

Memorias

DEL TERCER CURSO INTERNACIONAL
DE MANEJO DE AGUA Y FERTILIZANTES
EN CULTIVOS INTENSIVOS

Publicado por:
GRUPO CLINICA AGRICOLA



AGROBIOLAB CIA. LTDA.



AGROBIOLAB Cía. Ltda.

Editor:
Dr. Washington Padilla G. Ph.D.

28 DE JUNIO AL 2 DE JULIO 1.999
Quito - Ecuador

PREPARACION DE FERTILIZANTES PARA APLICACIÓN EN FERTIRRIGACION O HIDROPONIA

*Dra. Soraya Alvarado**

INTRODUCCION

Fertilizante líquido es en general cualquier solución, suspensión o gas licuado que contenga uno o más nutrientes esenciales y que pueda ser empleado para tal fin (6).

Esta definición también engloba a los fertilizantes foliares, que por presentar características propias en cuanto al proceso de producción, concentración de nutrientes y modo de utilización, forman otra familia de fertilizantes.

En forma específica, un fertilizante líquido es todo material fertilizante que pueda ser manipulado, almacenado, transportado y aplicado al suelo en forma líquida (4).

Los fertilizantes líquidos ofrecen ventajas relativas frente a los fertilizantes sólidos, fundamentalmente en el manejo, almacenamiento, flexibilidad para preparar mezclas con diferente composición, uniformidad de aplicación, facilidad de aplicación al suelo y menores costos (4).

Teniendo en cuenta la forma como se encuentran los nutrientes dispersos en el medio, los fertilizantes líquidos se clasifican en soluciones y suspensiones.

Soluciones

Los fertilizantes líquidos en forma de solución tienen los solutos totalmente disueltos en solvente (agua) constituyendo una sola fase. Son dispersiones moleculares e incluso atómicas, con diámetros de partículas inferiores a 10^{-7} cm. Pueden almacenarse largos períodos, pero se debe tener cuidado con las soluciones de concentraciones elevadas, en las cuales puede ocurrir cristalización, incluso a temperatura ambiente (6). Normalmente las soluciones son

fertilizantes simples, es decir contienen apenas un nutriente. Las más comunes son las soluciones nitrogenadas, pero pueden existir soluciones de nitrógeno (N) y fósforo (P) o N, P y potasio (K). En general, el problema de las soluciones es la baja concentración en nutrientes, debido a la solubilidad de las materias primas utilizadas (4).

Suspensiones

Las suspensiones son fertilizantes líquidos que tienen nutrientes sólidos dispersos en la matriz (agua), con partículas de diámetro mayor a 10^{-5} cm en las dispersiones gruesas y 10^{-6} - 10^{-7} cm en las dispersiones coloidales. Las suspensiones presentan dos fases, una sólida y otra líquida que en reposo son susceptibles de separarse.

Para obtener un producto homogéneo los fabricantes adicionan un agente estabilizador que generalmente son arcillas como la atapulgita, sepiolita o bentonita. Se puede también recurrir a procesos mecánicos como agitación e insuflación de aire comprimido.

La concentración de nutrientes en las suspensiones está limitada por la viscosidad y la fluidez del producto final (6).

Las partículas en suspensión deben ser tan pequeñas como sea posible para evitar la obstrucción de las boquillas de riego de baja frecuencia (orificios con diámetros que oscilan entre 1-3 mm), y con viscosidades que no excedan los 500 centipoise, garantizando así su manipulación. Las suspensiones son más concentradas respecto a las soluciones y por supuesto más económicas. Existen muchos tipos de suspensiones, entre las más comunes están las suspensiones individuales de N, P, K, azufre (S) elemental, calcio (Ca), y suspensiones compuestas de NPK (2).

* Departamento de suelos, Estación Experimental Santa Catalina, INIAP

PREPARACION DE FERTILIZANTES PARA APLICACIÓN EN FERTIRRIGACION O HIDROPONIA

*Dra. Soraya Alvarado**

INTRODUCCION

Fertilizante líquido es en general cualquier solución, suspensión o gas licuado que contenga uno o más nutrientes esenciales y que pueda ser empleado para tal fin (6).

Esta definición también engloba a los fertilizantes foliares, que por presentar características propias en cuanto al proceso de producción, concentración de nutrientes y modo de utilización, forman otra familia de fertilizantes.

En forma específica, un fertilizante líquido es todo material fertilizante que pueda ser manipulado, almacenado, transportado y aplicado al suelo en forma líquida (4).

Los fertilizantes líquidos ofrecen ventajas relativas frente a los fertilizantes sólidos, fundamentalmente en el manejo, almacenamiento, flexibilidad para preparar mezclas con diferente composición, uniformidad de aplicación, facilidad de aplicación al suelo y menores costos (4).

Teniendo en cuenta la forma como se encuentran los nutrientes dispersos en el medio, los fertilizantes líquidos se clasifican en soluciones y suspensiones.

Soluciones

Los fertilizantes líquidos en forma de solución tienen los solutos totalmente disueltos en solvente (agua) constituyendo una sola fase. Son dispersiones moleculares e incluso atómicas, con diámetros de partículas inferiores a 10^{-7} cm. Pueden almacenarse largos períodos, pero se debe tener cuidado con las soluciones de concentraciones elevadas, en las cuales puede ocurrir cristalización, incluso a temperatura ambiente (6). Normalmente las soluciones son

fertilizantes simples, es decir contienen apenas un nutriente. Las más comunes son las soluciones nitrogenadas, pero pueden existir soluciones de nitrógeno (N) y fósforo (P) o N, P y potasio (K). En general, el problema de las soluciones es la baja concentración en nutrientes, debido a la solubilidad de las materias primas utilizadas (4).

Suspensiones

Las suspensiones son fertilizantes líquidos que tienen nutrientes sólidos dispersos en la matriz (agua), con partículas de diámetro mayor a 10^{-5} cm en las dispersiones gruesas y 10^{-6} - 10^{-7} cm en las dispersiones coloidales. Las suspensiones presentan dos fases, una sólida y otra líquida que en reposo son susceptibles de separarse.

Para obtener un producto homogéneo los fabricantes adicionan un agente estabilizador que generalmente son arcillas como la atapulgita, sepiolita o bentonita. Se puede también recurrir a procesos mecánicos como agitación e insuflación de aire comprimido.

La concentración de nutrientes en las suspensiones está limitada por la viscosidad y la fluidez del producto final (6).

Las partículas en suspensión deben ser tan pequeñas como sea posible para evitar la obstrucción de las boquillas de riego de baja frecuencia (orificios con diámetros que oscilan entre 1-3 mm), y con viscosidades que no excedan los 500 centipoise, garantizando así su manipulación. Las suspensiones son más concentradas respecto a las soluciones y por supuesto más económicas. Existen muchos tipos de suspensiones, entre las más comunes están las suspensiones individuales de N, P, K, azufre (S) elemental, calcio (Ca), y suspensiones compuestas de NPK (2).

* Departamento de suelos, Estación Experimental Santa Catalina, INIAP

Estas suspensiones pueden contener también cantidades pequeñas de microelementos como boro (B), hierro (Fe), cobre (Cu), entre otros (9).

FUENTES DE NUTRIENTES PARA FERTIGACION

Existen numerosos fertilizantes en el mercado que pueden ser utilizados en fertigración, como los presentados en la tabla 1. Su elección depende de las características propias del producto y de la interacción de los factores suelo, agua, planta y sistema de riego (14). Las fuentes más comunes de nutrientes se discuten a continuación.

Fertilizantes Sólidos

Los fertilizantes nitrogenados comunes en el mercado, como la urea, nitrato de amonio, sulfato de amonio, son los más solubles en agua y no presentan problemas para ser utilizados en fertigración.

Los fertilizantes potásicos presentan menor solubilidad que los nitrogenados, sin embargo, son muy utilizados en fertigración el nitrato y el cloruro de potasio.

Los fertilizantes ricos en P son los más problemáticos para usarse en fertigración por la baja solubilidad en agua de la mayoría de ellos y por el riesgo de precipitación de los fosfatos solubles (MAP o DAP) o el ácido fosfórico en presencia de Ca.

Los principales fertilizantes sólidos que pueden ser utilizados como fuente de nutrientes en fertigración se describen a continuación:

Sulfato de amonio ($\text{SO}_4[\text{NH}_4]_2$): Contiene N amoniacal (21%) y S (23%). El contenido de sulfatos puede presentar problemas de salinidad. Su reacción es acidificante, por lo que es recomendable para suelos alcalinos.

Nitrato de calcio ($\text{Ca}[\text{NO}_3]_2$): Tiene aproximadamente 15 - 16 % de N en forma nítrica. Se utiliza en fertigración como portador de Ca. Es el más hidrocópico de los fertilizantes.

Nitrato de amonio (NO_3NH_4):- Contiene 33,5 - 34 % de N pero forma soluciones saturadas que contienen prácticamente los mismos valores de N que la urea. Es un fuerte agente oxidante que tiende a provocar

Terceer Curso de Fertirrigación
explosiones en presencia de materia orgánica. Su disolución es endotérmica y acidifica el medio. El aporte de N en forma nítrica y amoniacal lo hace uno de los materiales más apropiados en fertigración.

Urea (NH_2CONH_2): Es un compuesto de alto contenido de N (46%) más móvil que las sales amoniacales por ser menos absorbida por el suelo ya que es una molécula neutra. Sin embargo, se hidroliza rápidamente y cambia a amonio y finalmente a nitrato. También acidifica el suelo. Su gran solubilidad y falta de retención por el suelo puede provocar pérdidas importantes si no se controlan las condiciones de aplicación.

Nitrato de potasio (KNO_3): Es excelente portador tanto de N (13 %) así como de K (44 - 46 % K_2O) por lo que se lo utiliza ampliamente en fertigración. Sin embargo, la máxima concentración a obtenerse es alrededor de 6% K_2O en solución.

Sulfato de potasio (K_2SO_4): Es más salino que el nitrato de potasio por la presencia del sulfato en su composición. Contiene 50 % de K_2O y 17 % de S.

Cloruro de potasio (KCl): Contiene 62 % de K_2O y 47 % de Cl. Es la principal fuente de K en fertigración por su bajo costo y gran solubilidad. Las soluciones de KCl alcanzan un máximo 12 % de K_2O .

Fosfato monoamónico, MAP ($[\text{NH}_4]\text{H}_2\text{PO}_4$): Tiene 12 % de N y 60 a 62 % de P_2O_5 . Posee poco efecto salinizante y reacción ácida por lo que disminuye el riesgo de obturaciones de los sistemas de riego. Por su composición es uno de los materiales más usados en fertigración.

Fosfato diamónico, DAP ($[\text{NH}_4]_2\text{HPO}_4$): Tiene reacción alcalina, 21 % de N y 52 a 54% de P_2O_5 . Se recomienda utilizarlo junto con un ácido, generalmente ácido nítrico (1.3 kg de ácido por 1 kg de fosfato diamónico).

Microelementos: Estos nutrientes pueden aportarse a través de dos fuentes principales:

1. Sales minerales inorgánicas:

- Fe (Sulfato ferroso)
- Mn (Cloruro o sulfato de manganeso)
- Zn (Sulfato de zinc)

- Cu (Sulfato de cobre)
 - Mo (Molibdato de amonio)
 - B (Tetraborato de sodio, ácido bórico) (1).
2. Productos orgánicos o quelatos: En estos compuestos cada ion metálico está retenido por la estructura del agente quelante, a través de enlaces coordinados. Estas estructuras evitan la eventual reacción química con otros iones en la solución de fertigación. Se aplican en pequeñas cantidades y frecuentemente son más efectivos que los compuestos inorgánicos, sobre todo en suelos ácidos y en suelos ricos en materia orgánica. Los agentes quelantes más utilizados son los derivados del ácido acético, tripolifosfato y ácidos hidroxí-carboxílicos como DTPA, EDTA, HEDTA, etc.

Fertilizantes líquidos

Soluciones

Amoníaco anhidro: Contiene el 82 % de N. Es un fertilizante de uso peligroso, que además presenta problemas de precipitación y pérdidas por volatilización. La mejor forma para aplicar fertilizantes que contengan amoníaco libre es la acidificación del agua de riego, previa la inyección del fertilizante (11).

Solución nitrogenada al 20%: Es una de las más populares soluciones acuosas de N. Se utiliza con frecuencia en suelos de pH básico.

Solución nitrogenada al 32%: Constituye la solución de más alta concentración de N obtenida en la práctica. Se prepara con una mezcla de nitrato de amonio y urea al 50 %. Es una solución poco salinizante de reacción neutra. La combinación de las tres formas de N en la solución presenta ventajas en diferentes tipos de fertigación y en determinados suelos. En el comercio brasileño se conoce como URAN y en los EE.UU como UAN.

Nitrato de calcio líquido: Utilizado frecuentemente para aportar Ca, contiene 10 % de dicho elemento y 7 % de N.

Tercer Curso de Fertirrigación

Nitrato de magnesio líquido: Con un contenido del 6 % de magnesio (Mg) y 7 % de N nítrico, es usado para cubrir deficiencias de Mg.

Acido fosfórico (H_3PO_4): Es usado cada vez más en riego localizado como portador de P. La riqueza en P_2O_5 oscila entre el 40 y 54 %. Con mayor grado de salinidad que el fosfato monoamónico, es fuertemente acidificante. Es también utilizado para la limpieza de tuberías o sistemas de riego.

Complejos líquidos.- Contienen dos o tres de los elementos nutritivos principales. Pueden utilizarse directamente incorporándose al agua de riego. Están constituidos por urea, fosfato monoamónico, fosfato diamónico.

Suspensiones

Suspensiones coloidales: Están constituidas por fosfato de amonio líquido (por ejemplo $NH_4H_2PO_4$) obtenidas a través de la reacción de amoníaco anhidro o hidróxido de amonio con el ácido fosfórico. De modo general poseen una consistencia espesa y una viscosidad relativamente alta. Estas suspensiones pueden ser enriquecidas con adición de N o K (14).

Mezclas en suspensión: Obtenidas a partir de la mezcla de fertilizantes líquidos simples (32-00-00, 10-30-00, 6-30-00) con cloruro de potasio. Una pequeña parte del K permanece en solución, mientras la mayor parte se halla en suspensión, a través de la adición de atalpigita o bentonita (14).

CONSIDERACIONES BASICAS SOBRE EL USO DE LOS FERTILIZANTES EN FERTIGACION

Las principales características que deben ser observadas al decidir que fertilizante se debe utilizar en fertigación son las siguientes (14):

- Solubilidad rápida y completa.
- Baja capacidad corrosiva
- Compatibilidad con otros fertilizantes y con el agua de riego
- Baja toxicidad
- Baja volatilidad

- Pureza
- Precio

SOLUBILIDAD

En general, la disolución de un compuesto depende de la interacción entre las partículas del soluto y las del solvente. Si estas dos fases juntas forman un sistema más estable que las fases del soluto y del solvente puros, entonces se considera que existe disolución (8).

El proceso de disolución de una sal en agua implica básicamente la separación de iones del retículo cristalino sólido de la sal hacia el medio de la solución acuosa. La estructura reticular organizada del sólido cristalino representa un estado de equilibrio con una energía relativamente baja.

La separación de iones de esta estructura implica consumo de energía. Por otra parte, se desprende energía cuando se solvatan los iones separados del sólido. Estas energías reciben el nombre de energía reticular y energía de hidratación. Por tanto, el grado en que un sólido es soluble en medio acuoso depende de la diferencia entre estas dos energías.

En el caso de muchos electrolitos (sales), la energía reticular es ligeramente mayor que la energía de hidratación, de modo que la solubilización de estos electrolitos es un proceso que requiere cierta cantidad de energía por encima de la energía de hidratación. En consecuencia, la disolución de estos electrolitos es mayor conforme se eleva la temperatura.

Los compuestos iónicos se disuelven en el medio (agua) hasta llegar a un punto en el cual se satura la solución y no se puede disolver más sólido.

La cantidad de soluto necesaria para saturar una solución se conoce como "punto de solubilidad" de la sustancia y se expresa en g/100 ml de agua a 20 ó 25 ° C. Una solución saturada está en equilibrio con el sólido presente.

Tercer Curso de Fertirrigación

Si se añade un más soluto a una solución saturada, este se separa y precipita. Sin embargo, diversos fenómenos como el aumento de temperatura, logran disolver más soluto en una solución saturada, obteniéndose las llamadas soluciones sobresaturadas, cuyo equilibrio metaestable se rompe por la presencia de un cristal de soluto que sirve de semilla para la recristalización y precipitación (16).

El resultado de la mezcla de sales tiene una solubilidad más elevada que el total de las sales individuales. Por ejemplo, la solubilidad de la urea es de 67 g/100 ml de agua a 0 °C y la del nitrato de amonio es de 118 g/100 ml. Sin embargo, a la misma temperatura una mezcla de urea y nitrato de amonio al 50 %, tiene una solubilidad de 390 g/100 ml de agua. Similares resultados se obtienen con el MAP y el DAP (2).

Como regla general, los nitratos y cloruros tienen solubilidades mayores que los sulfatos, estos últimos a su vez más altas que los óxidos, carbonatos o bicarbonatos.

Factores que afectan la solubilidad

Temperatura

La solubilidad, como se ha mencionado antes, varía con la temperatura. Esta variación está asociada con la energía liberada o absorbida cuando un mol de soluto se disuelve en el solvente. Si el proceso de disolución es endotérmico (absorbe energía) la solubilidad aumenta a medida que aumenta la temperatura. Por ejemplo en una disolución de nitrato de amonio al 50 %, de 26 ° C iniciales se llega a -3 ° C. Si el proceso de disolución es exotérmico (libera energía) la solubilidad disminuye a medida que aumenta la temperatura, es el caso del ácido fosfórico que al ser diluido en agua al 50 % provoca una elevación de temperatura de 24 a 34,3 ° C (10).

Es necesario entonces conocer la solubilidad con su respectiva temperatura, pues sólo así estaremos seguros de no provocar cristalización. En la Tabla 1 se ilustran estos parámetros para alguno fertilizantes utilizados en fertirrigación.

Tabla 1. Solubilidades de fuentes fertilizantes a diferentes temperaturas (1).

	Temperatura °C											
	32	35	40	45	50	55	60	65	70	75	80	85
°F												
°C	0	1.7	4.4	7.2	10.0	12.8	15.6	18.3	21.1	23.9	26.7	29.4
Material	Solubilidad (g/100 ml)											
Nitrato de potasio	13	14	16	19	21	24	27	30	33	37	40	45
Urea	67	69	74	79	84	89	95	106	107	115	123	131
Nitrato de amonio	118	124	135	147	158	168	178	188	199	219	225	239
Sulfato de amonio	70	71		73				74				77
Solución de N (32-0-0)	390	455	563	672	781	890	998	110	121	132	143	154
Cloruro de amonio	29				33				38			41
MAP	22	23	25	27	29	31	33	36	38	40	43	45
DAP	42	46	51	57	62	64	66	67	69	71	73	74
Cloruro de potasio	28	28	29	30	31	31	32	33	34	35	36	36
Sulfato de potasio	7				9		11					12
Fosfato monopotásico	14		15		17		20		22	24	25	27
Fosfato dipotásico	132				148		151		160	167	172	178

Efecto del pH.

Los compuestos más afectados por el pH, en cuanto a solubilidad, son los fosfatos ya que la forma del anión fosfato cambia con el pH. A pH 4.7 predomina el fosfato diácido (H₂PO₄⁻), en tanto que a pH 9.7 el fosfato monoácido (HPO₄²⁻).

Entre estos dos valores de pH se producen mezclas de las dos formas aniónicas en diferentes proporciones.

Así, dependiendo del pH se tendrán por ejemplo formas distintas de fosfatos de potasio y amonio, con solubilidades diferentes. De esta forma, la solubilidad del (NH₄)₂HPO₄ (DAP) es de 68.6 g/100 ml agua a 20 °C, mientras que la solubilidad del (NH₄)H₂PO₄ (MAP) se reduce a 36.8 a la misma temperatura (8).

La solubilidad de los carbonatos de calcio y magnesio se reduce con el aumento del pH del agua. Esta condición permite la precipitación de los carbonatos (14).

En el caso de sales poco solubles como el sulfato de calcio, un incremento de iones H⁺,

debido a la adición de un ácido que no tiene un anión en común con la sal (ácido nítrico, por ejemplo) permite un incremento en la solubilidad.

Producto de solubilidad

En una solución acuosa saturada de una sal poco soluble (es decir aquellas cuya solubilidad es menor que 0.01 moles por litro) el producto de las concentraciones totales de los iones originados por dicha sal es constante a una determinada temperatura.

Esta constante recibe el nombre de producto de solubilidad (Kps). Cuanto más grande es el valor del Kps más soluble será la sustancia (15). En general, una sustancia poco soluble (A_mB_n), se disocia en solución (forma aniones y cationes) según la ecuación siguiente:



Esta sustancia tendrá un producto de solubilidad definido por la siguiente ecuación:

$$Kps = [A^{n+}]^m \times [B^{m-}]^n$$

El producto de solubilidad está rigido por el equilibrio que se establece en una disolución saturada. Si este equilibrio se rompe por disminución de las concentraciones iónicas de la parte disuelta, se podrá disolver más sólido hasta recuperar el equilibrio.

Si aumentan dichas concentraciones iónicas, la parte disuelta se precipitará hasta alcanzar nuevamente el citado equilibrio. En otras palabras, para que una sustancia precipite es necesario que el producto de las concentraciones de los iones formados en su disociación iónica, elevadas a sus respectivos coeficientes, sea mayor que su producto de solubilidad (5).

La concentración de la parte disuelta de la sal mide la solubilidad (S) en solución acuosa saturada. De esta manera, para la sal $A_m B_n$ la solubilidad será igual :

$$S = [A_m B_n] = \frac{[A^n]^m}{m} = \frac{[B^{m+}]^n}{n}$$

Al relacionar con el producto de solubilidad se tiene :

$$S = (Kps / m^m \cdot n^n)^{1/(m+n)}$$

Con estas ecuaciones se puede encontrar la solubilidad, conociendo el producto de solubilidad o viceversa. Existen, sin embargo, limitaciones del principio del producto de solubilidad. Una de éstas es el efecto del ión diverso ó llamado efecto salino.

Esto se refiere a que muchas sales poco solubles muestran un aumento de su solubilidad en presencia de concentraciones crecientes de otras sales que no posean un ion en común con la sal en mención. Normalmente este aumento es mayor conforme aumenta la valencia de los iones de las sales añadidas.

El efecto salino se explica por el hecho de que cuando hay una concentración significativa de iones diversos, se observa una mayor fuerza iónica de la solución (efecto de atracción interiónica), con una consecuente disminución en los coeficientes

Terceer Curso de Fertirrigación
de actividad de los iones de la sal escasamente soluble.

En consecuencia, la solubilidad debe aumentar para que el producto de actividad permanezca constante. Para ilustrar el efecto del pH, así como la importancia del conocimiento del Kps de una sal, se presenta el siguiente ejemplo: al preparar una solución de sulfato de zinc, es factible considerar la formación en el seno de la solución del hidróxido de zinc $[Zn(OH)_2]$ que es insoluble.

El Kps del $Zn(OH)_2$ es 1.8×10^{-14} . Con una concentración de Zn de 10 ppm a pH 2,95 el producto de las concentraciones de los iones elevadas a sus respectivos coeficientes responde a :

$$\text{A pH 2,95; } [Zn^{2+}] \times [OH^-]^2 = 1.24 \times 10^{-26} < Kps. \text{ No se precipita el Zn como } Zn(OH)_2.$$

$$\text{A pH 7,47; } [Zn^{2+}] \times [OH^-]^2 = 5.18 \times 10^{-18} < Kps. \text{ No se precipita el Zn como } Zn(OH)_2.$$

$$\text{A pH 9,2; } [Zn^{2+}] \times [OH^-]^2 = 3.92 \times 10^{-14} > Kps. \text{ Se precipita el Zn como } Zn(OH)_2 \text{ con la consiguiente pérdida de Zn en forma iónica de la solución.}$$

INCOMPATIBILIDAD DE LOS FERTILIZANTES EN SOLUCION.

Para la preparación de la solución madre es necesario conocer la compatibilidad de los fertilizantes a utilizarse (Tabla 2), para no provocar reacciones químicas que al final arrojen resultados diferentes y afecten la solución nutritiva.

La incompatibilidad más importante, se produce cuando la mezcla de fertilizantes origina precipitados en la solución. Se debe considerar también la incompatibilidad de tipo térmico que ocurre cuando la mezcla genera calor e incluso reacciones violentas.

Entre éstas últimas se encuentra la mezcla de cloruro de zinc con soluciones nitrogenadas, ó el amoniaco anhidro con cualquier tipo de ácido fuerte.

Tercer Curso de Fertirrigación

Si el pH del agua o del suelo al que se añade el fertilizante amoniacal es 9.2 por ejemplo, el 50 % del N pasa a formar amoniaco (NH_3). Este porcentaje representa el potencial de volatilización del N.

Formación de precipitados

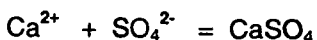
La aparición de una fase sólida en el seno de un líquido (solución fertilizante), puede ocurrir por la adición de una sustancia que forme un producto insoluble con alguno de los iones de la solución, o porque la concentración de dicha solución ha sobrepasado el límite de saturación. Esta condición recibe el nombre de precipitación.

Por ejemplo, cuando se mezcla nitrato de calcio (solubilidad = 129.4 g/100 ml agua a 20 °C) y sulfato de amonio (75.4 g/100 ml agua a 20 °C), esta mezcla en disolución acuosa provoca la formación de sulfato de calcio, prácticamente insoluble (0.2 g/100 ml de agua). Las reacciones que llevan a esta situación son las siguientes:

Disolución individual de los materiales



En la mezcla se produce la siguiente reacción:



Esta última reacción inmoviliza el Ca cuando se está tratando de usar el $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ como fuente de Ca.

De manera general, para evitar riesgos de precipitación no se deben mezclar sales que aporten Ca con aquellas que aporten sulfatos (SO_4^{2-}) o fosfatos (HPO_4^{2-} y H_2PO_4^-), ya que las sales formadas son insolubles. Si es necesario por ejemplo utilizar nitrato de calcio, fertilizante de alta solubilidad, éste no debe mezclarse con un fertilizante fosforado, e inclusive conviene tomar la precaución de aplicar el P dos días después del nitrato de calcio.

En soluciones acuosas de sales, el pH es un indicativo conveniente para determinar la relación de iones, sales y precipitados. El siguiente ejemplo ilustra dicho efecto:

Cuando se añade simultáneamente amoniaco (NH_3) y ácido ortofosfórico (H_3PO_4) y se controla el pH manteniéndolo en 5.8 durante la preparación de la solución, no se afecta la solubilidad de los compuestos y por lo tanto no existirá precipitación. Por encima de pH 5.8 se empiezan a formar cristales de fosfato diamónico, si el pH supera 7.8, existirá pérdida de amoniaco, como también la posibilidad de la precipitación de fosfato triamónico. Por debajo de pH 5.8 se pueden precipitar cristales de fosfato monoamónico, y si es menor a 4.7, existirá corrosión en los equipos.

De otra parte el uso de los polifosfatos ofrece una ventaja muy importante, pues usualmente secuestran o disuelven grandes cantidades de calcio y magnesio, evitando así su precipitación.

Conviene también considerar la calidad de agua a utilizar en la preparación de soluciones, pues en el caso de aguas duras (elevado contenido de Ca y Mg, alcalinidad considerable, pH básico), aun tomando en cuenta la compatibilidad entre fertilizantes, persiste el riesgo de precipitación, fundamentalmente de compuestos cálcicos (sulfatos y carbonatos), hierro y manganeso que pueden pasar a sus formas oxidadas insolubles.

De igual manera, aguas ricas en sulfuros que pueden precipitar compuestos insolubles. Es necesario entonces acidificar el agua como un tratamiento preventivo para que la precipitación cálcica no ocurra. La cantidad de ácido a añadirse responde a una curva de neutralización efectuada en laboratorio sobre el agua a utilizarse.

Cuando se trabaja con aguas ácidas con contenidos de Fe mayores a 0.1 ppm se pueden presentar problemas de precipitados. En este caso un tratamiento preventivo involucra una oxidación del agua con aire, permanganato de potasio o cloración.

En una solución de uso común en fertirrigación se puede analizar los procesos básicos que llevan a la formación de precipitados. Se propone la preparación de una solución de la siguiente concentración:

150 ppm de N, 150 ppm de K, 40 ppm de P y 10 ppm de Zn, Cu, Mn y B.

Fuentes:

Urea (46-0-0)
Nitrato de potasio (13-0-44)
Sulfato de potasio (0-0-50)
Sulfato de manganeso tetrahidratado (27 % Mn)
Sulfato de cobre pentahidratado (25 % Cu)
Sulfato de zinc heptahidratado (36 % Zn)
Borax 11 % B
Acido fosfórico (0-52-0)

Con el uso de estos fertilizantes para preparar la solución existe riesgo de precipitación por formación de sales poco solubles como: fosfato de zinc $[Zn_3(PO_4)_2]$, hidróxido de zinc $[Zn(OH)_2]$ e hidróxido de manganeso $[Mn(OH)_2]$ dependiendo del pH y de las concentraciones de los iones involucrados. La preparación de esta solución podría encontrar las siguientes situaciones:

Si se utiliza agua químicamente pura, el pH de la solución estará determinado por el ácido fosfórico adicionado, (0.176 g/l de solución), con un valor de 2.95.

La concentración de Zn es 1.53×10^{-4} M y la del oxidrilo es 9.02×10^{-12} M, el producto de la mismas no supera el valor del Kps del hidróxido de zinc, por lo tanto no existirá precipitado de este tipo.

$$[Zn^{2+}] [OH^-]^2 = 1.24 \times 10^{-26}$$
$$< Kps = 1.8 \times 10^{-14}$$

Para el caso del fosfato de zinc se tiene una concentración de $PO_4^{3-} = 2.68 \times 10^{-17}$, por lo que:

$$[Zn^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2 = 2.57 \times 10^{-45}$$
$$< Kps = 1.0 \times 10^{-32}$$

no existirá precipitado de $Zn_3(PO_4)_2$.

Para el hidróxido de manganeso, de igual manera con una concentración de Mn de 1.82×10^{-4} , se tiene:

$$[Mn^{2+}] [OH^-]^2 = 1.48 \times 10^{-26}$$
$$< Kps = 4.0 \times 10^{-14}$$

no precipitará este hidróxido.

Si en la preparación de la solución se utiliza agua dura de las siguientes características: pH = 8.17; Conductividad eléctrica = 0.921 mmhos/cm; $CO_3^{2-} = 0$ meq/l; $HCO_3^- = 7.79$ meq/l; Ca = 3.24 meq/l. En este caso existe la posibilidad de precipitación de carbonato de calcio ($CaCO_3$), sulfato de

AGROBIOLAB

Terceer Curso de Fertirrigación

calcio ($CaSO_4$), fosfato de calcio ($CaHPO_4$), además de los compuestos enumerados en el primer caso.

En cuanto a la precipitación del carbonato de calcio, ésta puede ser controlada a través del pH. Se puede calcular el pH al cual un agua con una determinada alcalinidad y contenido en Ca está en equilibrio, ni sobresaturada ni subsaturada de carbonato cálcico.

En este ejemplo el pH es 7.26. Con la cantidad de ácido fosfórico añadido para satisfacer la necesidad de P el pH del agua bajará de 8.17 a 7.47, por lo que es necesario adicionar más ácido, por ejemplo ácido clorhídrico, hasta llegar al valor del pH requerido. Esto garantiza no sólo que no se precipitará carbonato de calcio, sino también que se disolverán los precipitados calizos.

Con este pH de 7.26 se puede calcular las concentraciones respectivas y evidenciar si existe o no precipitación del hidróxido de zinc $[Zn(OH)_2]$, hidróxido de manganeso $[Mn(OH)_2]$, fosfato de zinc $[Zn_3(PO_4)_2]$ y sulfato de calcio ($CaSO_4$), de la siguiente forma:

$$[Zn^{2+}] = 1.53 \times 10^{-4}$$
$$[OH^-] = 1.84 \times 10^{-7}$$
$$[Zn^{2+}] [OH^-]^2 = 5.18 \times 10^{-18}$$
$$< Kps = 1.8 \times 10^{-14};$$

no precipitará hidróxido de zinc.

$$[Mn^{2+}] = 1.82 \times 10^{-4}$$
$$[OH^-] = 1.84 \times 10^{-7}$$
$$[Mn^{2+}] [OH^-]^2 = 6.16 \times 10^{-18}$$
$$< Kps = 4.0 \times 10^{-14};$$

no precipitará hidróxido de manganeso.

$$[Ca^{2+}] = 1.62 \times 10^{-3}$$
$$[SO_4^{2-}] = 1.131 \times 10^{-3}$$
$$[Ca^{2+}] [SO_4^{2-}] = 1.83 \times 10^{-6}$$
$$< Kps = 2.45 \times 10^{-5};$$

no precipitará sulfato de calcio.

$$[Zn^{2+}] = 1.53 \times 10^{-4}$$
$$[PO_4^{3-}] = 5.99 \times 10^{-9}$$
$$[Zn^{2+}]^3 [PO_4^{3-}]^2 = 1.28 \times 10^{-28}$$
$$> Kps = 1.0 \times 10^{-32};$$

precipitará fosfato de zinc.

Si precipita fosfato de zinc habrá una pérdida en la concentración tanto de Zn como de P por lo que es necesario, a través de una especiación química, calcular que cantidad de precipitados se formaron y que cantidad de iones disponibles existen en solución.

La concentración inicial de Zn^{2+} de 1.53×10^{-4} M, se reduce a 1.54×10^{-6} M, luego de la precipitación del fosfato de zinc. Además, aunque no precipite hidróxido de zinc este también se forma en pequeña cantidad. Por esta razón, lo que de los 10 ppm de Zn^{2+} iniciales, quedarán 0.1 ppm al finalizar la preparación de la solución.

Analizando el P, también por especiación química, veremos que como fosfato de zinc (precipitado) se tiene 1.59×10^{-4} M, y como fosfato de calcio ($CaH_2PO_4^+$) 2.24×10^{-5} M, reduciéndose el P en solución de 40 ppm iniciales a 29.45 ppm.

Como se observa, el pH de una solución, la calidad de agua utilizada en la preparación de la misma, así como la concentración de los distintos compuestos involucrados, juegan un papel fundamental dentro de las posibles precipitaciones a ocurrir en el seno de una solución.

Reducción de la solubilidad

Cuando se mezclan soluciones de sales solubles, como por ejemplo el cloruro de potasio (KCl) con una solubilidad de 34.2 g / 100 ml agua y el sulfato de amonio $[(NH_4)_2SO_4]$ con 75.4 g / 100 ml, se forman sales en el seno de la solución que aunque son solubles, ésta solubilidad es menor que la original. En el caso anterior, los productos formados serían el sulfato de potasio (K_2SO_4) con una solubilidad de 11.1 g / ml agua y cloruro de amonio (NH_4Cl).

En este caso incluso se podría precipitar el sulfato de potasio si las concentraciones de ion sulfato y del ion potasio superan el valor del producto de solubilidad (8).

Presencia de un ion común

La presencia de un ion común en una solución disminuye la solubilidad de los compuestos. Por ejemplo, la solubilidad del KCl en solución se reduce en presencia de HCl o $MgCl_2$ que aportan un ion común (Cl) a la misma solución. La solubilidad del sulfato de potasio disminuye por la presencia de cloruro de potasio o de sulfato de amonio.

El sulfato de potasio se vuelve prácticamente insoluble en una solución saturada de sulfato de amonio. Este comportamiento obedece al

Tercer Curso de Fertirrigación

principio de Le Chatelier, el cual establece que cuando una reacción química en equilibrio es sometida a un cambio de condiciones (concentración, presión, temperatura) la composición se ajusta para minimizar el cambio (15). Ç

Este es un problema común en la preparación de soluciones para fertirrigación que puede reducir significativamente la concentración de iones en la solución.

Inestabilidad de los complejos

Los quelatos de Fe, Zn, Cu y Mn, usados como fuentes de micronutrientes, son inestables a pH ácidos, ya que los iones hidrógeno compiten con el catión del quelato por los pares electrónicos que producen la quelatación. Por esta razón se consideran incompatibles con soluciones fuertemente ácidas, puesto que aunque no ocurra precipitación inmediata, los cationes pierden la protección que les da el complejo y posteriormente pueden precipitar fácilmente.

SOLUCIONES PARA FERTIRRIGACION.

Las soluciones utilizadas en fertirrigación son soluciones nutritivas que no están completamente balanceadas, ya que son preparadas para suministrar ciertos elementos esenciales a las plantas. Algunas características de las soluciones nutritivas utilizadas en hidroponía pueden ser también consideradas en los sistemas de fertirrigación. Entre las más importantes están las siguientes:

Balance y concentración de nutrientes

Se deberá suministrar todos los elementos esenciales para las plantas. En mayor concentración (milimoles/litro) están los elementos N, P, K, Ca, Mg y S. En menor concentración (micromoles/litro) irán los elementos Cu, Zn, Fe, Mn, Mo, Cl, B. La concentración relativa de los elementos está basada en resultados experimentales.

Formas asimilables de los elementos

Todos los elementos deben estar en solución con forma asimilable. La Tabla 4 presenta las formas aniónicas y catiónicas asimiladas por las plantas desde el suelo.

Tabla 4. Formas asimilables de los nutrientes por las plantas.

Cationes	Aniones
K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+}	NO_3^- , $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-}
NH_4^+	$H_2BO_3^-$, MoO_4^{2-}
Fe^{2+} , Mn^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+}	SO_4^{2-} , Cl^-

Intervalo de pH.

La mayoría de las plantas crecen muy bien con soluciones nutritivas de pH 5 a 6.5. Se considera, en términos generales, que el mantener la solución en un pH de 6 a 6.5 favorece un crecimiento vegetal satisfactorio. Esto impide una lesión a la raíz por alta acidez o alta alcalinidad. No se aconseja llegar a un pH de 7 porque la mayoría de fósforo se encuentra como HPO_4^{2-} cuya velocidad de absorción por la planta es menor que la de $H_2PO_4^-$.

Relación NH_4^+ / NO_3^-

El N presente en estas dos formas en la solución ayuda a mantener el pH del suelo puesto que cuando la planta absorbe cationes expulsa al medio H^+ (baja el pH), si absorbe aniones expulsa OH^- ó HCO_3^- (sube el pH). En el suelo es difícil mantener una relación NH_4^+ / NO_3^- constante debido al fenómeno de nitrificación que transforma el NH_4^+ en NO_3^- .

Presión osmótica.

El agua entra a la planta por presión osmótica. Las soluciones nutritivas, ó la solución del suelo, no deben ser muy concentradas porque impiden la absorción del agua por la planta. Se considera que una solución nutritiva no debe tener más de 2 atmósferas de presión osmótica. Esto quiere decir una concentración de sales alrededor de 1500 ppm. Por esta razón se debe evitar al máximo la adición de iones no útiles en el sistema como sodio.

PREPARACION DE SOLUCIONES.

Para preparar una solución en fertirrigación se debe conocer las necesidades específicas de los cultivos y las fuentes disponibles, sin olvidar los cuidados de manipulación de los materiales. Por ejemplo, en la preparación de soluciones N-P-K para cultivos en invernadero existen varias alternativas, una de las cuales se presenta a continuación:

- 1) Utilizando KNO_3 como fuente de K. En función de las necesidades de K calcular la cantidad de KNO_3 a usarse en la solución. Se puede utilizar también sulfato de potasio como fuente de K
- 2) Utilizando DAP como fuente de P. En función de los requerimientos de P, calcular la cantidad de DAP necesaria. Se puede usar también MAP como fuente de P.
- 3) Si se utiliza DAP es necesario rebajar el pH hasta 6.3 con ácido nítrico, a razón de 1.3 kg de ácido nítrico por kg de DAP.
- 4) Al N necesario se le resta el aportado por el nitrato de potasio, por el fosfato y por el ácido nítrico, la diferencia se puede suplir con nitrato de amonio ó urea. En la práctica se aconseja seguir el siguiente procedimiento:
 - a) Añadir lentamente el ácido nítrico al agua.
 - b) Añadir el nitrato de potasio requerido.
 - c) Añadir el fosfato diamónico o monoamónico.
 - d) Añadir el nitrato de amonio
 - e) Agitar al menos durante 15 minutos.

La primera fase de cada riego y particularmente la última deben realizarse con agua sola para evitar obturaciones en los emisores y para poder contar con suelo húmedo para una mejor distribución de nutrientes (3).

En muchos cultivos, particularmente en los cultivos nuevos de exportación, se desconoce los requerimientos nutricionales y por lo tanto la composición de la solución nutritiva. En una primera aproximación para la fertilización continua se aconseja utilizar soluciones completas "estándar" ó "universales" que posteriormente se van modificando, según experiencia y control mediante análisis de suelo o foliar.

Una solución muy utilizada en horticultura es la de Coic-Lesaint, cuya composición es:

- 12.2 meq/l de N nítrico.
- 2.2 meq/l de N amoniacal.
- 5.2 meq/l de K.
- 6.2 meq/l de Ca.

- 1.5 meq/l de Mg.
 - 2.2 meq/l de PO₄.
 - 1.5 meq/l de SO₄.
- pH = 5.8 a 6
CE = 1.7 mmhos/cm.

En algunos casos se pueden utilizar soluciones menos concentradas de 10.5 ó 7.2 meq/l de N.

Otra es la solución "universal" de Steiner :

- 12.0 meq/l de NO₃.
 - 1.0 meq/l de PO₄H₂.
 - 7.0 meq/l de SO₄.
 - 9.0 meq/l de Ca.
 - 7.0 meq/l de K.
 - 4.0 meq/l de Mg.
- pH = 6.5 - 7.5

Conociendo la composición de la solución que se quiere preparar y la composición del agua de riego se podrá definir las cantidades de nutrientes que es necesario añadir para elaborar la solución. Es importante conocer el pH y la curva de neutralización del agua de riego, por si fuese necesario aplicar ácido para bajar el pH ó una base para subirlo.

Tercer Curso de Fertirrigación

Por otro lado, si se conoce la proporción en que se va a inyectar la solución en la red de riego, se calcula el volumen y composición de la solución "madre" a preparar, y se determina las cantidades de los distintos fertilizantes a disolver (11).

PRECAUCIONES EN LA PREPARACION DE SOLUCIONES.

- 1) Una vez elaborada la tabla de cálculo de requerimientos de cada fertilizante se procede a pesar los productos por bloque o por dosificación de riego. Esta operación debe ser cuidadosa para no cometer errores de dosificación.
- 2) Realizar una premezcla para disolver los fertilizantes en poca agua.
- 3) En el tanque de inyección la agitación debe ser permanente para conservar al máximo la homogeneidad de la solución
- 4) Al acidificar el agua, siempre coloque el ácido sobre el agua y no al inverso.
- 5) El analizar cada 3 o 4 meses las soluciones nutritivas es un buen método de chequeo, sobre todo en relación con incompatibilidades que se puedan presentar dentro de la red.

BIBLIOGRAFIA.

1. Agricultural Retailers Association. 1994. Fluid fertilizers. Ed. ARA St. Louis Mo. Vol.1.
2. Agricultural Retailers Association. 1994. Fluid fertilizers. Ed. ARA St. Louis Mo. Vol.2.
3. Amézquita, E. 1997. Requerimientos de Agua y Nutrición de Cultivos de Flores. Sociedad Colombiana de la Ciencia del Suelo. Santa Fe de Bogotá, Colombia. p. 73-90.
4. Boaretto, R.E., Cruz, A.P. e P.H.C Luz. 1991. Adubo liquido: Producao e uso no Brasil. Cargill, Campinas, S.P. p. 9-41.
5. Burriel. 1981. Química Analítica Cualitativa. 10 a. Ed. Paraninfo, Madrid. p. 69-89.
6. CORREA, V., e E. GOMES. 1992. Fertilizantes Fluidos. XX Reuniao Brasileira de Fertilidade do Solo e Nutricao de Plantas. Piracicaba. p. 255-275. 2
7. COSTA, E. F., R.F. VIEIRA, e P.A. VIANA. 1994. Quimigacao. Aplicacao de Productos Químicos e Biológicos via Irrigacao. Embrapa, Brasilia. p. 183-227.
8. Estrada, G. 1997. Caracterización y Preparación de Fertilizantes Líquidos para Fertirrigación. Sociedad Colombiana de la Ciencia del Suelo. Santa Fe de Bogotá, Colombia. p. 61-72.
9. Frizzone, J.A., e T.A. BOTREL. 1993. Aplicacao de Fertilizantes Via Agua de Irrigacao. Simposio Brasileiro sobre Fertilizantes Fluidos. Piracicaba. p. 227-260.
10. Jovanovich, H. 1988. Química Universitaria. HBJ. Bogotá Colombia. p. 164-173.

Tercer Curso de Fertirrigación

11. López, R. 1992. Riego Localizado. Ediciones Mundi-Prensa. Madrid, España. p. 189-214.
12. Pizarro, F. Riegos Localizados de Alta Frecuencia. Ediciones Mundi-Prensa. Madrid, España. p. 285-312.
13. Villas, R., A.E. Boaretto, e G.C. VITTI, G.C. 1993. Aspectos da Fertirrigacao. Simposio Brasileiro sobre Fertilizantes Fluidos. Piracicaba. p. 283- 308.
14. Vitti, G.C., A.E. BOARETTO, e S.R. Penteadó. 1993. Fertilizantes e Fertirrigacao. Simposio Brasileiro sobre Fertilizantes Fluidos. Piracicaba. p. 261-281.
15. Vogel, A. 1960. Química Analítica Cuantitativa. Kapelusz. Buenos Aires, Argentina. Vol 1.
16. Zapata, R. 1997. Propiedades Químicas de las Soluciones en Fertirriego. Sociedad Colombiana de la Ciencia del Suelo. Santa Fe de Bogotá, Colombia. p. 73-90.