



pH DEL SUELO Y DISPONIBILIDAD DE NUTRIENTES

N.W. Osorio

Ingeniero Agrónomo, M.Sc., Ph.D. Profesor Asociado de la Universidad Nacional de Colombia
Calle 59A No. 63-20, Of. 14-216, Código Postal 050034, Medellín, Colombia (e-mail: nwsorio@unal.edu.co)

RESUMEN. En este documento se discute acerca de la importancia del pH del suelo como un indicador de la disponibilidad de nutrientes. A manera de introducción se presenta el concepto del pH y los factores que afectan la presencia de los iones H^+ y OH^- en la solución del suelo, los cuales determinan su valor. De igual forma, se presenta brevemente la forma de medir el pH del suelo. Luego, se discute la relación que hay entre el pH del suelo, la disponibilidad de algunos elementos, particularmente del aluminio (Al^{3+}), y algunas indicaciones generales de manejo. **Palabras claves:** acidez, alcalinidad, aluminio, disponibilidad de nutrientes.

SOIL pH AND NUTRIENT AVAILABILITY

ABSTRACT. The objective of this document is to discuss the importance of soil pH and its relationship with soil nutrient availability. As introduction the "pH-concept" is briefly presented; then, soil and management factors responsible of the presence of H^+ and OH^- in soil solution are discussed. Finally, the relationship of soil pH and aluminum and nutrient availability is presented in cultivated soils. Soil pH can be considered as one of the most important chemical properties and this should be carefully monitored. **Keywords:** soil acidity, soil alkalinity, aluminum, nutrient availability.

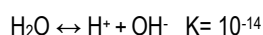
El concepto del pH

El pH es una propiedad química que mide el grado de acidez o alcalinidad de las soluciones acuosas. Por definición se considera que el pH es el logaritmo negativo de la actividad de los protones (H^+) en una solución acuosa.

$$pH = -\log(H^+)$$

En los suelos el pH es una propiedad química de mucha importancia porque indica que tan ácida o alcalina es la solución del suelo, que es de donde las raíces y los microorganismos del suelo toman sus nutrientes.

El pH usa una escala de medición cuyo rango de fluctuación es de 0 a 14. Se basa en el principio de que la constante de equilibrio de la disociación del agua es 10^{-14} .



$$K = 10^{-14} = (H^+) (OH^-) \div (H_2O)$$

Como la actividad del agua se considera igual a 1, entonces el producto de las actividades de los iones H^+ y OH^- en el agua es de 10^{-14} .

$$10^{-14} = (H^+) (OH^-)$$

De esta manera, si la concentración molar de H^+ en una solución acuosa es 10^{-5} M (0.00001 M), la concentración de molar

de los iones OH^- será 10^{-9} (0.000000001 M). Como estos números son tan pequeños se prefiere expresarlos en forma logarítmica; el logaritmo negativo (-log) permite obtener números positivos que facilitan la presentación del valor.

$$-\log(10^{-14}) = -\log(H^+) (OH^-)$$

El logaritmo de una multiplicación es la suma de los logaritmos:

$$14 = -\log(H^+) + -\log(OH^-)$$

Por convención el término "-log" se reemplaza por "p" (p: potencial); de esta manera la fórmula queda así:

$$14 = pH + pOH$$

En el ejemplo anterior, con una actividad de 0.00001 M de H^+ se tiene un pH de 5; el valor correspondiente al pOH (0.000000001) es de 9. Para simplificar, comúnmente sólo se usa el valor de pH.

Tabla 1. Relación entre pH y pOH y la actividad de ambos iones en solución.

pH	Actividad de H^+ (M)	pOH	Actividad de OH^- (M)
0	1.0	14	0.000000000000001
1	0.1	13	0.00000000000001
2	0.01	12	0.000000000000001
3	0.001	11	0.0000000000000001
4	0.0001	10	0.00000000000000001
5	0.00001	9	0.000000000000000001
6	0.000001	8	0.0000000000000000001
7	0.0000001	7	0.00000000000000000001
8	0.00000001	6	0.000000000000000000001
9	0.000000001	5	0.0000000000000000000001
10	0.0000000001	4	0.00000000000000000000001
11	0.00000000001	3	0.000000000000000000000001
12	0.000000000001	2	0.0000000000000000000000001
13	0.00000000000001	1	0.00000000000000000000000001
14	0.0000000000000001	0	1.0

A manera de ilustración se presenta en la Tabla 2 los valores de pH de algunas sustancias comunes.

Tabla 2. pH de varias sustancias comunes.

Sustancia	pH	Sustancia	pH
Agua pura	7.0	Agua de lluvia	5.5-5.7
Agua de mar	8.0-8.3	Agua de lluvia ácida	3.0-5.0
Mayoría de suelos ácidos	4.0-6.0	Leche fresca	6.3-6.6
Jugo de naranja	3.4-4.0	Sangre	7.2-7.4
Jugo de limón	2.2-2.4	Solución jabonosa	8.5-10.0
Café	5.0-5.1	Soda caustica	12.0-12.5
Coca-cola	2.5-2.8	Vinagre	4.0-4.5

Medición del pH del suelo

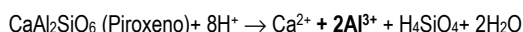
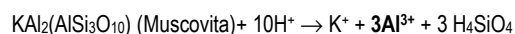
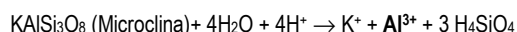
- Transfiera 10 g suelo seco (previamente tamizado a ≤ 2 mm) a un vaso plástico de aproximadamente 50 cm³ de capacidad.
- Adicione 20 cm³ de agua destilada o desionizada al vaso.
- Agite durante 1 minuto con una varilla de vidrio.
- Deje reposar la suspensión por 30 minutos.
- Lea el pH con un pH-metro debidamente calibrado (con soluciones buffer de 4.0 y 7.0). Para esto introduzca el electrodo en el sobrenadante de la suspensión suelo-agua. Espere hasta que se establezca la lectura (1 minuto aproximadamente). Reporte una cifra decimal.



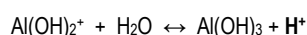
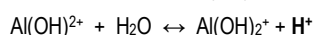
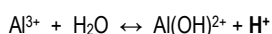
Suelos ácidos y Aluminio

El pH de la solución del suelo usualmente fluctúa entre 4.0 a 8.0. En general, se considera que los suelos con $\text{pH} < 7$ son ácidos y si el $\text{pH} > 7$ son alcalinos. La acidez del suelo es una condición muy común en los suelos de las regiones húmedas tropicales, mientras que la condición alcalina predomina en suelos de regiones secas- tropicales.

Los suelos se acidifican por una serie de factores, entre los cuales sobresale la meteorización de minerales aluminosilicatos y la consecuente liberación de aluminio (Al^{3+}) a la solución del suelo. Para ilustra esto se presentan las reacciones de dilución de tres minerales comunes:



Una vez el Al^{3+} se libera puede causar hidrólisis (rompe las moléculas del agua). Esto ocurre porque el Al^{3+} "atrapa" iones OH^- del agua y deja "libres" los protones (H^+) en la solución del suelo, tal como se ilustra a continuación. Note que cada ion de Al^{3+} puede reaccionar con tres iones OH^- y deja libres tres protones H^+ . Consecuentemente, el pH de la solución del suelo disminuye.



Parte del Al^{3+} que se libera en la dilución de los aluminosilicatos puede ser retenido en la superficie de las arcillas y los óxidos del suelo. Este Al^{3+} puede pasar desde los sitios de retención hasta la solución del suelo por el proceso de

intercambio catiónico, y por eso recibe el nombre de "Al intercambiable". Esto hace que exista una relación inversa entre el valor de pH y la presencia de Al intercambiable en el suelo (Fig. 1).

A pH del suelo ≤ 4.7 el ión Al^{3+} es la forma predominante; a pH 4.7-5.2 el $\text{Al}(\text{OH})_2^+$ es la forma predominante. A pH de 5.5 prácticamente todo el Al^{3+} se ha precipitado en forma de $\text{Al}(\text{OH})_3$ y por eso cuando el suelo alcanza este valor no se determina el Al intercambiable pues se considera que su valor no es significativo.

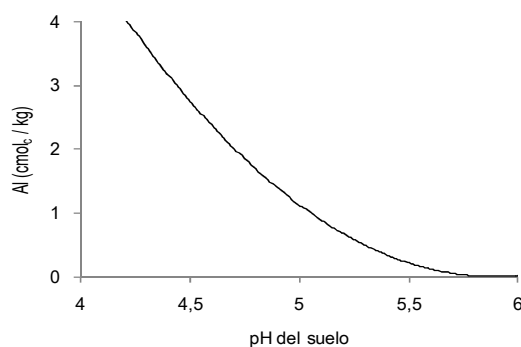
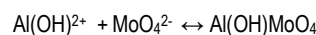
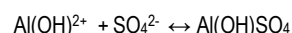
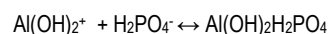


Fig. 1. Relación inversa entre el pH del suelo y el Al intercambiable en un suelo de Carimagua (Vichada, Colombia).

Las formas iónicas del Al pueden ser absorbidas por las raíces y causar toxicidad en las plantas. El exceso de Al puede inhibir la división celular en los meristemas apicales de las raíces y restringir la absorción de cationes (Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , NH_4^+). Así mismo, puede interferir severamente en la absorción de aniones tales como H_2PO_4^- , SO_4^{2-} y MoO_4^{2-} , generando así deficiencias en las plantas. Igualmente, los altos niveles de Al pueden perjudicar la actividad de los microorganismos del suelo responsables de la descomposición de la materia orgánica, la nitrificación fijación biológica de N_2 , entre otros procesos esenciales.

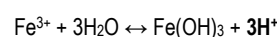


Las plantas varían en su grado de tolerancia a la acidez del suelo y a las formas de aluminio. Por ejemplo, las plantas de yuca, café, pasto brachiaria, piña, te, hortensia, eucalipto y pinos, entre otros, toleran muy los suelos ácidos ricos en Al intercambiable. Otras plantas son más susceptibles a estas condiciones y prefieren suelos moderadamente a ligeramente ácidos sin aluminio: por ejemplo, crisantemo, rosa, clavel, espárrago, vid, pasto angleton y leucaena. Plantas de alfalfa, soya, caña de azúcar crecen bien en suelos cercanos a la neutralidad.

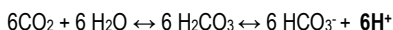
Otras causas de la acidez de los suelo

El Al no es la única causa de la acidez del suelo, otras causas son:

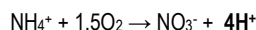
- *Hidrólisis causada por Fe^{3+} :*



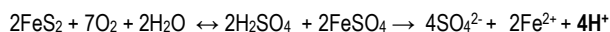
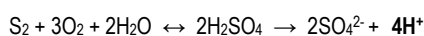
- **Descomposición microbial de la materia orgánica:** la actividad respiratoria de los microorganismos del suelo produce ácidos orgánicos y CO₂. Este último formará posteriormente H₂CO₃ (ácido carbónico):



- **Oxidación microbial de NH₄⁺ a NO₃⁻:** los microorganismos oxidan amonio para formar nitrato (nitrificación) y con ello generan acidez:



- **Oxidación microbial de S₂ y sulfuros:** las bacterias *Acidithiobacillus thiooxidans* oxidan estos compuestos y forman ácido sulfúrico (H₂SO₄):



Estas reacciones ocurren en ambientes donde abundan los sulfuros (pirita, calcopirita, galena), las cuales, bajo condiciones aérobicas (con drenaje), permiten la formación de "suelos sulfato-ácidos". El valor del pH de estos suelos puede ser de ~2.5. Esto ocurre en zonas cercanas a Cereté (Cordoba) y en el Alto Chicamocha (Boyaca).

- **Absorción de nutrientes catiónicos:** para que se dé la absorción de nutrientes las raíces de las plantas y los microorganismos liberan protones a la solución del suelo, de tal manera que en la cercanía de las raíces (rizosfera) el pH tiende a ser más bajo que el resto del suelo. Esta situación es más intensa si la planta sólo absorbe N en forma de amonio (NH₄⁺). Cuando absorbe NO₃⁻ se liberan OH⁻ y esto puede compensar el efecto acidificante de la rizosfera.
- **Lixiviación de bases intercambiables:** en los suelos de las regiones muy lluviosas hay una fuerte pérdida de cationes (Ca²⁺, Mg²⁺, K⁺, Na⁺) de la solución del suelo. Los cationes retenidos en los sitios de la fase intercambiable pasan a la solución del suelo y su espacio es reemplazado por H⁺. Con el paso del tiempo, los sitios intercambiables son reemplazados por Al³⁺ ó H⁺ y, consecuentemente, la solución del suelo se acidificará.
- **Lluvia ácida:** el agua de lluvia cerca a las ciudades tiende a tener pH's muy bajos debido a la presencia de gases tales como CO₂, NO₂, SO₂, que generan ácidos (carbónico, nítrico y sulfúrico). El agua de lluvia ácida que se infiltra en los suelos genera acidez.

Disponibilidad de nutrientes

Como se mencionó anteriormente, el pH de la solución del suelo es un buen indicador de la disponibilidad de nutrientes. Esto se debe a que la presencia de los iones de aluminio (Al³⁺, Al(OH)₂⁺), H⁺ y OH⁻ son determinantes de la solubilidad de los nutrientes en el suelo (fosfato, sulfato, molibdatos, hierro, manganeso, cobre, zinc) o son indicadores de la escasez de las

formas disponibles de algunos de ellos en el suelo (calcio, magnesio, potasio, sodio).

Por ejemplo, cuando el suelo tiene un pH cercano a la neutralidad o alcalino (pH≥6.5), la abundancia de iones OH⁻ produce la precipitación de compuestos insolubles de hierro, manganeso, cobre y zinc, tal como se ilustra a continuación. De esta manera estos micronutrientes se vuelven no-disponibles para su absorción por las raíces de las plantas.

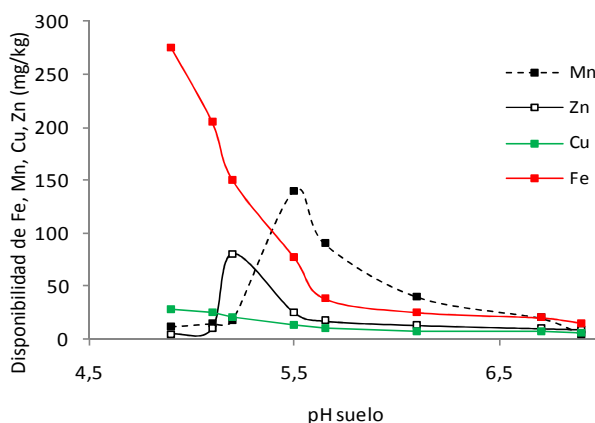
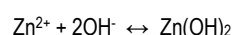
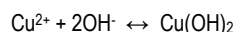
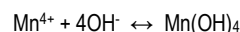
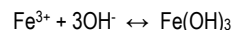


Fig. 2. Efecto del pH sobre la disponibilidad de nutrientes en un Andisol cultivado con Crisantemo (La Ceja, Antioquia). Fuente: Osorio (1997).

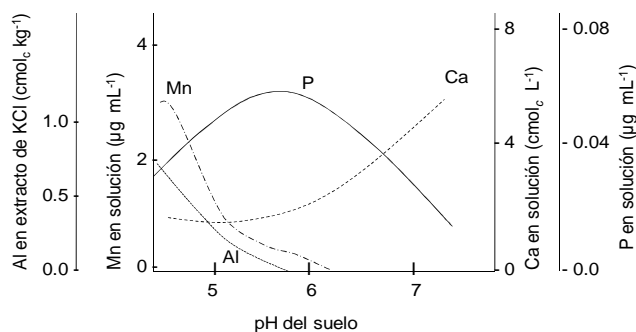


Fig. 3. Cambios en los niveles de disponibilidad de Al, Ca, P y Mn en función del pH del suelo, el cual fue modificado a través de la aplicación de cal en un Oxisol de Hawai'i. Fuente: Fox *et al.* (1991).

Como se mencionó, en suelos de pH bajo (<5.5) la presencia de iones de Al restringe la solubilidad-disponibilidad de fosfato, sulfato y molibdato. Igualmente, se restringe la nitrificación y la descomposición de la materia orgánica del suelo. El efecto será más severo si el pH es aún más bajo.

La solubilidad del fosfato también es menor si hay exceso de calcio, debido a la formación de precipitados insolubles de fosfato de calcio. Lo anterior ocurre significativamente a valores de pH ≥6.5.

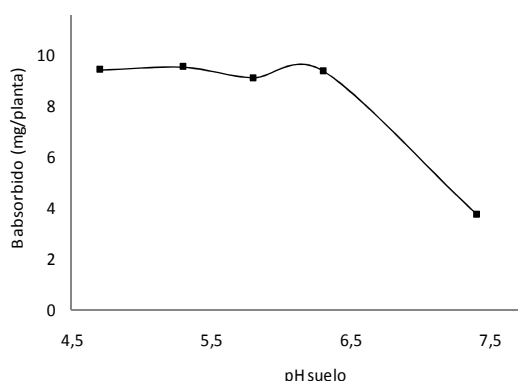


Fig. 4. Cantidad de B absorbido por el pasto festuca en función del pH suelo. Note como se reduce la absorción de B cuando el pH aumenta por encima de 6.5. Tomado parcialmente de Peterson y Newman (1976).

Los suelos de regiones lluviosas tiende a tener valores de pH muy bajos (≤ 5.0) y acompañado a esto hay una tendencia a tener baja disponibilidad de calcio, magnesio y potasio.

En general, el boro (en forma ácido bórico, H_3BO_3) es bastante soluble si el suelo es ácido, pero cuando el pH es ≥ 6.5 su disponibilidad para ser absorbido por las plantas. Lo contrario sucede con el molibdato (MoO_4^{2-}), en suelos muy ácidos ($pH < 5.5$) es poco disponible, y conforme aumenta el pH se van volviendo más disponible.

Como puede verse, si se conoce el valor del pH se puede hacer una predicción, al menos cualitativa, de la disponibilidad de los nutrientes en el suelo. Igualmente, se puede hacer una proyección general de los requerimientos de manejo de un suelo (Tabla 3).

Tabla 3. Interpretación del pH del suelo (agua, 1:1, V:V). Fuente: ICA.

pH	Categoría	Interpretación
< 5.0	Extremadamente ácido	Severa toxicidad por Al y quizá por Mn; Alta probabilidad de deficiencia de P, S, Mo y bases intercambiables; se esperan altos niveles de algunos micronutrientes. Muchos cultivos requieren encalamiento.
5.0-5.5	Fuertemente ácido	Toxicidad moderada por Al y Mn; deficiencia de P, S, Mo y bases; altos niveles de algunos micronutrientes. Muchos cultivos requieren encalamiento.
5.5-6.0	Moderadamente ácido	No se espera la toxicidad por Al; mayor disponibilidad de P, S, Mo y bases. Algunos cultivos susceptibles a la acidez del suelo requieren encalamiento.
6.0-6.5	Ligeramente ácido	Adecuada condición para la disponibilidad de nutrientes para las plantas.
6.5-7.3	Neutro	Altos niveles de Ca, Mg. Algunos cultivos pueden mostrar deficiencias de micronutrientes. La disponibilidad de P puede ser baja.
7.4-8.0	Alcalino	Baja disponibilidad de P y micronutrientes. Altos niveles de Ca, Mg. El Na puede ser un problema.
> 8.0	Muy alcalino	Severas limitaciones en la disponibilidad de algunos nutrientes. El nivel de Na puede ser tóxico.

REFERENCIAS

- Barber SA (1995) Soil nutrient Bioavailability. A mechanistic approach. New York, John Wiley and Sons.
- Bell LC, Edwards DG (1986) The role of aluminium in acid soil infertility. In: Latham M (ed.) Soil management under humid conditions in Asia. ASIALAND. Bangkok, IBSRAM, 201-224 pp.
- Blakemore LC, Searle PC, Daly BK (1987) Methods for chemical analysis of soils. New Zealand Soil Bureau, Lower Hutt.
- Bohn H, Mc Neal B, O'Connor GA (1979) Soil chemistry. New York, John Wiley and sons.
- Bolt GH (1997) Soil pH an early diagnostic tool: its determination and interpretation. In: Yaalon, D.H. and Berkowicz (eds). History of soil science. International perspectives. Reiskirchen, Catena Verlag, 177-210 pp.
- Coleman NT, Thomas G (1967) The basic chemistry of soil acidity. In: Pearson R, Adams F (eds) Soil acidity and liming. Madison, Am.Soc.Agron, 1-41 pp.
- Fox RL, Hue NV, Jones RC, Yost RS (1991) Plant-soil interactions associated with acid, weathered soils. In: Wright RJ (ed.) Plant-soil interactions at low pH. Kluwer Academic Publishers, 197-204 pp.
- Foy CD (1984) Physiological effects of hydrogen, aluminum and manganese toxicities in acid soils. In: Adams F (ed.) Soil acidity and liming. Madison, Amer. Soc. of Agron, 57-97 pp.
- Foy CD (1988) Plant adaptation to acid, aluminum toxic soils. Commun.Soil Sci.Plant Anal 19:959-987.
- Hartwell B, Pember FR (1918) The presence of Al as a reason for the difference in the effect of so-called acid soil on barley and rye. Soil Science 4 (1):259-280.
- Hartwell B, Pember FR, Howard LP (1919) Lime requirement as a determined by the plant and by the chemist. Soil Science 6 (4):279-282.
- INSTITUTO COLOMBIANO AGROPECUARIO, ICA (1992) Fertilización de diversos cultivos. Quinta aproximación. Bogota, ICA.
- Jackson W (1967) Physiological effects of soil acidity. In: Pearson R, Adams F (eds) Soil acidity and liming. Madison, Am.Soc.Agron, 43-124 pp.
- Kamprath E (1980) Soil acidity in well-drained soils of the tropics as a constraint to food production. In: IRRI. Soil-related constraints to food production in the tropics. Priorities for allevating. Manila, 171-188 pp.
- Leon AL (1967) Chemistry of some acid tropical soils of Colombia. Ph.D. Thesis. University of California, Riverside.
- Lindsay WL (1979) Chemical equilibria in soils. New York, Wiley and Sons.
- Mirasol JJ (1920) Aluminum as a factor in soil acidity. Soil Science 10 (3):153-217.
- Sanchez P (1976) Properties and management of soils in the tropics. New York, John Wiley and Sons.
- Uchida R, Hue NV (2000) Soil acidity and liming. 101-111 p. In J.A. Silva and R. Uchida (eds.) Plant nutrient management in Hawaiian soils, approaches for tropical and subtropical agriculture. University of Hawaii, Honolulu.
- Van Wambeke A (1976) Formation, distribution and consequences of acid soils in agricultural development. In: Wright M (ed.) Plant adaptation to mineral stress in problem soils. Ithaca, Cornell University, 15-24 pp.
- Zapata R (1998). La acidez del suelo. Medellin, Universidad Nacional de Colombia.