

LA REACCION DEL SUELO

El pH es una de las propiedades físico-químicas más importantes de los suelos; de él depende en gran parte la disponibilidad de nutrientes para las plantas ya sea porque determina su solubilidad, como porque controla la clase y tipo de actividad microbiológica y por lo tanto la mineralización de la materia orgánica. También tiene efecto directo sobre la concentración de iones y sustancias tóxicas, la CIC de suelos y raíces, enfermedades de las plantas y otras propiedades importantes.

DETERMINACIÓN DEL pH

a) Métodos colorimétricos: basados en el cambio de color que presentan los indicadores, cuando el pH está por debajo o por encima de su pK; p.e el metil naranja es rojo a un pH menor de 4.6 y amarillo arriba de este valor; la fenolftaleína pasa de incolora a rojo cuando el pH se hace superior a 9. En esta propiedad se fundamentan los métodos usados para la determinación del pH del suelo en el campo.

b) Métodos potenciométricos: la determinación más exacta del pH se hace por medio del potenciómetro, cuyo fundamento se explicó en el capítulo II. El potencial determinado en un potenciómetro viene dado por:

$$E = E_0 - 0.6 \text{ Log } \frac{H_e^+}{H_i^+}$$

Donde : E_0 es el potencial standard del electrodo de vidrio, el cual no es

necesario conocer ya que el aparato se estandariza con una solución patrón; H_e^+ y H_i^+ es la actividad de H^+ en el exterior e interior del electrodo, respectivamente.

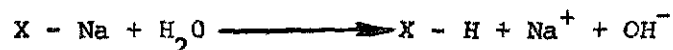
Para efectuar medidas del pH con el potenciómetro se han seguido diversas técnicas. Algunos laboratorios las realizan en pasta de saturación; otros usan una relación suelo: H_2O más amplia como 1:1, 1:2.5, 1:5 y 1:10. También se acostumbra efectuar la medida en una solución salina como KCl 1N en relación suelo: solución 1:1 o 1:2.5 y $CaCl_2$ 0.01M en relación 1:2.

La determinación del pH en H_2O mide la acidez actual (activa) del suelo mientras que con una sal se determina la acidez potencial; (P. Duchaufour, 1970).

Factores que afectan la medida del pH

A) Efecto de dilución: se explicó en el capítulo IV que los iones positivos se encuentran neutralizando las cargas negativas de los coloides del suelo formando lo que se llama la "doble capa difusa", fuera de esta doble capa difusa se encuentra lo que se llama la "solución del suelo". También se vió que, al diluir, la doble capa difusa se expande. Esto origina que se establezca una diferencia de presión osmótica entre las soluciones externa e interna y que iones de la solución externa, entre ellos H^+ , migren hacia el interior de la doble capa. Como el electrodo mide la concentración de H^+ en la solución externa, este fenómeno hace que el pH determinado sea mayor.

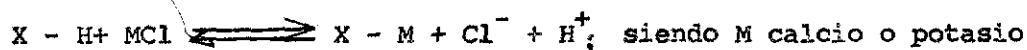
Por otra parte, al diluir, los iones H^+ presentes en la solución estarán disueltos en un mayor volumen de H_2O , con lo cual su concentración disminuye y el pH sube. Además, a mayor dilución disminuye el contacto electrodo doble capa. En suelos alcalinos el aumento del pH con la dilución se debe principalmente a la hidrólisis del sodio:



La medida más correcta del pH de un suelo sería aquella que se hiciera a contenidos de humedad cercanos a capacidad de campo; pero esto es difícil y en la práctica el mínimo contenido de humedad con que se puede trabajar en el laboratorio es aquel de una pasta de saturación, la cual nos da los valores más cercanos a las verdaderas condiciones del terreno.

B) Efecto de las sales: el pH medido en soluciones salinas es generalmente menor que aquel en H_2O . Esta disminución la asocian muchos autores a la acidez potencial de los suelos. El menor valor obtenido al determinar el pH en solución salina se atribuye a dos causas:

a) El catión de la sal ejerce presión sobre la doble capa difusa, contrayéndola y obligando a más iones H^+ a pasar a la solución externa. También ocurren intercambios entre el catión de la sal y el H^+ intercambiable.



Cualquiera de estos fenómenos ocurre en mayor grado si el catión empleado es Ca^{++} que si es K^+ . De manera que el pH medido en $CaCl_2$

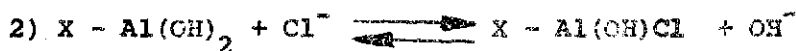
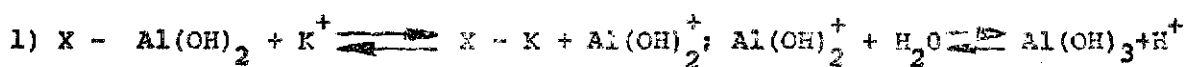
debe ser menor que en KCl si ambas sales se usan a la misma concentración.

b) En suelos alcalinos la sal disminuye la hidrólisis del sodio haciendo tender hacia la izquierda la reacción.



Una excepción al efecto de las sales lo presentan suelos que adsorben grandes cantidades de aniones por intercambio con OH^- . Suelos con altas cantidades de Fe_2O_3 y suelos con gibsita ($Al(OH)_3$) presentan valores más elevados en una solución salina que en H_2O . R. Alvahydo (citado por Pratt, 1966) constató esto y lo explicó en base a los polímeros de hidroxialuminio parcialmente neutralizados adsorbidos en los sitios de intercambio.

Cuando el suelo se trata con una sal son posibles las siguientes reacciones:



De acuerdo con estas reacciones el pH desciende si predomina la primera reacción y aumenta si domina la segunda.

C) Efecto de suspensión: como la determinación de pH se hace en una suspensión de suelo en H_2O , esta debe estar homogénea, en el momento de hacer la lectura, si se quieren tener valores consistentes. En tabla 5.1 reportada por Coleman (1951), se aprecia la variabilidad del pH cuando se determina

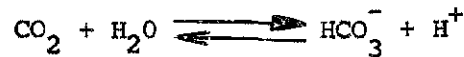
en la suspensión recién agitada, sedimento y líquido sobrenadante, cuando se deja en reposo antes de hacer la lectura.

TABLA 5.1 Efecto de suspensión en los valores de pH

Suelo	Valores del pH		
	Suspensión	Líquido sobrenadante	Sedimento
1	5.8	6.2	4.7
2	6.2	6.6	5.6
3	6.5	6.8	5.8

Este fenómeno se explica por la mayor dilución y el mínimo contacto de los electrodos con las partículas de suelos en el líquido sobrenadante, hechos que determinan un pH más elevado.

D) Concentración de CO_2 : entre valores de pH de 6.0 y 8.3, el pH es una función lineal del logaritmo negativo de la concentración de CO_2 (a mayor CO_2 menor pH). Las siguientes ecuaciones ilustran esta relación:



$$\text{pH} = \text{PK}_1 - 0.5 \sqrt{u} + \log \frac{(\text{HCO}_3^-)}{(\text{CO}_2)}$$

El pH de una suspensión de CaCO_3 es de 8.3 y 6.0 cuando la presión de CO_2 es 3×10^{-4} y 1 atmósfera respectivamente.

E) Reacciones redox: las reacciones redox guardan mucha relación con el pH

del medio, así p.e. cuando un suelo ácido es inundado (se reduce) y el pH alcanza valores cercanos a 7.0. Así mismo, cuando compuestos reducidos se oxidan originan productos ácidos.

Un caso importante de procesos de oxidación es el que presentan los suelos sulfatados ácidos. Estos suelos en condiciones naturales se encuentran reducidos, siendo ricos en pirita (FeS_2). Cuando este suelo se airea ocurren reacciones de oxidación entre las que cabe destacar:



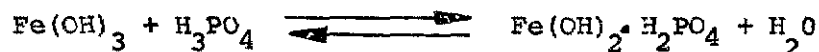
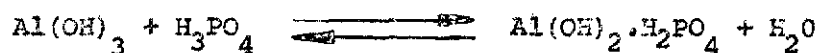
en que se forma el mineral llamado jarosita y ácido sulfúrico libre, haciendo bajar el pH a valores tan bajos como 3 o menos.

Otra reacción común en los suelos, es la oxidación biológica del ión NH_4^+ originando HNO_3 libre.

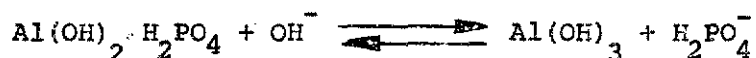
RELACIONES ENTRE EL pH Y OTRAS PROPIEDADES QUÍMICAS

a) Nitrógeno: la disponibilidad del nitrógeno para las plantas depende de la actividad microbiológica. Dicha actividad es mayor a pH cercano a la neutralidad, al menos en lo que respecta a nitrificación y fijación biológica. Por lo tanto, la mayor disponibilidad de nitrógeno estará alrededor de pH 7, donde las bacterias pueden desarrollarse mejor.

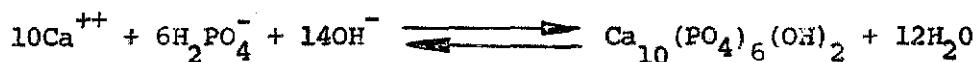
b) Fósforo: 1) a pH ácido la solubilidad del aluminio y hierro es elevada; estos elementos precipitan con el fósforo en forma de compuestos insolubles, no aprovechables para las plantas.



Quando el pH se hace menos ácido, el fósforo aumenta su disponibilidad por liberación a partir de estos compuestos:



2) En pH alcalino también es limitada la disponibilidad del fósforo por la formación de fosfatos de calcio (apatitas) insolubles; la siguiente reac
ción tiene lugar:



Lo anterior pone de manifiesto que la mayor disponibilidad del fósforo estará a pH cercano a 7 (de 6.5 a 7.5), valores en que también ocurre la mayor mineralización de fósforo orgánico llevada a cabo por mi
croorganismos.

c) Calcio, magnesio y potasio: en general, no hay relación directa entre la disponibilidad de estos nutrientes y el pH, pero se pueden hacer las si
guientes consideraciones:

1) Los suelos ácidos han sido muy lixiviados, razón por la cual tienen un bajo % de saturación de bases. Es de esperarse que suelos ácidos altamen
te intemperizados contengan bajas cantidades de estos elementos. Sin em
bargo, en suelos ácidos con arcillas 2:1 y altas cantidades de polímeros de hidróxido de aluminio es posible que la elevación del pH, disminuya -

la disponibilidad de potasio debido a que en condiciones ácidas estos polímeros impiden la penetración del potasio entre las láminas arcillosas y por tanto su fijación; cuando se eleva el pH el aluminio precipita en forma de $Al(OH)_3$ y el potasio puede ser fijado, disminuyendo su disponibilidad, (Pratt, 1966).

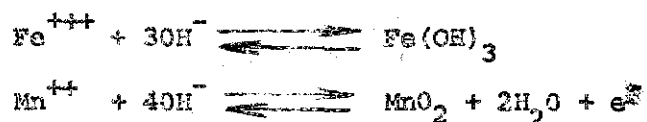
2) A mayor pH mayor CIC, hecho que disminuye la probabilidad de que estos nutrientes sean lavados del perfil.

d) Azufre: la forma asimilable de azufre es la de sulfato (SO_4^{2-}). Los coloides de hierro y aluminio, abundantes en suelos ácidos, adsorben altas cantidades de sulfatos, haciéndolos inaprovechables para las plantas. La elevación del pH del suelo aumenta la disponibilidad del sulfato de acuerdo a la siguiente reacción, donde X representa los coloides inorgánicos:



Por otra parte, la elevación del pH aumenta la liberación de azufre de la materia orgánica por reacciones biológicas, similar a como ocurre con nitrógeno y fósforo, (Corey, 1968).

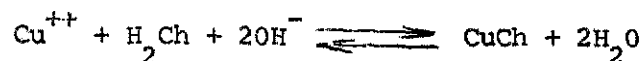
e) Hierro y manganeso: estos elementos son insolubles en pH alto. Su mayor disponibilidad se encuentra en suelos ácidos. Las siguientes reacciones, reportadas por Corey (1968), ilustran este hecho:



f) Cobre y zinc: la solubilidad de estos nutrientes también se ve dismi

nuída por aumentos en pH, debido a que son retenidos por coloides orgánicos e inorgánicos y la fuerza de retención aumenta con el pH.

La siguiente reacción, válida también para Zn^{++} , reportada por Corey (citado por Wutk 1972), ilustra la formación de quelatos orgánicos estables a pH elevado:



Estos quelatos adquieren su mayor estabilidad a pH mayor de 6 y 8 para cobre y zinc respectivamente.

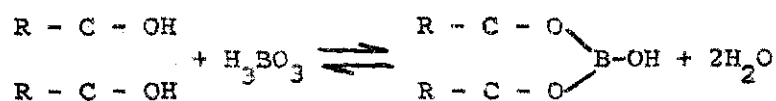
Elgabaly (citado por Mortvedt, 1971) informa que la sustitución de Zn^{++} por Mg^{++} y la adsorción superficial de Zn^{++} en algunos minerales arcillosos aumenta con incrementos de pH.

A medida que aumenta el pH la solubilidad de Zn^{++} disminuye por precipitación de compuestos insolubles, presumiblemente, $Zn(OH)_2$ y $CuZn(OH)_4$; (Clark y Graham, 1968).

Hay evidencias de la retención de cobre como $Cu(OH)^+$ por montmorillonita-H a pH mayor de 5.5, (Bingham, 1964).

g) Boro: las reacciones de boro con los constituyentes del suelo incluyen adsorción de iones borato o moléculas de H_3BO_3 , precipitación de boratos insolubles con alúmina y sílice y entrada de boro en las interláminas de arcilla, (Mortvedt, 1971). Aunque no se han descubierto completamente estos mecanismos, sí se sabe que aumenta con el pH. Corey (1968) enuncia la

posibilidad de que la reacción de ácido bórico con compuestos orgánicos explique el decrecimiento en solubilidad de este elemento arriba de pH 7:



De todas maneras, la disponibilidad del boro decrece con incrementos en el pH. Se exceptúan suelos salinos que han sido regados con aguas altas en boro, donde este elemento alcanza niveles tóxicos.

h) Molibdeno: es el único micronutriente que aumenta su disponibilidad con aumentos del pH. Los óxidos hidratados de hierro y aluminio, abundantes en suelos ácidos, adsorben molibdeno en una forma no disponible para las plantas. Esta reacción es similar a la del fósforo y azufre. El encalado aumenta la disponibilidad de molibdeno porque precipita el hierro y el aluminio.

El molibdeno es retenido como anión intercambiable entre las láminas de minerales primarios y secundarios, (Davis, citado por Mortvedt, 1971). Como la capacidad de intercambio aniónico disminuye con aumentos de pH, la liberación de MoO_4^{--} de esas posiciones se ve favorecida.

i) % Saturación de bases: los suelos ácidos tienen bajas concentraciones de Ca^{++} , Mg^{++} , K^+ y Na^+ y por tanto su porcentaje de saturación de bases es bajo. Cuando estos suelos se encalan el % de saturación de bases aumenta y el pH sube, llegando a un 100% a pH alcalino.

Existe una relación directa entre el pH del suelo y el % de

saturación de bases, pero esta relación varía con el tipo de suelo y los cationes que saturan las posiciones de intercambio; por ejemplo, para una misma saturación de bases el pH será más bajo si el catión predominante es calcio que si es sodio. En la Figura 5.1, reportada por Mehlich, se muestra esta relación para suelos de diferente naturaleza. Puede apreciarse que para un pH determinado, 5 por ejemplo, se necesita un % de saturación de bases de casi 70% en arcillas 2:1 y ácidos húmicos mientras que en caolinita (arcilla 1:1) solo se requiere un 10%.

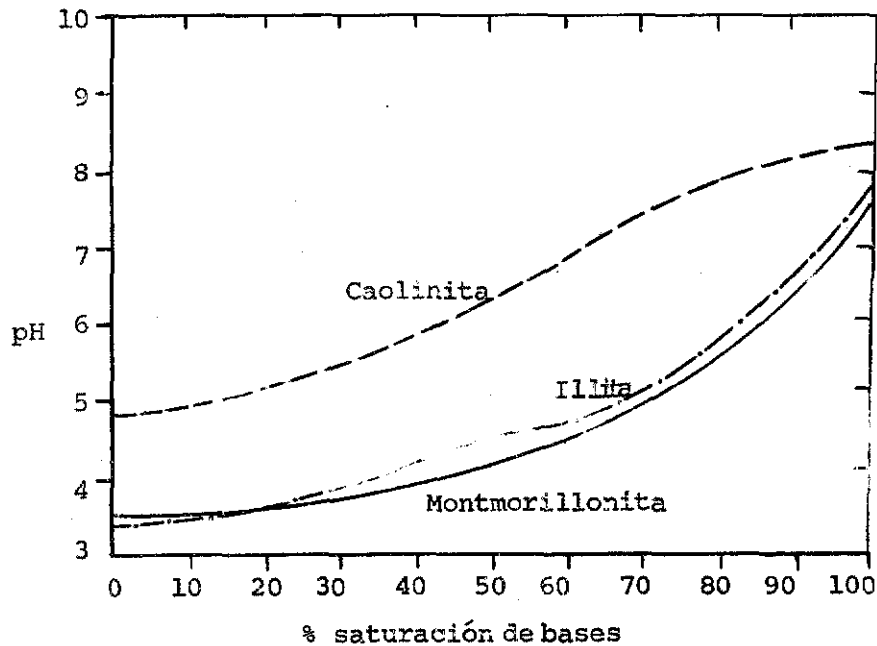


Figura 5.1.- Relación entre el % de saturación de bases y el pH

Se exceptúan de la relación anterior algunos suelos salinos sulfatados, que aunque tienen un % de saturación de bases elevado son ácidos. En este caso la acidez se debe al ácido sulfúrico libre.

j) Capacidad de intercambio catiónico: esta relación fue discutida en el capítulo anterior. Basta recordar que un aumento en el pH da origen a cargas

negativas que quedan libres para el intercambio de cationes (carga dependiente del pH).

k) Concentración de iones tóxicos: el pH por sí solo no tiene efecto directo sobre el desarrollo de las plantas. Pratt (1966) encontró que en los pH comprendidos entre 4 y 8 la concentración de H^+ u OH^- no tiene efectos de presión en el desarrollo de las plantas en soluciones nutritivas, de tal suerte que los efectos del pH, sobre las plantas son indirectos.

En suelos ácidos, pH menor de 5.5, el Al^{+++} y Mn^{++} son muy solubles y alcanzan concentraciones tóxicas. Se ha encontrado que 1 ppm de Al^{+++} soluble afecta a la mayoría de las plantas y que los niveles de toxicidad de Mn^{++} están alrededor de 100 ppm en el suelo y 1.000 ppm en las hojas.

La figura 5.2, reportada por Pratt (1966), relaciona la solubilidad de las diferentes formas de aluminio con el pH. Nótese que a pH 5.5, aproximadamente la solubilidad de Al^{+++} es mínima.

Los efectos perjudiciales del aluminio son:

- 1 - Inhibe la división celular en las raíces
- 2 - Precipita el fósforo en y sobre la raíz
- 3 - Disminuye la disponibilidad del fósforo por formar con los fosfatos, compuestos insolubles como variscita ($Al(OH)_2H_2PO_4$).

Los suelos de pH elevado contienen sales solubles que desarrollan alta presión osmótica causando plasmólisis en las células de las

raíces y muerte de las plantas.

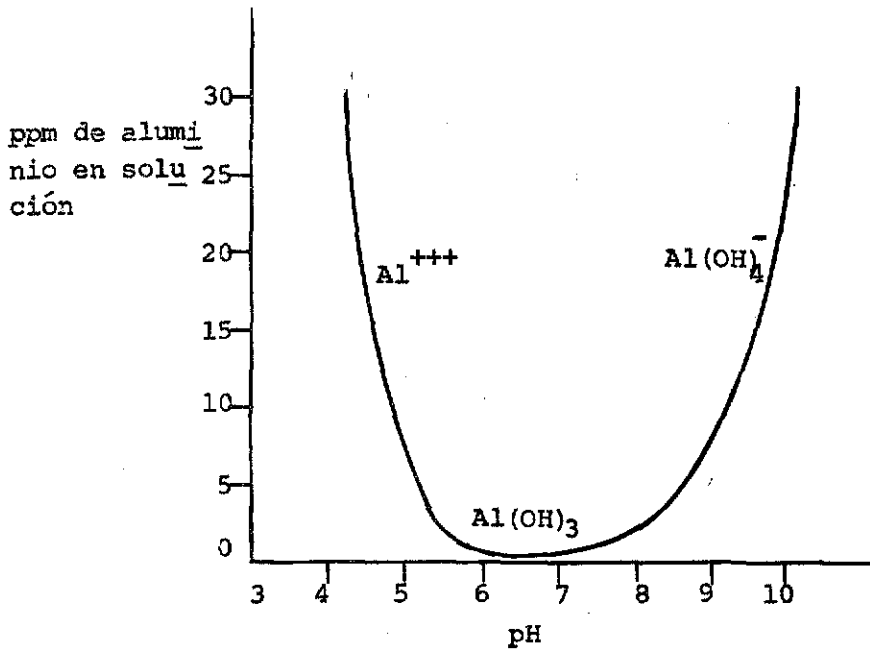


Figura 5.2.- Relación entre pH y solubilidad del aluminio

ACIDEZ DEL SUELO

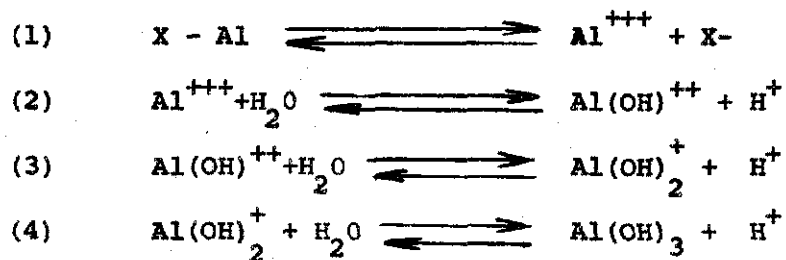
Según lo discutido en los conceptos de pH, un suelo ácido será aquel que tiene una concentración de iones H^+ mayor de 10^{-7} , o lo que es lo mismo, un pH menor de 7. Sin embargo, la acidez del suelo como limitante para el desarrollo de las plantas, por su influencia sobre la disponibilidad de nutrientes y concentración de sustancias tóxicas, solo adquiere importancia cuando el pH es menor de 5.5. Esto ha sido demostrado por muchos investigadores.

Cuando se determina el valor del pH, es la concentración del ión H^+ en solución la que determina la acidez del suelo. Si existe H^+

en solución, este debe estar en equilibrio con H^+ intercambiable, que se encuentra dentro de la doble capa difusa y con hidrógeno no intercambiable de los grupos OH^- de las aristas arcillosas y compuestos orgánicos. Sin embargo, se ha demostrado que los suelos minerales contienen muy poco H^+ intercambiable y que es el aluminio y no el hidrógeno el responsable de la acidez del suelo, (Marshall, Coleman y otros citados por Kamprath 1967). Solamente en suelos ácidos con alto contenido de materia orgánica se encuentra algo de H^+ intercambiable. Coleman (1961), demostró que al guardarse con humedad la montmorillonita y la caolinita saturadas con H^+ , espontáneamente cambian para formar arcillas saturadas con aluminio.



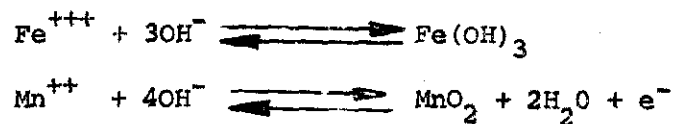
La razón por la cual el aluminio es causa de acidez se ilustra en las reacciones:



La primera reacción indica que el Al^{+++} intercambiable puede pasar a la solución del suelo. Las reacciones 2, 3 y 4 muestran como el Al^{+++} en solución forma primero iones hidroxialuminio y por último $Al(OH)_3$, originando en total $3H^+$ por cada Al^{+++} presente.

Los suelos también contienen pequeñas cantidades de hierro,

manganeso y zinc intercambiables que, aunque en menor grado, son causantes de acidez al aceptar iones OH^- para pasar a compuestos insolubles:



La primera de estas reacciones no reviste mayor importancia porque a los valores de pH de la mayoría de los suelos (mayor de 4) todo el hierro se encuentra precipitado como $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Por último, los suelos contienen altas cantidades de iones hidroxil-aluminio ($\text{Al}(\text{OH})_2^+$) parcialmente neutralizados, retenidos fuertemente por las cargas negativas de las arcillas.

Cuando un suelo se trata con una sal neutra (como KCl o NaCl) el catión de la sal desplaza los iones Al^{+++} y algo de Fe^{+++} , Mn^{++} y Zn^{++} , pero no a los iones $\text{Al}(\text{OH})_2^+$. Esto fue demostrado por Veith y Rich, citados por León (1971). La sal neutra tampoco extrae el hidrógeno de los grupos $-\text{Si}-\text{OH}$ de los minerales, ni el hidrógeno covalente de la materia orgánica.

Tomando como base la discusión anterior se puede hacer una clasificación de la acidez del suelo en los siguientes tipos:

- a) Acidez activa: comprende los iones H^+ en la solución del suelo. Esta es la acidez que se determina al hacer la medida del pH.
- b) Acidez intercambiable: se debe a los iones Al^{+++} y H^+ intercambiables

(desplazables) con una sal neutra (KCl 1N). También incluye pequeñas cantidades de hierro, manganeso y zinc intercambiables.

c) Acidez no intercambiable: se debe a los iones $Al(OH)_2^+$, al hidrógeno unido a la materia orgánica y a grupos $-Si-OH$ de arcillas. Esta acidez solo se disocia cuando se eleva el pH del suelo.

d) Acidez total: es la suma de las anteriores clases de acidez. La acidez total se determina extrayéndola con cloruro de bario-T.E.A. a pH 8.2 o por titulación potenciométrica del suelo con una base en presencia de una sal neutra.

Por diferencia entre la acidez total y la acidez intercambiable se obtiene la acidez no intercambiable.

e) Acidez titulable: es una expresión que se usa para referirse a la acidez total del suelo.

TABLA 5.2 Acidez de algunos suelos de Colombia. (Tomada de León, 1971 y Cortés, 1973).

Suelo	pH	M.O. %	CICef	Acidez m.e./100 g.			Ac.int/Ac.total
				Int.	no inter.	Total	
La Selva	5.2	36.2	8.4	0.8	73.6	81.6	0.10
Chinchiná	5.5	11.2	7.4	0.4	20.6	21.0	0.02
Tibaitaitá	5.2	8.0	14.5	0.5	18.7	19.2	0.03
La Libertad	4.4	4.0	5.3	5.0	8.7	13.7	0.36
Araracuara	4.8	2.2	3.7	3.5	14.9	18.4	0.19

Nótese: 1) la acidez total guarda estrecha relación con el contenido de materia orgánica, pero la mayor parte de la acidez de los suelos orgánicos es acidez no intercambiable; 2) los valores más altos de acidez intercambiable/acidez total lo presentan suelos ricos en arcillas caoliniticas; estos suelos tienen poca acidez total y alta acidez intercambiable.

Los suelos con un pH de 5.5 presentan poca acidez intercambiable; esto se aprecia en la figura 5.3, tomada de Cervantes y otros (1970, quienes estudiaron la relación entre el pH y el aluminio intercambiable - en 833 muestras de suelos de distintas regiones de Colombia.

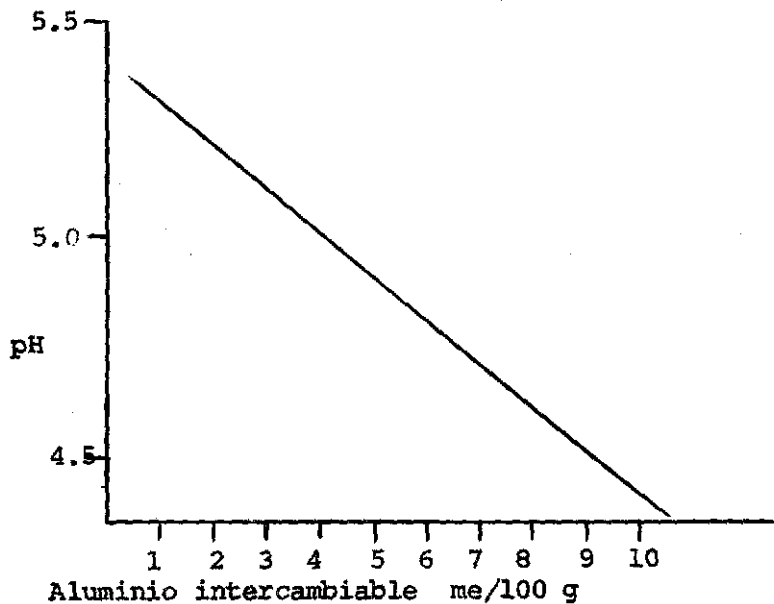
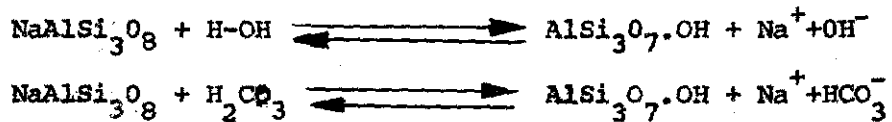


Figura 5.3.- Relación entre aluminio y pH en suelos de Colombia.

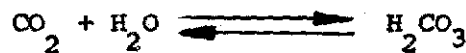
Origen de la acidez

Es bien conocido que los suelos ácidos se encuentran aún en aquellas regiones donde el material parental es una roca básica, no obs

tante que el producto de descomposición de la roca tenga carácter alcalino. Los siguientes ejemplos, en que se dan las reacciones de hidrólisis y carbonatación de la albita, ilustran este hecho:



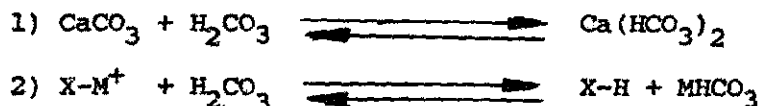
El ácido carbónico involucrado en la segunda reacción tiene origen:

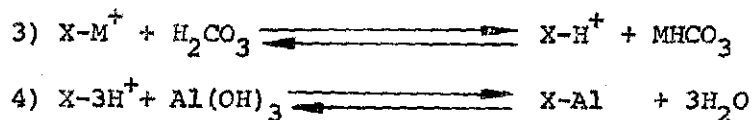


en la que el CO_2 puede provenir del aire o de la descomposición de la materia orgánica por microorganismos.

Si los productos de esta reacción se acumularan en el suelo, este tendría carácter alcalino. Estos productos deben ser eliminados del perfil a una velocidad mayor a la de su formación para que se originen suelos ácidos. Esta eliminación es llevada a cabo por la abundante agua - que lava el perfil en las regiones húmedas. De hecho los suelos ácidos son propios de estas regiones.

Pratt (1966) explica el desarrollo de acidez en un suelo inicialmente calcáreo y lógicamente con una saturación de bases del 100%, con las siguientes reacciones:





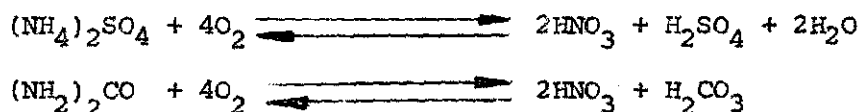
Donde M representa los cationes Ca^{++} , Mg^{++} , Na^+ , K^+ ; X es el complejo de intercambio del suelo, incluyendo cargas permanentes y dependientes de pH. Los bicarbonatos formados son lavados del perfil por acción del agua de lluvia.

La primera reacción tendrá que haber finalizado antes que cualquiera de las otras tenga lugar. Cuando termina la primera reacción comienza la segunda, en la cual los hidrógenos se unen por covalencia a los sitios de carga dependientes del pH, ocurriendo una disminución de la CIC y aumento de la acidez no intercambiable. En la reacción 3 los H^+ se unen por enlaces electrostáticos a los sitios de carga permanente de la CIC, pero estos H^+ no son estables y la reacción 4 tiene lugar.

Corey (1968) enuncia cinco procesos por los cuales un suelo se acidifica:

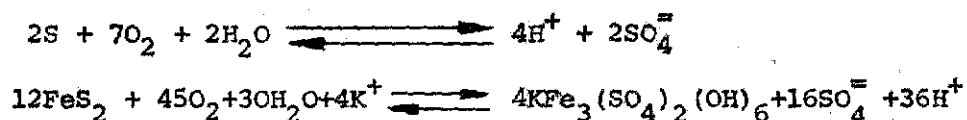
1) Intemperismo de minerales, por acción del ácido carbónico (H_2CO_3) y lavado de los bicarbonatos formados. El pH desarrollado por este proceso está alrededor de 5.5.

2) Oxidaciones biológicas de compuestos nitrogenados, ya sea agregados al suelo como fertilizantes o por descomposición de la materia orgánica:



Este proceso adquiere importancia en regiones donde se han agregado al suelo altas cantidades de fertilizantes.

3) Oxidación biológica de compuestos reducidos de azufre, con producción de ácido sulfúrico libre, que puede hacer descender el pH a valores tan bajos como 2.



Estas reacciones tienen lugar en áreas muy localizadas, especialmente aquellas pantanosas cercanas al mar (manglares), depósitos pizarrosos ricos en piritita o suelos con influencia de aguas sulfurosas (termales). Para que la acidez se presente es necesario que se establezca buen drenaje y condiciones de oxidación. En la segunda reacción se forma el mineral jarosita, típico de suelos ricos en sulfuros que han sido drenados

4) La descomposición de la materia orgánica en condiciones anaeróbicas puede originar ácidos orgánicos que acidifican más que el H_2CO_3 .

5) La extracción continuada de cationes (bases) por las plantas.

Neutralización de la acidez

La práctica agrícola consistente en agregar materiales al suelo con el objeto de neutralizar la acidez se llama en calado. Por lo tanto cal es todo material que se agrega al suelo con este propósito. De acuerdo con esta definición, cualquier material capaz de aceptar protones (iones

H^+) se puede considerar como una cal agrícola.

Todos los óxidos, hidróxidos, carbonatos, bicarbonatos y otras sales de metales alcalinos y alcalinotérreos cumplen con este propósito y podrían usarse como materiales de encalado. Sin embargo, se prefieren usar óxidos, hidróxidos y carbonatos de calcio y magnesio porque:

- a) De los nutrientes metálicos, son los que en mayores cantidades requieren las plantas.
- b) Son abundantes en la naturaleza
- c) Son fáciles de manejar y aplicar

Entre las sales de calcio y magnesio se utilizan los carbonatos porque su hidrólisis origina un ácido débil (carbónico), inestable, que se descompone en CO_2 y H_2O . Sales como $CaCl_2$ o $Ca(NO_3)_2$ no sirven como materiales de encalado porque por hidrólisis originan ácidos fuertes que acidifican el suelo.



El Instituto Colombiano de Normas Técnicas (ICONTEC), da las siguientes clases y definiciones para materiales de encalado:

Cal viva para enmienda: es el producto proveniente de la calcinación de la caliza, con un contenido mínimo de 70.0% de óxido de calcio (CaO).

Cal apagada para enmienda: es un producto formado principalmente por hidró

xido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$), con un contenido mínimo de 52.0% de este compuesto.

Caliza para enmienda: producto natural formado principalmente por carbonato de calcio (CaCO_3), con un contenido mínimo de 70.0% del mismo.

Dolomita para enmienda: producto formado por una mezcla natural de carbonato de calcio y de magnesio, con un contenido mínimo de 40.0% y 8% respectivamente.

Otro producto, muy utilizado en Colombia como material de encalado, es el Calfos o Escorias Thomas, que es un subproducto de la industria del acero de Paz del Río. El Calfos tiene aproximadamente un 40% de CaO y se usa además como fertilizante fosfórico (15% P_2O_5) en suelos ácidos; contiene además pequeñas cantidades de magnesio y microelementos.

En algunas partes del mundo se utilizan como materiales de encalado otros productos y materiales como margas, residuos de manufacturas de papel, residuos de ingenios azucareros, cenizas de madera, etc.

Garantía de cales: existen varias formas por medio de las cuales las casas comerciales garantizan estos productos, tales como contenido de carbonatos, porcentaje de óxidos, valor de neutralización y grado de molido; siendo estas dos últimas las formas de garantía más importantes.

a) Valor de neutralización o poder neutralizante: se refiere al poder que tiene una cal para neutralizar la acidez cuando se le compara con CaCO_3 del 100% de pureza. Es la cantidad de CaCO_3 , que neutraliza tanta acidez

como 100 unidades de la cal en cuestión; o lo que es lo mismo, es la expresión de un material calizo en términos de CaCO_3 . Ejemplo: si una cal X tiene un valor de neutralización de 120% quiere decir que 100 unidades de dicha cal neutralizan tanta acidez como 120 de CaCO_3 .

Problemas:

1) Hallar el valor de neutralización de CaO

Peso mol de CaO = 56 g

Peso mol de CaCO_3 = 100 g

Como 56 g de CaO son químicamente equivalentes a 100 g de CaCO_3 , ya que ambas cifras contienen 2 equivalentes, se puede plantear la siguiente regla de tres:

$$\begin{array}{ccc} 56 \text{ CaO} & \longrightarrow & 100 \text{ CaCO}_3 \\ 100 & \longrightarrow & X \\ X = \frac{100 \times 100}{56} = 178\% \end{array}$$

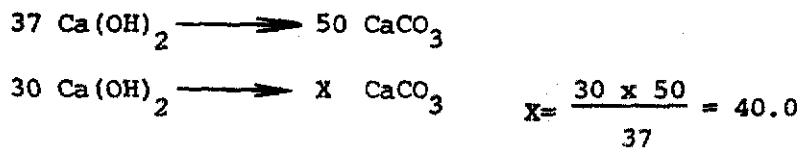
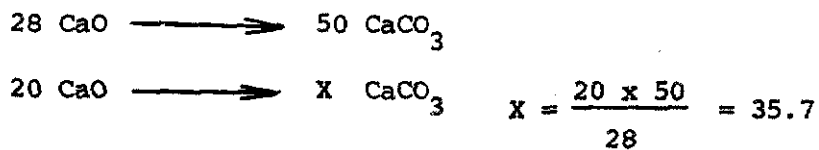
Respuesta: el valor de neutralización del CaO es 178%. Equivale a decir que 100 unidades de CaO neutralizan tanta acidez como 178 de CaCO_3 .

2) Hallar el valor de neutralización de un material calizo que contiene: 20% CaO, 30% de Ca(OH)_2 , 40% CaCO_3 y 10% de impurezas.

Para resolver este problema basta expresar cada uno de los productos como CaCO_3 y sumar. Los pesos moleculares y equivalentes son:

<u>Material</u>	<u>P. mol</u>	<u>Peso equivalente</u>
CaO	56	28
Ca(OH) ₂	74	37
CaCO ₃	100	50

Ahora se resuelven las siguientes proporciones:



Suma 75.7

Más %CaCO₃ de la cal 40.0

Valor neutralización 115.7%

Respuesta: 115.7% significa que 100 unidades de la cal en cuestión neutralizan tanta acidez como 115.7% de CaCO₃.

b) Grado de molido o garantía de finura: la velocidad de neutralización de la acidez depende no solo de la clase de material de encalado. En general los materiales utilizados son insolubles, por lo cual el grado de molido se constituye en factor determinante para la velocidad de reacción. El molido aumenta la superficie específica y por tanto el área de contacto de la cal con el suelo.

En la figura 5.4 (tomada de Tisdale y Werner, 1968) se ob

serva claramente el efecto del grado de molido de la cal en la neutralización de la acidez.

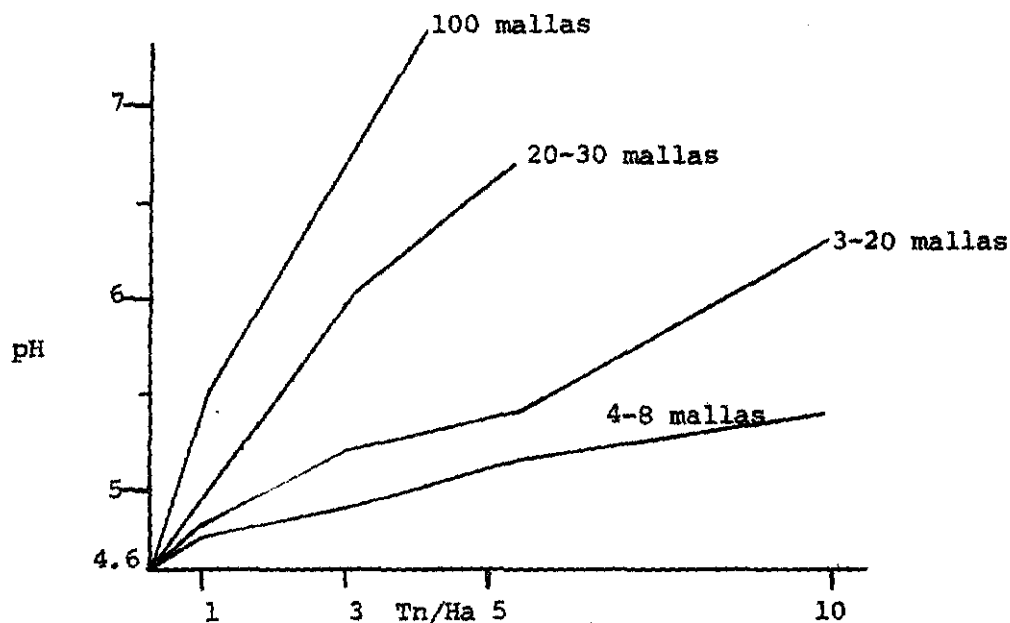


Figura 5.4.- Efecto del tamaño de las partículas de cal en la neutralización de la acidez.

Obsérvese que para obtener un pH de 5.5 se requirió solamente una Tn/Ha de cal con finura igual a la malla 100, mientras que para las mallas 4-8 se requieren algo más de 10 Tn/Ha para el mismo pH.

El número de mallas hace referencia al número de hilos/pulgada que tiene el tamiz; a mayor número de mallas, más fino es el tamiz. En la siguiente tabla se dan las mallas y la abertura de algunos tamices:

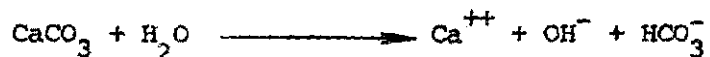
<u>No. malla</u>	<u>Abertura en mm</u>
5	4.00
10	2.00

<u>No. malla</u>	<u>Abertura en mm</u>
60	0.25
100	0.15
270	0.05

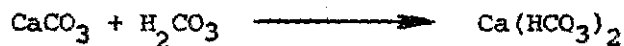
El ICONTEC exige que una caliza para enmienda sea aquella que por lo menos un 50% pasa un tamiz de 100 mallas y el 100% por uno de 10 mallas. Es decir: toda es más fina que 2 mm y por lo menos el 50% más fina que 0.15 mm.

Reacciones de la cal en el suelo

Las reacciones de la cal en el suelo no son bien conocidas. Los autores tratan el problema de manera diferente. Muchos de ellos informan sobre reacciones como:

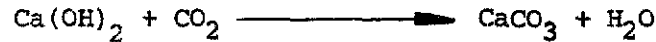


que a la luz de la Química no parece posible por cuanto el CaCO_3 es extremadamente insoluble en agua (13 mg/litro), pero sí es bastante soluble en agua acidulada con ácido carbónico (H_2CO_3), el cual es abundante en el suelo, formando bicarbonato soluble:

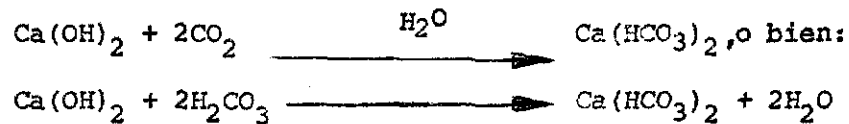


Es seguro que el bicarbonato es el primer compuesto que se forma cuando se agrega cal (cualquiera que esta sea) al suelo. El hidróxido de calcio por ejemplo, también insoluble, no puede dissociarse en iones

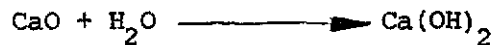
Ca^{++} y OH^- , pero toma fácilmente CO_2 atmosférico para dar:



reacción que se realiza espontáneamente en procesos de fraguado, donde el agua es eliminada por aireación, lo cual, no es lo que sucede en el suelo, ya que en éste la reacción continúa, agregando más agua y CO_2 , hasta la formación del bicarbonato:



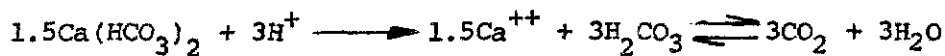
El óxido formará primero el hidróxido y por último el bicarbonato:



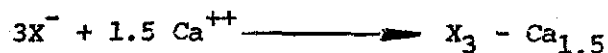
Por otra parte, el aluminio intercambiable pasa a la solución del suelo, para allí hidrolizarse y poner en libertad iones H^+ :



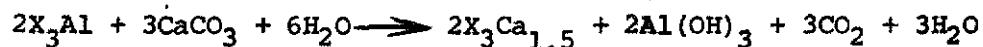
El bicarbonato, en presencia de H^+ , forma ácido carbónico que se descompone en CO_2 y H_2O :



y el Ca^{++} en solución pasa a Ca^{++} intercambiable a ocupar los sitios dejados por el Al^{+++} :



Sintetizando, se puede escribir la siguiente ecuación general para la neutralización de la acidez del suelo:



Métodos para diagnosticar requerimientos de cal

Se ha trabajado mucho en procura de encontrar métodos que predigan satisfactoriamente las necesidades de cal de los suelos. Sin embargo, aún no se conoce un método completamente satisfactorio. Una cosa importante sí se ha establecido y es que: "el objetivo de aplicar cal no es elevar el pH (criterio antiguo) sino neutralizar el aluminio intercambiable (acidez intercambiable)".

Por esto, el método que más se usa actualmente es recomendar cal con base en el conocimiento del aluminio intercambiable. Teóricamente un m.e. de $Al^{+++}/100$ g del suelo se neutraliza con 1 Tn/Ha de $CaCO_3$ 100% puro (suponiendo un peso para la capa arable de 2 millones de kilogramos). Sin embargo, se usa un factor de encalado que generalmente es de 1.5 para suelos minerales, y 2-3 para suelos orgánicos, con el fin de mejorar la eficiencia en la neutralización de la acidez.

La baja eficiencia de la cal en el terreno se debe, entre otras causas a: 1) impurezas del material; 2) partículas muy gruesas que pueden tardar años en reaccionar con el suelo; 3) pérdidas en la aplicación; 4) aplicación muy profunda; 5) el peso de la capa arable (20 cm) de una hectárea puede ser mayor de 2 millones de kilogramos.

Los métodos para diagnosticar requerimientos de cal (R.C.) se pueden agrupar de la siguiente manera:

a) Métodos de incubación: consisten en agregar dosis crecientes de cal - (CaCO_3 o Ca(OH)_2 sólido o en solución) a muestras de suelo, dejar incubar por un tiempo determinado y al final determinar el pH. Con los datos de cal agregada (expresada en Tn/Ha o me/100 g) y pH obtenido se hace una gráfica en la cual se puede interpolar la cantidad de cal necesaria para obtener un pH deseado:

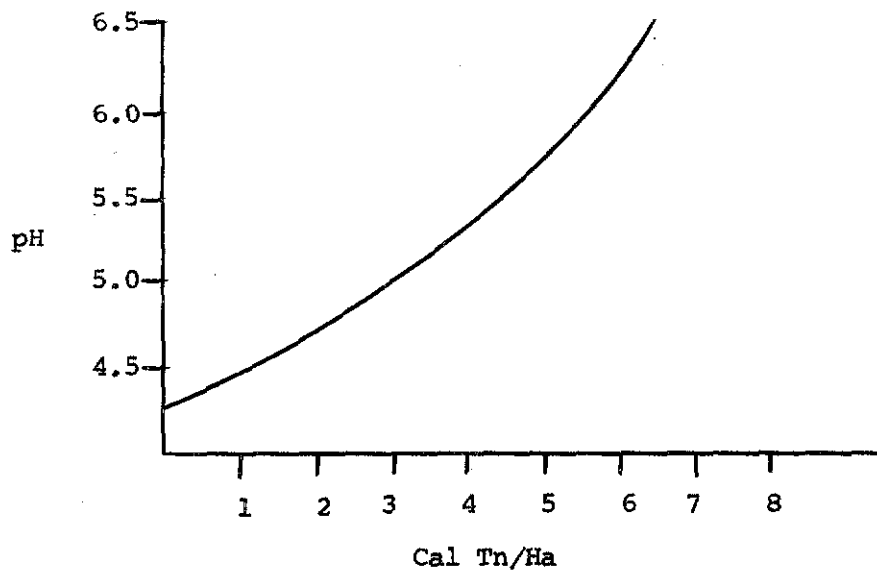


Figura 5.5.- Modelo de gráfica obtenida por el método de incubación

b) Métodos de % de saturación: se basan en la relación que existe entre el % de saturación de bases y el pH. Es necesario, para cada suelo, obtener previamente la curva de pH-% saturación. Para hallar los requerimientos de cal basta conocer la C.I.C., el pH del suelo y el pH al que se quiere llegar; con estos datos se halla en la gráfica la diferencia en % de saturación

ción para los dos pH. Con esta diferencia se calculan los me de cal/100 g de suelo, con la fórmula:

$$\text{cal me/100 g} = \frac{\% \text{ sat.} \times \text{CIC}}{100}$$

El siguiente ejemplo ilustra la forma de operar con este método. Suponiendo que al suelo A se le ha elaborado previamente una gráfica de pH-vs-saturación de bases como la de la figura 5.6.

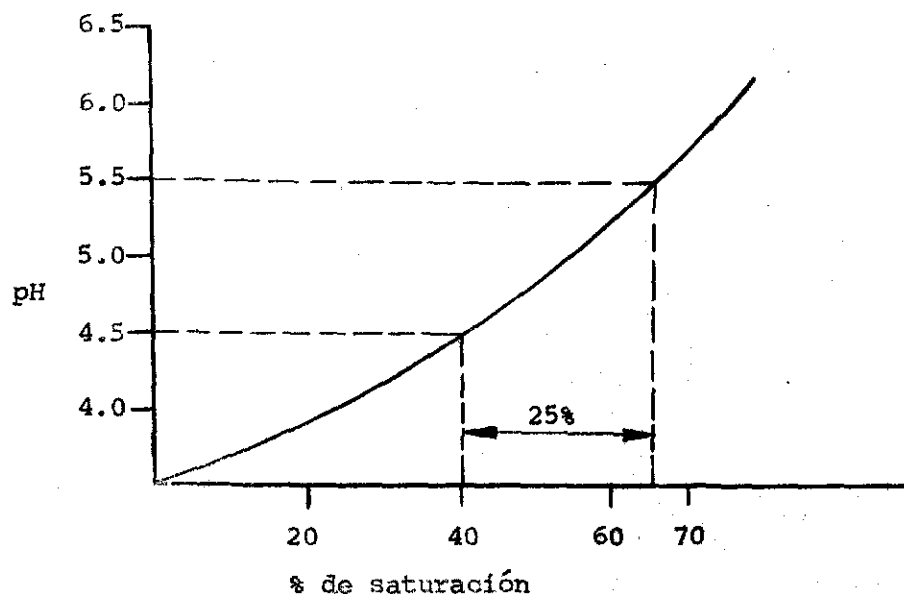


Figura 5.6.- Relación entre pH y % de saturación

Al laboratorio de suelos llegó una muestra de dicho suelo, con la solicitud de R.C. Se determinó el pH al cual fue de 4.5 y se desea obtener un pH, una vez encalado, de 5.5. La CIC del suelo es 10 me/100 g; se procede:

$$\begin{array}{rcl} \% \text{ sat. a pH 4.5} & = & 40 \\ \% \text{ sat. a pH 5.5} & = & 65 \\ \text{Diferencia} & & 25\% \end{array}$$

$$\text{Cal me/100 g} = \frac{25 \times 10}{100} = 2.5 \text{ m.e./100 g}$$

c) Métodos basados en la acidez intercambiable: se basan en la extracción de la acidez intercambiable con una sal neutra (KCl, 1N). Los m.e. de acidez, multiplicados por un factor de 1.5 para suelos minerales y 2-3 para suelos orgánicos, dan los R.C. en Tn/Ha.

Mera y León (1971), investigando algunos métodos para de terminar R.C. en suelos colombianos, encontraron que en suelos minerales los R.C. (y) , en m.e./100 g se ajustan a la ecuación:

$$y = 0.62 + 0.55X$$

Siendo X = m.e. de Al^{+++} /100 g de suelo

En suelos con alta materia orgánica es necesario tener en cuenta este factor, por lo cual propusieron la ecuación:

$$y = a + b_1X_1 + b_2X_2$$

siendo:

y = R.C. en m.e./100 g de suelo

X_1 = m.e. Al^{+++} /100 g de suelo

X_2 = % de materia orgánica

a, b_1 , y b_2 = valores que varían con el pH al cual se quiere llevar el suelo.

d) Métodos que usan soluciones Buffer: se basan en la disminución del pH de una solución buffer cuando se pone en contacto con un suelo ácido; esta

disminución equivale a R.C. Una variación de este método consiste en determinar los m.e. de base gastada para volver a elevar el pH de la solución a su valor original. En esto consiste el método de la "acidez hidrolítica" o del acetato de calcio. El Ca^{++} desplaza determinada cantidad de acidez, que hace descender el pH de la solución. La acidez desplazada se puede determinar por titulación con una base, determinando los m.e. de base gastada para llegar al pH original de la solución. Estos m.e. corresponden a los R.C.

A continuación se presenta una descripción resumida de estos métodos, tomada de Tobón y León (1970), y las conclusiones a que ellos llegaron:

1 - Método de Dunn

Se colocan 10 g de suelo seco al aire en erlenmeyer de 250 cm^3 . Se agregan cantidades diferentes de solución 0.04N $\text{Ca}(\text{OH})_2$, tres gotas de cloroformo y 100 cm^3 de agua destilada. Después de cuatro días y agitando dos veces por día, se determina en el potenciómetro el pH de las suspensiones. Se llevan los datos obtenidos a una gráfica para conocer las toneladas de cal que se necesitarán para obtener un determinado pH.

Los investigadores han encontrado que al encalar el suelo con las cantidades de cal indicadas por el gráfico, el pH del suelo resulta un poco menor. Para obviar esta dificultad se usa el factor de corrección 1.5. Cinco cm^3 de la solución 0.04N $\text{Ca}(\text{OH})_2$ equivalen a una tonelada de carbonato de calcio por acre o sea que 12.35 cm^3 equivalen a una Ton/Ha

de CaCO_3 .

2 - Método de la acidez de cambio o del Al intercambiable: se pesan 10 g de suelo, se depositan en un erlenmeyer de 250 cm^3 , se agrega 50 ml de KCl 1N, se lleva a agitación leve durante 5 minutos. Se filtra y se hacen cinco lavadas de 10 ml cada una con KCl 1N. Se lava finalmente con 10 ml de agua destilada. Usando fenolftaleína, se titula con NaOH 0.05N. Se considera como acidez intercambiable, a la suma del hidrógeno más aluminio extraídos con esta solución.

Los mililitros de NaOH 0.05N gastados divididos por dos, indican los m.e./100 g de suelo de acidez intercambiable. Los requerimientos de cal se calculan como una tonelada de cal por cada m.e./100 gramos de suelo de acidez intercambiable.

3 - Método de la acidez hidrolítica o de acetato de calcio: se agregan 100 ml de solución de acetato de calcio 1N (ajustando a pH 7.0) a cinco g de suelo en un erlenmeyer de 125 ml. El suelo se deja sedimentar por espacio de 18 horas, después de las cuales se toma una alícuota del líquido sobrenadante y se titula con solución standard de NaOH, usando fenolftaleína como indicador. Lo titulado de la alícuota menos lo titulado de una alícuota de 50 ml de la solución original, da la acidez desplazada. Los requerimientos de cal se consideran equivalentes a dicha acidez.

4 - Método de Woodruff: se prepara una solución amortiguadora, la cual contiene 8 g de P-nitrofenol y 40 g de $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ por litro. El P-nitro

fenol se disuelve en cerca de 200 ml de agua caliente y luego se agrega a una solución (cerca de 600 ml) que contiene acetato de calcio. Después la solución se lleva a 1.000 ml y se ajusta a un pH 7.0 usando lentejas de NaOH. A 20 ml de alícuota de esta solución se agregan 10 g de suelo y 10 ml de agua destilada. Después de 30 minutos con agitación a intervalos, se mide la depresión del pH en la solución amortiguadora. Cada 0.10 unidades de pH corresponden a un m.e./100 g de suelo de CaCO_3 .

5 - Método de amortiguación (SMP): la solución amortiguadora se prepara di solviendo 1.8 g de P-nitrofenol, 2.5 ml de triethanolamina 3,0 g de K_2CrO_4 , 2,0 g de $(\text{CH}_3\text{-COO}^-)_2\text{Ca}\cdot\text{H}_2\text{O}$ y 40 g de $\text{CaCl}_2\cdot 2\text{H}_2\text{O}$ por litro. El P-nitrofenol se disuelve en cerca de 100 ml de agua caliente y luego se agrega una so lución con las otras sales. Antes de llevar la solución a volumen de 1000 ml ésta se ajusta a pH 7.5 usando NaOH o HCl. A una alícuota de 20 ml de esta solución se agrega una mezcla de cinco gramos de suelo y 5 ml de agua. Después de 30 minutos de agitación a intervalos, se mide la presión del pH de la solución tapón. Las necesidades de cal se toman de una tabla espe cial preparada para este método. (Véase tabla 5.3).

6 - Método de incubación: porciones de un kilogramo de suelo a los cu las se les han añadido diferentes cantidades de CaCO_3 se incuban durante cuatro meses manteniendo una humedad cercana a su capacidad de campo. El contenido de CaCO_3 en la muestra de suelo incubado corresponde a los tra tamientos: 0, 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, Ton/Ha de CaCO_3 . La muestra se incuba en recipientes plásticos recubiertos con tela plástica, lo cual evita una rápida evaporación, pero se permite el intercambio de O_2 y CO_2 .

El pH de las muestras de suelo incubadas se determina con intervalos de tres semanas, hasta conseguir un pH de equilibrio. Los R.C. se calculan a partir de una curva de pH contra CaCO_3 .

TABLA 5.3 Escala de valores para R.C. por el método S.M.P.

pH del suelo en la suspensión Buffer	R.C.m.e. de CaCO_3 por 100 g	pH del suelo en la suspensión Buffer	R.C.m.e. de CaCO_3 por 100 gramos
7.5 a 6.8*	-		
6.7	3.2	5.7	15.2
6.6	4.4	5.6	16.4
6.5	5.6	5.5	17.8
6.4	6.8	5.4	19.0
6.3	8.0	5.3	20.2
6.2	9.2	5.2	22.0
6.1	10.4	5.1	23.4
6.0	11.6	5.0	24.3
5.9	12.8	4.9	26.4
5.8	14.0	4.8	28.0

Los resultados de los experimentos llevados a cabo por Tóñ y León (1970), indican que el método de "acidez intercambiable" parece ser el más aconsejable para determinar los requerimientos de cal, si -

*Cuando el pH está entre 7.5 a 6.8, agregue dos m.e. de cal/100 g; si el pH es menor de 5.0, use 25 g de suelo y divida el R.C. aparente por 5 para conseguir el verdadero R.C.

guiendo en su orden el método de Dunn, el S.M.P. y el de acetato de calcio. El método de Woodruff se encontró poco apropiado para este fin.

Las bondades del método de "acidez intercambiable" estuvieron basadas en que funciona bien para alcanzar un pH de 5.7 a 6.0 además de que neutraliza un alto porcentaje de Al intercambiable y de que se suministra Ca adecuadamente al suelo. También hay que tener en cuenta la economía de tiempo y de material que se utiliza en su determinación.

Dos factores del suelo fueron observados que influyen sobre los requerimientos de cal. Ellos son la materia orgánica y el contenido de arcilla. A mayores contenidos de ellos en el suelo, mayores son los requerimientos de cal y viceversa.

Selección de la cal

Algunos factores deben tenerse en cuenta para la escogencia de la clase de material.

a) Velocidad con que se desea neutralizar la acidez: en este sentido los óxidos e hidróxidos son más efectivos por su mayor solubilidad. Por otra parte, para una neutralización rápida se deben escoger cales finamente molidas.

b) Relación Ca:Mg del suelo: una relación adecuada para la toma normal de calcio y magnesio por las plantas está entre 2:1 y 5:1 (dependiendo del cultivo). Cuando el suelo tiene una relación Ca:Mg muy amplia es necesario aplicar cales dolomíticas porque de lo contrario se presentarán deficien

cias de magnesio. Para relaciones estrechas o invertidas, indudablemente se escogerán cales cálcicas.

c) Factores económicos: es necesario hacer un balance de los costos totales de la operación (costos de la cal, transportes, aplicación, etc). Deben recordarse por ejemplo que 56 unidades de CaO neutralizan tanta acidez como 100 de CaCO₃, por lo tanto transportar óxido resulta más económico, pero su precio en el mercado puede ser mayor, etc.

ALCALINIDAD DEL SUELO

Aunque el término "alcalino" hace referencia a la presencia de elementos del grupo I de la tabla periódica, como el sodio, en el vocabulario de la ciencia del suelo se le ha dado un significado más amplio, para indicar pH de carácter básico.

La basicidad de los suelos se debe a la presencia de sales solubles y/o altos niveles de sodio intercambiables y carbonatos de calcio. En todos los casos, el % de saturación de bases es elevado.

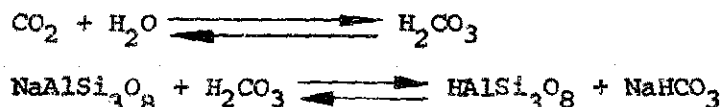
Se discutió al principio de éste capítulo, cómo los suelos ácidos son propios de regiones húmedas donde el agua de las lluvias lixivia las sales. En regiones donde la precipitación es limitada, las sales no solamente permanecen en el perfil sino que tienden a aumentar, ya sea como resultado del intemperismo de minerales o porque el agua de las capas freáticas las lleva por ascenso capilar hasta los horizontes superficiales del suelo. De hecho, los suelos alcalinos son propios de regiones árid

das, donde la precipitación es menor que la evapotranspiración. Algunas excepciones a esta regla general se presentan en zonas salinizadas como resultado del mal uso del riego, en regiones costeras y en suelos desarrollados sobre depósitos marinos.

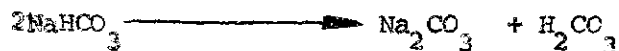
Suelos salinos y sódicos: dentro de este grupo están todos aquellos suelos que contienen sales solubles en la solución externa, sodio intercambiable o ambas características, en tal concentración que afectan severamente el desarrollo de las plantas.

Origen de las sales: Las sales más comunes en el suelo son principalmente, en orden de importancia, los aniones: cloruros, sulfatos, bicarbonatos, carbonatos y nitratos y los cationes: sodio, calcio, magnesio y potasio. Los principales factores por los cuales estas sales se acumulan en el suelo son:

1 - Intemperismo de minerales: la fuente original de todas las sales son los minerales y rocas que las liberan durante el proceso intempérico. El CO_2 , sea atmosférico o biológico, juega un papel importante en este proceso, al formar con el agua ácido carbónico que ataca los minerales:



como se asume que el proceso se está llevando a cabo en regiones áridas, el bicarbonato formado se acumula en el suelo, e incluso puede concentrarse y pasar a carbonato:



Reacciones similares explican el origen de carbonatos y bi carbonatos de calcio, magnesio y potasio a partir de olivinos, micas, fel despatos, etc. La formación de sulfatos se explica ya sea por la oxidación de piritas o de azufre volcánico.

2 - Océanos: el océano origina suelos salinos en los siguientes casos:

- a) Suelos desarrollados sobre depósitos marinos antiguos
- b) Suelos de las regiones costeras (playones, manglares) donde las sa les, procedentes del mar, llegan a través del nivel freático.
- c) Las sales marinas pueden ser transportadas tierra adentro por acción del viento (brisa marina). A la sal transportada por éste fenómeno se le denomina "cíclica".

3 - Aguas superficiales: las regiones áridas tienen un sistema de drenaje natural mal desarrollado, insuficiente para evacuar las aguas lluvias que, aunque pocas en milímetros totales al año, caen en aguaceros torrenciales. Estas aguas se estancan en las partes bajas donde, al evaporarse, se acumu lan las sales procedentes de las zonas más altas, disueltas en ellas.

También son causas de salinización las inundaciones periód dicas en valles aluviales. Las aguas de inundación, dejan en el suelo altas cantidades de sal.

Por otra parte, en ambos casos, las aguas superficiales pueden infiltrarse y hacer ascender el nivel de las aguas freáticas; el pro

blema se agrava porque la sal asciende hasta la superficie, a partir del nivel freático.

4 - Riegos: los riegos son causa de la salinidad de la mayor parte de los suelos salinos del mundo. Esto se debe fundamentalmente al uso de aguas con alto contenido salino, pero ante todo porque no se han construido drenajes adecuados para evacuar las aguas sobrantes.

En este punto hay que considerar las siguientes posibilidades de riego:

a) Aplicar solamente la lámina de riego necesaria para llevar a capacidad de campo el suelo en la profundidad radicular.

En este caso al evaporarse el agua o al ser tomada por las plantas, se acumulan en el suelo las sales disueltas en ella.

b) Aplicar más agua de la necesaria para llevar al suelo a capacidad de campo, con el fin de que el exceso, al drenar por gravedad, arrastre las sales. En este caso, el agua de drenaje va a aumentar el nivel del agua freática, la cual en poco tiempo alcanza una altura suficiente para llegar hasta la superficie por capilaridad, llevando consigo las sales.

c) Regar con exceso de agua, como en el caso anterior, pero construyendo un sistema adecuado de drenaje para evacuar las aguas sobrantes y así impedirles llegar hasta el nivel freático. Este es el sistema adecuado por cuanto se eliminan las sales con el agua de drenaje y a la vez se les impide llegar hasta el nivel freático.

5 - Ascenso del agua subterránea: Las causas de este ascenso y sus efectos fueron comentados en los puntos anteriores.

Origen del sodio intercambiable: en suelos salinos el catión sodio es el que predomina en la solución del suelo, mientras que el calcio y el magnesio, debido a su mayor fuerza de adsorción, ocupan la mayor proporción de los iones dentro de la doble capa difusa (forma intercambiable). Según US DA (1954), hasta que el sodio no represente más de la mitad de los cationes en la solución externa, este catión no pasará a ocupar una proporción importante dentro de la doble capa.

Sin embargo, a medida que se concentra la solución del suelo debido a la evapotranspiración, algunas sales de muy baja solubilidad, como CaCO_3 , MgCO_3 y CaSO_4 , comienzan a precipitar. En estas condiciones disminuye la concentración del calcio y magnesio en la solución externa y salen de la doble capa, siendo sustituidos por sodio que al aumentar su proporción relativa en la solución externa, pasa de esta a la interna para retornar el equilibrio.

Este fenómeno, para el intercambio de Ca^{++} por Na^+ , se ilustra en la ecuación:



A medida que se va precipitando más calcio y magnesio esta reacción se desplaza hacia la derecha y el sodio intercambiable se hace mayor.

Caracterización de la salinidad y sodio: además de las observaciones de campo, en que estos suelos se reconocen por las afloraciones de costras blancas en los salinos y negras, debido a la dispersión de la materia orgánica, en los sódicos; el tipo de vegetación y muchas veces la presencia de un horizonte B con estructura columnar en los sódicos, el laboratorio de salinidad del USDA ha establecido una serie de pruebas y parámetros que miden cuantitativamente las concentraciones de Sal y sodio del suelo.

Concentración de sales y presión osmótica: debido a que el principal efecto perjudicial de las sales es la alta presión osmótica que se desarrolla en la solución del suelo, estas dos características deben ser determinadas.

En los laboratorios de suelos ambos parámetros, sales y presión-osmótica, se evalúan por la conductividad eléctrica que presenta el extracto de saturación.

Para la obtención del extracto se prepara una pasta de saturación y se filtra al vacío. Este extracto se usa no solo para medir la conductividad eléctrica sino para determinaciones cuantitativas de cationes (Ca^{++} , Mg^{++} , Na^+ , K^+) y aniones (SO_4^{--} , Cl^- , CO_3^{--} , HCO_3^-) solubles.

La lectura de la conductividad del extracto se efectúa en un puente de Wheatstone (véase capítulo II, métodos conductimétricos). Como la unidad de conductividad (mhos/cm) es muy grande, su valor se multiplica por 10^3 para convertir la lectura a mmhos/cm.

$$C_e \times 10^3 = \text{mmhos/cm}$$

Otra manera de expresión es usar el logaritmo negativo de la conductividad en mhos.

$$-\log C_e = pC_e$$

Así, una C_e de 0.001 mhos/cm en los dos sistemas se expresará:

$$a) C_e \times 10^3 = 1 \text{ mmhos/cm}$$

$$b) pC_e = -\log 1 \times 10^{-3} = 3$$

De manera que 1 mmhos/cm equivale a un pC_e de 3

Para el cálculo de % de sales en el extracto, % de sales en el suelo y presión osmótica se usan algunas constantes obtenidas como los valores promedios de las sales más corrientes en el suelo:

$$P_{sa} = C_e \times 10^3 \times 0.064$$

$$\text{me/litro} = C_e \times 10^3 \times 10$$

$$P_{ss} = \frac{P_{sa} \times P_a}{100}$$

$$P.O. = C_e \times 10^3 \times 0.36$$

Donde: P_{sa} es el % de sales en el extracto; P_{ss} es el % de sales en el suelo; P_a es el % de agua de saturación y P.O. es la presión osmótica en atmósferas.

Porcentaje de sodio intercambiable: para su determinación se usa el extracto obtenido con AcO-NH_4 1N (pH 7), el cual extrae tanto el sodio soluu

ble como el intercambiable. El sodio soluble se determina independientemente en el extracto de saturación. La diferencia entre estas dos extracciones da los m.e. de sodio intercambiable.

El porcentaje de sodio intercambiable (P.S.I) se calcula con la CIC del suelo:

$$\text{P.S.I.} = \frac{\text{Na}^+ \text{ int. (me/100 g)}}{\text{CIC}} \times 100$$

Debido a que este cálculo involucra varias determinaciones el laboratorio de salinidad de USDA utiliza la razón de adsorción de sodio (R.A.S.) para determinar el PSI a partir de los cationes solubles (extracto de saturación), ya que existe estrecha correlación entre ésta y el PSI (Véase Figura 5.7).

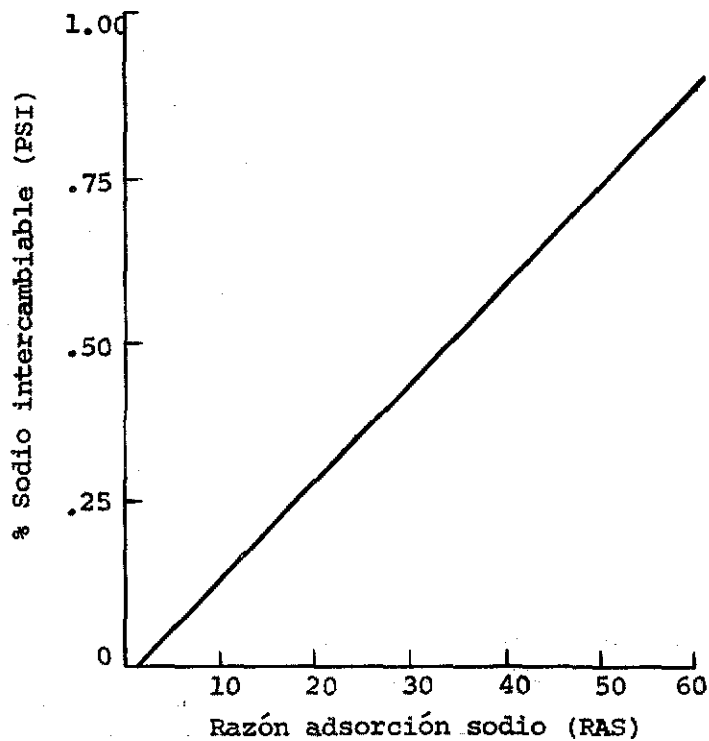
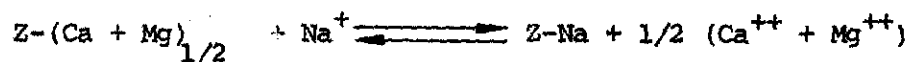


Figura 5.7.- Relación entre RAS y PSI

La fórmula para el cálculo de R.A.S fue obtenida a partir de la ecuación de Gapón:



$$K = \frac{Z-Na}{Z-(Ca+Mg)_{1/2}} \times \frac{(Ca^{++} + Mg^{++})_{1/2}}{(Na^+)}$$

de donde:

$$\frac{Z-Na}{Z-(Ca+Mg)_{1/2}} = K \cdot \frac{Na^+}{\sqrt{Ca^{++}+Mg^{++}}}$$

El primer miembro de la ecuación indica la razón entre el sodio y calcio más magnesio adsorbidos y corresponde a RAS, pero su cálculo se hace con la segunda parte de la ecuación donde los cationes se expresan en mmoles/litro.

En los resultados analíticos los cationes se expresan en me/litro, por lo cual la fórmula del RAS debe expresarse en esta unidad. Esto se consigue dividiendo por dos el calcio más magnesio solubles.

$$R.A.S = \frac{Na^+}{\sqrt{\frac{Ca^{++} + Mg^{++}}{2}}}$$

En los laboratorios se simplifican aún más los cálculos - usando nomogramas (Figura 5.8) que relacionan Na^+ , Ca^{++} y Mg^{++} solubles con PSI y RAS.

pH: Se hace por determinación potenciométrica, Generalmente se usa pasta de saturación. La relación suelo:agua, 1:5 también suele utilizarse de

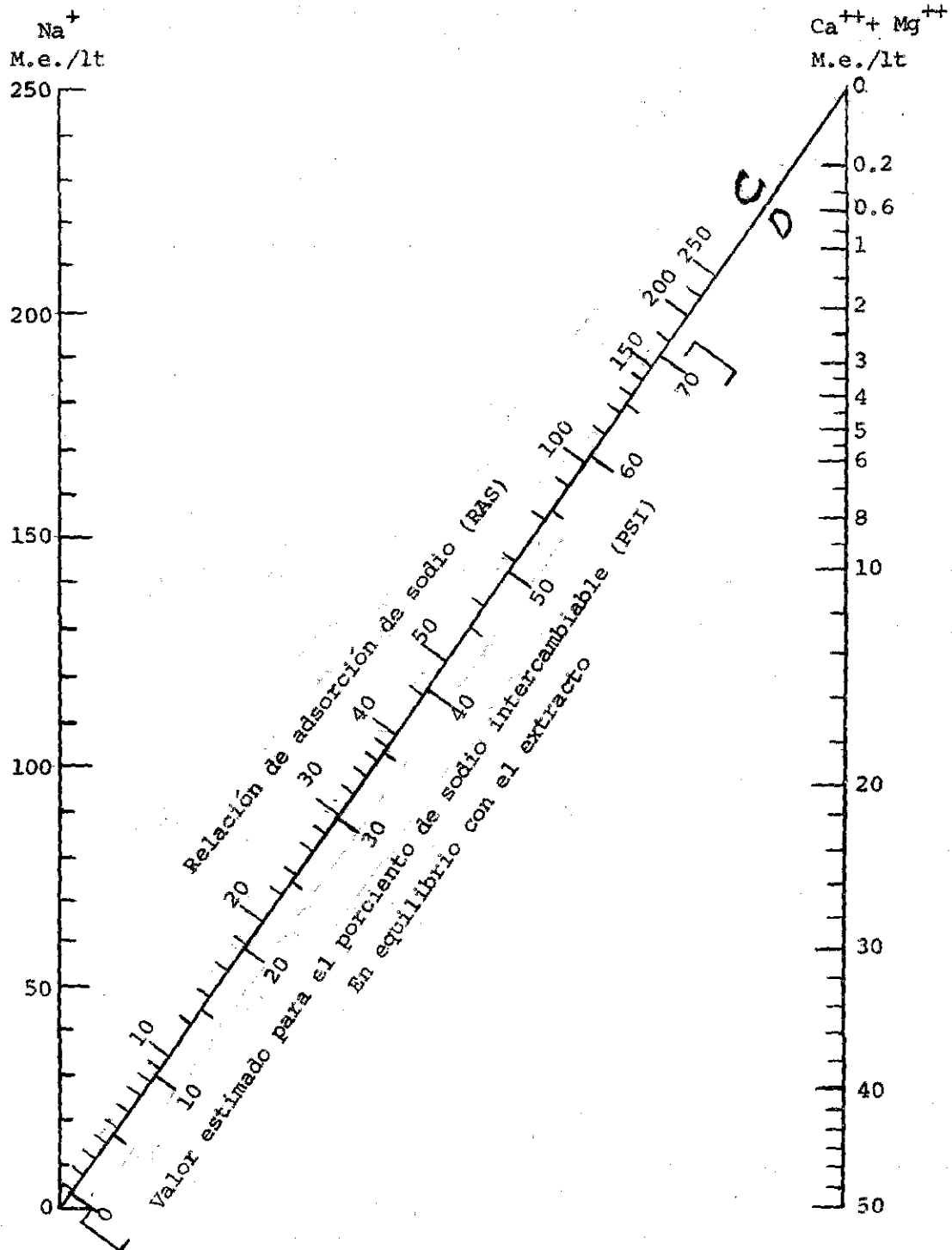


Figura 5.8.- Nomograma para determinar el valor de la relación de adsorción de sodio en el extracto de saturación y para estimar el valor correspondiente al porcentaje de sodio intercambiable del suelo en equilibrio con el extracto.

bido a que ayuda a caracterizar suelos con sodio intercambiable, ya que, con la dilución, el sodio se hidroliza y el pH sube considerablemente (cerca de una unidad) respecto al valor en pasta de saturación.

Sales solubles: por medio de la conductividad eléctrica se determina el % de sales; pero la caracterización de la clase y cantidad de cada uno de los cationes y aniones solubles se hace en el extracto de saturación, siguiendo los métodos convencionales de Química Cuantitativa.

Los cationes calcio y magnesio se cuantifican por titulación con verseno, mientras que para sodio y potasio se emplean métodos espectrofotométricos (véase capítulo II).

Para los aniones generalmente se utilizan las siguientes técnicas: cloruros por titulación con nitrato de plata; carbonatos y bicarbonatos se titulan con ácido sulfúrico en presencia de fenolftaleína - para los primeros y naranja de metilo para los segundos; los sulfatos se precipitan con cloruro de bario y posteriormente se determinan por gravimetría o conductimetría.

Clasificación de la salinidad y sodio: la figura 5.9 (tomada de Bonnet , 1960) ubica en un sistema de coordenadas, los suelos con problemas de sales y/o sodio respecto a los suelos normales. Estos límites, propuestos por el laboratorio de salinidad de USDA, son arbitrarios; los mismos autores consideran que muchas veces 2-3% de sodio intercambiable puede tener tanta utilidad práctica como 15%. Por otra parte, el contenido de sales arriba del cual el crecimiento de las plantas se ve afectado depende

de la textura, especie vegetal, clase de sales y su distribución en el perfil.

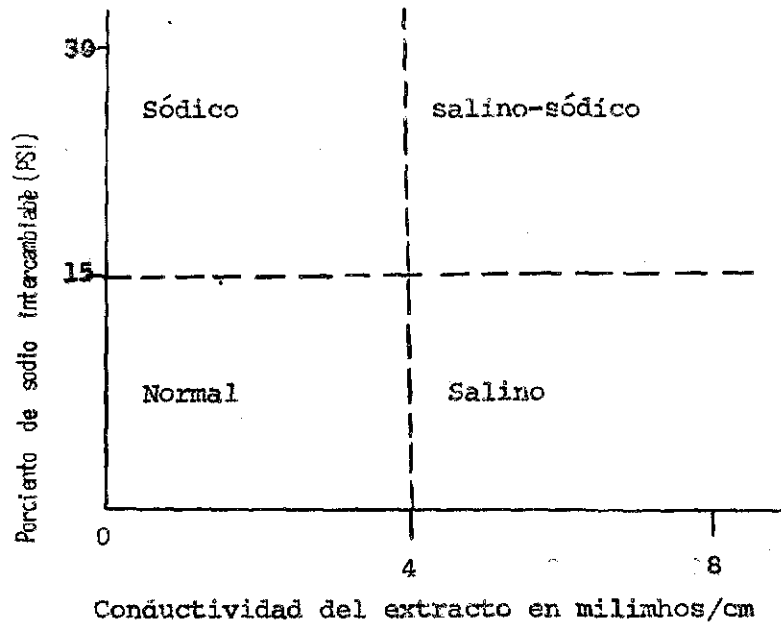


Figura 5.9.- Clasificación de suelos salinos y sódicos

Según estos límites se distinguen los siguientes suelos:

a) Suelos salinos: son aquellos que tienen más de 0.1% de sales solubles; conductividad eléctrica en el extracto de saturación (a 25°C) mayor de 4 mmhos/cm o un pCe menor de 2.8 (determinado en un extracto suelo/agua 1:5); el PSI es menor de 15 y la RAS deberá ser menor de 13; el pH es menor de 8.5.

Adicionalmente, estos suelos presentan costras blancas en la superficie. Debido a la alta concentración salina en la solución externa y a que el sodio no es el catión predominante dentro de la doble capa difusa, estos suelos se encuentran floclados, su estructura es estable y

presentan buena permeabilidad.

b) Suelos sódicos: se definen como aquellos que tienen un % de sales menor de 0.1; conductividad eléctrica en el extracto de saturación (a 25°C) menor de 4 mmhos/cm, o pCe mayor de 2.8 (extracto de suelo/agua 1:5); el PSI es mayor de 15 y el RAS mayor de 13; el pH es mayor de 8.5, pudiendo llegar a 10 especialmente cuando se presentan carbonatos de sodio.

Debido a la alta proporción de sodio en el complejo de intercambio, la doble capa difusa se expande y el suelo se dispersa, presentándose degradación de la estructura y dificultándose el movimiento del agua. La dispersión de la materia orgánica produce costras negras características.

c) Suelos salino-sódicos: es la combinación de los tipos anteriores. Tienen más de 0.1% de sales; conductividad eléctrica en el extracto de saturación (a 25°C) mayor de 4 mmhos/cm o pCe menor de 2.8 (en extracto de suelo/agua 1:5); el PSI es mayor de 15 y RAS mayor de 13; el pH es aproximadamente de 8.5.

Las características físicas dependen de si predominan las sales o el sodio en el suelo. Generalmente, debido a la alta presencia de sales, la doble capa difusa se encuentra contraída y el suelo está en estado floculado. Si estos suelos son lixiviados se eliminan las sales y se convierten en sódicos.

Ciertos suelos sódicos, a pesar de su complejo de interca

cambio está dominado por el sodio, tienen un pH tan bajo como 6, especialmente en la parte superior del perfil. Estos suelos reciben el nombre de "sódicos degradados". El bajo pH se debe a la ausencia de carbonatos y presencia de hidrógeno intercambiable (Richards, 1954).

En el sistema taxonómico americano para clasificación de suelos, solamente el gran grupo Salorthid del orden Aridisol se define por la presencia de sales. Suelos salinos, pero sin el alto contenido de sales necesario para Salorthids se incluyen, junto con suelos normales, en otros grandes grupos de Aridisol, Molisol y Entisol. Debido a la facilidad y probabilidad de cambiar en el contenido de sales, salinidad no se utiliza mucho en las definiciones de clases. Si se consideran sulfatos ácidos de hierro como sales, en adición hay que mencionar los Sulfaquepts del orden Inceptisol y los Sulfohemist del orden Histosol.

Una saturación con sodio mayor de 15% es un requisito para los Halaquepts en el orden Inceptisol y para los horizontes nátricos de los Natrargids y Nadurargids del orden Aridisol, los Natraquolls, Natrabolls, Natriborolls, Natrustolls y Natrixerolls del orden Molisol y los Natraqualfs, Natriboralfs, Natrudalfs, Natrustalfs, y Natrixeralfs del orden Alfisol. Otros suelos sódicos sin los criterios diagnósticos para los grandes grupos citados, pueden aparecer en el orden Entisol o en el suborden Aquoll junto con suelos normales.

Tolerancia de los cultivos a las sales y sodio

Los cultivos responden diferencialmente a altas concentraciones de sal y sodio en el suelo; el frijol p.e. no soporta conductividades de 2 mmhos/cm, mientras que el algodón puede rendir satisfactoriamente cuando ésta es de 12 mmhos/cm. Muchas plantas son más sensibles en el estado de plántula que después.

En la Figura 5.10 se aprecia que el mismo % de sales en el suelo no afecta lo mismo a los cultivos cuando el suelo es arcilloso (alto % de saturación) que cuando la textura es gruesa (bajo % de saturación). A igual % de sales en el suelo, habrá mayor concentración salina en el extracto de un suelo arenoso, debido a que se necesita menos agua para saturar éste suelo. Esto origina una mayor conductividad eléctrica y por tanto mayor presión osmótica.

En las Tablas 5.4, 5.5 y 5.6 (tomada de Allison, 1966) se dan las tolerancias relativas de los cultivos a las sales, a sodio y a boro respectivamente. La inclusión de la Tabla de tolerancia al boro obedece a que muchos suelos salinos tienen concentraciones de boro tóxicas para los cultivos.

Los datos en las Tablas contemplan valores que permiten rendimientos equivalentes al 85 o 90% de los que podrían obtenerse en suelos similares no salinos.

Presión osmótica del extracto de saturación - atmósferas

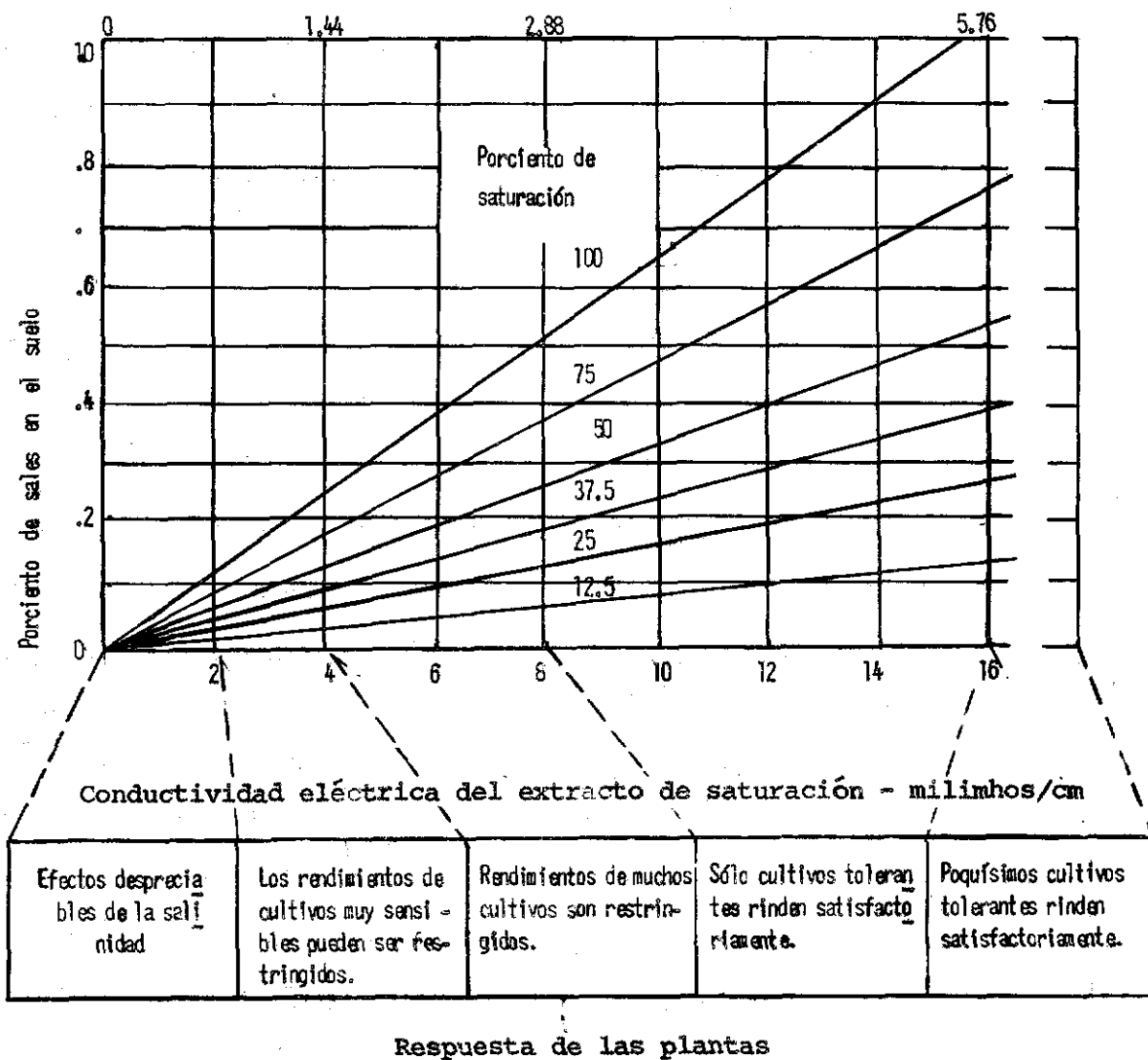


Figura 5.10.- Relación del porcentaje de sales en el suelo a la presión osmótica y conductividad eléctrica del extracto de saturación y a la respuesta del cultivo en la serie de valores de conductividad.

TABLA 5.4 Tolerancia relativa de los cultivos a la salinidad, mencionados de acuerdo con su menor tolerancia dentro de cada grupo

Cultivos	Tolerantes	Moderadamente tolerantes	Sensibles
Comunes	<u>12-8 mmho/cm</u>	<u>8-4 mmho/cm</u>	<u>3-2 mmho/cm</u>
	Cebada Remolacha azucarera Nabo Algodón	Centeno Trigo Avena Mijo Sorgo Soya	Frijol Maíz Arroz Lino Girasol Higuerilla
Hortícolas	<u>8-5 mmho/cm</u>	<u>5-3 mmho/cm</u>	<u>3-2 mmho/cm</u>
	Espárrago Espinaca	Tomate Brócoli Col Coliflor Lechuga Maíz dulce Patata	Ñame Pimiento Zanahoria Cebolla Melón Calabaza Pepino
Cultivos Forrajeros	<u>12-6 mmho/cm</u>	<u>6-3 mmho/cm</u>	<u>3-2 mmho/cm</u>
	Pasto salado Pasto Bermuda Pasto Rhodes Festuca alta Cebada (para heno)	Trébol dulce Pasto inglés perenne Pasto Dallis Sudán Alfalfa Centeno (para heno) Trigo (heno)	Avena (heno) Trébol blanco holandés Dactilo Gramma azul Festuca de los prados Trébol rojo Trébol ladino Trébol gran de
Frutales	<u>8 mmho/cm</u>	<u>6-3 mmho/cm</u>	<u>3-1.5 mmho/cm</u>
	Palma datilera	Granada Higuera Olivo Vid	Naranja Toronja Limón Manzana Pera Ciruela Almendra Durazno Zarzamoras Frambuesas Aguacate Fresa

TABLA 5.5 Tolerancia de ciertos cultivos al porcentaje de sodio intercambiable (PSI)

Variación del PSI que afecta el desarrollo	Cultivo	Respuesta en el crecimiento bajo condiciones de campo
Extremadamente sensibles	2-10 Frutales deciduos Nueces Cítricos Aguacate	Síntoma de toxicidad de sodio a bajo PSI
Sensibles	10-20 Frijoles	Desarrollo limitado a bajo PSI, independientemente de una estructura del suelo favorable.
Moderadamente tolerantes	20-40 Trébol Avena Festuca alta Arroz	Desarrollo limitado debido a factores de la nutrición y a estructura desfavorable
Tolerantes	40-60 Trigo Algodón Alfalfa Cebada Tomate Remolacha	Desarrollo limitado generalmente debido a estructura desfavorable.
Más tolerantes	> 60 Pasto Rhodes	Desarrollo limitado, generalmente debido a estructura desfavorable.

TABLA 5.6 Tolerancia relativa de los cultivos a boro

Tolerantes	Semitolerantes	Sensibles
4 p.p.m. ^a	2 p.p.m.	1 p.p.m.
Espárrago	Patata	Nogal
Palma datilera	Algodón	Peral
Remolacha azucarea	Tomate	Ciruelo
Remolacha forrajera	Rábano	Manzano
Alfalfa	Olivo	Vid
Frijol	Cebada	Higo
Cebolla	Trigo	Cerezo
Nabo	Maiz	Durazno
Col	Sorgo	Zarzamora
Lechuga	Avena	Naranja
Zanahoria	Calabaza	Aguacate
	Pimiento	Toronja
	Frijol lima	limón
2 p.p.m. ^a	1 p.p.m.	0.3 p.p.m.

^aIndica los límites de tolerancia al boro en las aguas para riego.

Control de la salinidad y del sodio

Las sales presentes en el suelo se eliminan mediante el lavado, mientras que cuando se trata de recuperar suelos salino-sódicos y sódicos, antes de efectuar el lavado de las sales, deben aplicarse enmiendas químicas.

Necesidades de lavado

Con el lavado se busca disolver las sales y diluirlas a tal concentración que la conductividad eléctrica sea cuando más, la máxima permitida para que el cultivo rinda satisfactoriamente. El agua sobrante se elimina mediante drenajes adecuados, eliminándose en esta forma el exceso de sales en el suelo.

Las necesidades del lavado (NL) se calculan con base en el conocimiento de la conductividad eléctrica deseada ($C_{e_{ad}}$) que es a la vez la conductividad del agua de drenaje, la conductividad eléctrica del agua de riego ($C_{e_{ar}}$), la lámina de riego necesaria (D_r) y la lámina que debe ser drenada (D_d). Para el cálculo de la lámina de riego se tiene en cuenta el uso consuntivo ($D_{u.c.}$).

Teniendo en cuenta que las necesidades aumentan cuando se desea una menor conductividad en el agua de drenaje y disminuyen a medida que la conductividad del agua de riego disminuye, se puede escribir la siguiente proporción para su cálculo:

$$NL = \frac{C_{e_{ar}}}{C_{e_{ad}}}$$

Por otra parte, a menor conductividad de agua de drenaje, ma yor lámina de drenaje y de riego debe aplicarse; y a mayor conductividad del agua de riego mayor debe ser la lámina que se debe drenar.

Con estas consideraciones se puede escribir una fórmula para el cálculo de la lámina de drenaje:

$$\frac{D_d}{D_r} = \frac{C_{ear}}{C_{ead}} = N.L.$$

De tal manera que las necesidades de lavado pueden calcularse a partir de las láminas o de las conductividades.

como:
$$D_r = D_{uc.} + D_d$$

de esta y la ecuación anterior se puede despejar D_d , igualar los términos, factorizar y despejar D_r para obtener:

$$D_r = \frac{D_{uc.}}{(1 - N.L.)}$$

A partir de esta ecuación se puede obtener otra para el cálculo de D_r reemplazando NL por su equivalente en función de las conductividades:

$$D_r = \frac{C_{ead} \times D_{u.c.}}{C_{ead} - C_{ear}}$$

Ejemplo: se tiene un suelo salino donde se quiere sembrar cebada que tolera una C_e de 8 mmhos/cm, se piensa regar con agua de conductividad de 2 mmhos/cm. El uso consuntivo es 96 cm de agua. Se pregunta: a) cuál es la lámina de riego

go necesaria? b) cuáles son las necesidades de lavado?

Desarrollo:

este problema puede resolverse en dos formas:

a) calcular NL y a partir de ésta hallar D_r teniendo en cuenta que NL es un % de la lámina total ($D_d + D_{uc}$) a aplicar:

$$NL = \frac{C_{ear}}{C_{ead}} = \frac{2}{8} \times 100 = 25\%$$

Esto significa que 96 cm, que es el U.C., representa el 75% (100-25) de la lámina total; de tal manera que:

$$D_r = \frac{96}{75} \times 100 = 128 \text{ cm}$$

b) calcular directamente D_r con la fórmula:

$$D_r = \frac{C_{ead}}{C_{ad} - C_{ear}} \quad D_{uc} = \frac{8}{8-2} \times 96$$

$$D_r = \frac{8 \times 96}{6} = 128 \text{ cm}$$

Ejemplo 2: si en el ejemplo anterior el cultivo que se desea implantar no tolera más de 4 mmhos/cm:

$$D_r = \frac{4}{4-2} \times 96 = 192 \text{ cm}; \quad NL = 2/4 \times 100 = 50\%$$

Enmiendas químicas

Los correctivos químicos se aplican a los suelos con problemas de sodio (sódicos y salino-sódicos) con el fin de que la enmienda en sí

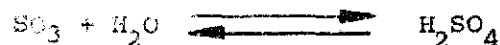
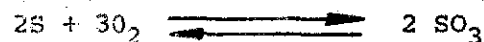
o los productos de su reacción en el suelo, desplacen el sodio intercambiable el cual debe pasar a solución para ser eliminado cuando se aplique el agua de lavado. Además, los productos que se apliquen deben tener cierto carácter ácido con el fin de que contribuyan en el descenso del pH.

Las sustancias corrientemente empleadas son: azufre, ácido sulfúrico, sulfato de calcio (yeso), sulfato de hierro, sulfato de aluminio y cloruro de calcio. De estas, las últimas resultan antieconómicas.

La escogencia del tipo de material depende de varios factores entre los que cabe destacar:

- a) Si el suelo contiene carbonatos de calcio, caso en el cual los dos primeros productos (azufre y ácido sulfúrico) son los más indicados.
- b) La velocidad de reacción. El azufre debe sufrir una oxidación en el suelo y convertirse en ácido sulfúrico antes que tenga alguna acción sobre el sodio. Se ha comprobado que esta oxidación tarda unas 3 semanas cuando el azufre queda bien mezclado con el suelo. Por esta razón, cuando se quiera una acción más rápida deben escoger productos como ácido sulfúrico o yeso.

- Reacciones del azufre en el suelo:



De aquí en adelante hay dos posibilidades

1 - Suelos con $CaCO_3$:



2 - Suelos sin CaCO_3 :



Las reacciones del yeso y ácido sulfúrico en el suelo están involucradas en las reacciones del azufre. De todas maneras el producto final es sulfato de sodio soluble, que se elimina con el lavado, y suelo con Ca^{++} o H^+ intercambiables.

- Cálculo de los requerimientos de correctivos:

El problema consiste en saber cuánto hay que hacer descender el PSI. Con esto se calculan los miliequivalentes de Na^+ intercambiable que es necesario eliminar en cada 100 g de suelo, intercambiándolos por igual número de m.e de Ca^{++} o H^+ . Este resultado debe ser convertido posteriormente al peso de la capa arable y expresado en Tn/Ha.

Ejemplo: el PSI de un suelo es 20 y la CIC 25 me/100 g. Se desea bajar el PSI a 15 ($\Delta \text{PSI} = 20 - 15 = 5$). Se supone que la capa arable/Ha pesa 2.000.000 kg. Hallar la cantidad de correctivo necesario. Dar el resultado en yeso, ácido sulfúrico y azufre.

Desarrollo:

Con la siguiente fórmula podemos calcular los m.e de Na^+ inter/100 g suelo:

$$\Delta \text{PSI} = \frac{\text{Na}^+ \text{ int. (me/100 g)}}{\text{CIC}} \times 100$$

$$\text{Na}^+ \text{ int. (me/100 g)} = \frac{\Delta \text{PSI} \times \text{CIC}}{100}$$

$$\frac{5 \times 25}{100} = 1.25 \text{ me/100 g}$$

$$1.25 \text{ me Na}^+ = 1.25 \text{ me CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 1.25 \text{ me H}_2\text{SO}_4 = 1.25 \text{ m.e.S}$$

$$1 \text{ m.e. de CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = 86 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$1 \text{ m.e. de H}_2\text{SO}_4 = 49 \times 10^{-3} \text{ g}$$

$$1 \text{ m.e. de S} = 16 \times 10^{-3} \text{ g}$$

Por lo tanto para sustituir 1.25 m.e. de Na^+ en 100 g de sue

lo se necesitará:

$$\text{yeso} : 1.25 \times 86 \times 10^{-3} \text{ g /100 g}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : 1.25 \times 49 \times 10^{-3} \text{ g /100 g}$$

$$\text{S} : 1.25 \times 16 \times 10^{-3} \text{ g /100 g}$$

y para una hectárea (2×10^9 g):

$$\text{Yeso} = \frac{1.25 \times 86 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^9}{100} = 2.15 \text{ Tn/Ha}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{1.25 \times 49 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^9}{100} = 1.22 \text{ Tn/Ha}$$

$$\text{S} = \frac{1.25 \times 16 \times 10^{-3} \times 2 \times 10^9}{100} = 0.4 \text{ Tn/Ha}$$

Las cantidades calculadas, en la práctica, deben ser umentadas un poco, considerando las impurezas del material y pérdidas en la aplicación.

Por técnicas de laboratorio pueden también hallarse las "necesidades de yeso". La técnica más usada consiste en pesar 5 g de suelo, agregar 100 me de solución saturada de $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, cuya concentración de Ca^{++} es conocida, agitar por media hora, filtrar y determinar $\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$ en el filtrado. La necesidad de yeso se calcula multiplicando por 2 la diferencia entre la concentración de Ca^{++} (m.e./litro) agregada y la de $\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$ en el filtrado.

Calidad de las aguas para riego

Debido a que el agua de riego constituye el principal peligro de salinidad y alcalinidad de los suelos, es necesario prestar atención a su calidad y manejo con el fin de prevenir daños irreparables.

Las características más importantes que afectan la calidad del agua para riego son: a) la cantidad total de sales; b) el contenido de sodio; c) concentración de carbonatos y bicarbonatos; y d) la concentración de boro.

Las sales solubles se determinan mediante la conductividad eléctrica, medida en un puente de Wheststone. De acuerdo con esta característica se clasifica el agua en cuatro clases por salinidad: baja, media, alta y muy alta; siendo los límites: < 250 , $250-750$, $750-2.250$ y > 2.250 micromhos/cm. (Véase figura 5.12).

En cuanto al sodio, su concentración total en el agua de riego no es índice de su peligro. Los valores arriba de los cuales la concentra

ción de sodio en el agua de riego causan acumulación de este catión en la doble capa difusa (intercambiable), dependen de la cantidad de los otros cationes (Ca^{++} y Mg^{++}) y de la concentración de los aniones que precipitan al calcio y al magnesio.

Se han utilizado varias fórmulas para el cálculo del sodio en el agua de riego. Algunas de estas son:

$$\text{a) \% de sodio "encontrado"} = \frac{\text{Na}^+}{(\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++} + \text{Na}^+)} \times 100$$

$$\text{b) \% de sodio " posible " } = \frac{\text{Na}^+}{(\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++} + \text{Na}^+) - (\text{CO}_3^{==} + \text{HCO}_3^-)} \times 100$$

$$\text{c) "carbonato de sodio residual"} = (\text{CO}_3^{==} + \text{HCO}_3^-) - (\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++})$$

$$\text{d) RAS} = \frac{\text{Na}^+}{\sqrt{\frac{\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}}{2}}}$$

El parámetro más utilizado es la RAS, el cual estima el sodio que se convierte en intercambiable (PSI), cuando el suelo se equilibra con el agua de riego. Su cálculo se facilita utilizando la Figura 5.11.

Cuando no se conoce la cantidad de sodio soluble, puede calcularse a partir de la conductividad eléctrica y del calcio más magnesio a partir de la fórmula:

$$\text{Na}^+ = \frac{\text{Ce} \times 10^6}{100} - (\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++})$$

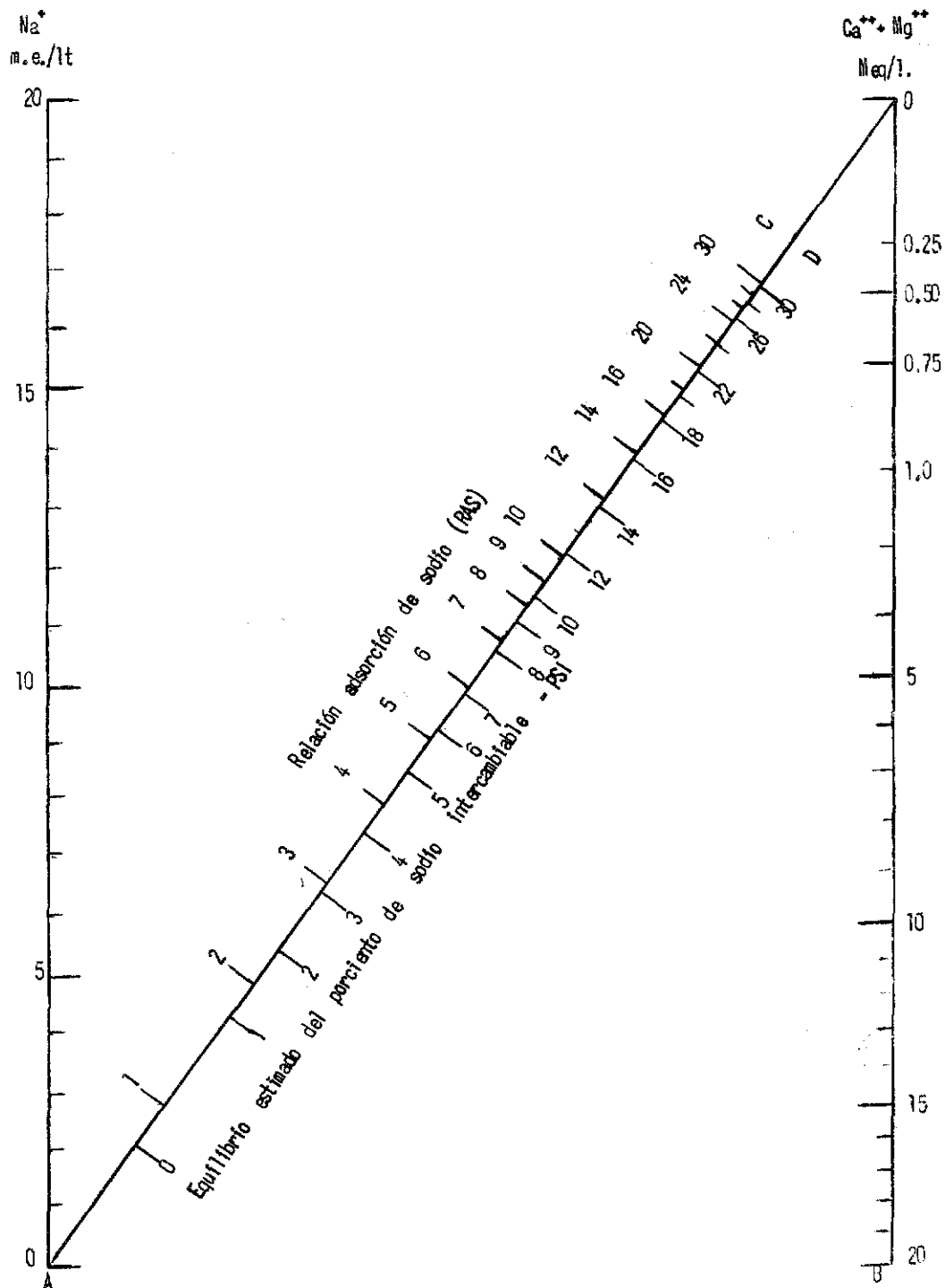


Figura 5.11.- Nomograma para determinar el valor de la RAS del agua para riego y para estimar el valor correspondiente para el PSI del suelo que está en equilibrio con dicha agua.

El carbonato de sodio residual (C.S.R.) estima la cantidad de carbonato en sodio (Na_2CO_3) que permanece en solución después que calcio y magnesio han precipitado como carbonatos y bicarbonatos. Según este parámetro las aguas se clasifican de acuerdo con su bondad para riegos, en:

<u>C.S.R.</u>	<u>Calificación</u>
< 1.25	Buenas
1.25-2.50	Dudosas
> 2.50	Malas

Las concentraciones de boro que contienen algunas aguas pueden ser tóxicas para muchos cultivos. Por esta razón este elemento debe tenerse en cuenta al escoger el agua para riego. Scofield propuso una clasificación de las aguas respecto al boro. (Véase Tabla 5.7).

TABLA 5.7 p.p.m. de boro permisibles en el agua de riego

Clase por boro	Para riego de		
	Cultivos sensibles	Cultivos semitolerantes	Cultivos tolerantes
1	< 0.33	< 0.67	< 1.0
2	0.33 a 0.67	0.67 a 1.33	1.00 a 2.00
3	0.67 a 1.00	1.33 a 2.00	2.00 a 3.00
4	1.00 a 1.25	2.00 a 2.50	3.00 a 3.75
5	> 1.25	> 2.50	> 3.75

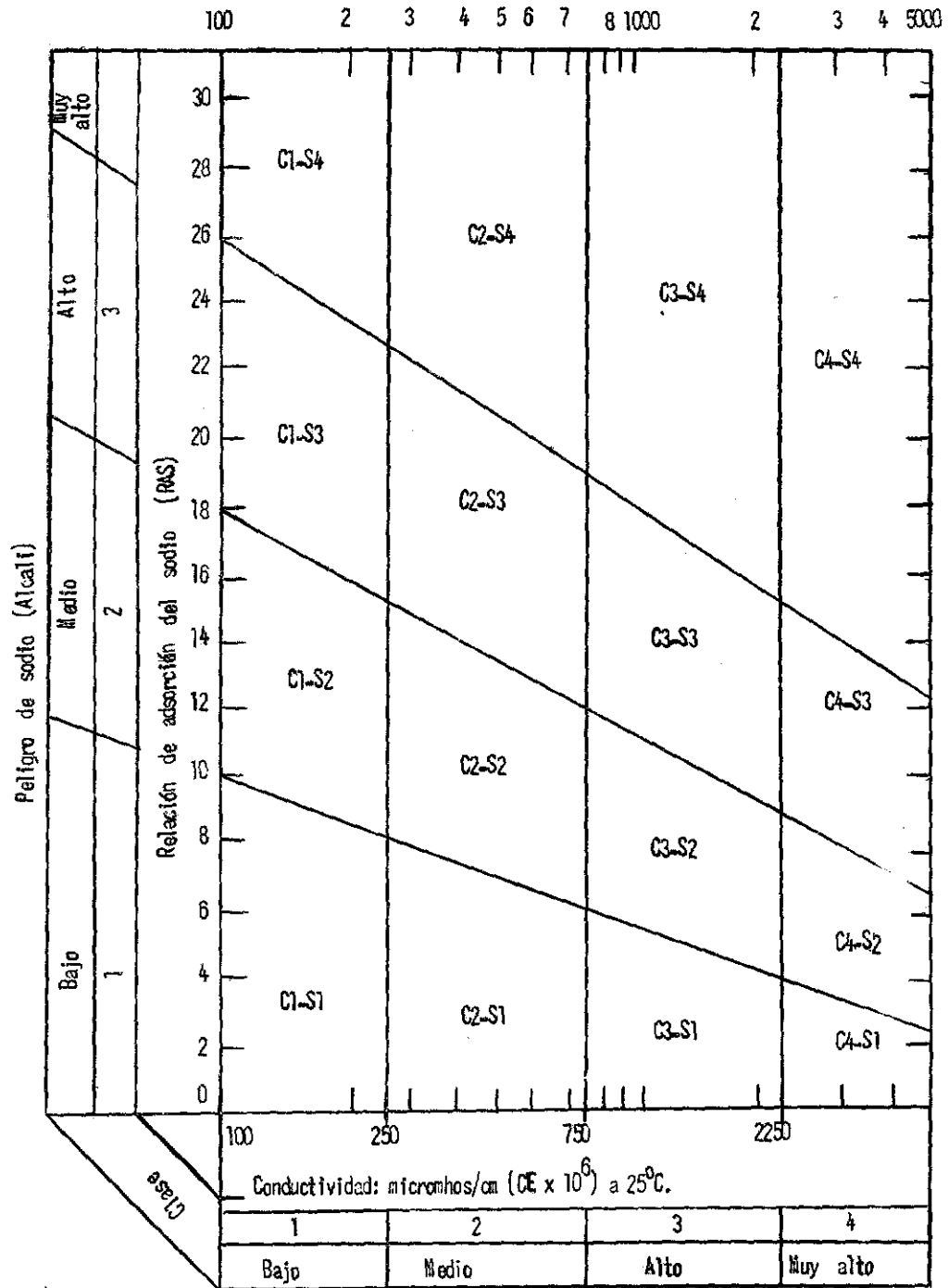


Figura 5.12.- Diagrama para la clasificación de las aguas para riego.

La Figura 5.12 es un nomograma para clasificación de aguas - con respecto a la salinidad y sodio. El significado de los símbolos según - USDA (1954) se dan a continuación:

- Conductividad

Agua de baja salinidad (C1): puede usarse para riego de la mayor parte de los cultivos, en casi cualquier tipo de suelo con muy poca probabilidad de que se desarrolle salinidad. Se necesita algún lavado, pero éste se logra en condiciones normales de riego, excepto en suelos de muy baja permeabilidad.

Agua de salinidad media (C2): puede usarse siempre y cuando haya un grado moderado de lavado. En casi todos los casos y sin necesidad de prácticas especiales de control de la salinidad, se pueden producir las plantas moderadamente tolerantes a las sales.

Agua altamente salina (C3): no puede usarse en suelos cuyo drenaje sea deficiente. Aún con drenaje adecuado se pueden necesitar prácticas especiales de control de la salinidad, debiendo, por lo tanto, seleccionar únicamente - aquellas especies vegetales muy tolerantes a sales.

Agua muy altamente salina (C4): no es apropiada para riego bajo condiciones ordinarias, pero puede usarse ocasionalmente en circunstancias muy especiales. Los suelos deben ser permeables, el drenaje adecuado, debiendo aplicarse un exceso de agua para lograr un buen lavado; en este caso, se deben - seleccionar cultivos altamente tolerantes a sales.

Sodio

La clasificación de las aguas de riego con respecto a la RAS, se basa primordialmente en el efecto que tiene el sodio intercambiable sobre la condición física del suelo. No obstante, las plantas sensibles a este elemento pueden sufrir daños a consecuencia de la acumulación del sodio en sus tejidos cuando los valores del sodio intercambiable son más bajos que los necesarios para deteriorar la condición física del suelo.

Agua baja en sodio (S1): puede usarse para el riego en la mayoría de los suelos con poca probabilidad de alcanzar niveles peligrosos de sodio intercambiable. No obstante, los cultivos sensibles, como algunos frutales y aguacates, pueden acumular cantidades perjudiciales de sodio.

Agua media en sodio (S2): en suelos de textura fina el sodio representa un peligro considerable, más aún si dichos suelos poseen una alta capacidad de intercambio de cationes, especialmente bajo condiciones de lavado deficiente, a menos que el suelo contenga yeso. Estas aguas sólo pueden usarse en suelos de textura gruesa o en suelos orgánicos de buena permeabilidad.

Agua alta en sodio (S3): puede producir niveles tóxicos de sodio intercambiable en la mayor parte de los suelos, por lo que éstos necesitarán prácticas especiales de manejo - buen drenaje, fácil lavado y adiciones de materia orgánica. Los suelos yesíferos pueden no desarrollar niveles perjudiciales de sodio intercambiable cuando se riegan con este tipo de aguas. Puede requerirse el uso de mejoradores químicos para sustituir al sodio intercambiable; sin embargo, tales mejoradores no serán económicos si se usan aguas de muy alta

salinidad.

Agua muy alta en sodio (S4): es inadecuada para riego, excepto cuando su salinidad es baja o media y cuando la disolución del calcio del suelo y/o la aplicación de yeso u otros mejoradores no hace antieconómico el empleo de esta clase de aguas.

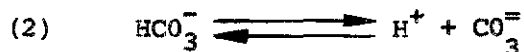
Suelos calcáreos

Algunos suelos deben su carácter alcalino a la presencia de carbonato de calcio (CaCO_3). Estos suelos pertenecen en su mayoría al orden Mollisol de la clasificación americana.

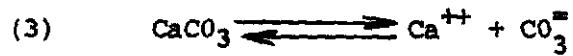
El pH de los suelos calcáreos, a menos que tengan abundantes cantidades de sodio, es cuando más 8.5. Su valor está controlado por el sistema $\text{CaCO}_3 - \text{CO}_2 - \text{H}_2\text{O}$. Las siguientes ecuaciones ilustran las relaciones existentes:



$$K_1 = \frac{A_{\text{H}^+} \times A_{\text{HCO}_3^-}}{A_{\text{CO}_2} \times A_{\text{H}_2\text{O}}} = 4.45 \times 10^{-7}$$



$$K_2 = \frac{A_{\text{H}^+} \times A_{\text{CO}_3^{=}}}{A_{\text{HCO}_3^-}} = 4.69 \times 10^{-11}$$



$$K_{ps} = A_{\text{Ca}^{++}} \times A_{\text{CO}_3^{--}} = 4.82 \times 10^{-9}$$

De (1) y (2):

$$A_{\text{HCO}_3^-} = \frac{K_1 \cdot A_{\text{CO}_2} \cdot A_{\text{H}_2\text{O}}}{A_{\text{H}^+}} = \frac{A_{\text{H}^+} \cdot A_{\text{CO}_3^{--}}}{K_2}$$

De esta ecuación y la (3) se obtiene:

$$A_{\text{CO}_3^{--}} = \frac{K_{ps}}{A_{\text{Ca}^{++}}} = \frac{K_1 \cdot K_2 \cdot A_{\text{CO}_2} \cdot A_{\text{H}_2\text{O}}}{(A_{\text{H}^+})^2}$$

De donde:

$$\frac{K_{ps}}{K_1 K_2} = \frac{A_{\text{Ca}^{++}} \cdot A_{\text{CO}_2} \cdot A_{\text{H}_2\text{O}}}{(A_{\text{H}^+})^2}$$

Como la actividad del agua ($A_{\text{H}_2\text{O}}$) es igual a la unidad y la actividad del CO_2 (A_{CO_2}) es igual a la presión parcial del CO_2 (P_{CO_2}) multiplicada por una constante (C), que a 25°C es igual a 0.0344, se puede transformar la ecuación anterior en:

$$\frac{K_{ps}}{K_1 \cdot K_2 \cdot C} = \frac{A_{\text{Ca}^{++}} \cdot P_{\text{CO}_2}}{(A_{\text{H}^+})^2}$$

y teniendo en cuenta que el resultado de multiplicar y dividir constantes es otra constante, se tiene:

$$K = \frac{A_{\text{Ca}^{++}} \cdot P_{\text{CO}_2}}{(A_{\text{H}^+})^2}$$

ecuación que nos dice que cuando aumenta la presión parcial del CO_2 debe aumentar la actividad del ión H^+ (disminuir el pH), para que permanezca lá igualdad.

El valor de K a 25°C es:

$$K = \frac{4.82 \times 10^{-9}}{4.45 \times 10^{-7} \times 4.69 \times 10^{-11} \times 0.0344}$$

$$K = 6.71 \times 10^9 = \frac{A_{\text{Ca}^{++}} \cdot P_{\text{CO}_2}}{(A_{\text{H}^+})^2}$$

Si esta expresión se pone en su forma logarítmica:

$$6.71 \times 10^9 \times (A_{\text{H}^+})^2 = A_{\text{Ca}^{++}} \cdot P_{\text{CO}_2}$$

$$\text{Log } 6.71 + \text{log } 10^9 + \text{log } (A_{\text{H}^+})^2 = \text{log } A_{\text{Ca}^{++}} + \text{log } P_{\text{CO}_2}$$

$$9.82 + 2 \text{log } A_{\text{H}^+} = \text{log } A_{\text{Ca}^{++}} + \text{log } P_{\text{CO}_2}$$

De donde:

$$\text{log } A_{\text{H}^+} = \frac{\text{log } A_{\text{Ca}^{++}}}{2} + \frac{\text{log } P_{\text{CO}_2}}{2} - \frac{9.82}{2}$$

multiplicando por (-1):

$$-\text{log } A_{\text{H}^+} = -\frac{\text{log } A_{\text{Ca}^{++}}}{2} - \frac{\text{log } P_{\text{CO}_2}}{2} + 4.91$$

$$\text{pH} = 1/2 P_{\text{Ca}^{++}} - 1/2 \text{log } P_{\text{CO}_2} + 4.91$$

y:

$$\boxed{\text{pH} - 1/2 P_{\text{Ca}^{++}} = 4.91 - 1/2 \text{log } P_{\text{CO}_2}}$$

En esta última expresión conocida como el "potencial calizo", el valor $\text{pH} - 1/2 P_{\text{Ca}^{++}}$ es constante para una determinada presión parcial de CO_2 .

A 25°C, para la calcita esta constante es 5.56, si $-\log P_{CO_2} = 1.36$. Esto indica que si P_{CO_2} se mantiene constante, cuando el pH sube, la actividad del calcio debe disminuir para que se mantenga la igualdad. Así mismo indica que a mayor P_{CO_2} menor pH. Estas relaciones se aprecian en la Tabla 5.8 reportada por F. Simmons (citado por Russell, 1950).

TABLA 5.8 El pH de suspensiones de carbonato cálcico y arcilla calcárea en equilibrio con anhídrido carbónico a presiones variables.

Presión de anhídrido carbónico en atmósferas	pH del		Calcio retenido por la arcilla, miliequivalentes por 100 g
	Sistema CO_2 Ca	Sistema arcilla- CO_2 Ca	
0.00033	8.42	8.57	71.3
0.00295	7.66	7.97	62.4
0.00467	7.54	7.87	59.3
0.00999	7.32	7.67	49.7
0.02130	7.21	7.57	43.0
0.03010	7.07	7.28	37.9
0.05000	6.91	7.19	26.4

La concentración de CO_2 influye en el pH de los suelos calcáreos pero no en otros suelos. Esto se observa en la Figura 5.13 reportada por Collis (1971), en la cual se observa que el pH de un suelo no calcáreo no sufre ninguna modificación cuando varía la presión del CO_2 .

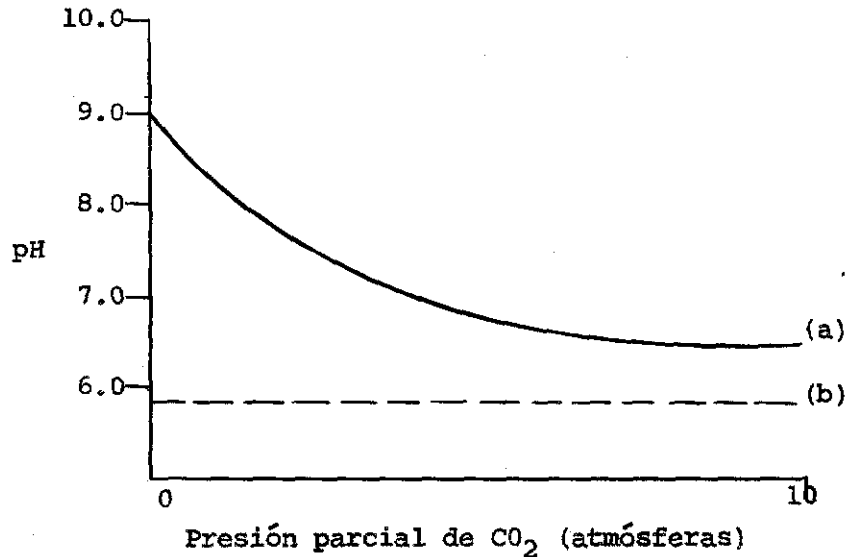


Figura 5.13.- Efecto de la presión parcial de CO_2 sobre el pH del suelo. (a) Curva para un suelo calcáreo. (b) Curva para un suelo no calcáreo.

Debido a que la presión del CO_2 es controlada por los factores que favorecen el intercambio gaseoso (aireación) del suelo, este gas disminuye en el suelo a medida que éste es bien aireado. De tal manera que para un mismo contenido de CaCO_3 en el suelo, será más bajo el pH en aquel que tenga más arcilla y más pobre estructura.

Por otra parte, un alto contenido de agua en el suelo puede disminuir la presión del CO_2 y hacer subir el pH.

Es importante tener en cuenta que la concentración de CO_2 en la zona radicular es mucho más elevada que en la atmósfera exterior al suelo, razón por la cual los valores de pH obtenidos al analizar la muestra en el laboratorio pueden ser mucho más elevados que en condiciones naturales. Esto

tiene importancia en la disponibilidad de algunos micronutrientes y fósforo, que puede ser más alta en condiciones naturales de lo que podemos inferir por el valor del pH hallado en el laboratorio.

BIBLIOGRAFIA

- ALLISON, L.E. 1966. La salinidad y su relación con el riego. Centro Regional de Ayuda Técnica, AID. México. 37 p. (Reimpreso).
- BINGHAM, F.I. et al. 1964. Retention of Cu y Zn by H-montmorillonite. Soil Sci. Soc. Am. Proc. 28: 351-354.
- BONNET, J.A. 1960. Edafología de suelos salinos y sódicos. Estación Experimental Agrícola. Universidad de Puerto Rico. Río Piedras, Puerto Rico. 337 p.
- CERVANTES, O y otros. 1970. Relaciones entre pH, aluminio y materia orgánica en algunos suelos de Colombia. Revista ICA. Bogotá. 5 (1) : 43-64.
- CLARKE, A.L. y E.R. GRAHAM. 1968. Zinc diffusion coefficients in soil as affected by soil texture, zinc concentration and pH. Soil Sci. 105: 409-418.
- COLEMAN, N.T. et al. 1951. On the validity of interpretations of potentiometrically measured soil pH. Soil Sci Soc. Amer. Proc. 15: 106-114.
- _____ and D. CRAIG. 1961. The spontaneous alterations of hydrogen - clay. Soil Sci. 91: 14-18.
- COLLIS, G. et al. 1971. Suelo, Atmósfera y Fertilizantes. Fundamentos de Agricultura Moderna. Edit. Aldos. Barcelona. 334 p.
- COREY, RICHARD. 1968. Química de suelos. Escuela Nacional de Agricultura. Colegio de Post Graduados. Chapingo, México. 165 p. (Mimeografía do).
- CORTES, L.,A., J. JIMENEZ R., y J. REY C. 1973. Génesis y Clasificación de Algunos Suelos de la Orinoquía Colombiana. Fundación Universidad de Bogotá Jorge Tadeo Lozano. Bogotá. 81 p.

- DUCHAUFOR, P. 1960. Précis de Pedologie. Edit. Masson. Paris. 438 p.
- KAMPATH, E.J. 1967. Soil Acidity and Response to Liming. International Soil testing. Technical bulletin No.4. 17 p.
- LEON, L.A. 1971. Teorias modernas sobre la naturaleza de la acidez del suelo. In Acidez y Encalamiento en el Trópico. Suelos Ecuatoriales. 3 (1): 1-23.
- MERA, N y L.A. LEON. 1971. Métodos rápidos para determinar requerimientos de cal en algunos suelos de Colombia. Revista ICA. 6 (3): 279-304.
- MORTVEDT, J.J. y H.G. CUNNINGHAM. 1971. In Fertilizer Technology and Use. 2a. ed. Soil Science Society of American. Madison, Wisconsin. - pp 413-454.
- PRATT, P.F. 1966. Química do solo. 88 p. (Mimeografiado).
- RICHARDS, L.A. 1963. Diagnóstico y Rehabilitación de suelos salinos y sódicos. Trad. 2a. ed. al Español por M. Sánchez y otros. Instituto Nacional de Investigaciones Agrícolas. México. 172 p.
- RUSSELL, S.F.J. 1950. Las condiciones del suelo y el desarrollo de las plantas. 8a. ed. 768 p.
- TISDALE, S.L. and WERNER, L.N. 1968. Soil Fertility and Fertilizers. 2a. ed. Edit. MacMillan. New York. 694 p.
- TOBON, J.H. y L.A. LEON. 1971. Comparación de varios métodos para determinar requerimientos de cal en algunos suelos colombianos. In Acidez y Encalamiento en el Trópico. Suelos Ecuatoriales. 3 (1): 66-87.
- WUTKE, A.C. 1972. Acidez. In A.C. Moniz. Elementos de Pedología. Universidad de Sao Paulo. Brasil. 459 p.