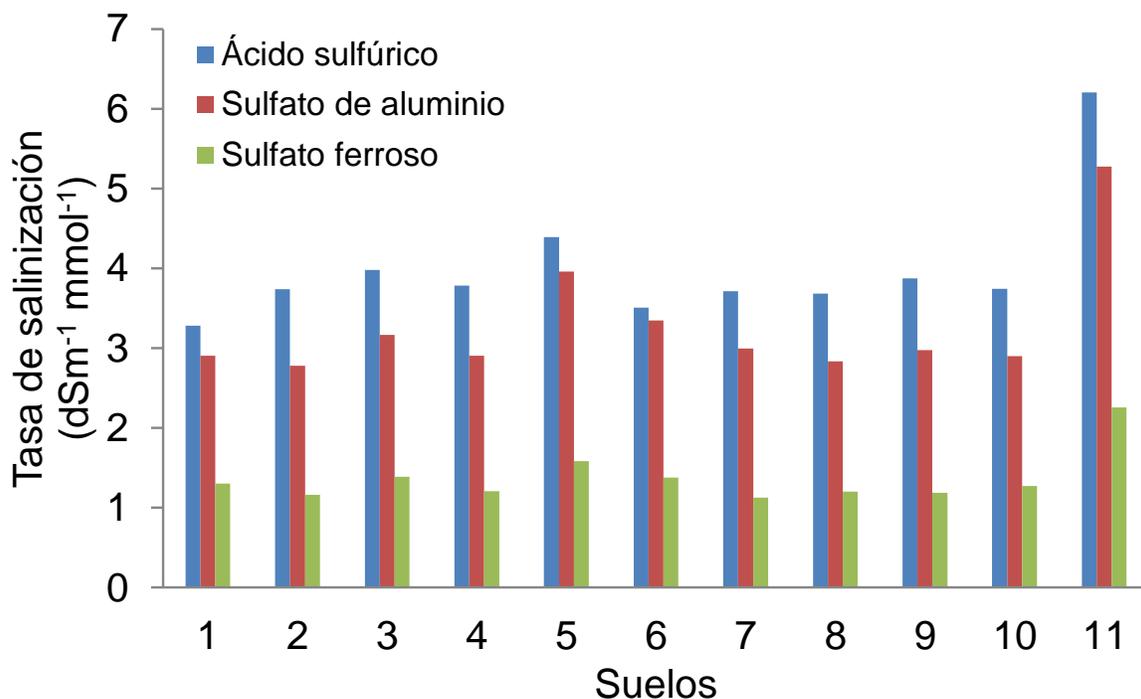


Figura 31. Comparación de la tasa de salinización del suelo después de la aplicación de ácido sulfúrico y sales de reacción ácida

Mace *et al.* (1999) al aplicar ácido sulfúrico al suelo encontró un incremento lineal en la concentración de Ca^{2+} Mg^{2+} desplazado por efecto del ácido. Mientras que, el

sodio también es desplazado pero con tendencia no lineal. Por otro lado, mencionan que el ácido produce una dispersión en la arcilla que es debida a la fuerza iónica y el incremento en la concentración de H⁺ que induce una compresión en la doble capa difusa, y enlaces en la superficie de las arcillas. Los incrementos en la concentración de calcio, magnesio y en general en la CE, se debe a dos mecanismos: 1) disolución de carbonatos de calcio y 2) liberación de Mg presente en los silicatos del suelo.

En cuando la cinética de la liberación de bases de intercambio, expresada como conductividad eléctrica, la adición de ácido sulfúrico presenta etapas, donde en la primera se produce un incremento acelerado en la conductividad eléctrica con 0, 0.32 y 0.43 mmol, posteriormente se aprecia una disminución en el incremento de la conductividad eléctrica que tiende a la asintótica en el valor de 2.5 dSm⁻¹ (Cuadro 27).

Cuadro 27. Modelo no lineal de la conductividad eléctrica como función de la adición de Ácido sulfúrico

Suelo	Ácido sulfúrico	
	Ec. de regresión	r ²
1	$y = -1.79x^2 + 3.97x + 0.11$	0.99
2	$y = -1.85x^2 + 4.42x + 0.13$	0.99
3	$y = -1.86x^2 + 4.38x + 0.26$	0.99
4	$y = -1.90x^2 + 4.39x + 0.17$	0.99
5	$y = -1.62x^2 + 4.28x + 0.44$	0.99
6	$y = -0.06x^2 + 3.18x + 0.16$	0.99
7	$y = -1.76x^2 + 4.26x + 0.17$	0.99
8	$y = -1.64x^2 + 4.2x + 0.15$	0.99
9	$y = -2x^2 + 4.5x + 0.19$	0.99
10	$y = -1.94x^2 + 4.36x + 0.18$	0.99
11	$y = -1.6x^2 + 4.14x + 1.35$	1

Con relación al efecto del sulfato de aluminio sobre la conductividad eléctrica, se aprecia un aumento acelerado en la CE, con las dosis 0, 0.15 y 0.29 mmol, posteriormente se produce una disminución en el incremento de la CE, que tiende a estabilizarse con los niveles de 0.58 y 1.02 mmol (Cuadro 28). Estos resultados indican que se ha desplazado la mayor parte de las bases de intercambio absorbidas en la arcilla, ya que con niveles de mayores de sulfato de aluminio, el incremento en la conductividad eléctrica será proporcional a la cantidad de esta sal adicionada. Por lo tanto, la CE de estos suelos sometidos acidificación artificial es función de la concentración de H⁺, producido por la hidrólisis del agua por medio del Alⁿ⁺.

Cuadro 28. Modelo no lineal de la conductividad eléctrica como función de la adición de sulfato de aluminio

Suelo	Sulfato de aluminio	
	Ec. de regresión	r ²
1	$y = -2.88x^2 + 5.15x + 0.18$	0.99
2	$y = -2.72x^2 + 4.88x + 0.19$	0.99
3	$y = -1.96x^2 + 4.18x + 0.50$	0.98
4	$y = -2.49x^2 + 4.72x + 0.25$	0.99
5	$y = -2.31x^2 + 4.97x + 0.72$	0.99
6	$y = -2.28x^2 + 5.02x + 0.22$	0.99
7	$y = -3.05x^2 + 5.34x + 0.22$	0.99
8	$y = -2.86x^2 + 4.96x + 0.25$	0.99
9	$y = -2.48x^2 + 4.71x + 0.30$	0.99
10	$y = -3.31x^2 + 5.49x + 0.20$	0.99
11	$y = -2.68x^2 + 5.77x + 1.33$	0.99

El incremento en la CE producida por la aplicación de sulfato ferroso se muestra en el cuadro 29. La cinética de la acidificación observada con esta sal señala que se produce un incremento acelerado en la CE, con las dosis de 0, 0.33 y 0.66 mmol de

sulfato ferroso, la cual tiende a estabilizarse con 1.32 y 2.30, es decir, las tasas de salinización tiende a disminuir con forme se incrementa la cantidad de sulfato ferroso adicionado, lo que probablemente sea causado por una disminución en el desplazamiento en las bases de intercambio de estos suelos. Aparentemente, los resultados indican que es posible desplazar en su mayoría a los iones presentes en las arcillas por medio de sales de reacción acida, sin embargo, es necesario considerar que en los experimento se utilizan 10 g de suelo, por lo que la cantidad de bases de intercambio presente es limitada, al igual que su capacidad de amortiguamiento, mientras que en condiciones naturales es posible no encontrar estas tendencias, ya que los efectos de la acidificación de suelos sobre la CE, puede presentar un comportamiento lineal, o bien incrementar las tasas de salinización a niveles que pueden llegar a degradar el suelo. Los efectos encontrados sobre la CE del suelo, con las fuentes acidificantes, muestran, que el Ac. sulfúrico presenta la mayor acidificación con respecto al sulfato de aluminio y sulfato ferroso. El incremento en la CE para estos suelos está determinado por la concentración de H^+ , y no por el tipo de catión adicionado, ya el aumento en la concentración de H^+ , promueve el desplazamiento de iones con mayor carga y distinto tamaño de radio iónico hidratado. Los niveles utilizados indican que el sulfato de aluminio, no causa efectos tóxicos al cultivo por efecto en el incremento en la salinidad del suelo.

Cuadro 29. Modelo no lineal de la conductividad eléctrica como función de la adición de sulfato ferroso

Suelo	Sulfato ferroso	
	Ec. de regresión	r ²
1	$y = -0.15x^2 + 1.46x + 0.21$	0.98
2	$y = -0.34x^2 + 1.73x + 0.18$	0.99
3	$y = -0.28x^2 + 1.71x + 0.39$	1
4	$y = -0.32x^2 + 1.67x + 0.26$	0.98
5	$y = -0.27x^2 + 1.69x + 0.71$	0.99
6	$y = -0.26x^2 + 1.76x + 0.219$	0.99
7	$y = -0.39x^2 + 1.76x + 0.23$	0.99
8	$y = -0.47x^2 + 2.00x + 0.20$	0.99
9	$y = -0.52x^2 + 2.03x + 0.28$	0.99
10	$y = -0.52x^2 + 2.17x + 0.20$	0.99
11	$y = -0.28x^2 + 2.03x + 1.28$	0.99

7.8 La tasa de salinización como función del pH, con la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.

En el cuadro 30 se indican las ecuaciones de regresión lineal, donde la tasa de salinización (dSm^{-1} mmol de fuente acidificante) expresada como CE es función del pH. De manera análoga a las tasas de acidificación mencionadas anteriormente, se encontró que los suelos 1 y 6 presentan tasas distintas tanto en suelos como entre fuentes acidificantes. En los suelos 1 y 6 tratados con ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso, las tasa de salinización son 0.55, 0.36; 0.82, 0.63, 1.10, 1.08 $\text{dSm}^{-1} \text{pH}^{-1}$, respectivamente. Lo que indica que estos suelos tienden a desplazar menos iones, por efecto de la adición de estos mejoradores de suelos, debido que, a pesar de presentar tasas de salinización similar, presentas tasas de acidifican distinta,

lo que probablemente sea causado por la presencia de arcillas del tipo 1:1 en estos suelos.

En el caso de la arcilla (suelo 11), presenta una tasa similar a los suelos mencionados anteriormente, 0.76, 0.69 y 0.94 $\text{dSm}^{-1} \text{pH}^{-1}$, sin embargo, esta por tratarse una montmorillonita, esta tendencia no se debe a las condiciones ya antes mencionadas, sino, porque, la capacidad de neutralización de un ácidos de esta material está determinada por la presencia de carbonatos, bicarbonatos, y otras bases conjugadas presentes además de la adsorción de H^+ los sitios de intercambio de esta arcilla.

Cuadro 30. Ecuaciones de regresión lineal de la CE en función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

Suelo	Ácido sulfúrico		Sulfato de aluminio		Sulfato ferroso	
	Ec. Regresión	r^2	Ec. Regresión	r^2	Ec. Regresión	r^2
1	$y=-0.55x+4.64$	0.98	$y=-0.82x+0.69$	0.89	$y=-1.10x+0.87$	0.84
2	$y=-1.34x+10.88$	0.95	$y=-2.60x+19.77$	0.89	$y=-1.65x+12.63$	0.94
3	$y=-1.35x+11.17$	0.96	$y=-2.83x+22.08$	0.95	$y=-1.86x+14.58$	0.94
4	$y=-1.39x+11.15$	0.94	$y=-2.86x+21.45$	0.83	$y=-1.81x+13.60$	0.94
5	$y=-1.24x+11$	0.94	$y=-3.03x+24.41$	0.90	$y=-1.85x+15.25$	0.97
6	$y=-0.36x+3.11$	0.97	$y=-0.63x+5.35$	0.99	$y=-1.08x+8.57$	0.95
7	$y=-1.27x+10.3$	0.95	$y=-3.47x+25.86$	0.93	$y=-2.05x+15.15$	0.96
8	$y=-1.46x+11.48$	0.95	$y=-3.54x+25.81$	0.97	$y=-2.76x+20.12$	0.95
9	$y=-1.41x+11.55$	0.89	$y=-2.61x+19.90$	0.93	$y=-1.92x+14.71$	0.93
10	$y=-1.32x+10.53$	0.97	$y=-2.13x+15.95$	0.83	$y=-2.27x+16.75$	0.97
11	$y=-0.76x+8.48$	0.98	$y=-0.69x+8.02$	0.98	$y=-0.94x+9.91$	0.92

En los cuadros 31 y 32, se enlistan las ecuaciones de regresión obtenidas a partir de la adición de fuentes acidas al suelo su efecto en el pH y CE. Para el intervalo

que comprende las dosis empleadas se encontró tendencias lineales, cuadráticas y cúbicas, las cuales se deben, al pH inicial, a los mecanismos de neutralización de específico de cada suelo, ya el principio químico de utilización de estas fuentes acidificantes es la liberación de H^+ al suelo. De este modo, la liberación de cationes a la solución del suelo procedentes de la intercambio entre el H^+ y las bases de intercambio adsorbidas en la arcilla es producto del incremento en la concentración de H^+ y no por competencia o afinidad ente el Al o Fe utilizado en estos experimento, probablemente debido a que durante el proceso de hidrólisis del agua la formación de hidróxidos, es mayor que la afinidad que existe entre los sitios de intercambio y estos cationes.

Cuadro 31. Ecuaciones de regresión no lineal de la CE en función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico sulfato de aluminio y sulfato ferroso

Fuente acidificante	Ec. de regresión	r ²
Suelo 1		
Ácido sulfúrico	$y = 0.10x^3 - 2.13x^2 + 13.05x - 23.57$	1
Sulfato de aluminio	$y = 0.5x^3 - 10.12x^2 + 65.95x - 137.34$	0.99
Sulfato ferroso	$y = -0.47x^3 + 10.58x^2 - 79.16x + 198.8$	0.99
Suelo 2		
Ácido sulfúrico	$y = -1.614x^3 + 35.94x^2 - 267.27x + 664.82$	0.99
Sulfato de aluminio	$y = -16.23x^3 + 353.32x^2 - 2563.9x + 6203.1$	0.99
Sulfato ferroso	$y = 1.34x^3 - 27.17x^2 + 180.88x - 394.31$	0.99
Suelo 3		
Ácido sulfúrico	$y = -1.3531x + 11.17$	0.96
Sulfato de aluminio	$y = 2.55x^2 - 40.24x + 158.61$	0.99
Sulfato ferroso	$y = -1.79x^3 + 39.17x^2 - 285.68x + 697.96$	0.99
Suelo 4		
Ácido sulfúrico	$y = 0.61x^2 - 10.41x + 43.98$	0.97
Sulfato de aluminio	$y = -26.48x^3 + 570.23x^2 - 4091.6x + 9786.1$	1
Sulfato ferroso	$y = 1.24x^2 - 19.05x + 72.96$	0.99
Suelo 5		
Ácido sulfúrico	$y = -0.95x^3 + 22.67x^2 - 180.52x + 482.01$	0.99
Sulfato de aluminio	$y = -8.52x^3 + 194.41x^2 - 1478.9x + 3754.2$	0.99
Sulfato ferroso	$y = 0.73x^2 - 12.54x + 53.83$	0.99
Suelo 6		
Ácido sulfúrico	$y = -0.02x^3 + 0.37x^2 - 2.48x + 6.81$	0.99
Sulfato de aluminio	$y = -0.01x^2 - 0.44x + 4.84$	0.99
Sulfato ferroso	$y = 0.32x^2 - 5.49x + 23.17$	0.99

Cuadro 32. Ecuaciones de regresión no lineal de la CE en función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico sulfato de aluminio y sulfato ferroso

Fuente acidificante	Ec. de regresión	r ²
Suelo 7		
Ácido sulfúrico	$y = 0.4336x^2 - 7.6178x + 33.36$	0.98
Sulfato de aluminio	$y = 4.86x^2 - 72.82x + 272.44$	0.99
Sulfato ferroso	$y = 1.53x^2 - 23.22x + 87.92$	0.99
Suelo 8		
Ácido sulfúrico	$y = 0.71x^2 - 11.74x + 48.18$	0.98
Sulfato de aluminio	$y = 3.13x^2 - 47.13x + 177.37$	0.99
Sulfato ferroso	$y = 7.32x^3 - 149.95x^2 + 1019.2x - 2299$	0.96
Suelo 9		
Ácido sulfúrico	$y = 1.27x^2 - 20.51x + 82.57$	0.95
Sulfato de aluminio	$y = 8.01x^3 - 168.87x^2 + 1180.8x - 2740.5$	0.99
Sulfato ferroso	$y = 1.6x^2 - 25.53x + 98.12$	0.98
Suelo 10		
Ácido sulfúrico	$y = -1.09x^3 + 23.76x^2 - 172.44x + 419.89$	0.99
Sulfato de aluminio	$y = -3.4x^3 + 75.17x^2 - 553.3x + 1357.9$	1
Sulfato ferroso	$y = -2.27x + 16.758$	0.97
Suelo 11		
Ácido sulfúrico	$y = 0.06x^3 - 1.56x^2 + 10.97x - 20.45$	0.99
Sulfato de aluminio	$y = 0.02x^3 - 0.61x^2 + 4.02x - 3.51$	0.99
Sulfato ferroso	$y = -0.23x^3 + 5.9x^2 - 49.22x + 139.84$	0.99

No se encontró una relación entre la CIC y las tasas de acidificación en los suelos estudiados, ya al probar niveles crecientes de CIC, se esperaría una correlación inversa en las tasas de acidificación por lo que los, por lo que el mecanismo de neutralización de un ácido por el ambiente edáfico está determinado por la cantidad de arcilla (Figura 32).

7.9 La tasa de acidificación como función de la CIC, con la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.

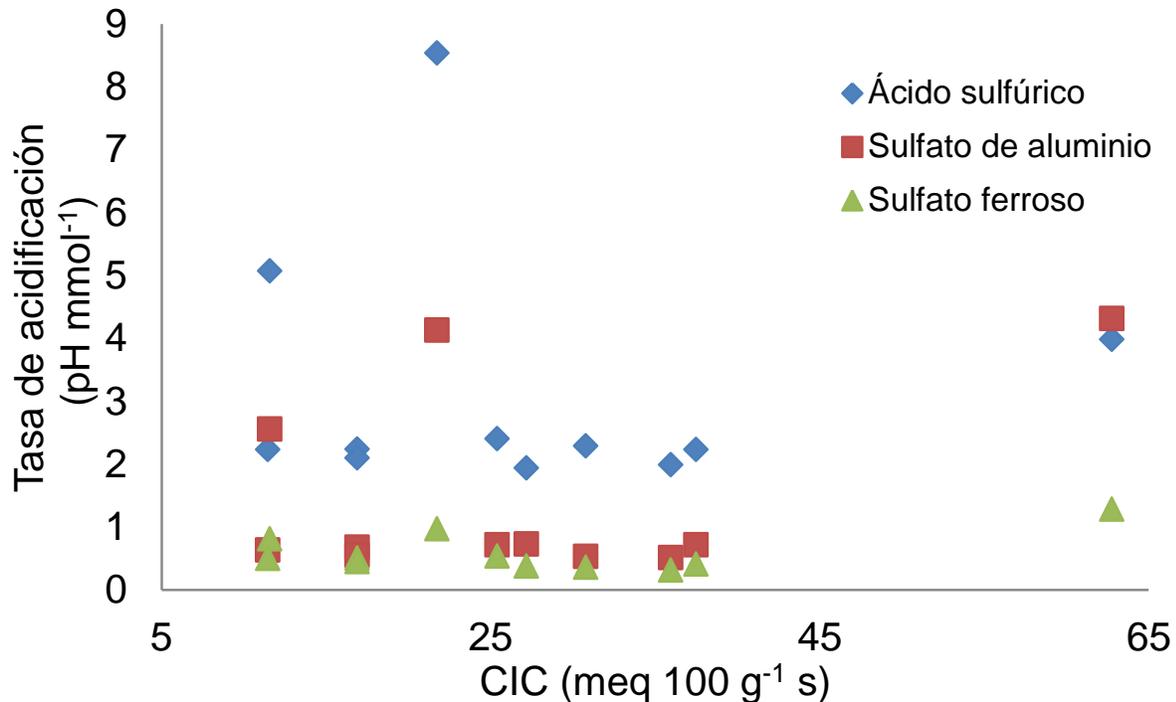


Figura 32. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico

7.10 La tasa de salinización como función de la CIC, con la aplicación de ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso.

En cuanto a las tasas de salinización en función de la CIC se aprecia que el ácido sulfúrico tiende a incrementar la CE en todos los suelos, con respecto a los sulfatos. Esto se debe que a la adición de H⁺ es mayor en el ácido, sin embargo es posible obtener valores de pH semejantes con el uso de sales de reacción acida sin tener el efecto perjudicial que genera el ácido sulfúrico (Figura 33).

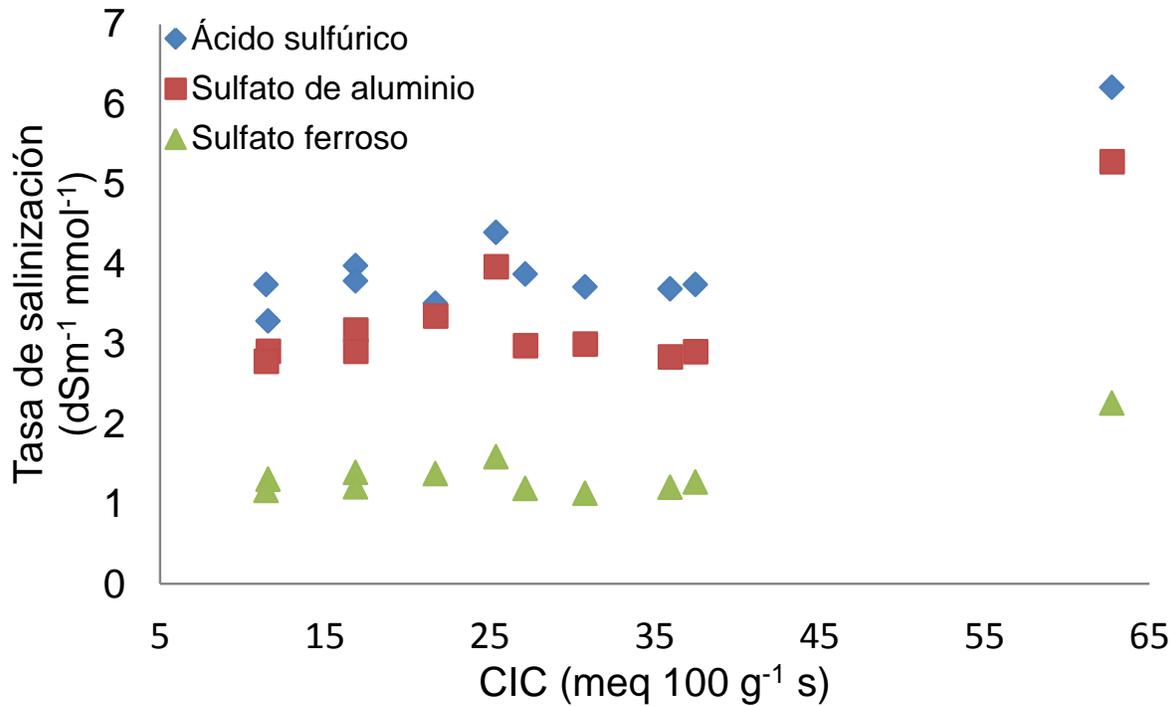


Figura 33. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico

7.11 La tasa de salinización como función del pH con relación a la CIC de los suelos estudiados.

No se encontró una relación entre la tasa de salinización como función del pH y la CIC de los suelos estudiados (Figura 34). Obstante es posible diferenciar grupos de suelo, los cuales presentan un incremento en la tasa de salinidad con forme se incrementa su CIC, estos se debe a que un CIC mayor tiene a un mayor cantidad de bases de intercambio, las cuales puedes ser intercambiadas por los cationes adicionados, ya que esta tendencia es más notoria con la utilización de sulfato de aluminio y sulfato ferroso, lo que indica que existe en estos suelos una competencia entre los cationes por los sitios de intercambio.

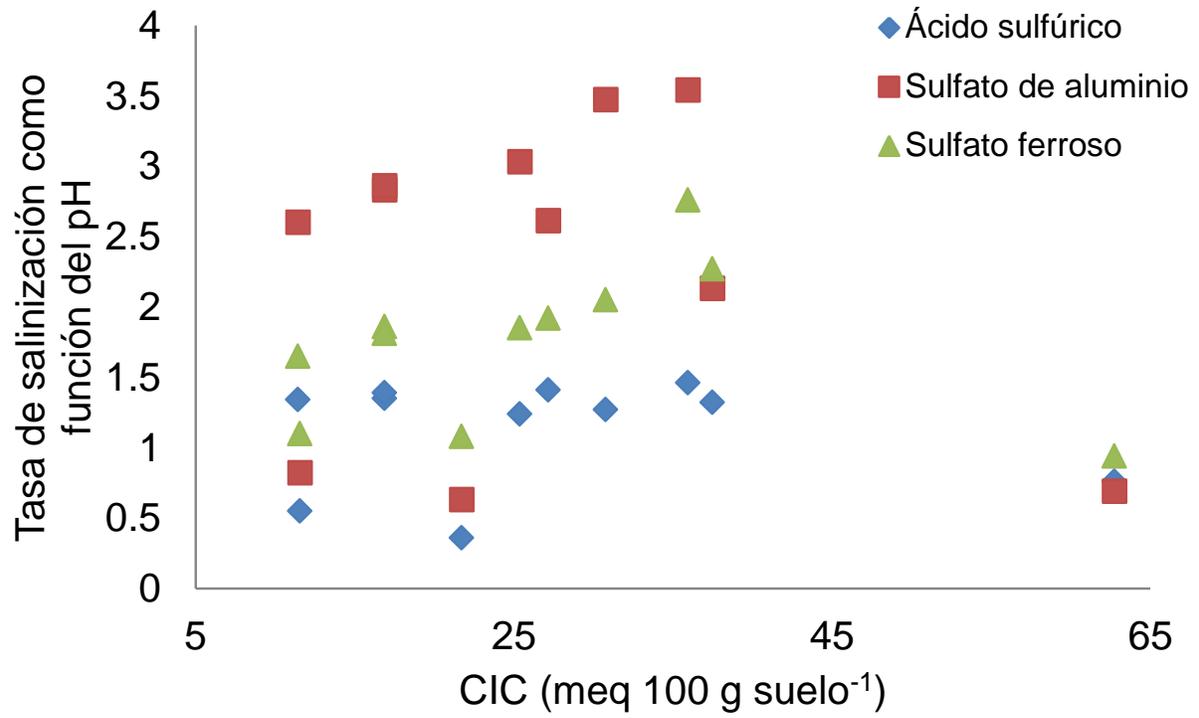


Figura 34. Capacidad del ambiente edáfico para neutralizar el ácido sulfúrico

CONCLUSIONES

De acuerdo con los resultados obtenidos, el método del AgTU_n^+ y la bentonita, permite estimar de manera rápida, a un bajo costo y amigable con el medio, la capacidad de intercambio catiónico de los suelos alcalinos y sobre todo cuando se realizan ensayos de esta naturaleza, donde la variable independiente es la CIC.

En ambientes alcalinos naturales se han realizado esfuerzos por contrarrestar los efectos negativos que tiene la alta actividad del OH^- sobre los fertilizantes, en este caso se ha desarrollado un concepto y la metodología para solucionar estas restricciones ambientales. La capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido (C_{aena}).

La acidificación induce la respuesta amortiguadora de los componentes del suelo que dependen de la abundancia, naturaleza y reactividad de las bases conjugadas presentes.

En los suelos de estudio no se encontraron organismos biológicos que produzcan H^+ , que utilizan como fuente de energía elementos reducidos como el NH_4^+ , tiosulfato de sodio y azufre elemental.

El uso de sales metálicas que hidrolizan la molécula del agua producen un efecto acidificante similar al ácido.

Con la aplicación de sulfato de aluminio y sulfato ferroso como fuentes H^+ se obtienen tasas de acidificación similares a las que resultan después de la adición de ácido sulfúrico. Cuando se agrega al suelo la solución de sulfato de aluminio se aprecia una reacción violenta semejante a la reacción con ácido, mientras que con la solución de sulfato ferroso no se aprecia reacción alguna, esto se debe a que los cationes

hidratados con mayor valencia y radio iónico menor tienen un mayor poder acidificante, convirtiéndose en ácidos de Lewis.

Estos ensayos permitieron conocer la reacción del suelo durante la acidificación y explorar otras fuentes acidificantes como los cationes hidratados. Así mismo, la utilización de fuentes alternas al ácido permite tener opciones que se ajusten a los intereses económicos del productor y a las condiciones edáficas.

La capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido en los suelos evaluados presenta diversos tipos de funciones, que además son independientes de la fuente acidificante utilizada para disminuir el pH de la solución del suelo. Este mecanismo de amortiguamiento del pH es similar en suelos alcalinos, cuyas variaciones son debidas a la presencia de bases conjugadas; lo que permite una estimación de una dosis agronómica de una fuente acidificante a utilizar en tierras de cultivo para disminuir el pH de la solución del suelo con el fin de reducir las pérdidas de N y P aplicados como fertilizante.

La capacidad del ambiente edáfico para neutralizar un ácido está altamente influenciada por los carbonatos, CIC y materia orgánica, ya que cuando los carbonatos han sido disueltos, las arcillas adsorben rápidamente el exceso de H^+ y se producen reacciones de sustitución en los sitios de intercambio.

La utilización de cualquier fuente acidificante en el suelo, induce el incremento en la CE, lo que implica que un uso excesivo de ácidos tiende a solubilizar elementos tóxicos a los cultivos y promueve la degradación de los suelos por un incremento en la salinidad de estos.

RECOMENDACIONES

Realizar acidificaciones con las fuentes utilizadas en estos experimentos, a suelos donde se conozca el tipo y cantidad de arcilla.

Determinar la concentración de las bases de intercambio presentes en los suelos después de la aplicación de una fuente ácida.

En el sobrenadante donde se realiza la lectura de pH, se debe de cuantificar la concentración de las bases desplazadas y determinar la cantidad de cada ion presente.

Cuantificar la concentración de los cationes hidratados utilizados para acidificar el suelo en el sobrenadante de la solución acidificante, para cuantificar la cantidad remanente de estos cationes que no han sido adsorbidos en las arcillas

Realizar estas acidificaciones a suelos con la presencia de cultivos, para cuantificar el efecto del incremento de la conductividad sobre el rendimiento.

BIBLIOGRAFÍA

- Abid, J. P., A. W. Wark, P. F. Brevet and H. H. Girault. 2002. Preparation of silver nanoparticles in solution from a silver salt by laser irradiation. *Chemical Communications*. (7): 792-793.
- Ahmad, S., A. A. Isab and H. P. Perzanowski. 2002. Silver (I) complexes of thiourea. *Transition Metal Chemistry*. 27: 782-785.
- Al-Barrak, K. and D. L. Rowell. 2006. The solubility of gypsum in calcareous soils. *Geoderma* 136 (2006) 830–837.
- Alcantara, P. S. J. 2000, Estudio de la oxidación biológica de los compuestos reducidos de azufre utilizando un consorcio de microorganismos sulfoxidantes. evaluación de los parámetros que determinan la oxidación parcial del tiosulfato en azufre elemental. Tesis de doctor en ciencias biológicas. Universidad Autónoma Metropolitana-Iztapalapa.
- Álvarez, M., A., S. Moreno G. y R. Molina G. 2010. Efecto del tamaño de agregado de arcilla en la oxidación de fenol en medio acuoso diluido. *DYNA*. 77(162): 57-66.
- Añez, B., E. Tavira y C. Figueredo. 1996. Producción de cebolla en respuesta a la aplicación de fertilizantes en suelos alcalinos. *Rev. Fac. Agron. (LUZ)*. 13: 509-520.
- ANIQ. 2014. Asociación Nacional de la Industria Química. <http://www.aniq.org.mx/anuario/2014/imprimir/c13.pdf> (Consulta: Septiembre 2015).
- Ann, Y., K. R. Reddy and J. J. Delfino. 2000. Influence of chemical amendments on phosphorus immobilization in soils from a constructed wetland. *Ecological Engineering*. 14:157-167.

- Aparicio, V. C., A. Barbacone y J. L Costa. 2014. Efecto de la calidad de agua para riego complementario sobre algunas propiedades químicas edáficas. *Cienc. Suelo*. 32(1): 95-104.
- Appelo, C. A. J., and D. Postma. 2005. *Geochemistry, Groundwater and Pollution*. Second Edition. Amsterdam the Netherland. p. 175 -240.
- Arbelo, C. D., J. Mora, A. Rodríguez R., J. A. Guerra y C.M. Armas. 2006. Salinidad y alcalinidad en suelos de las zonas áridas de Tenerife (Islas Canarias). *Edafología*. 13: (3): 171-179.
- Arenas, N. G., M. Y. Barrera C., I. Mejía R., J. F. Palacios y J. A. Henao. 2007. Preparación de nanocompuestos de polímero/silicato usando bentonitas colombianas modificadas. *Scientia Et Technica*. 13(36): 591-595.
- Baligar, V. C. and R. B. Clark. 2000. Acidic and alkaline soil constraints on plant mineral nutrition. In: Wilkinson, R. E. ed. 2000. *Plant-Environment Interactions*. CRC Press. United States of America.
- Barbieri, P. A. y H. E. Echeverría. 2003. Evolución de las pérdidas de amoníaco desde urea aplicada en otoño y primavera a una pastura de agropiro alargado (*Thinopyrum ponticum*). *RIA*, 32 (1): 17-29.
- Barton, L. L. and J. M. Shively. 1968. Thiosulfate Utilization by *Thiobacillus thiooxidans* ATCC 8085. *Journal of Bacteriology*. 95(2): 720.
- Bole, J. B. 1986. Amelioration of a calcareous solonetzic soil by irrigation, deep ripping, and acidification with elemental sulfur. *Can. J. Soil Sci.* 66:347-356.
- Bor-Yann, C., L. Hsuan-Liang, C. Yun-Wen and C. Yang-Chu. 2004. Dose-response assessment of metal toxicity upon indigenous *Thiobacillus thiooxidans* BC1. *Process Biochemistry*. 39: 735-745.

- Bugbee, G. J., and C. R. Frink. 1985. Alum sludge as a soil amendment effects on soil properties and planta growth. The Connecticut agricultural experiment station. New Haven. Bulletin 827. 7 p.
- Burrafato, G. and F. Miano. 1993. Determination of the cation exchange capacity of clays by surface tension measurements. *Clay Minerals*. 28: 475-481.
- Call, Robert. 1995. Arizona Master Gardener Manual. College of Agriculture and Life Sciences, University of Arizona (Tucson, AZ). <http://ag.arizona.edu/pubs/garden/mg/soils/ph.html> (Consulta: Septiembre 2015)
- CALS. 2015. Lowering soil pH. College of Agricultural and Life Sciences. University of Wisconsin-Madison. https://uwlab.soils.wisc.edu/pubs/lowering_ph.pdf (Consulta: Septiembre 2015).
- Cappuyns, V., R. Swennen and J. Verhulst. 2004. Assessment of acid neutralizing capacity and potential mobilization of trace metals from land-disposed dredged sediments. *Science of the Total Environment*. 333: 233-247.
- Caro, F., M. 1969. Suelos salinos y procesos de salinización en el Sureste español. *Anales de la Universidad de Murcia. Ciencias*. 28(1-2-3-4): 61-125.
- Carrow, R. N. and R. R. Duncan, 2011. Sodic, Saline-Sodic and Alkaline Soils in: Best management practices for saline and sodic turfgrass soils: Assessment and reclamation. CRC Press. Boca Raton, FL. pp 29-45.
- Castro, B and J. Torrent. 1998. Phosphate sorption by calcareous vertisol and inceptisol as evaluated from extended P-sorption curves. *European journal of soil science*. 49: 661-667.
- Chávez-Aguilera, N., E. Romantchik-Kriuchkova, C. Gracia-López , M. Acosta-Ramos y E. López-Romero. 2010. Diseño, construcción y evaluación de un equipo tipo

- baúl para desinfección de sustratos agrícolas con calor. *Revista Mexicana de Ciencias Agrícolas*. 1 (11): 17-26.
- Chou, K. S, Y. C. Lu, H. and H. Lee. 2005. Effect of alkaline ion on the mechanism and kinetics of chemical reduction of silver. *Materials Chemistry and Physics*. 94: 429-433.
- CIMMYT, 2015. Suelos ácidos y alcalinos. Centro Internacional de Mejoramiento de Maíz y Trigo (CIMMYT). <http://wheatdoctor.org/es/suelos-acidos-y-alcalinos> (Consulta: Septiembre 2015).
- Conradie, M. and W. A.G. Kotze. 1989 Comparison of methods for estimating cation exchange capacity of orchard soils, South African. *Journal of Plant and Soil*, 6(2): 136-137.
- Cornell, R. M. and E. S. Aksoyoglu. 1991. Simultaneous determination of the cation exchange capacity and the exchangeable cations on marl. *Clay Minerals*. 26: 567-570.
- Corredor, T., y J. A. Pinzón B. 1994. Obtención de arcillas organofílicas. *Revista colombiana de química*. 23 (1): 33-44.
- Corstanje, R., G. J. D. Kirk, M. Pawlett, R. Read, and R. M. Lark. 2008. Spatial variation of ammonia volatilization from soil and its scale-dependent correlation with soil properties. *European Journal of Soil Science*. 59, 1260–1270.
- Cosby, B. J., R.C. Ferrier, A. Jenkins and R.F. Wright, 2001. Modelling the effects of acid deposition: refinements, adjustments and inclusion of nitrogen dynamics in the MAGIC model. *Hydrology and Earth System Sciences*. 5(3): 499–517.
- Cox, L. R.Koenig. 2010. Solutions to soil problems. II. High pH (Alkaline soil). Utah State University. Cooperative Extension.

http://extension.usu.edu/files/publications/publication/AG_Soils_2003-02.pdf

(Consulta: Septiembre 2015).

Cregg, B. 2009. Reducing soil pH in landscapes. Michigan State University Extension, Departments of Horticulture and Forestry. http://msue.anr.msu.edu/news/reducing_soil_ph_in_landscapes (Consulta: Septiembre 2015).

Cremers, A. and J. Pleyzier. 1973. Adsorption of the silver-thiourea complex in montmorillonite. *Nature physical science*. 243 (127): 86-87.

Curtin, D., C. A. Campbell, and D. Messer. 1996. Prediction of titratable acidity and soil sensitivity to pH change. *J. Environ. Qual.* 25:1280-1284.

Daza, C. E., S. Moreno y R. Molina. 2004. Bentonita colombiana modificada con Al-Cu para la oxidación de fenol en medio acuoso diluido. *Scientia Et Technica*. 10(25): 265-270.

Delgado, A., A. Madrid, S. Kassem, L. Andreu and M. C. Campillo. 2002. Phosphorus fertilizer recovery from calcareous soils amended with humic and fulvic acids. *Plant and Soil* 245: 277–286.

Dohrmann, R. 2006. Cation exchange capacity methodology II: A modified silver–thiourea method. *Applied Clay Science*. 34: 38-46.

Fanning, D. S. and M. Fanning C. B. 1989. *Soil. Morphology, Genesis and Classification*. Ed. John Wiley and Sons, Inc. United States of America. 395 p.

FAO. 2000. Manual de prácticas integradas de manejo y conservación de suelos. <ftp://ftp.fao.org/agl/agll/docs/lw8s.pdf> (Consulta: Septiembre 2015).

FAO. 2015. La alcalinización del suelo. Propiedades Químicas. Portal de Suelos de la FAO. Organización de las Naciones Unidas para la Alimentación y la Agricultura.

<http://www.fao.org/soils-portal/levantamiento-de-suelos/propiedades-del-suelo/propiedades-quimicas/es/> (Consulta: Septiembre 2015).

- Farrús, E. y J. Vadell 2002. Relaciones entre parámetros de fertilidad química y retención de agua en suelos desarrollados sobre calizas margosas y calizas duras. *Boll. Soc. Hist. Nat. Balears.* 45: 117-124.
- Fenn, L. B. and D. E. Kisse. 1973. Ammonia Volatilization from Surface Applications of Ammonium Compounds on Calcareous Soils: I. General Theory. *Soil sci. Soc. Amer. Proc.* 37: 855-850.
- Ferreira, E. R. J. Peralta A., A. Sadzawka R., J. Valenzuela B. y C. Muñoz S. 1998. Efecto de la aplicación de ácido sobre algunas características de un suelo calcáreo. *Agricultura técnica.* 58(28): 163-170.
- Flórez, M. M. T., L. N. Parra S., D. F. Jaramillo J. y J. M. Jaramillo M. 2013. Paleosuelos del mioceno en el desierto de la Tatacoa. *Rev. Acad. Colomb. Cienc.* 37(143): 230-244.
- Freyre, F. V. 2006. Caracterización de bacterias alcalofilas Sulfoxidantes. Tesis. Maestra en biotecnología, División de Ciencias Biológicas y de la Salud de la Unidad Iztapalapa. UAM.
- Fu, Y. and D.D.L. Chung, 2011. Coagulation of oil in water using sawdust, bentonite and calcium hydroxide to form floating sheets. *Applied Clay Science.* 53:634-641.
- Gbondo-Tugbawa, S. S. and C. T. Driscoll. 2003. Factors controlling long-term changes in soil pools of exchangeable basic cations and stream acid neutralizing capacity in a northern hardwood forest ecosystem. *Biogeochemistry.* 63: 161-185.
- Grant, W. T. 2005. pH. *In: Lal. R. 2005. Encyclopedia of Soil Science, Second Edition.* CRC Press.

- Haynes, R. J. and R. S. Swift. 1986. Effects of soil acidification and subsequent leaching on levels of extractable nutrients in a soil. *Plant and Soil*. 95: 327-336.
- Hemond, H. F. 1990. Acid Neutralizing Capacity, Alkalinity, and Acid-Base Status of Natural Waters Containing Organic Acids *Environ. Sci. Technol.* 24: 1486-1489.
- Hernández, J.C., D.L. Orihuela, S. Pérez-Mohedano, L. Marijuan y N.R. Furet. 2003. Efecto de la modificación del ph sobre la lixiviación de cationes en columnas de suelos calizos. *In: Álvarez-Benedí J. y P. Marinero. Eds. 2003. Estudios de la Zona No Saturada del Suelo Vol. VI. P 99-104.*
- Hodson, M., S. J. Langan and D. G. Lumsdon. 1998. A comparison of soil sensitivity to acidification based on laboratory-determined short-term acid buffering capacity and the skokloster classification. *Water, air, and pollution*. 105:53-62.
- Huang, P., J. Zhang, A. Zhu and C. Zhang. 2009. Acid and Alkali Buffer Capacity of Typical Fluvo-Aquic Soil in Huang-HuaiHai Plain. *Agricultural Sciences in China*. 8(11): 1378-1383.
- INEGI. 2013. Perfiles de Suelos, Serie I y II Continuo Nacional. Instituto Nacional de Estadística y Geografía. http://internet.contenidos.inegi.org.mx/contenidos/Productos/prod_serv/contenidos/espanol/bvinegi/productos/geografia/perfil/cont_nacio/1_250_000/702825266707_s.zip (Consulta: Septiembre, 2015).
- Jalali, M. 2006. Kinetics of non-exchangeable potassium release and availability in some calcareous soils of western Iran. *Geoderma* 135: 63-71.
- Janata, E., A. Henglein, and B. G. Ershovt. 1994. First Clusters of Ag⁺ Ion Reduction in Aqueous Solution. *J. Phys. Chem.* 98: 10888-10890. Janek, M. and G. Lagaly.

2003. Interaction of a cationic surfactant with bentonite: a colloid chemistry study. *Colloid Polym Sci.* 281: 293–301.
- Janek, M. and G. Lagaly, 2003. Interaction of a cationic surfactant with bentonite: a colloid chemistry study. *Colloid Polym Sci.* 281: 293-301.
- Jaremko, D. and D. Kalembasa. 2014. A comparison of methods for the determination of cation exchange capacity of soils. *Ecol Chem Eng S.* 21(3):487-498.
- Johnson, D. B. 1998. Biodiversity and ecology of acidophilic microorganisms. *FEMS Microbiology Ecology.* 27: 307:317.
- King, G. M. 2007. Chemolithotrophic bacteria: distributions, functions and significance in volcanic environments. *Microbes environ.* 22(4):309-319.
- Kluepfel, M., and B. Lippert. 1999. Changing the pH of your soil. Home and garden information Center, Clemson University, South Carolina, USA. <http://www.clemson.edu/extension/hgic/plants/other/soils/hgic1650.html> (Consulta: Septiembre 2015).
- Ladoo, R. B. 1922. Bentonite. *Journal of the Franklin Institute.* 193(1):123-124.
- Lee, J. J. and D. E. Weber. 1982. Effects of sulfuric acid rain on major cation and sulfate concentrations of water percolating through two model hardwood. *Forests. J. Environ. Qual.* 11(1):27-64.
- Lee, R. V., M. J. Beltrán F., J. N. Lerma M. y L. P. Licón T. 1998. Aplicación de ácido sulfúrico en el riego corrige la clorosis férrica de los cultivos en suelos calcáreos. *Terra.* 16(2): 149-161.
- León, A. R. 1991. Nueva edafología. Regiones tropicales y áreas templadas de México. 2ª. Edición corregida y aumentada. Ed. Grupo Editorial Gaceta, S.A. 366 p.

- Lindemann, W. C., J. J. Aburto, W. M. Haffner and A. A. Bono. 1991 Effect of Sulfur Source on Sulfur Oxidation. *Soil Sci. Soc. Am. J.* 55: 85-90.
- Lipman, J. G. 1923. Recent Investigations on the Oxidation of Sulfur by Microorganisms. *Industrial and engineering chemistry.* 15 (4): 404-405.
- Ludwig, B., P. K. Khanna, B. Anurugsa and H. Fölster 2001. Assessment of cation and anion exchange and pH buffering in an Amazonian Ultisol. *Geoderma* 102: 27-40.
- Mace, J. E., C. Amrhein and J. D. Oster. 1999. Comparison of Gypsum and Sulfuric Acid for Sodic Soil Reclamation. *Arid Soil Research and Rehabilitation.* 13:171- 188.
- Macías, L., F., Rodríguez L. M, Camps A. y Barreal E. 2005. Mecanismos de amortiguación de impactos acidificantes. Influencia de la litología, propiedades superficiales y grado de desarrollo edáfico. *Edafología.* 12(2):115-126.
- Magaritz, M., A. Kaufman and D. H. Yaalon. 1981. Calcium carbonate nodules in soils: $^{18}\text{O}/^{16}\text{O}$ and $^{13}\text{C}/^{12}\text{C}$ ratios and ^{14}C contents. *Geoderma,* 25:157-172.
- Manzano, B. J I., P. Rivera O., F. Briones E. y C. Zamora T. 2014. Rehabilitación de suelos salino-sódicos: estudio de caso en el distrito de riego 086, Jiménez, Tamaulipas, México. *Terra Latinoamericana* 32: 211-219.
- McBeath, T. M., R. J. Smernik, E. Lombi, and M. J. McLaughlin. 2006. Hydrolysis of Pyrophosphate in a Highly Calcareous Soil: A Solid-State Phosphorus-31 NMR Study. *Soil Sci. Soc. Am. J.* 70:856–862.
- McLaughlin, M. J., T. M. McBeath, R. Smernik, S. P. Stacey, B. Ajiboye and C. Guppy. 2011. The chemical nature of P accumulation in agricultural soils-implications for fertiliser management and design: an Australian perspective. *Plant Soil.* 349: 69-87.

- Meier, L. P. and G. Kahr. 1999. Determination of the cation exchange capacity (cec) of clay minerals using the complexes of Copper (II) ion with triethylenetetramine and tetraethylenepentamine. *Clays and Clay Minerals*, 47(3): 386-388.
- Merry, R. H. 2009. Acidity and alkalinity of soils. *In*: Sabljic, A. ed. Environmental and Ecological Chemistry. Vol 2 Encyclopedia of Life Support Systems. Paris. <http://www.eolss.net/sample-chapters/c06/e6-13-03-01.pdf> (Consulta: Septiembre 2015).
- Mickelbart, M.V., J. Camberato, S. Hawkins and K. Stanton. 2010. Lowering soil pH. Purdue Extension Publication HO-241-W, <https://www.extension.purdue.edu/extmedia/HO/HO-242-W.pdf> (Consulta: Septiembre 2015).
- Mitchell, C. 2008. Lowering Soil pH. Extension Agronomist-Soils. Alabama Cooperative Extension System. <http://www.aces.edu/anr/soillab/forms/documents/S-04-08.pdf> (Consulta: Septiembre 2015).
- Montgomery, D. C., and G. C. Runger. 2008. Probabilidad y estadística aplicadas a la ingeniería. 2ª ed. Mexico. Limusa Wiley. 948 p.
- Neal, C., A. Robson and C. J. Smith. 1990. Acid neutralization capacity variations for the Hafren forest stream, mid-wales: inferences for hydrological processes. *Journal of Hydrology*, 121: 85-101.
- Nor, Y. M. and M. A. Tabatabai. 1997. Oxidation of sulfur in soil. *Soil Sci. Soc. Am. J.* 41: 736-741.
- Ojeda-Barrios, D. L., O. A. Hernández-Rodríguez, J. Martínez-Téllez, A. Núñez-Barrios y E. Perea-Portillo. 2009. Aplicación foliar de quelatos de zinc en nogal pecanero. *Revista Chapingo Serie Horticultura*. 15(2): 205-210.

- Olivares, R. s., D García C, L. Lima C, I. Saborit S, A. Llizo C y P. Pérez Á. 2013. Niveles de cadmio, plomo, cobre y zinc en hortalizas cultivadas en una zona altamente urbanizada de la ciudad de la habana, cuba. *Rev. Int. Contam. Ambie.* 29 (4): 285-294.
- Oorts, K., B. Vanlauwe, J. Pleysier, and R. Merckx. 2004. A New Method for the Simultaneous Measurement of pH-Dependent Cation Exchange Capacity and pH Buffering Capacity. *Soil Sci. Soc. Am. J.* 68:1578–1585.
- Ossa, H. D. M. y M. A. Márquez G. Biooxidación de sulfuros mediante cepas nativas de acidófilos compatibles con *Acidithiobacillus ferrooxidans* y *thiooxidans*, mina de oro El Zancudo, (Titiribí, Colombia). *Rev. Colomb. Biotecnol.* 7(2): 55-66.
- Oster, G. K. and G. Oster 1959. Photoreduction of Metal Ions by Visible Light. *Journal of the American Chemical Society*, 81(21): 5543-5545.
- Osumanu, H A., H. Aminuddin and M. H. A. Husni. 2008. Ammonia volatilization and ammonium accumulation from urea mixed with zeolite and triple superphosphate. *Acta Agriculturae Scandinavica Section B - Soil and Plant Science.* 58: 182-186.
- Palacios, M. A., M. L. Rodríguez A. y G. Barajas O. 2010. Tratamiento electrostático (ESP) del agua para riego. Facultad de Ciencias Agrícolas y Forestales/Universidad Autónoma de Chihuahua. *Síntesis.* 55: 3-8.
- Peña, C., B. Añez y M. Dávila. 1999. Respuesta de la cebolla (*Allium cepa* L.) a la aplicación de azufre, magnesio, cinc y boro en un suelo alcalino. *Rev. Forest. Venez.* 43(2): 173-182.
- Perea, E., D. Ojeda, A. Hernández, T. Ruiz y J. Martínez. 2010. Utilización de quelatos en la agricultura. Facultad de Ciencias Agrícolas y Forestales/Universidad Autónoma de Chihuahua *Síntesis.* 53:1-5.

- Pérez, Z. O., 2002. Evaluación de mejoradores del suelo en limón mexicano. *Terra*. 20: 337-346.
- Pinzon, B. y J. A. 2006. Viscosidad de suspensiones de una bentonita en estado natural y organofílica. *Revista colombiana de química*. 35(2): 225-232.
- Pleysier, J. L. and A. S. R. Juo. 1980. A single-extraction method using silver-thiourea for measuring exchangeable cations and effective CEC in soil with variable charges. *Soil Science*. 129(4): 205-211.
- Prather, R. J. 1977. Sulfuric acid as an amendment for reclaiming soils high in boron. *Soil Sci. Soc. AM. J.* 41: 1098-1101.
- Praus, P. M. Turicová and M. Valášková. 2008 Study of Silver Adsorption on Montmorillonite. *J. Braz. Chem. Soc.* 19(3): 549-556.
- Richards, L. A. 1954. Diagnosis and improvement of saline and alkali soil. United States Salinity Laboratory Staff. *Agriculture Handbook No. 60*. United States Department of Agriculture. 159 p.
- Rivera, O., P, J. D Etchevers B., C. Hidalgo M., B. Castro M., F. Garza R., J. Rodríguez A. y Á. Martínez G. 2008. Fertirrigación ácida de hierro en cítricos establecidos en suelos calcáreos. *TERRA Latinoamericana*. 26 (2):119-125.
- Rivera, O., P, J. D Etchevers B., C. Hidalgo M., B. Castro M., F. Garza R., J. Rodríguez A., Á. Martínez G. 2003. Dinámica de hierro y zinc aplicados en soluciones ácidas a suelos calcáreos *Terra Latinoamericana*. 21(3): 341-350.
- Robarge, W. P. 2005. Minerals: Solubility in: *Encyclopedia of Soil Science*, Second Edition. Lal, R. ed. CRC Press. *Encyclopedia of soil science*. p 1092-1095.
- Robson, A. D. 1989. *Soil acidity and plant growth*. Ed. Academic press, inc. Australia. 306 p.

- Rollins, M. B. and D. L. Pool. 1968. Measurement of exchangeable cations in bentonites. *Clays and Clay Minerals*. 16: 165-172.
- Saffigna, P. G. and J. R. Freney. 2005. Volatilization of ammonia from agricultural Soils in: *Encyclopedia of Soil Science, Second Edition*. Lal, R. ed. CRC Press. *Encyclopedia of soil science*. p 1841-1843.
- Sakala, G. M., D. L. Rowell and C. J. Pilbeam. 2004. Acid–base reactions between an acidic soil and plant residues. *Geoderma*. 123: 219-232.
- Sánchez y Gándara, A. 2011. *Conceptos básicos de gestión ambiental y desarrollo sustentable*. Secretaría de Medio Ambiente y Recursos Naturales (SEMARNAT). México, DF. 332 p.
- Schwab, P. 2011. Soil solution. In: Ming, H. Pan, Y. Li , and M. E . Sumner. Eds. 2011. *Handbook of soil sciences. Properties and processes. Second edition*. CRC Press.
- SEMARNAT, 2002. Norma Oficial Mexicana NOM–021–RECNAT–2000 que establece las especificaciones de fertilidad, salinidad y clasificación de suelos. Estudios, muestreo y análisis. *Diario Oficial de la Federación* del, 7.
- Séré, G., C. Schwartz and J. L. Morel. 2008. Soil Construction: A Step for Ecological Reclamation of Derelict Lands. *J Soils Sediments*. 8 (2): 130136.
- Shariatmadari, H., M. Shirvani and A. Jafari. 2006. Phosphorus release kinetics and availability in calcareous soils of selected arid and semiarid toposequences. *Geoderma* 132: 261–272.
- Shober, A. L., C. Wiese, and G. C. Denn. 2014. *Soil pH and the Home Landscape or Garden*. Soil and Water Science Department, UF/IFAS Extension. University of Florida. <https://edis.ifas.ufl.edu/ss480> (Consulta: Septiembre 2015).

- Shriver, D. F., P. W. Atkins and C. H. Langford. 2002. Quimica inorganica. Reimpresion. Ed. Reverté, S. A. Barcelona, España. 615 p.
- Sierra, B. C., A Lancelloti M. y I. Vidal P. 2007 .Azufre elemental como corrector del pH y la fertilidad de algunos suelos de la III y IV región de Chile. TÉCNICA. 67(2):173-181.
- Sigunga, D. O., B. H. Janssen and O. Oenema. 2002. Ammonia volatilization from vertisols. European journal of soil science. 53:295-202.
- Sonmez, S., D. Buyuktas, F. Okturen and S. Citak. 2008. Assessment of different soil to water ratios (1:1, 1:2.5, 1:5) in soil salinity studies. Geoderma 144: 361–369
- Staats, K. E., Y. Arai, and D. L. Sparks. 2004. Alum Amendment Effects on Phosphorus Release and Distribution in Poultry Litter–Amended Sandy Soils. J. Environ. Qual. 33:1904-1911.
- Starkey, R. L. 1925. Concerning the physiology of thiobacillus thiooxidans, an autotrophic bacterium oxidizing sulfur under acid conditions. J. Bacteriol. 10(2):135-163.
- Suzuki, I., D. Lee, B. Mackay, L. Harahuc, and J. K. Oh. 1999. Effect of various ions, pH, and osmotic pressure on oxidation of elemental sulfur by Thiobacillus thiooxidans. Applied and environmental microbiology. 65 (11): 5163-5168.
- Tagliavini, M., J. Abadía , A. D. Rombolà , A. Abadía , C. Tsipouridis and B. Marangoni. 2000. Agronomic means for the control of iron deficiency chlorosis in deciduous fruit trees. Journal of Plant Nutrition. 23(11 & 12): 2007-2022.
- Takeuchi, T. L. and I. Suzuki. 1994. Effect of pH on Sulfite Oxidation by Thiobacillus thiooxidans Cells with Sulfurous Acid or Sulfur Dioxide as a Possible Substrate. Journal of Bacteriology. 176(3): 913-916.

- Tan, K. H. 2005. Soil sampling, preparation and analysis. CRC press. United States. 623 p.
- Teppen, B. J. and D. M. Miller. 2005. Hydration energy determines isovalent cation exchange selectivity by clay minerals. *Soil Sci. Soc. Am. J.* 70: 31-40.
- Turk, J. K., O. A. Chadwick and R. C. Graham. 2012. Pedogenic processes in *Handbook of Soil Science*, Huang, P. M., Y. Li, M. E. Sumner (eds). CRC Press: Boca Raton, FL; 30-1-30-29.
- Van, B. R., R. Frankart and H. R. Gheyi. 1975. A comparison of three methods of determining the cation exchange capacity of calcareous soils. *Geoderma*, 13: 289-298.
- Vásquez, M. M. S. 2000. Efecto del uso de inhibidores sobre la oxidación biológica de compuestos reducidos de azufre en un consorcio microbiano Tesis de maestría ciencias en biotecnología. Universidad Autónoma Metropolitana-Iztapalapa.
- Vossen, P. 2006. Changing pH in soil. University of California Cooperative Extension, 11. Santa Rosa, CA. <http://vric.ucdavis.edu/pdf/Soil/ChangingpHinSoil.pdf> (Consulta: Septiembre 2015).
- Waksman, S. A. and J. S. Joffe. 1922, Microorganisms concerned in the oxidation of sulfur in the soil. *J. Bacteriol.* 7(2):239-256.
- Whiting, D., C. Wilson, and J. Reeder. 2014. Soil pH. CMG Garden Notes #222. Colorado State University, U.S. Department of Agriculture. <http://www.ext.colostate.edu/mg/gardennotes/222.html> (Consulta: Septiembre 2015)
- Wilding, L. P. 2000. Pedology. E1-E412. In: *handbook of Soil Science V2*. Sumner. M. E ed. Ed CRC Press.

- Xing-cun, H. 1998. Recovery of Silver from Thiourea Solution by Ion Flotation. Separation Science and Technology 33(1): 141-148.
- Yildiz, N., Y. Sarikaya and A. C. Alimli . 1999. The effect of the electrolyte concentration and pH on the rheological properties of the original and the a Na CO₃-activated Kutahya bentonite. Applied Clay Science 14: 319-327.
- Yong, R. N., M. Nakano and Pusch, R. 2012. Environmental soil properties and behaviour. CRC Press. 423 p.
- Yousefi, A., P. Hejazi and A. Allahverdi. 2013. Evaluation of Effective Strategies for Cultivation of Acidithiobacillus Thiooxidans as Cement-Degrading Bacteria. Iranian Journal of Chemical Engineering. 10 (2): 55-66.

ANEXO

Cuadro 1. Análisis de varianza de dosis de ácido sulfúrico (mmol), sulfato de aluminio y sulfato ferroso (g), sobre el pH del suelo

Suelo	F. V.	Ácido sulfúrico			Sulfato de aluminio			Sulfato ferroso		
		gl	C. M.	C. V.	gl	C. M.	C.V.	gl	C. M.	C. V.
1	Modelo	1	5.99	3.86	1	4.29	4.69	1	2.17	7.38
	Error	3	0.06		3	0.097		3	0.248	
2	Modelo	1	1.15	3.11	1	0.26	3.22	1	0.83	3.67
	Error	3	0.049		3	0.051		3	0.063	
3	Modelo	1	1.16	2.64	1	0.30	2.33	1	0.85	3.21
	Error	3	0.036		3	0.028		3	0.05	
4	Modelo	1	1.02	3.07	1	0.19	3.07	1	0.67	3.68
	Error	3	0.047		3	0.046		3	0.062	
5	Modelo	1	1.34	3.25	1	0.33	2.69	1	0.95	2.49
	Error	3	0.06		3	0.039		3	0.032	
6	Modelo	1	16.97	6.42	1	11.20	8.41	1	3.13	6
	Error	3	0.118		3	0.246		3	0.156	
7	Modelo	1	1.21	3.15	1	0.18	2.51	1	0.43	3.22
	Error	3	0.049		3	0.031		3	0.047	
8	Modelo	1	0.92	2.75	1	0.17	2.16	1	0.32	1.86
	Error	3	0.036		3	0.022		3	0.016	
9	Modelo	1	0.87	3.78	1	0.34	2.75	1	0.46	3.59
	Error	3	0.074		3	0.037		3	0.062	
10	Modelo	1	1.15	2.85	1	0.33	4.46	1	0.54	2.43
	Error	3	0.039		3	0.091		3	0.026	
11	Modelo	1	3.69	3.01	1	12.22	4.22	1	5.48	7.81
	Error	3	0.056		3	0.095		3	0.361	

Cuadro 2. Análisis de varianza de salinización sin intercepción y con intercepción con la aplicación de ácido sulfúrico (mmol)

Suelo	F. V	Con intercepción			Sin intercepción		
		gl	C. M.	CV	gl	C. M.	CV
1	Modelo	1	1.85	10.19	1	8.15	14.82
	Error	3	0.013		4	0.028	
2	Modelo	1	2.43	9.22	1	10.58	13.96
	Error	3	0.014		4	0.032	
3	Modelo	1	2.36	8.53	1	11.97	17.98
	Error	3	0.014		4	0.063	
4	Modelo	1	2.33	9.31	1	10.84	15.82
	Error	3	0.014		4	0.043	
5	Modelo	1	2.45	6.78	1	14.59	21.77
	Error	3	0.011		4	0.119	
6	Modelo	1	2.30	4.31	1	9.31	9.66
	Error	3	0.002		4	0.013	
7	Modelo	1	2.27	9.18	1	10.43	15.44
	Error	3	0.013		4	0.039	
8	Modelo	1	2.30	8.27	1	10.27	14.25
	Error	3	0.011		4	0.032	
9	Modelo	1	2.41	9.49	1	11.35	16.34
	Error	3	0.016		4	0.048	
10	Modelo	1	2.25	9.94	1	10.59	16.46
	Error	3	0.016		4	0.045	
11	Modelo	1	2.25	3.98	1	29.15	36.75
	Error	3	0.009		4	0.813	

Cuadro 3. Análisis de varianza de salinización sin intercepción y con intercepción con la aplicación de sulfato de aluminio (g)

Suelo	F. V	Con intercepción			Sin intercepción		
		gl	C. M.	C.V.	gl	C. M.	C.V.
1	Modelo	1	3.02	28.08	1	12.60	37.68
	Error	3	0.161		4	0.291	
2	Modelo	1	2.71	27.39	1	11.55	37.78
	Error	3	0.142		4	0.270	
3	Modelo	1	3	18.11	1	15	37.75
	Error	3	0.086		4	0.377	
4	Modelo	1	2.95	23.74	1	12.59	35.93
	Error	3	0.116		4	0.267	
5	Modelo	1	4.3	15.29	1	23.44	38.98
	Error	3	0.1		4	0.651	
6	Modelo	1	4.59	19.61	1	16.72	29.30
	Error	3	0.097		4	0.218	
7	Modelo	1	3.04	28.02	1	13.41	39.01
	Error	3	0.175		4	0.341	
8	Modelo	1	2.57	28.06	1	12.01	40.48
	Error	3	0.162		4	0.337	
9	Modelo	1	2.97	23.32	1	13.22	36.88
	Error	3	0.120		4	0.301	
10	Modelo	1	2.72	30.89	1	12.55	41.69
	Error	3	0.204		4	0.372	
11	Modelo	1	5.81	12.80	1	41.6	44.43
	Error	3	0.137		4	1.658	

Cuadro 4. Análisis de varianza de salinización sin intercepción y con intercepción con la aplicación de sulfato ferroso (g)

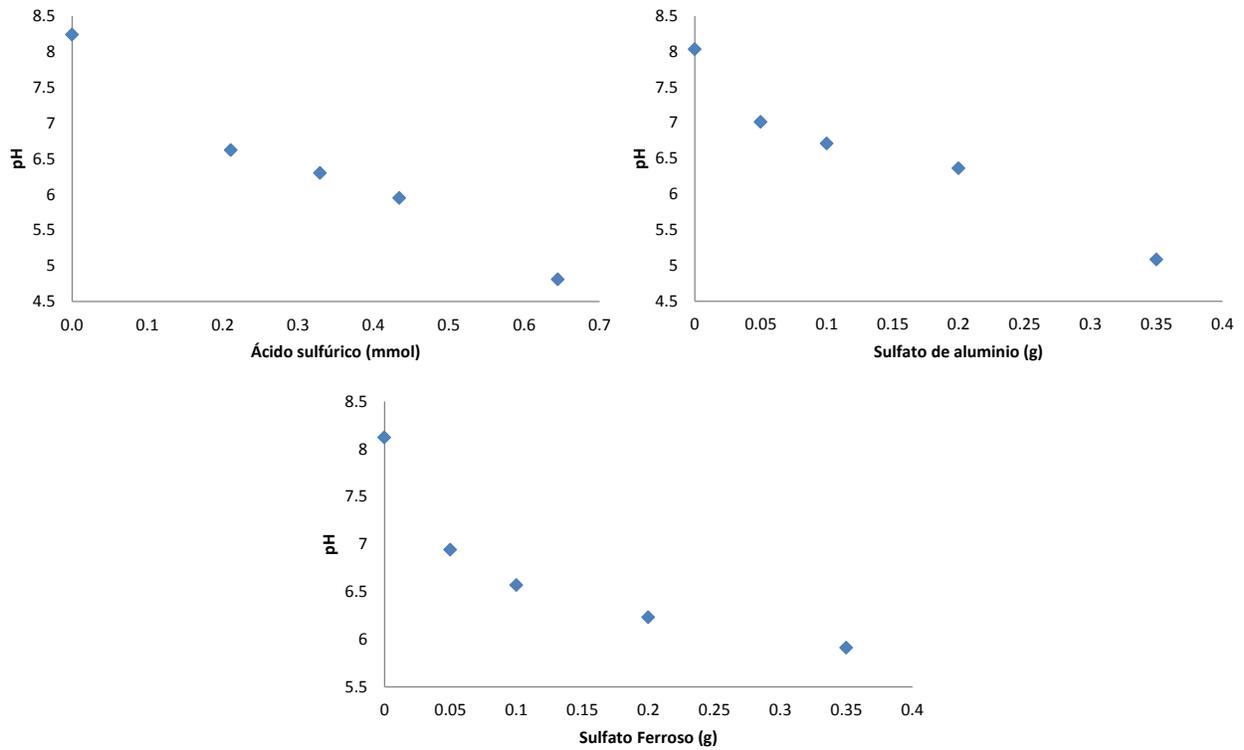
Suelo	F. V	Con intercepción			Sin intercepción		
		gl	C. M.	C.V.	gl	C. M.	C.V.
1	Modelo	1	4.12	12.47	1	12.86	20.49
	Error	3	0.027		4	0.07	
2	Modelo	1	2.78	20.00	1	10.25	29.84
	Error	3	0.062		4	0.139	
3	Modelo	1	3.56	13.02	1	14.63	30.37
	Error	3	0.040		4	0.217	
4	Modelo	1	2.82	18.69	1	11.06	31.17
	Error	3	0.061		4	0.169	
5	Modelo	1	3.62	10.44	1	19.09	36.92
	Error	3	0.037		4	0.47	
6	Modelo	1	4.33	12.79	1	14.37	22.97
	Error	3	0.033		4	0.109	
7	Modelo	1	2.27	22.94	1	9.67	35.45
	Error	3	0.083		4	0.199	
8	Modelo	1	2.64	24.61	1	10.97	35.70
	Error	3	0.108		4	0.227	
9	Modelo	1	2.19	26.44	1	10.73	40.78
	Error	3	0.13		4	0.312	
10	Modelo	1	2.95	25.86	1	12.26	36.32
	Error	3	0.133		4	0.262	
11	Modelo	1	6.21	7.38	1	38.67	40.48
	Error	3	0.040		4	1.22	

Cuadro 5. Análisis de varianza para CE como función del pH en los suelos tratados con ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

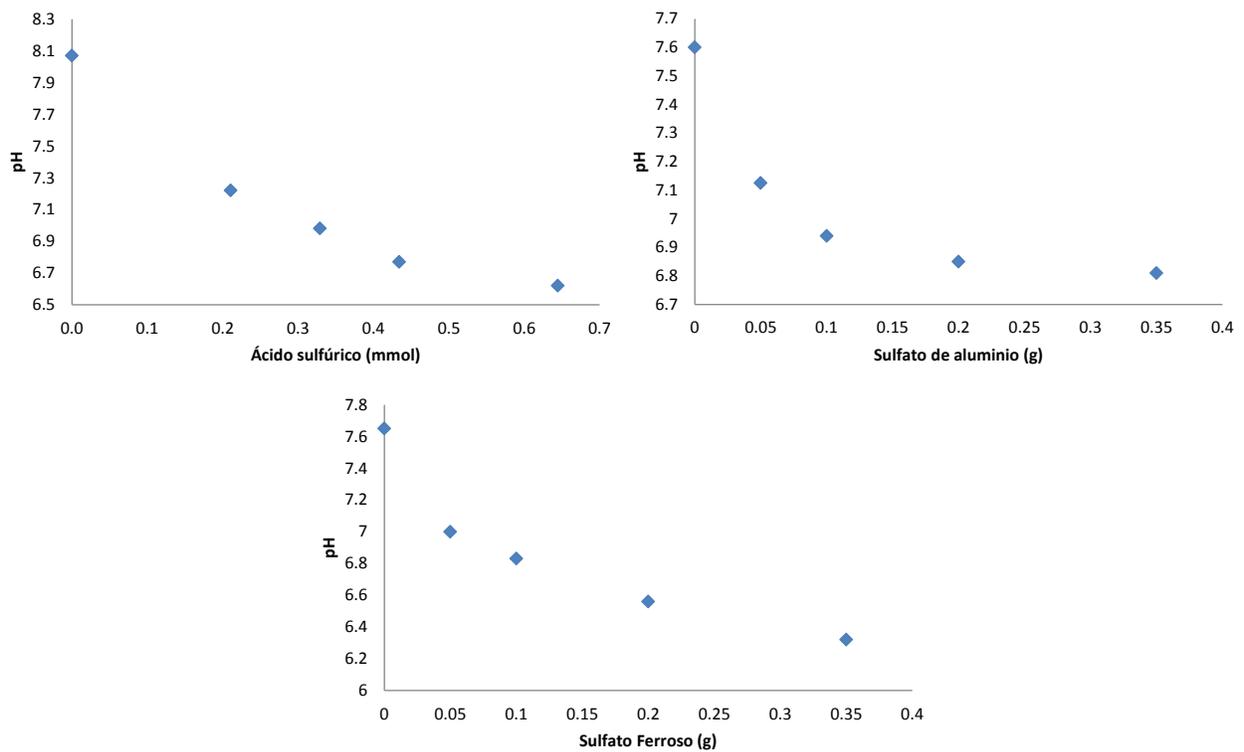
Suelo	F. V.	Ácido sulfúrico			Sulfato de aluminio			Sulfato ferroso		
		gl	C. M.	CV	gl	C. M.	C. V.	gl	C. M.	C. V.
1	Modelo	1	1.86	7.55	1	3.12	24.72	1	3.53	35.34
	Error	3	0.007		3	0.125		3	0.223	
2	Modelo	1	2.36	15.25	1	2.82	23.57	1	2.81	18.45
	Error	3	0.038		3	0.105		3	0.053	
3	Modelo	1	2.32	11.59	1	3.10	14.07	1	3.49	16.37
	Error	3	0.026		3	0.052		3	0.063	
4	Modelo	1	2.25	15.72	1	2.76	29.54	1	2.82	18.46
	Error	3	0.042		3	0.180		3	0.059	
5	Modelo	1	2.35	13.41	1	4.19	18.00	1	3.63	10.08
	Error	3	0.045		3	0.138		3	0.035	
6	Modelo	1	2.25	11.76	1	4.86	5.50	1	4.22	18.47
	Error	3	0.019		3	0.007		3	0.070	
7	Modelo	1	2.21	14.11	1	3.33	18.94	1	2.42	14.98
	Error	3	0.032		3	0.080		3	0.035	
8	Modelo	1	2.22	15.39	1	2.98	11.16	1	2.82	16.24
	Error	3	0.038		3	0.025		3	0.047	
9	Modelo	1	2.20	21.65	1	3.13	17.43	1	2.4	17.78
	Error	3	0.085		3	0.067		3	0.059	
10	Modelo	1	2.24	11.24	1	2.78	29.42	1	3.25	12.85
	Error	3	0.021		3	0.185		3	0.032	
11	Modelo	1	2.25	3.91	1	6.11	6.73	1	5.85	14.711
	Error	3	0.009		3	0.038		3	0.161	

Graficas de la cinética de acidificación

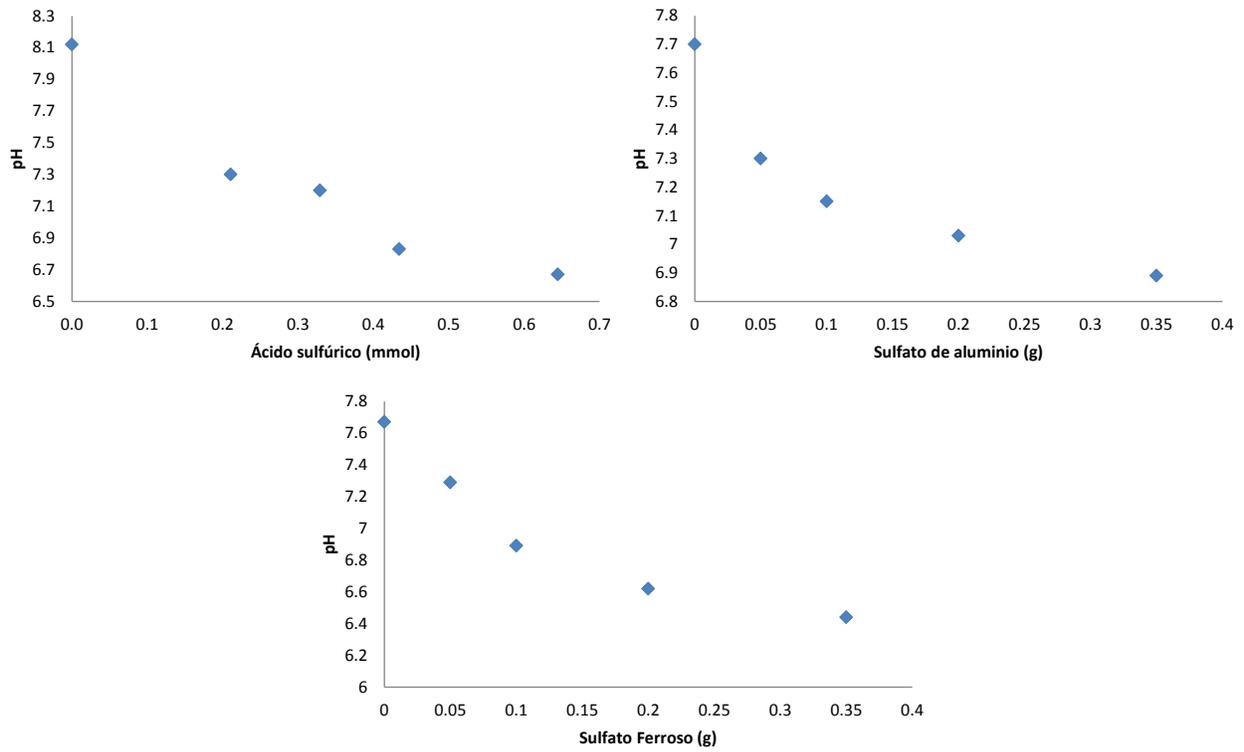
Grafica 1. Suelo 1 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



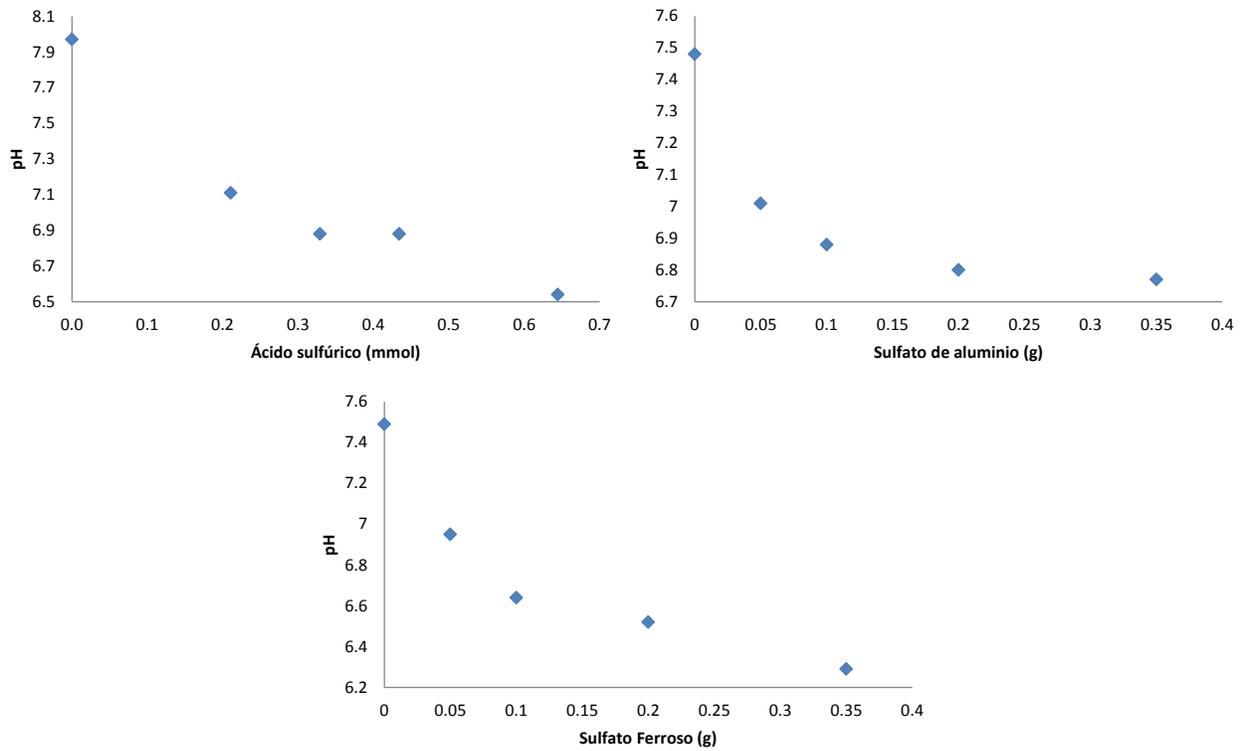
Grafica 2. Suelo 2 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



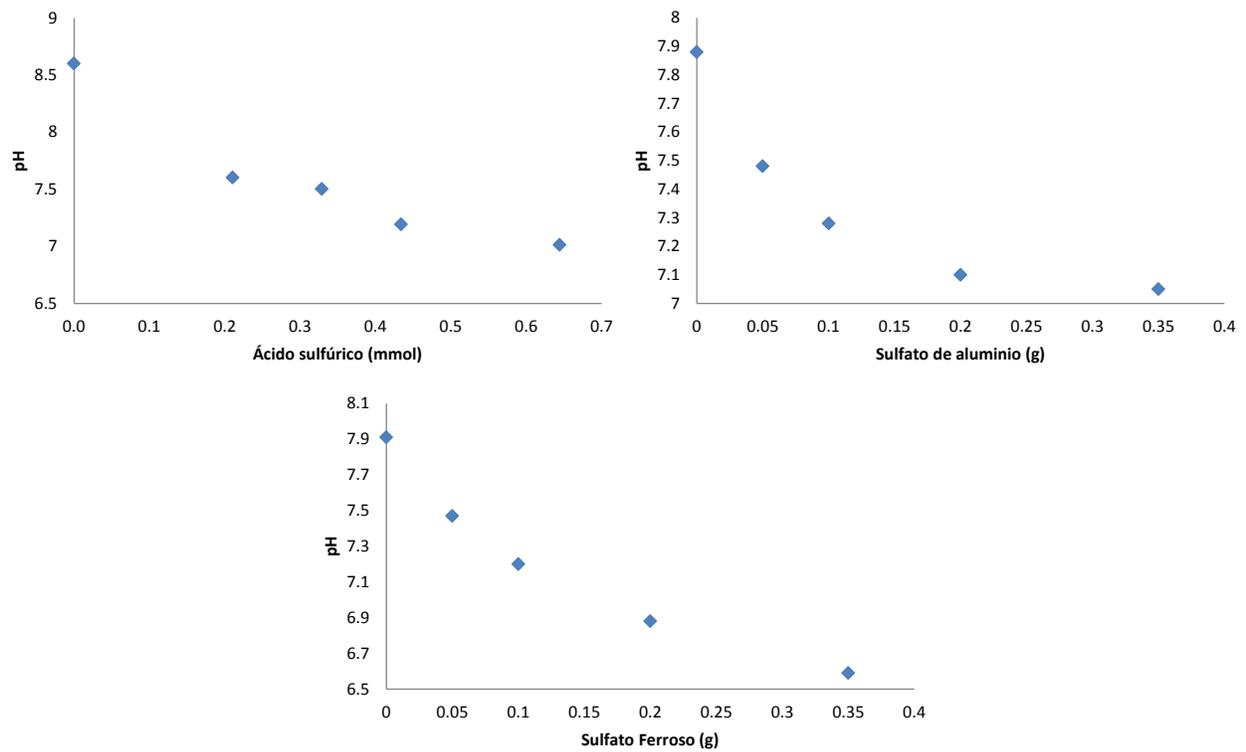
Grafica 3. Suelo 3 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



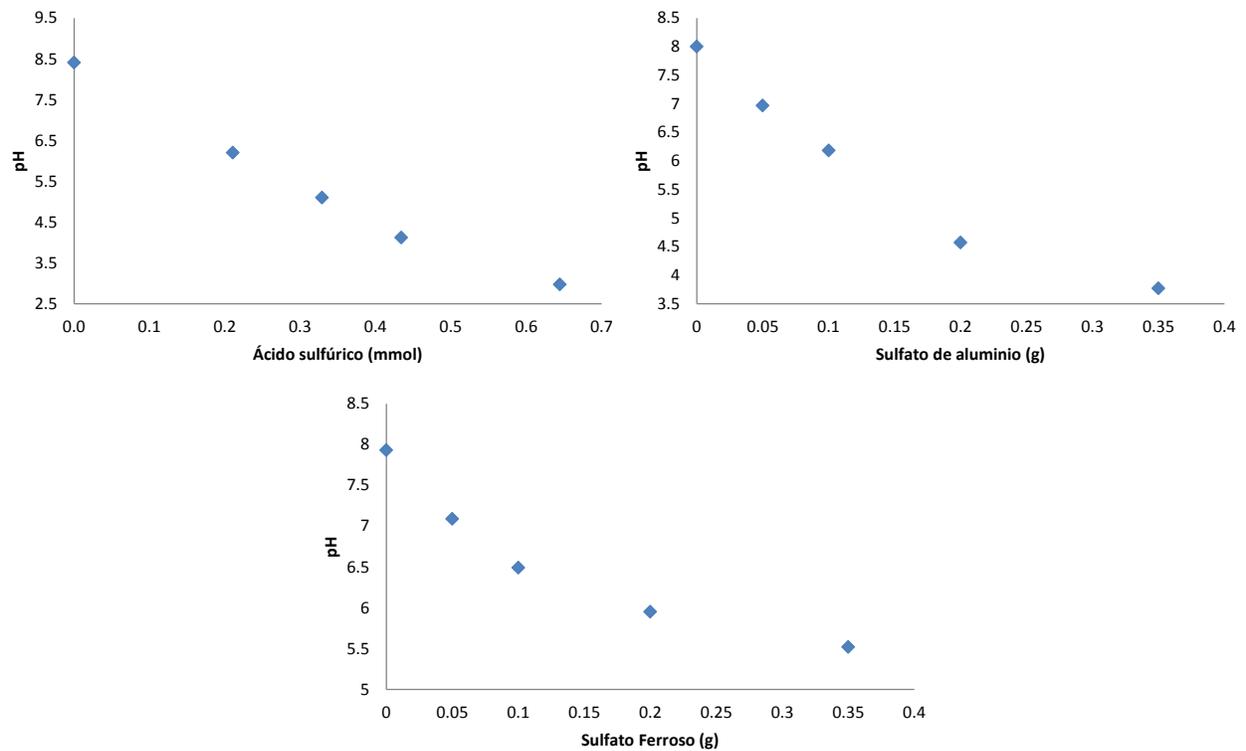
Grafica 4. Suelo 4 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



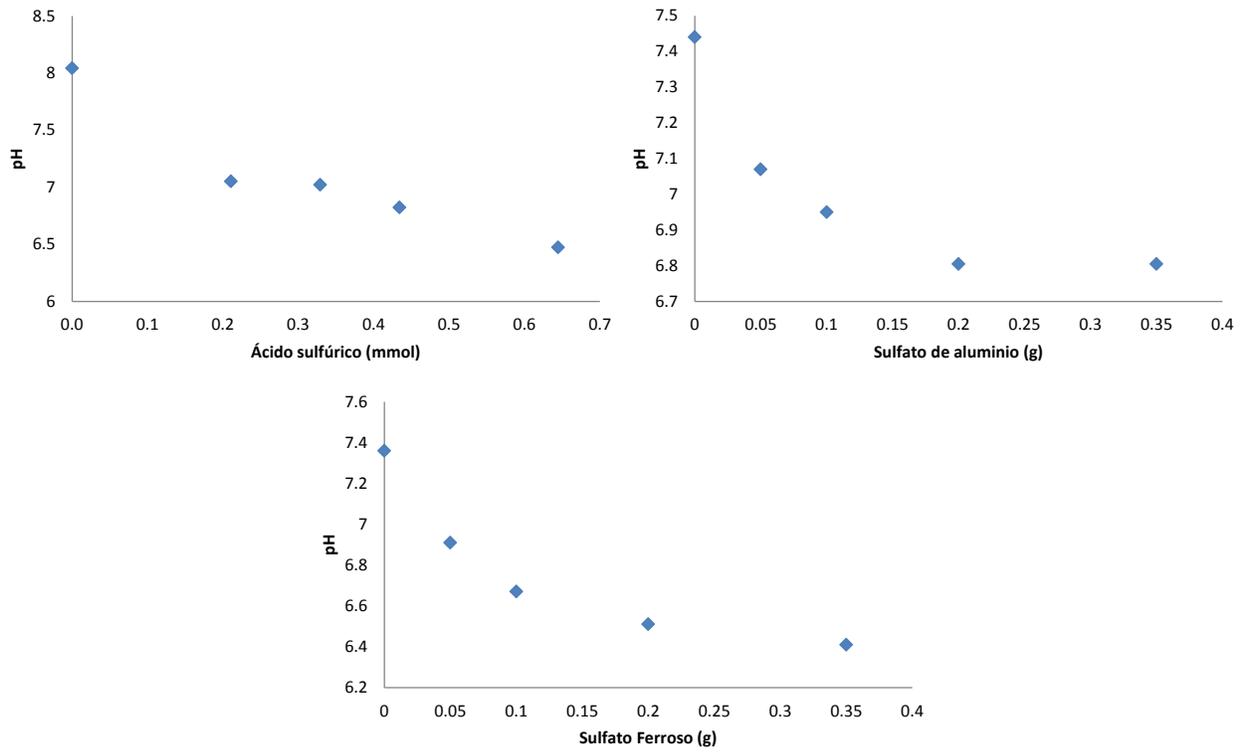
Grafica 5. Suelo 5 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



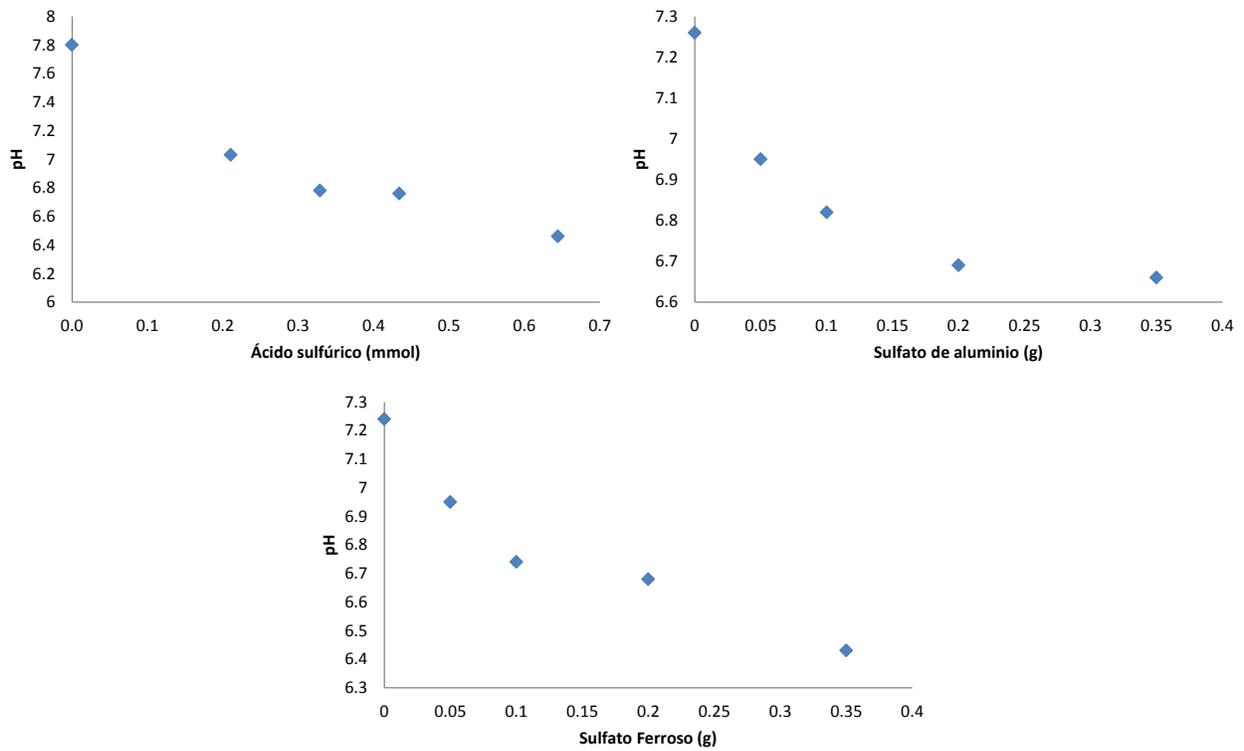
Grafica 6. Suelo 6 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



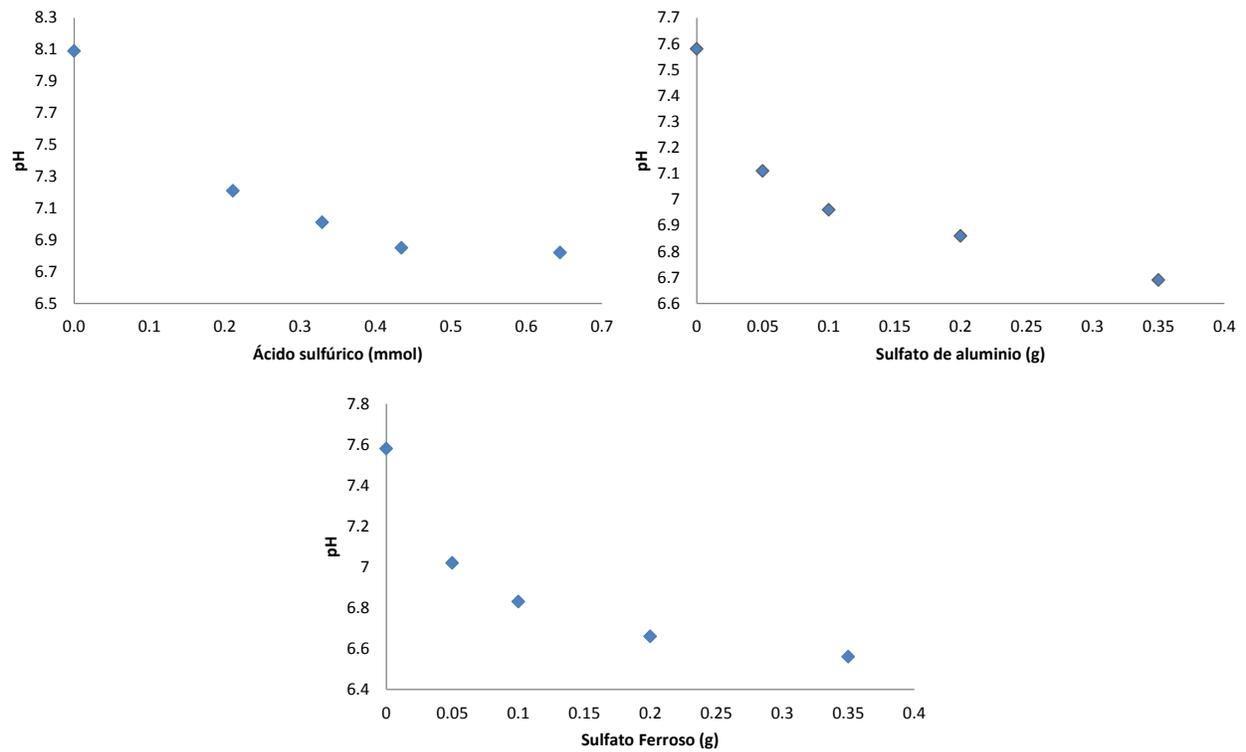
Grafica 7. Suelo 7 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



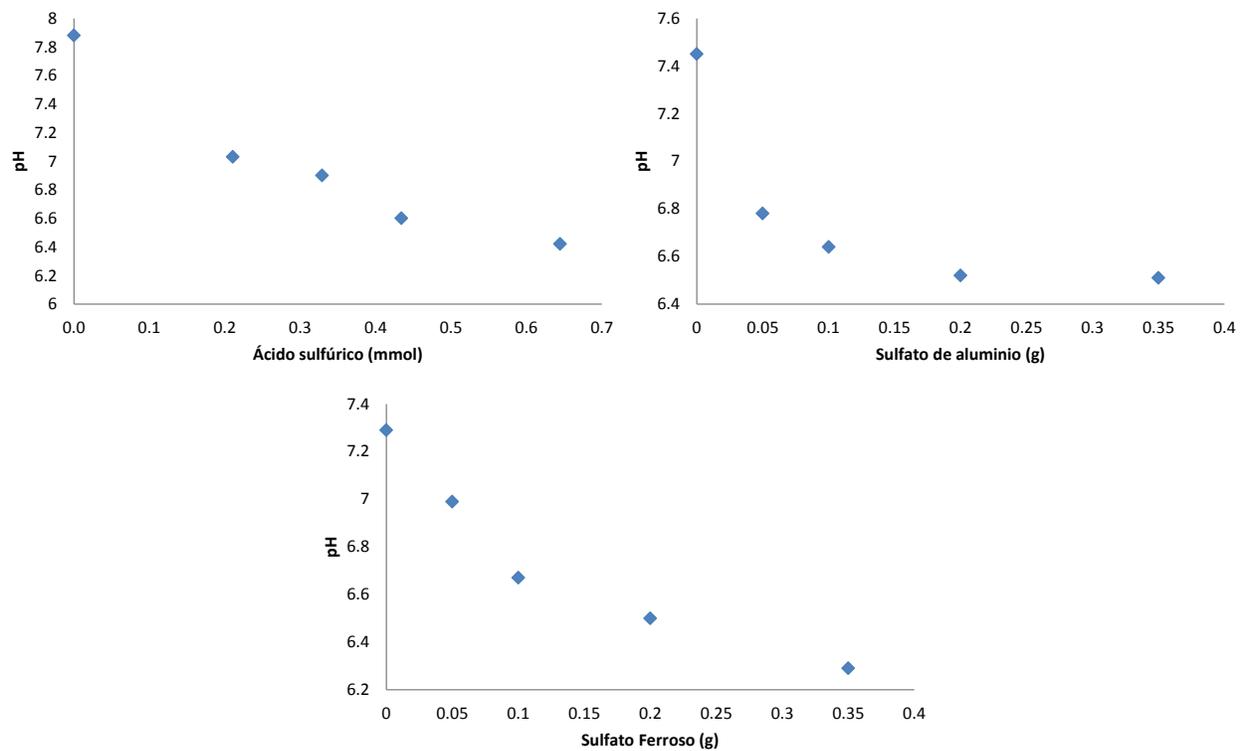
Grafica 8. Suelo 8 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



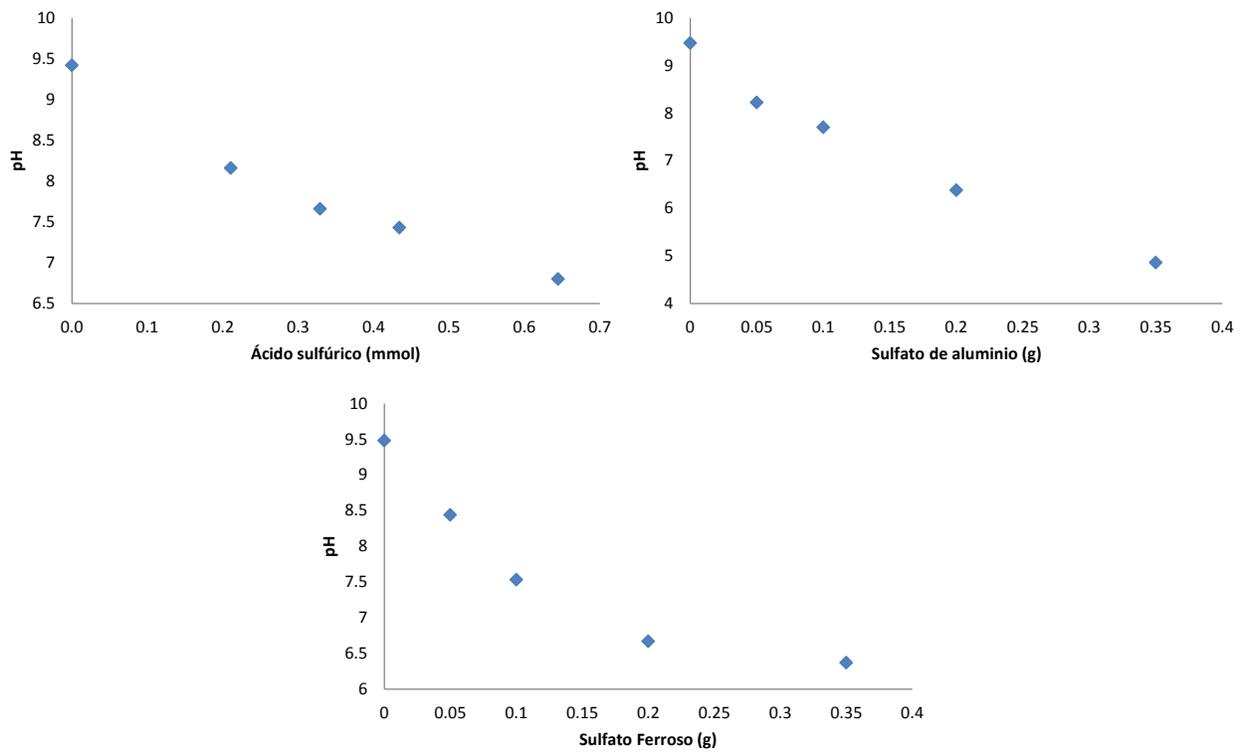
Grafica 9. Suelo 9 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



Grafica 10. Suelo 10 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

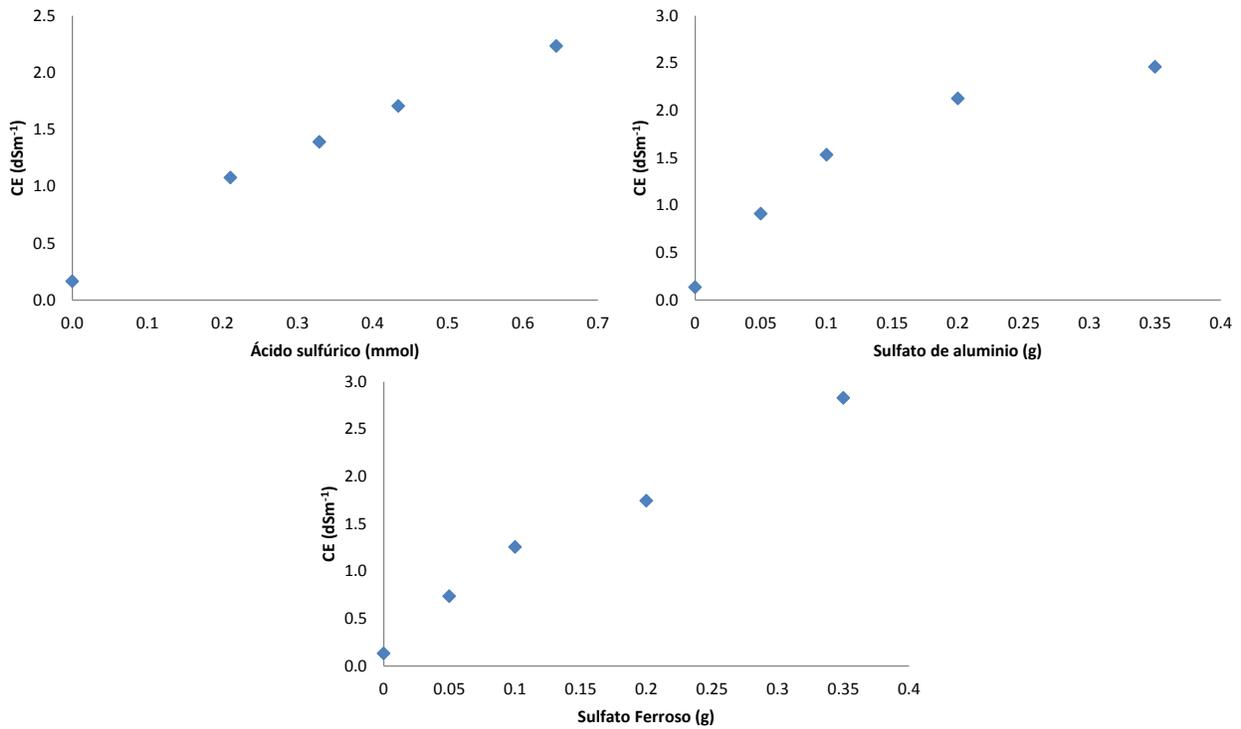


Grafica 11. Suelo 11 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

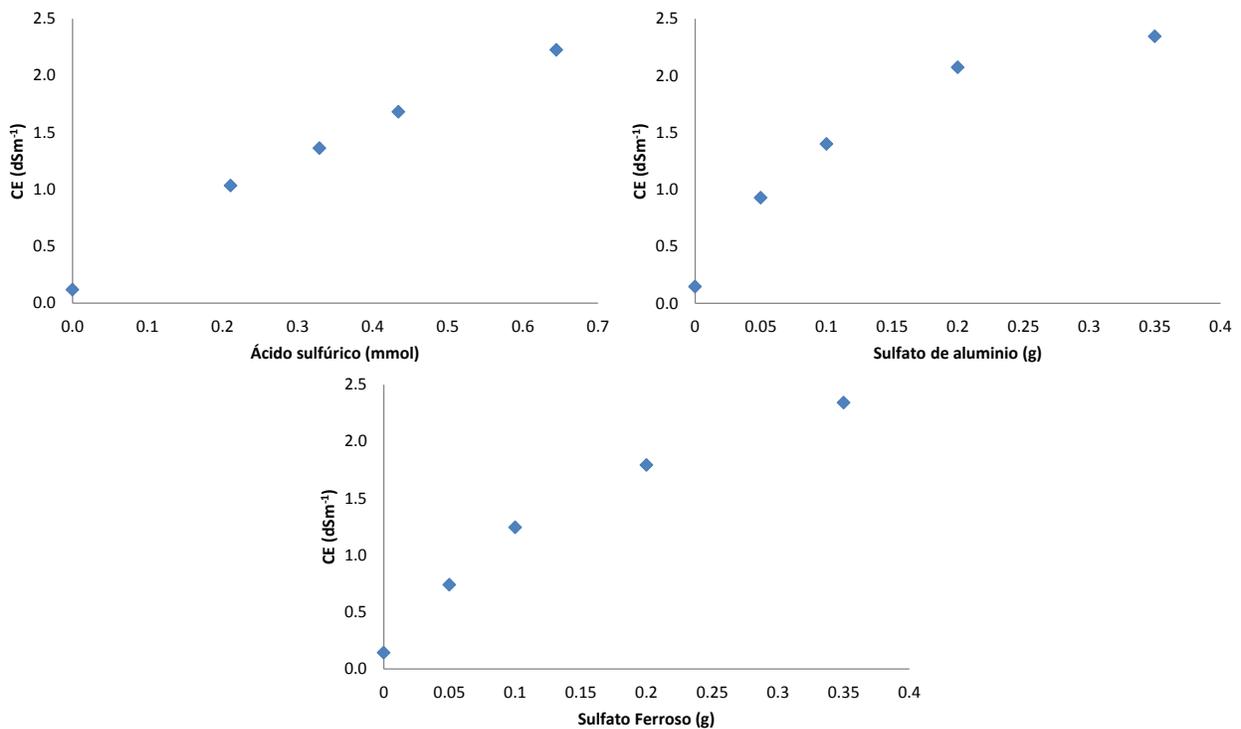


Graficas de salinización con la aplicación de una fuente acidificante

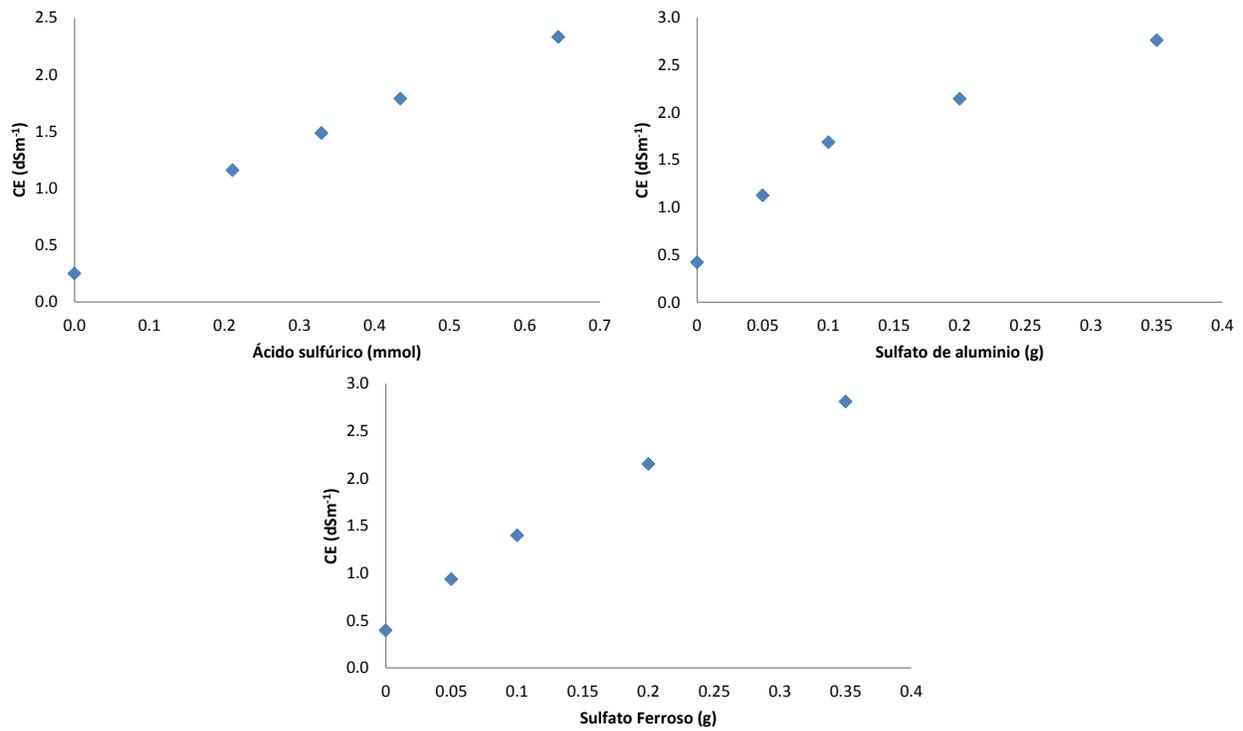
Grafica 1. Suelo 1 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



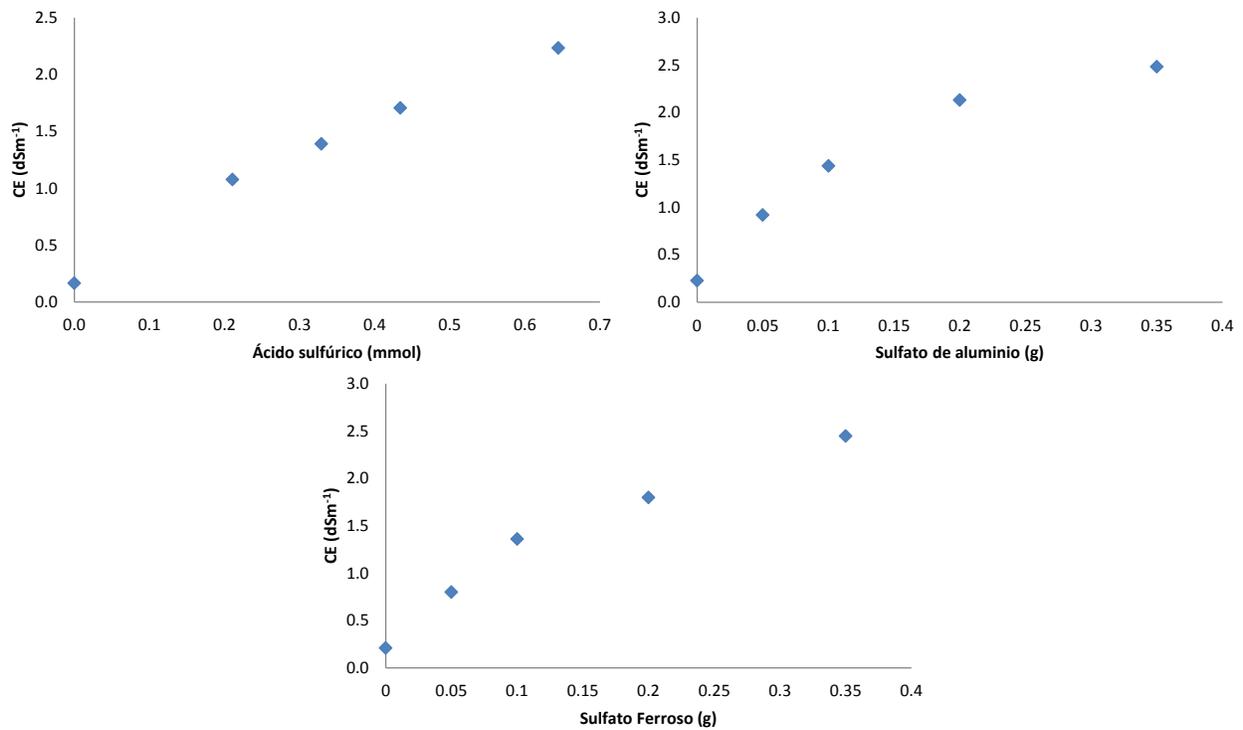
Grafica 2. Suelo 2 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



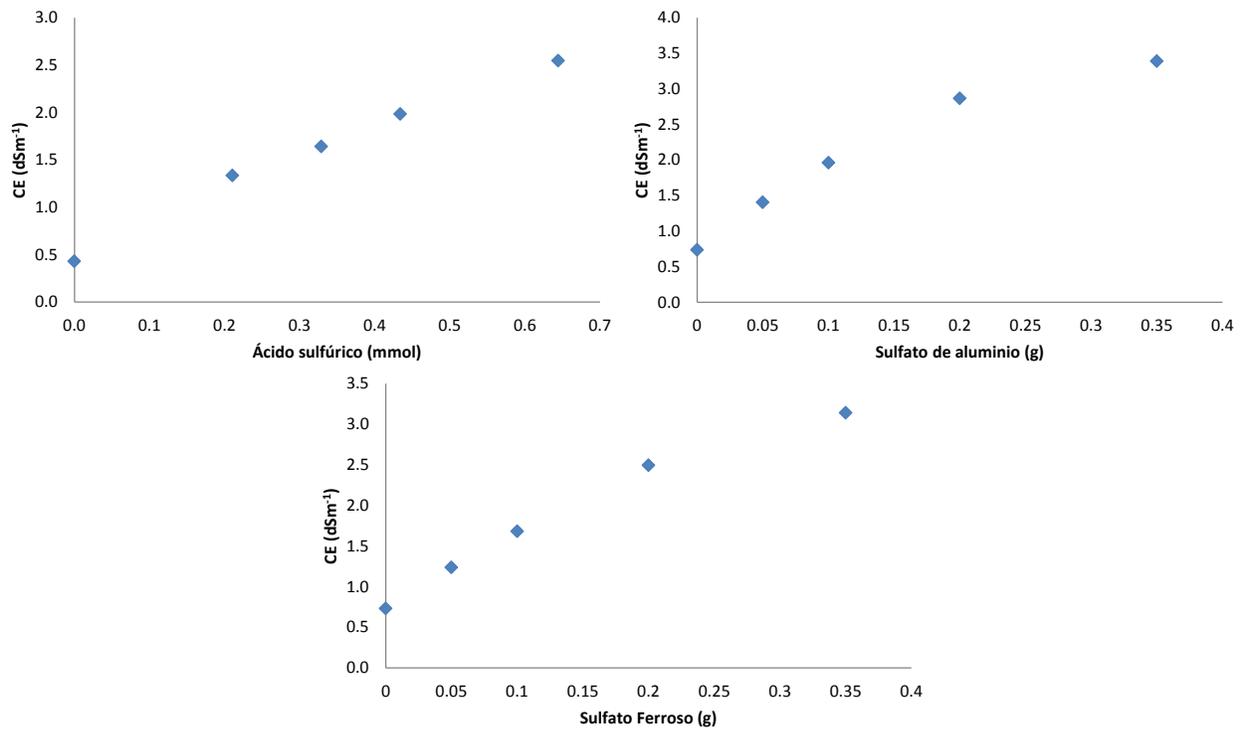
Grafica 3. Suelo 3 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



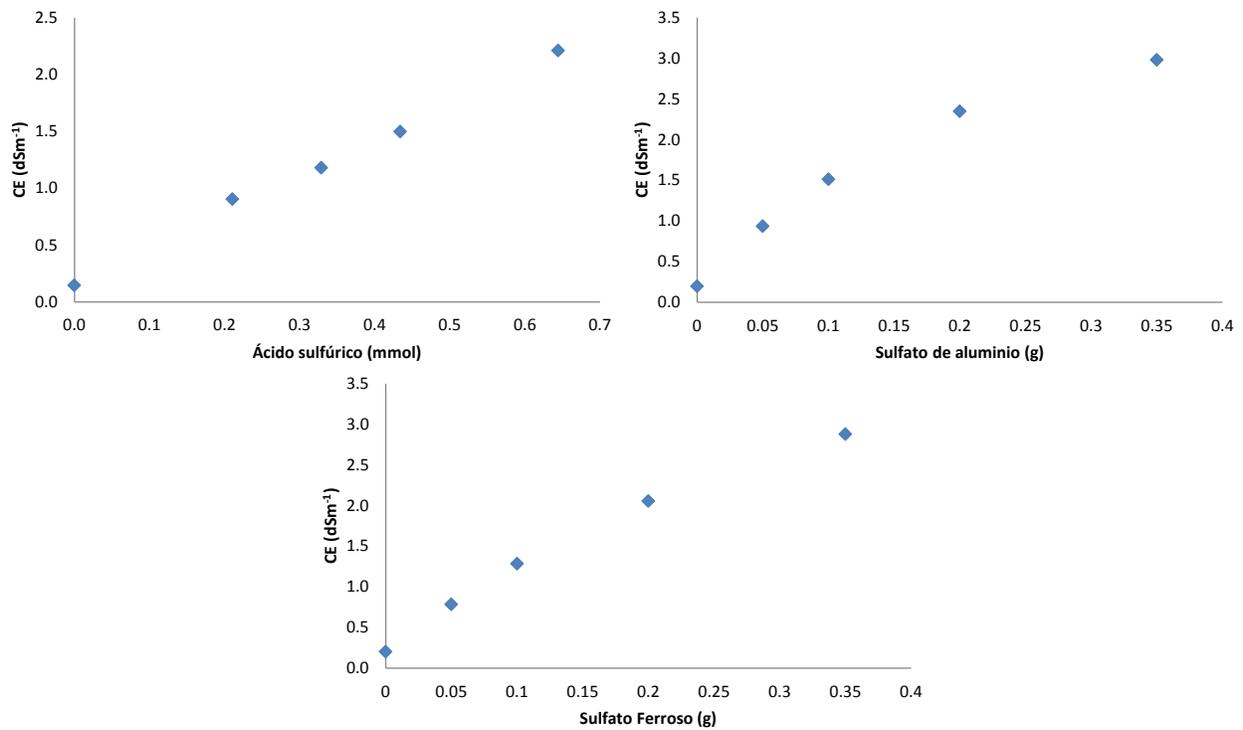
Grafica 4. Suelo 4 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



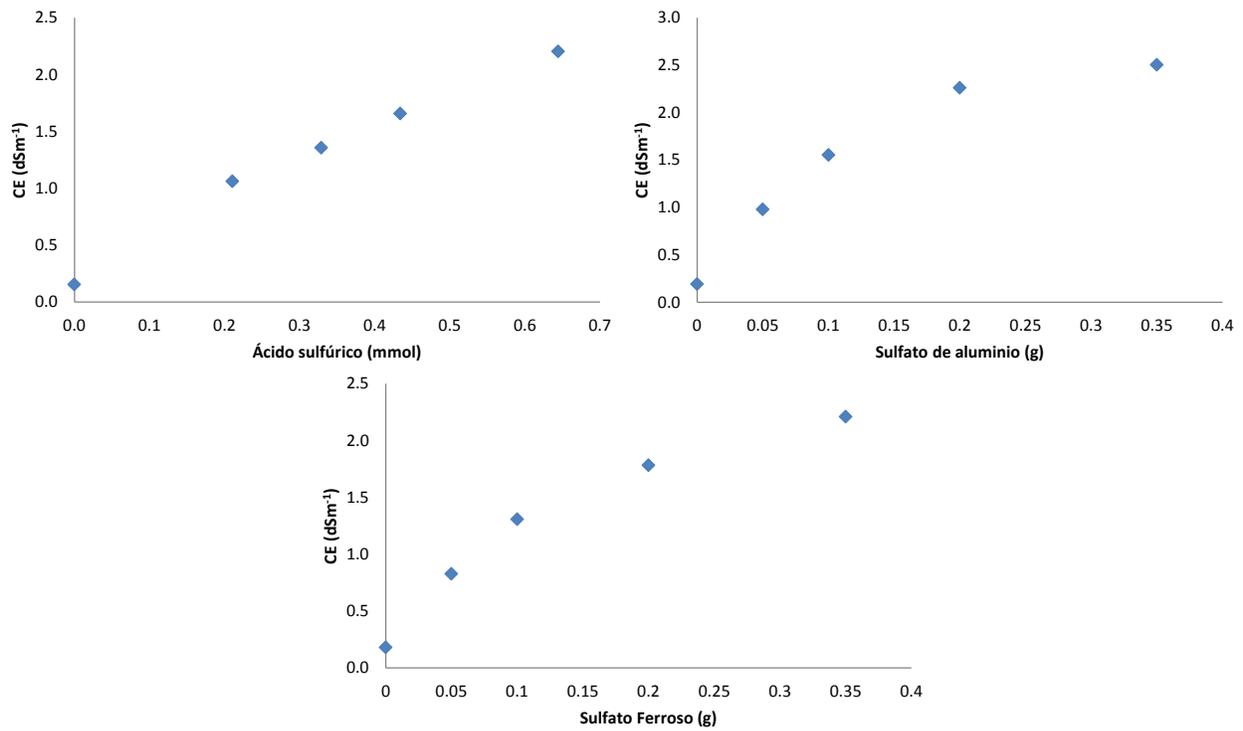
Grafica 5. Suelo 5 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



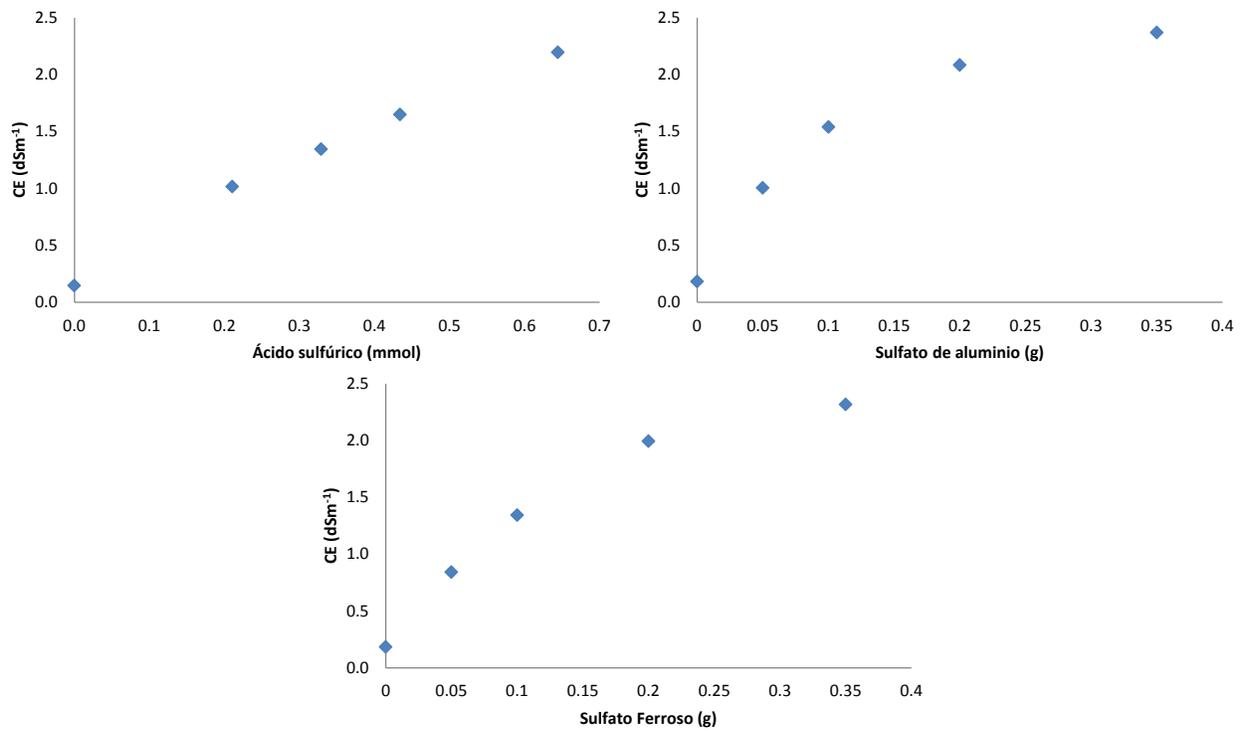
Suelo 6 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



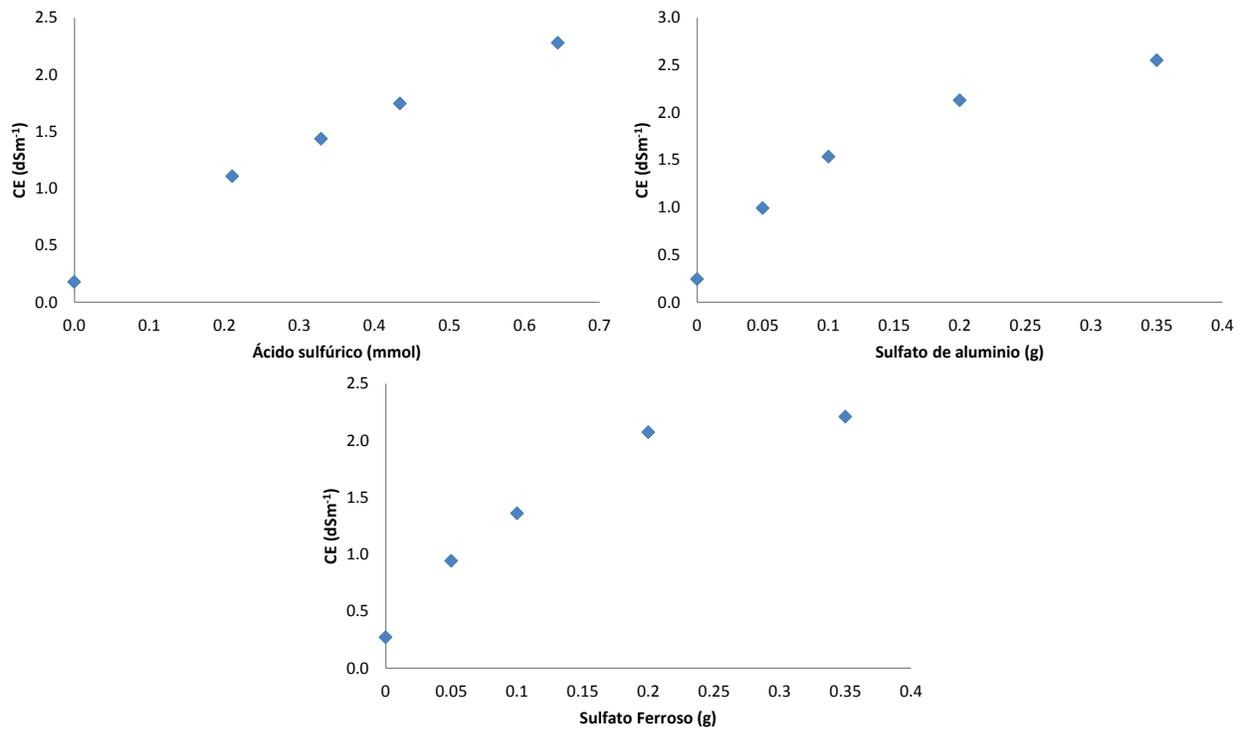
Grafica 7. Suelo 7 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



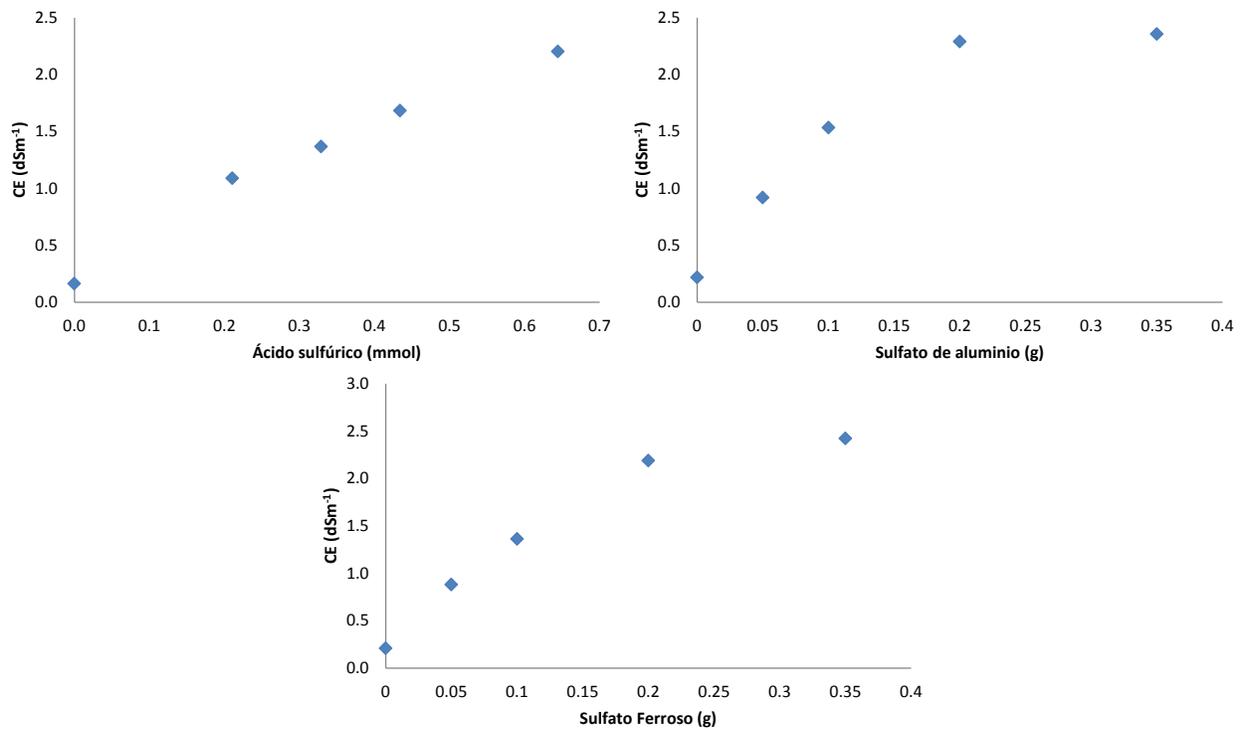
Grafica 8. Suelo 8 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



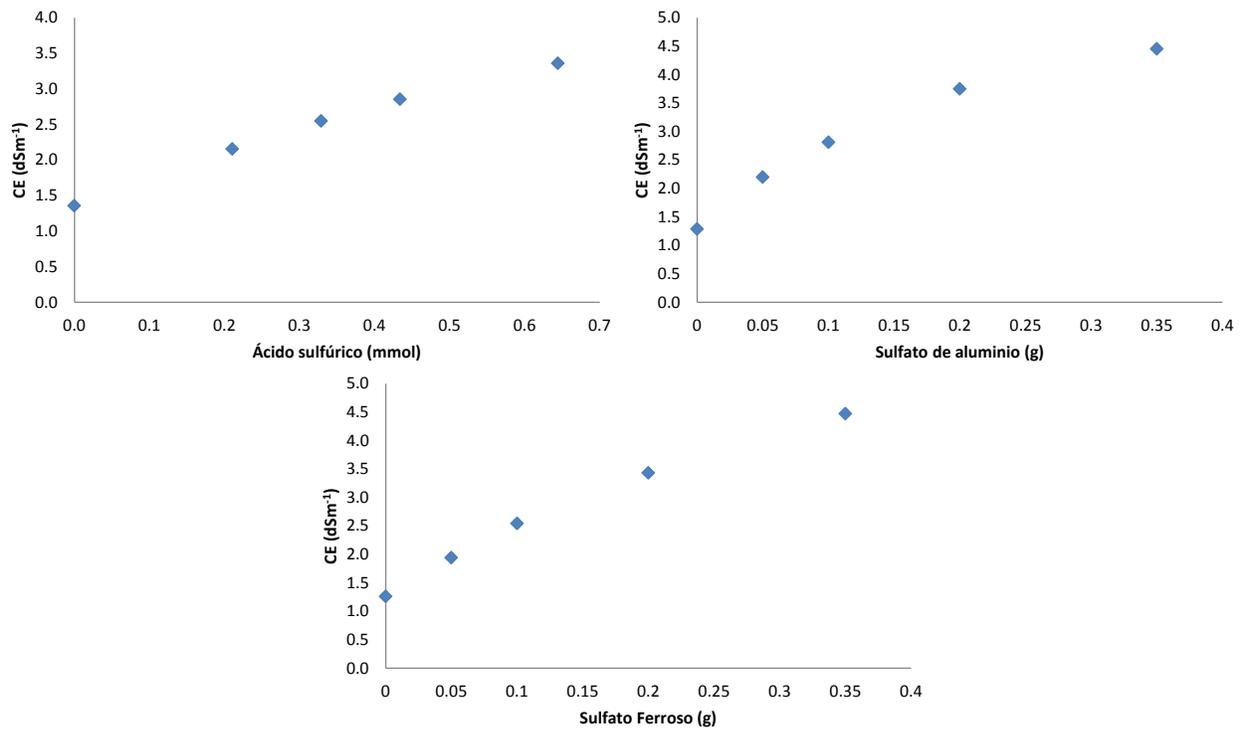
Grafica 9. Suelo 9 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



Grafica 10. Suelo 10 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

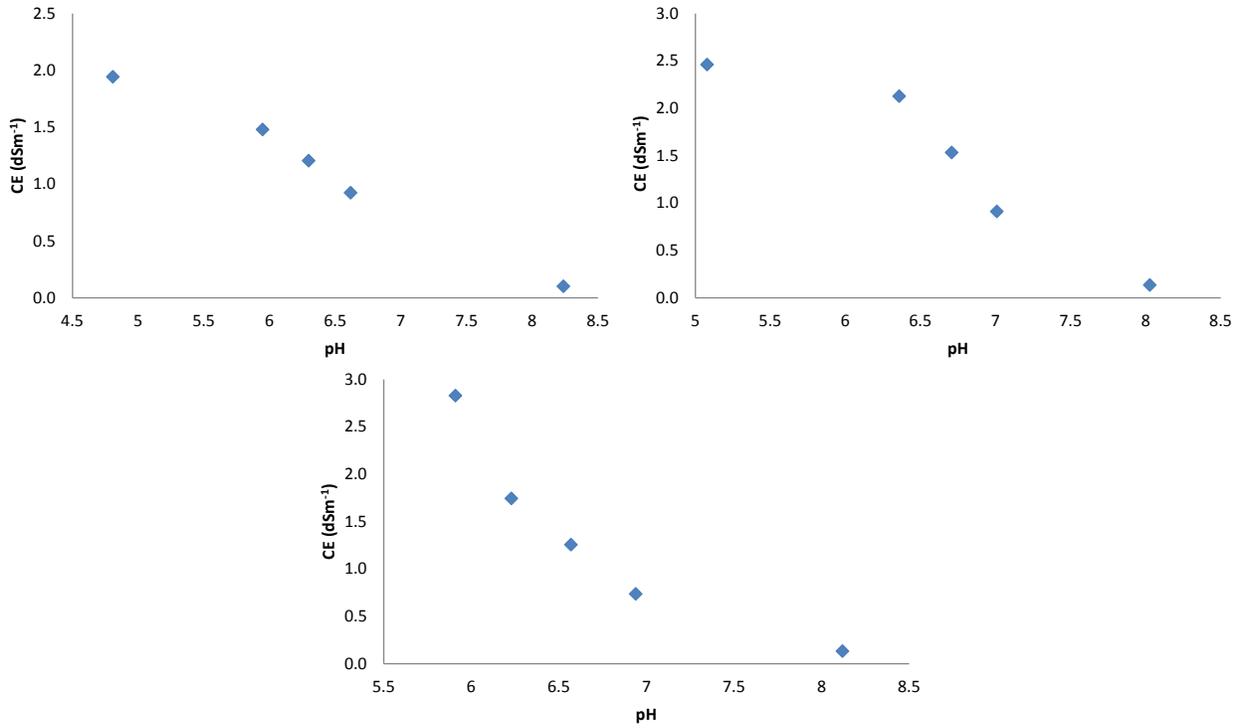


Grafica 11. Suelo 11 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso

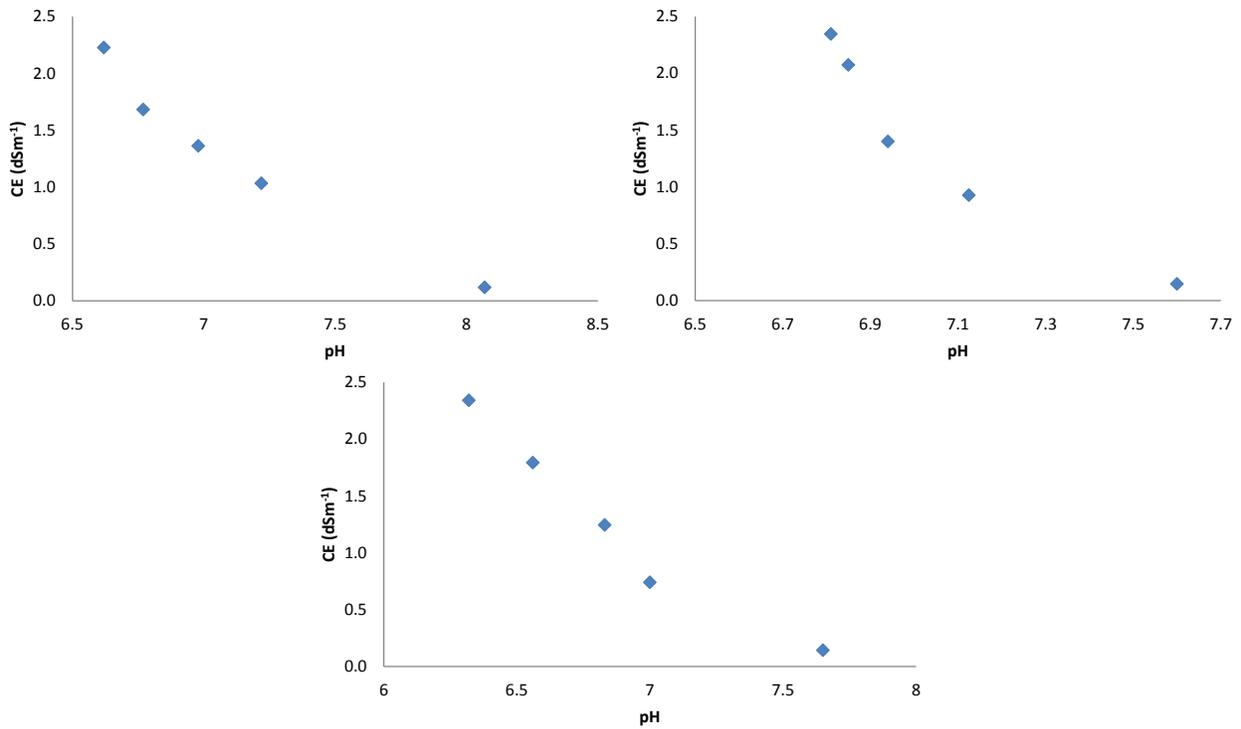


Graficas de salinización como función del pH con la aplicación de una fuente acidificante

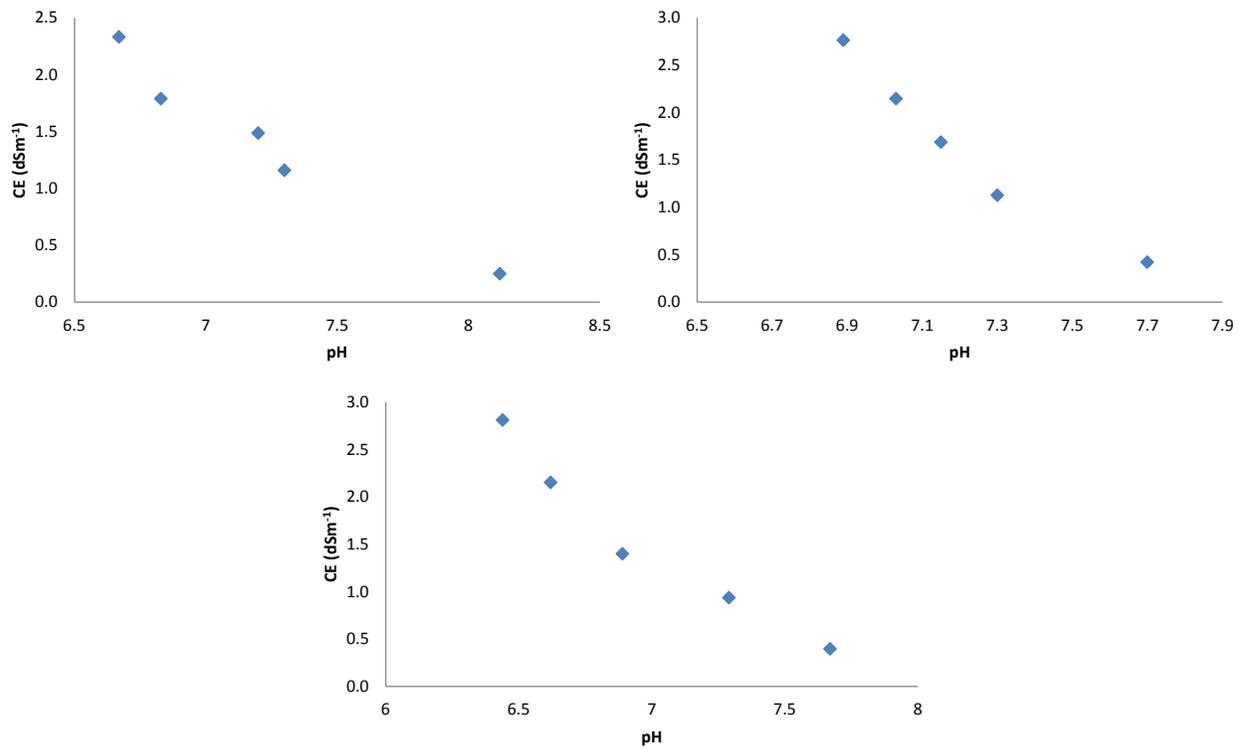
Grafica 1. Suelo 1 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



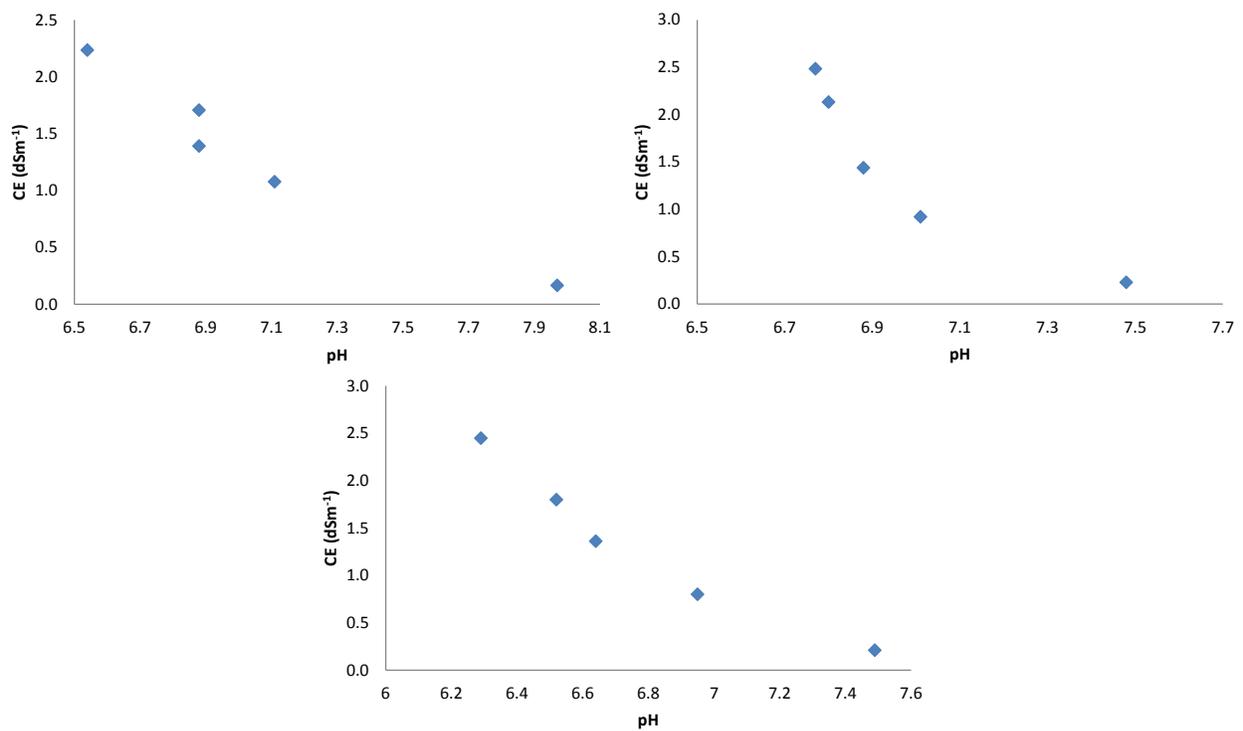
Grafica 2. Suelo 2 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



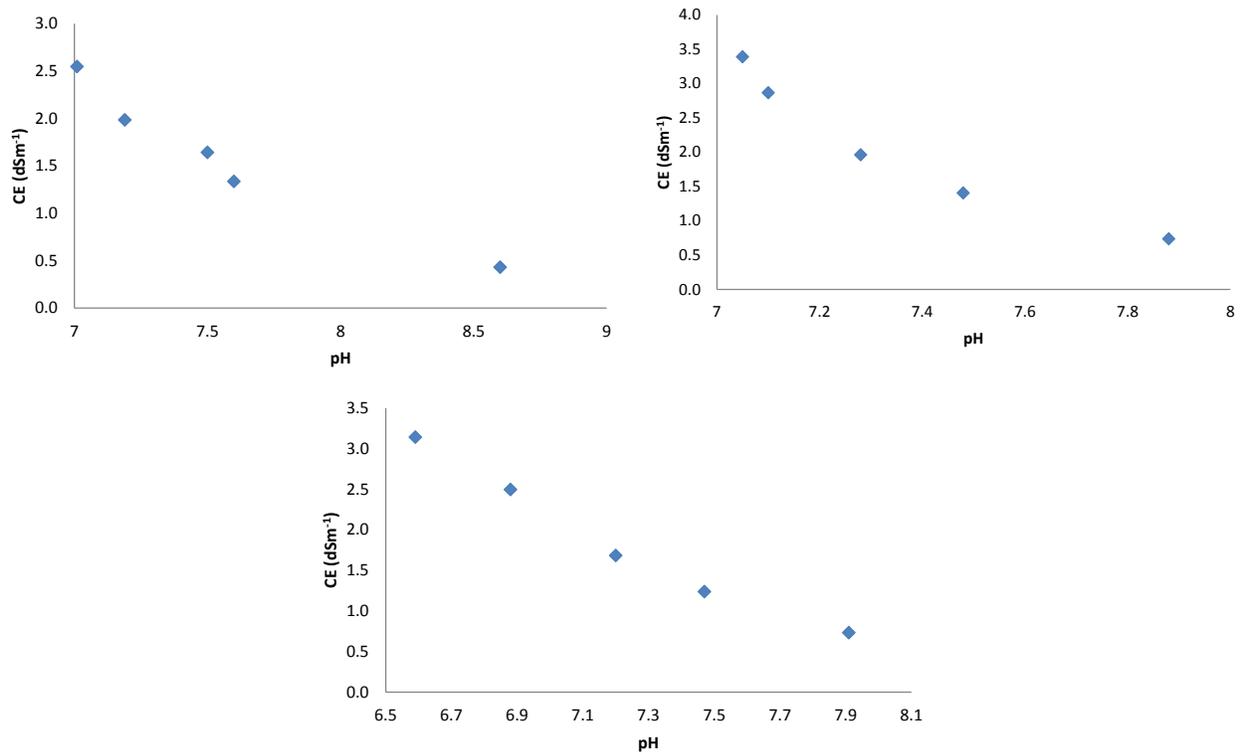
Grafica 3. Suelo 3 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



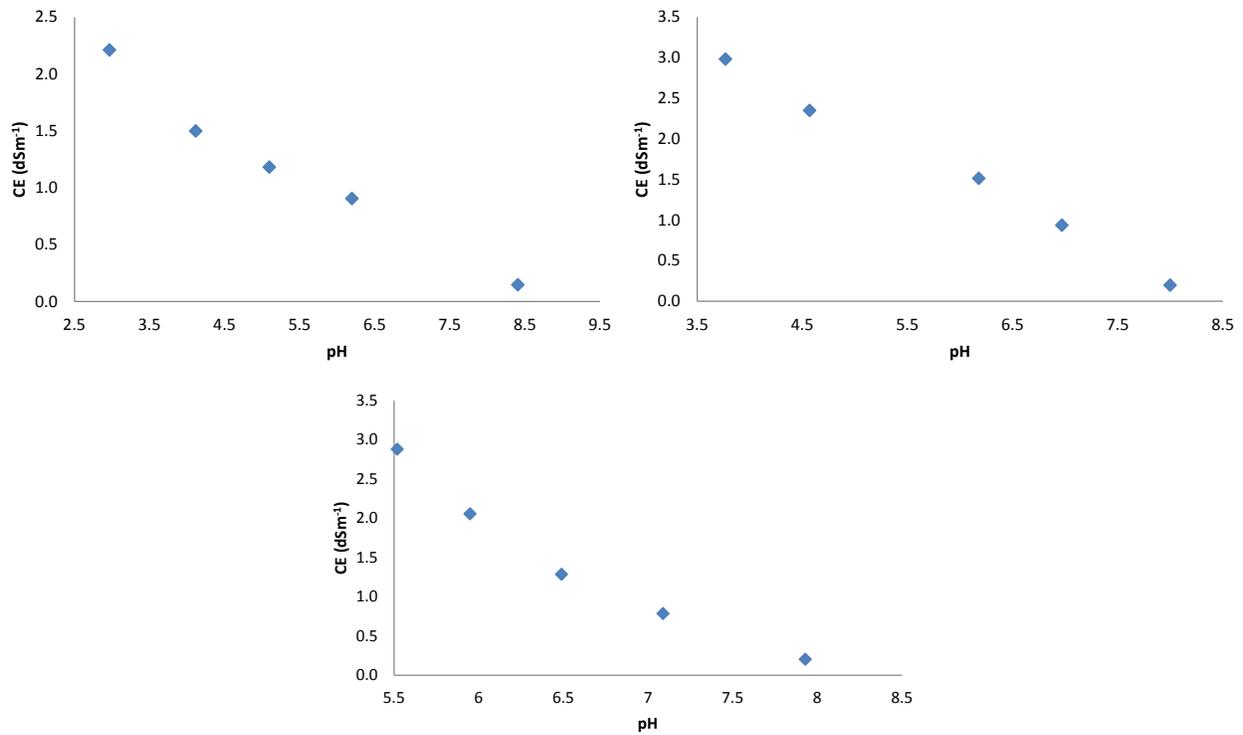
Grafica 4. Suelo 4 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



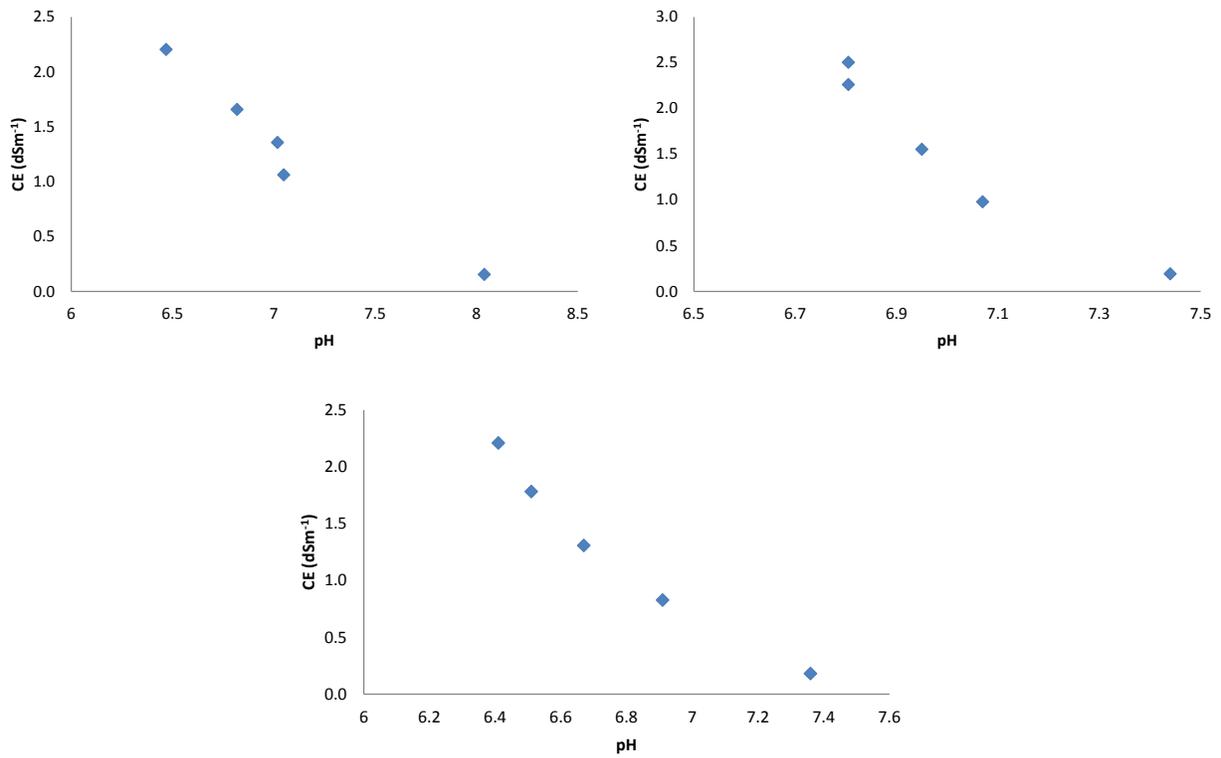
Grafica 5. Suelo 5 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



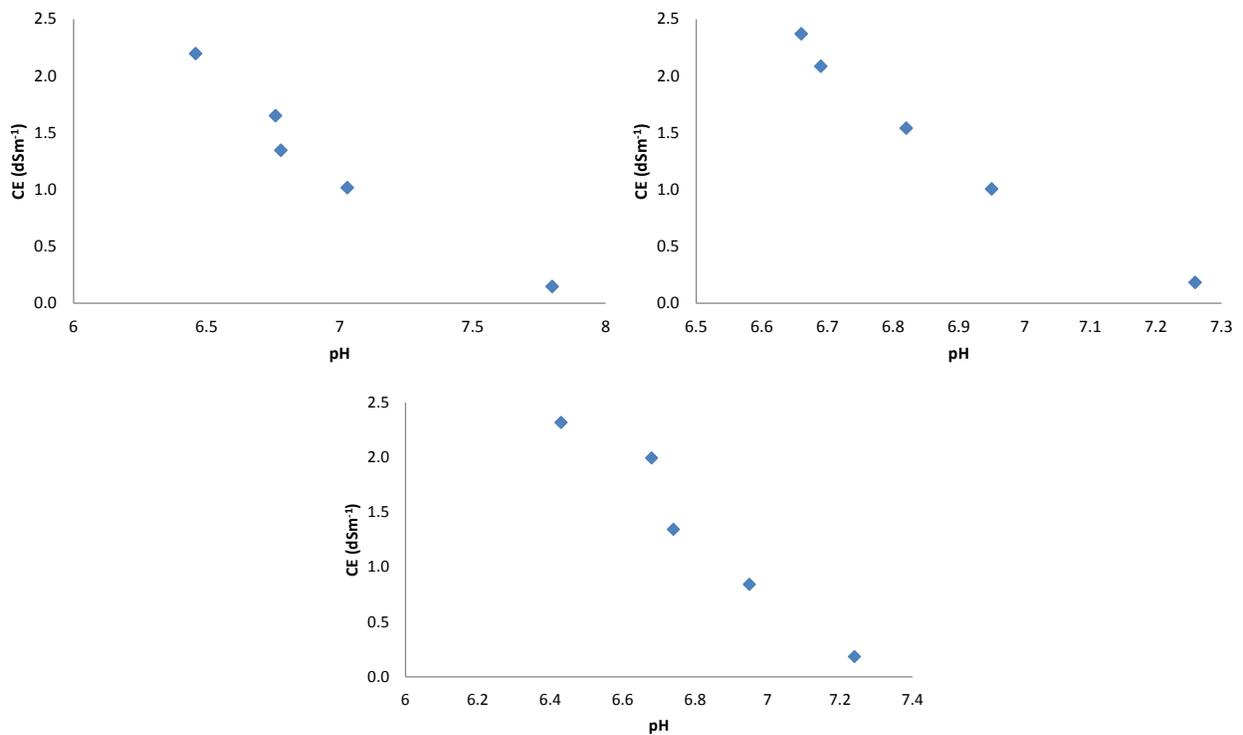
Grafica 6. Suelo 6 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



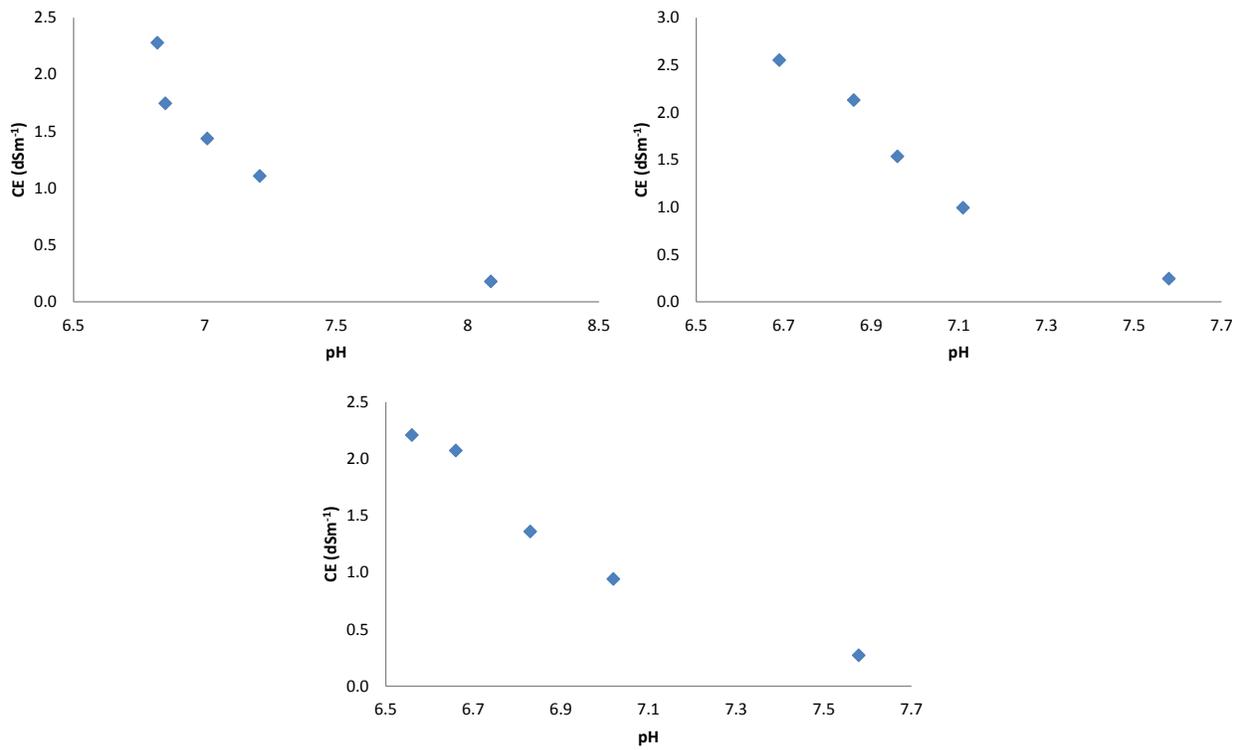
Grafica 7. Suelo 7 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



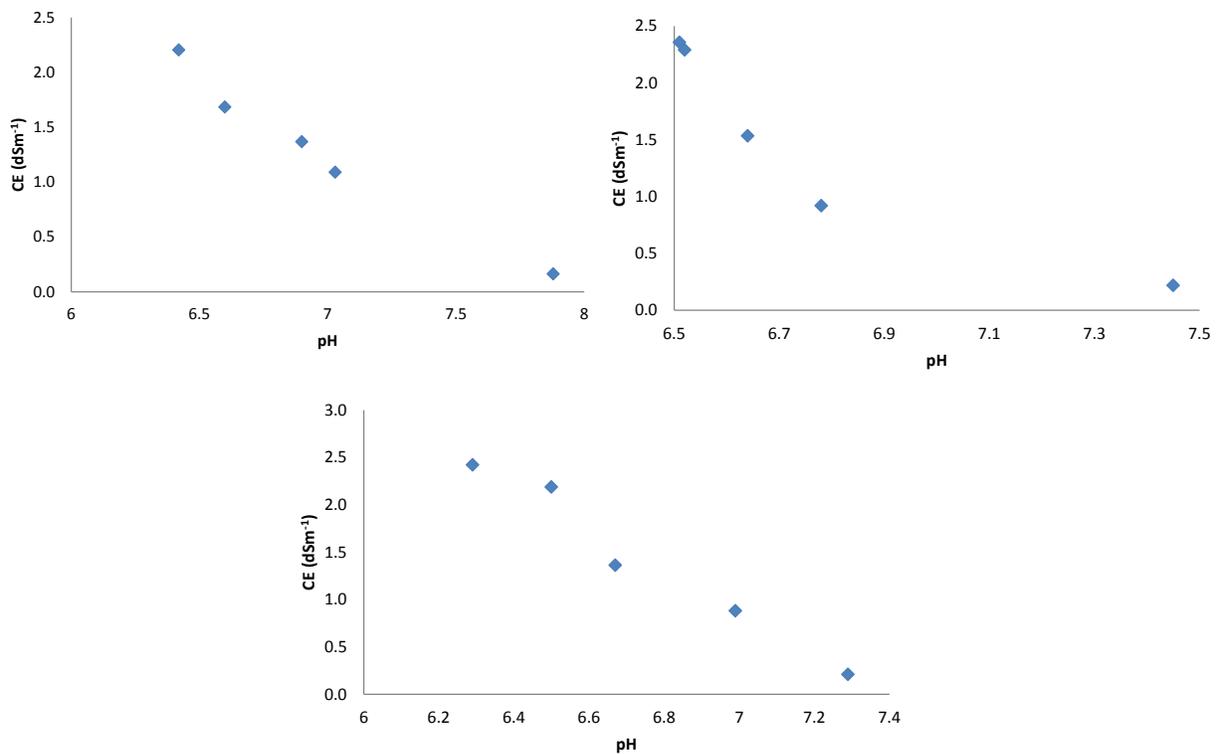
Grafica 8. Suelo 8 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



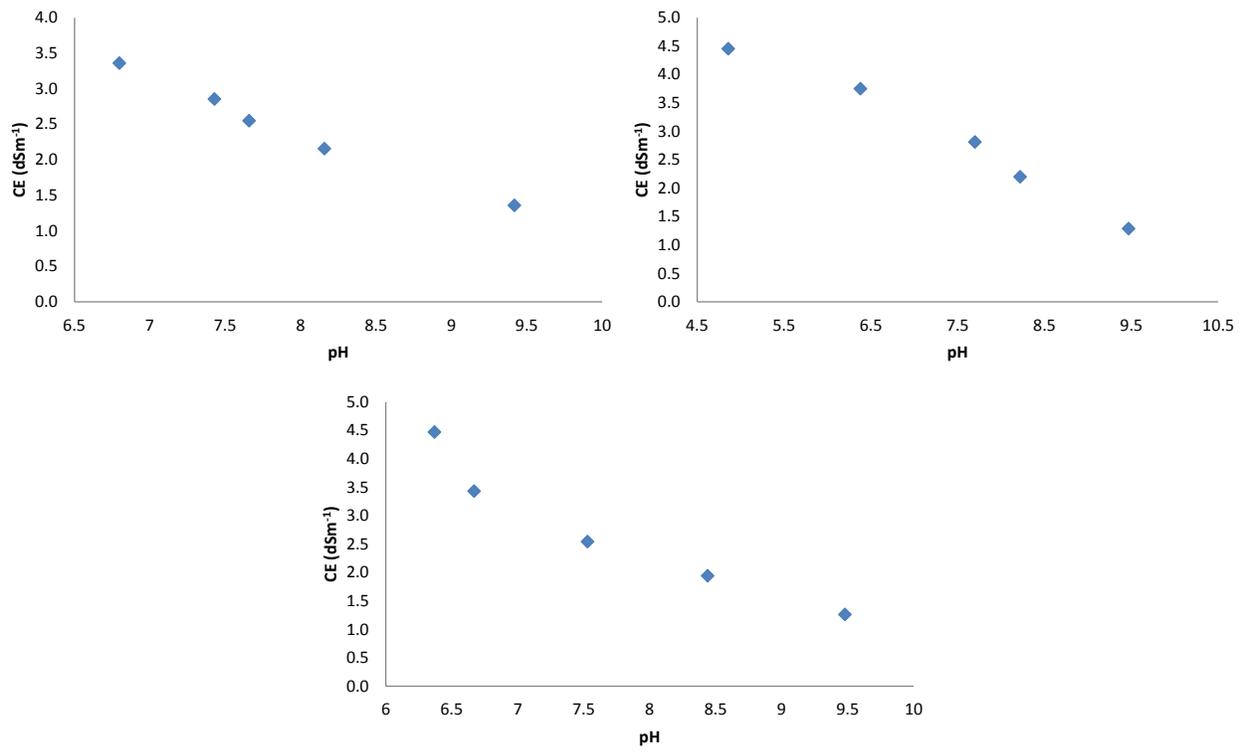
Grafica 9. Suelo 9 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



Grafica 10. Suelo 10 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



Grafica 11. Suelo 11 Ácido sulfúrico, sulfato de aluminio y sulfato ferroso



Cuadro 6. Efecto del ácido sulfúrico sobre el pH y la conductividad eléctrica en 11 suelos

Suelo	pH 10:1		CE μScm^{-1} 10:1	
	Inicial	Final	Inicial	Final
1	8.24	4.81	99.8	1942
2	8.07	6.62	116.7	2226
3	8.12	6.67	248.5	2330
4	7.97	6.54	164.1	2233
5	8.6	7.01	428	2546
6	8.41	2.97	146.2	2211
7	8.04	6.47	153.9	2204
8	7.8	6.46	145.3	2196
9	8.09	6.82	177	2278
10	7.88	6.42	163.2	2204
11 bentonita	9.42	6.8	1357	3360

Cuadro 7. Efecto del sulfato de aluminio sobre el pH y la conductividad eléctrica en 11 suelos

Suelo	pH 2:1		CE μScm^{-1} 5:1	
	Inicial	Final	Inicial	Final
1	8.03	5.08	134.2	2460
2	7.6	6.81	145.4	2345.5
3	7.7	6.89	421	2762
4	7.48	6.77	226.4	2482
5	7.88	7.05	735	3390
6	8	3.77	196.2	2980
7	7.44	6.83	189.9	2325
8	7.26	6.66	181.5	2369
9	7.58	6.69	243	2550
10	7.45	6.51	216.8	2357
11 bentonita 10:1	9.47	4.86	1286	4450

Cuadro 8. Efecto del sulfato ferroso sobre el pH y la conductividad eléctrica en 11 suelos

Suelo	pH 2:1		CE μScm^{-1}	
	Inicial	Final	Inicial	Final
1	8.12	5.91	131.5	2828
2	7.65	6.32	142.8	2342
3	7.67	6.44	394	2810
4	7.49	6.29	208.6	2447
5	7.91	6.59	731	3140
6	7.93	5.52	202.6	2879
7	7.36	6.41	179.2	2208
8	7.24	6.43	184.1	2317
9	7.58	6.56	270.7	2208
10	7.29	6.29	208.2	2422
11 bentonita 10:1	9.48	6.37	1260	4470