

A photograph of a tomato plant in a greenhouse or nursery. The plant is supported by a metal stake. Several tomatoes are visible, ranging from green to ripe red. The leaves are green and show some signs of insect damage. The background is slightly blurred, showing other plants and a black plastic mulch.

MANUAL PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES NUTRITIVAS

ESTEBAN FAVELA CHÁVEZ
PABLO PRECIADO RANGEL
ADALBERTO BENAVIDES MENDOZA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA AGRARIA ANTONIO NARRO

MANUAL PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES NUTRITIVAS

ESTEBAN FAVELA CHÁVEZ
PABLO PRECIADO RANGEL
ADALBERTO BENAVIDES MENDOZA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA AGRARIA ANTONIO NARRO

MANUAL PARA LA PREPARACIÓN DE SOLUCIONES NUTRITIVAS

ESTEBAN FAVELA CHÁVEZ
PABLO PRECIADO RANGEL
ADALBERTO BENAVIDES MENDOZA



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA AGRARIA ANTONIO NARRO

Esteban Favela Chávez
Pablo Preciado Rangel
Adalberto Benavides Mendoza

Departamento de Horticultura
Universidad Autónoma Agraria Antonio Narro
Unidad Laguna
Torreón, Coahuila
s_favela@hotmail.com

ISBN 96-8844-051-5

©Universidad Autónoma Agraria Antonio Narro, 2006.

CONTENIDO

	Página
Introducción	7
Elementos esenciales	9
Funciones de los nutrimentos en las plantas	15
Solución nutritiva	31
El pH de la solución nutritiva	33
Presión osmótica	40
Relación mutua entre aniones	43
Relación mutua entre cationes	46
Concentración de amonio en la solución nutritiva	48
Temperatura de la solución nutritiva	50
Contenido de oxígeno disuelto	51
Método universal de preparación de soluciones nutritivas	53
<i>Procedimiento de preparación</i>	61
<i>Micronutrimentos</i>	77
Preparación de una solución de fierro	79
Preparación de soluciones nutritivas con fines comerciales	81
Unidades de concentración de la solución nutritiva	81
Calidad del agua para la solución nutritiva	85
Contenido de sales disueltas	86

<i>Aniones</i>	87
<i>Cationes</i>	88
<i>Micronutrientos</i>	90
<i>Elementos tóxicos</i>	90
Fertilizantes comerciales	92
Técnicas para la preparación de la solución nutritiva	98
Preparación de la solución nutritiva (método aproximado)	100
Selección de la solución nutritiva	101
<i>Ajuste del pH</i>	<i>109</i>
<i>Ajuste de los macronutrientos</i>	111
<i>Ajuste de los micronutrientos</i>	113
<i>Cálculo de la conductividad eléctrica final</i>	114
Aplicación al suelo de soluciones nutritivas completas	123
Preparación de la solución nutritiva considerando la pureza de los fertilizantes	125
Literatura consultada	129
Índice de cuadros	141
Índice de figuras	145

Introducción

El cultivo sin suelo, es la técnica que más se utiliza para producir hortalizas en invernadero. Este sistema de producción requiere un continuo abastecimiento de nutrimentos, el cual se suministra por medio de una solución nutritiva (SN) que contiene los elementos esenciales para el óptimo desarrollo de los cultivos.

El conocimiento de cómo preparar y manejar la SN permite aprovecharla al máximo, para así obtener un mayor rendimiento de los cultivos y una mejor calidad de los frutos. Por lo tanto, es indispensable conocer los aspectos fundamentales para preparar una SN: el pH, la concentración iónica total (presión osmótica), determinada mediante la conductividad eléctrica; la relación mutua entre aniones, la relación mutua entre cationes, la concentración de amonio, la temperatura y el oxígeno disuelto.

En sistemas hidropónicos abiertos, la SN debe suministrarse a la planta dos o tres veces al día. En sistemas cerrados (con reciclaje de la SN), es necesario realizar al menos dos riegos. La planta es la que determina la frecuencia de los riegos,

según la acumulación de follaje, las condiciones ambientales y la capacidad de retención del sustrato, entre otros factores.

Cuando el cultivo está en una solución sin sustrato o sin movimiento, generalmente se utiliza la SN al 50 ó 100 % de su concentración original. Para esta técnica de producción es indispensable contar con una fuente de oxigenación. Éste es uno de los motivos por los que, en la actualidad, se prefieren sustratos porosos (por su aporte de oxígeno).

Por lo general, el cultivo en soluciones es útil para la investigación, ya que elimina el efecto del sustrato o posible contaminación de la solución con los elementos que provienen de los sustratos.

En los sistemas cerrados es necesario dar seguimiento a la concentración de los nutrientes y renovar o cambiar la SN, debido a que ésta no puede renovarse indefinidamente por la acumulación de sales (mayor absorción de agua que de nutrientes) y por la acumulación de compuestos orgánicos liberados por las raíces de las plantas (al realizar la absorción de nutrientes y mantener el balance electroquímico), lo que puede causar presencia de patógenos.

Lo recomendable, en estos casos, es cambiar la SN semanalmente, o reponer aquellos nutrientes que se encuentren en una concentración menor del 50 % con respecto a la concentración original.

Elementos esenciales

Las plantas están constituidas por determinados elementos químicos que se encuentran en el medio que las rodea. Entre el 95 y el 98 % del total del peso de la planta está constituido por H, C, O y N (elementos organogénicos) y el resto, del 2 al 5 %, son cenizas.

En las plantas se encuentran muchos elementos químicos, pero solamente algunos de ellos son esenciales para el crecimiento y desarrollo de los vegetales.

A fines del siglo pasado prevalecía la idea de que para el crecimiento normal de las plantas, sólo eran necesarios los elementos nitrógeno (N), fósforo (P), potasio (K), calcio (Ca), magnesio (Mg), hierro (Fe) y azufre (S). Sin embargo, a principio del siglo XX se aceptó que para el desarrollo normal

de las plantas se requerían muchos otros elementos minerales en pequeñas cantidades, a los cuales se les denominó “Elementos alta potencialidad”, en contraposición a los nutrimentos clásicos (N, P, K, Ca, Mg, S); debido a que actúan principalmente como activadores enzimáticos, en 1940 se les llamó “biocatalizadores”, aunque también se les conoce con los nombres de microelementos, oligoelementos, micronutrientes y micronutrimentos, este último comúnmente aceptado por los investigadores para referirse a aquellos elementos minerales esenciales, pero que se requieren en concentraciones mínimas.

El término de “elemento mineral esencial” lo propuso Arnon y Stout en 1939. Para que un elemento se considere esencial, deben tomarse en cuenta los siguientes criterios:

- Que en ausencia del elemento mineral, la planta sea incapaz de completar su ciclo de vida.
- Que la función del elemento no sea remplazada por otro elemento mineral.
- Que el elemento esté envuelto directamente en el metabolismo de la planta, por ejemplo, como componente de un constituyente esencial (enzima), o que la planta

pueda requerirlo para un proceso metabólico distinto (reacción enzimática).

De acuerdo con los anteriores criterios, los elementos minerales que se compensen por los efectos tóxicos de otros elementos, o que simplemente reemplacen los nutrimentos minerales en algunas funciones específicas tales, como la manutención de la presión osmótica, éstos no son esenciales, pero pueden denominarse “elementos benéficos” (Na, Si, Co, Ni, Si, Al, V). Estos criterios son muy estrictos, ya que aun en la actualidad es difícil determinar cuándo un elemento es esencial y cuándo no. En 1997 Bennett señaló que un elemento es esencial cuando es de utilidad para el productor, desde el punto de vista práctico.

De acuerdo a los requerimientos que las plantas tienen de los elementos minerales y considerando los diversos beneficios que obtienen de ellos, éstos se pueden clasificar según se señala en el cuadro 1.

Cuadro 1. Clasificación de los elementos minerales de acuerdo a los requerimientos de la planta.

Clasificación	Requerimientos de la planta
Elementos indispensables	Aquellos elementos de importancia vital para la nutrición de la planta y que reúnen los criterios de esencialidad.
Elementos útiles	Aquellos elementos que en forma directa o indirecta benefician la nutrición de las plantas, sin ser indispensables en la nutrición mineral (Si, Co).
Elementos prescindibles	Aquellos elementos que son absorbidos por la planta, pero que no realizan funciones fisiológicamente específicas, o de beneficio directo o indirecto en el crecimiento de las plantas.

Cuadro 2. Elementos esenciales o nutrimentos para el crecimiento de las plantas.

Elemento	Símbolo	Forma de absorción	Elemento	Símbolo	Forma de absorción
Carbono	C	CO ₂	Zinc	Zn	Zn ²⁺ , Zn(OH) ₂ ⁰
Hidrógeno	H	H ₂ O	Manganeso	Mn	Mn ²⁺
Oxígeno	O	H ₂ O, O ₂	Cobre	Cu	Cu ²⁺
Nitrógeno	N	NH ₄ ⁺ , NO ₃ ⁻	Boro	B	B(OH) ₃ ⁰
Fósforo	P	H ₂ PO ₄ ⁻ HPO ₄ ²⁻	Molibdeno	Mo	MoO ₄ ²⁺
Potasio	K	K ⁺	Cloro	Cl	Cl ⁻
Calcio	Ca	Ca ²⁺	Silicio	Si	Si(OH) ₄ ⁰
Magnesio	Mg	Mg ²⁺	Sodio	Na	Na ⁺
Azufre	S	SO ₄ ²⁻	Cobalto	Co	Co ²⁺
Hierro	Fe	Fe ²⁺ , Fe ³⁺	Vanadio	V	V ⁺

Fuente: Bennett (1997)

Funciones de los nutrimentos en las plantas

Los elementos nutritivos que realizan funciones específicas en la vida de las plantas, pueden clasificarse en tres grandes grupos:

1. Estructurales. Estos elementos forman parte de la molécula de uno o más compuestos orgánicos, por ejemplo:
 - N- Aminoácidos y proteínas.
 - Ca- pectatos (Sal de ácido poligalacturónico) de la lámina media de la pared celular.
 - Mg – Ocupa el centro del núcleo tetrapirrólico de las clorofilas.
2. Constituyentes de enzimas. Se trata de casos particulares del primero, que se refieren a elementos generalmente metales o de transición (Mo), los cuales forman parte del grupo prostético de enzimas, esencial para que éstas cumplan sus funciones, como es el caso del Cu, Fe, Mn, Mo, Zn y Ni.

3. Activadores enzimáticos. Forman parte del grupo prostético o elemento dissociable de la fracción proteínica de las enzimas; son necesarios para que éstas cumplan sus funciones.

Nitrógeno (N)

Forma de absorción. Las plantas pueden absorber este nutrimento en forma de ion NO_3^- o NH_4^+ , el N_2 atmosférico; también lo aprovechan mediante reducción microbiana. Las plantas pueden absorber N en forma orgánica (urea y aminoácidos), tanto por las raíces como por la parte aérea.

El sistema radicular de las plantas absorbe el N en forma de NO_3^- ó NH_4^+ . El primero puede transformarlo la raíz, o puede transportarlo el xilema, para que posteriormente lo transformen las hojas de la planta. En cambio, el NH_4^+ lo transforma inmediatamente la raíz a glutamina, para luego ser transportado a la parte superior de la planta. Los NO_3^- absorbidos, la enzima nitrato reductasa los transforma a NO_2^- el cual, a su vez, la nitrito reductasa lo reduce a NH_4^+ .

Funciones fisiológicas. Después del carbono, el hidrógeno, el oxígeno y el potasio, el nitrógeno (N) es uno de los elementos más abundante en las plantas. El N se encuentra en la planta en forma orgánica e inorgánica, y forma parte de los aminoácidos, proteínas, ácidos nucleicos, enzimas clorofila y alcaloides. Aunque el N inorgánico se puede acumular en forma de nitrato, el N orgánico predomina por el mayor peso molecular de las proteínas vegetales. Alrededor del 80 % del N que absorbe la planta, se utiliza para formar proteínas, el 10 % ácidos nucleicos, el 5 % aminoácidos solubles, y el resto otros compuestos.

Concentración foliar. El N constituye entre el 1.5 y 6.0 % de la materia seca de muchos cultivos, que varía según la especie de que se trate, la edad de la planta (disminución del N en hojas conforme envejece el cultivo) y la parte que de ella se considere.

Sintomatología de deficiencia. Cuando existe una deficiencia de N en la planta, se detiene o disminuye el crecimiento de sus órganos, lo que propicia una proteólisis que moviliza el N existente y propicia la muerte de algunos órganos y tejidos. Con la deficiencia de este elemento se asocia una coloración

verde pálida, que aparece, en primer lugar, en las hojas inferiores, para luego moverse hacia las superiores. Cuando existen deficiencias extremas de N, todas las hojas se tornan amarillas, y llegan a producirse coloraciones púrpuras en sus tejidos y venas.

Fósforo (P)

Forma de absorción. Las plantas absorben el fósforo en forma iónica, como H_2PO_4^- , aunque excepcionalmente pueden tomarlo en forma de HPO_4^{2-} .

Funciones fisiológicas. El P es un componente de ciertas enzimas y proteínas, adenosina trifosfato (ATP), ácido ribonucleico (ARN) y ácido desoxirribonucleico (ADN); el ATP participa en varias reacciones de transferencia de energía, el ARN y el ADN son componentes de la información genética; también el P forma parte del ácido fítico, principal forma de P en las semillas.

Concentración. Ésta varía de una especie a otra, pero en hortalizas oscila entre 0.25 y 0.90 % de la materia seca. Los valores críticos de P normalmente son menores de 0.20 y mayores de 1 % (deficiencia y toxicidad).

Sintomatología de deficiencia. Debido a que las hojas tienen un alto requerimiento de P en bajo condiciones de deficiencia, la planta tiende a movilizarlo de otras partes de la planta, especialmente de las hojas más viejas, en las cuales se manifestarán los primeros síntomas; en la medida en que aumenta la deficiencia, las hojas superiores muestran decoloraciones irregulares color marrón negruzco o una coloración purpúrea en el envés, debido a la formación de pigmentos antociánicos. El crecimiento de la planta disminuye drásticamente y la coloración de las hojas oscurece.

Potasio (K)

Forma de absorción. El potasio se absorbe en forma de K^+ .

Funciones fisiológicas. El K es un activador en gran cantidad de procesos, los cuales son necesarios para la conservación del estado del agua de la planta y de la presión de la turgencia de las células, así como para la apertura y el cierre estomático. El K promueve la acumulación y la rápida translocación de los carbohidratos elaborados recientemente.

Concentración foliar. El K constituye del 1.0 al 5 % de la materia seca del tejido. El contenido de K se considera deficiente o excesivo cuando su nivel es menor de 1.5 ó mayor de 3.0 %, respectivamente; sin embargo, el nivel óptimo de este nutrimento puede ser mayor al 8.0 % en el tejido de los tallos de algunas legumbres.

Sintomatología de deficiencia. En casos de deficiencia, el K se transloca hacia los meristemos; los síntomas se muestran en las hojas inferiores, que en sus bordes muestran un amarillamiento y una posterior desecación conforme avanza la deficiencia; esta desecación continúa avanzando hacia el interior de la lámina foliar y de las hojas basales a las superiores e, inclusive, puede haber una defoliación prematura de las hojas viejas.

Calcio (Ca)

Forma de absorción. El calcio se absorbe en forma de ión Ca^{2+} .

Funciones fisiológicas. Participa como componente estructural de paredes y membranas celulares, así como cofactor de varias enzimas. Constituye los pectatos de calcio

como parte de la estructura celular, lo que contribuye a la rigidez de la pared celular.

Concentración foliar. El Ca se encuentra en la materia seca, en concentraciones que van del 0.2 y el 3.0 %; en algunas ocasiones aparece como oxalato de calcio en niveles excesivamente altos, aunque en forma de cristales, los cuales no aprovecha la planta.

Sintomatología de deficiencia. El contenido de Ca aumenta con la edad de la planta y se acumula de manera irreversible en los tejidos viejos, lo que propicia desarrolle la deficiencia en los órganos jóvenes y limite su crecimiento. Los síntomas se presentan como una necrosis en los tejidos, que puede originar fisiopatías típicas como el blossom-end rot (pudrición apical).

Magnesio (Mg)

Forma de absorción. El magnesio se absorbe activamente en forma de Mg^{2+} .

Funciones fisiológicas. Al igual que el Ca, el Mg puede encontrarse en las plantas como elemento estructural (forma parte de la molécula de clorofila) o como cofactor enzimático

que actúa sobre sustratos fosforilados, por lo que tiene gran importancia en el metabolismo energético.

Forma de absorción. El calcio se absorbe en forma de ión Ca^{2+} .

Concentración foliar. La concentración foliar oscila entre 0.15 y 1.0 % con base en materia seca. Los niveles críticos de Mg pueden variar según sean los cultivos: en los cereales son menores, y mayores en las leguminosas y algunas hortalizas.

Sintomatología de deficiencia. La deficiencia se muestra primero en las hojas viejas, que se manifiesta por una decoloración amarillenta internervial que se mueve hacia el borde de la lámina, de las hojas inferiores a las superiores. La diferencia de esta deficiencia con la de K, es que esta última se mueve a la inversa, desde el borde de la hoja hacia el interior.

Azufre (S)

Forma de absorción. El azufre absorbido como SO_4^{2-} por la planta, debe reducirse antes de que se incorpore a los componentes orgánicos. La absorción de SO_4^{2-} por la raíz es un proceso activo, mediante el cotransporte con $\text{H}^+/\text{SO}_4^{2-}$. La

reducción del SO_4^{2-} al igual que la del NO_3^- en la raíz es muy pequeña y casi todo se transporta, vía xilema, a las hojas, donde se transforma. Las hojas pueden absorber directamente el S atmosférico.

Funciones fisiológicas. La función más importante del S se relaciona con su participación en la síntesis de las proteínas. El azufre forma parte de los aminoácidos cisteína, cistina, tiamina y metionina; también de compuestos como la coenzima A, vitamina B1 y algunos glucósidos, los cuales dan el olor y sabor característicos a algunas plantas, como las crucíferas y liliáceas.

Concentración foliar. El contenido de S se encuentra entre 0.15 y 0.50 % con base a materia seca; las crucíferas acumulan hasta tres veces más S que P; las leguminosas lo hacen en concentraciones similares a las del fósforo.

Sintomatología de deficiencia. Los síntomas de deficiencias son muy parecidos a los del nitrógeno. La planta muestra una decoloración general, pero a diferencia que la deficiencia del N, los síntomas aparecen primero en las hojas jóvenes debido a la inmovilidad de este elemento.

Cloro (Cl)

Forma de absorción. El cloro se absorbe activamente como Cl^- .

Funciones fisiológicas. Es un micronutriente esencial para las plantas y su función se le relaciona con la evolución del oxígeno en el proceso de fotosíntesis, especialmente unida al fotosistema II en los cloroplastos. En ausencia de Cl^- , los cloroplastos se deterioran rápidamente con la luz.. Este nutriente aumenta la presión osmótica celular y participa en la regulación del nivel de turgencia de la planta, a través de la regulación de la apertura y cierre de estomas.

Concentración foliar. El contenido de cloro en el tejido foliar varía desde unos 20 primero mg kg^{-1} ; en el trigo, cuando los niveles de este elemento son menores de 0.15 %, existe una deficiencia de Cl^- .

Sintomatología de deficiencia. Cuando las hojas muestran una decoloración en el borde, seguida de un marchitamiento de las hojas viejas.

Hierro (Fe)

Forma de absorción. El hierro se absorbe activamente en forma Fe^{2+} o Fe^{3+} .

Funciones fisiológicas. El Fe presenta dos estados de oxidación (Fe^{2+} y Fe^{3+}). El Fe es de gran importancia en los sistemas redox biológicos y puede funcionar como componente estructural o como cofactor enzimático. Forma parte estructural de: citocromo (paso final de la respiración), citocromo oxidasa (transporte de electrones), catalasa, peroxidasa y ferredoxina; es necesario para la reducción del nitrato y sulfato, la asimilación del N atmosférico y la producción de energía (NADP); también se encuentra asociado con la síntesis de la clorofila.

Concentración foliar. Los valores de Fe en la planta varían de 10 a 1000 mg kg^{-1} con base a materia seca, y como valores óptimos de 50 a 75 mg kg^{-1} , aunque el contenido total de Fe, en ocasiones, no es un criterio de suficiencia. La mayor parte del Fe se encuentra en forma férrica (Fe^{3+}), como fosfoproteína férrica, aunque la forma ferrosa (Fe^{2+}) es la metabólicamente activa.

Sintomatología de deficiencia. Las hojas jóvenes de la planta son las que muestran primero los signos visibles de la clorosis férrica, debido a que el hierro se transloca principalmente de la raíz a los meristemas de crecimiento. A pesar de la disminución de la concentración de clorofila, las hojas se desarrollan normalmente, aunque con deficiencias muy severas; en las hojas jóvenes pueden llegar a aparecer manchas cloróticas. En estos casos, la división celular puede inhibirse y detenerse el crecimiento de la hoja.

Manganeso (Mn)

Forma de absorción. La raíz de la planta absorbe el magnesio como Mn^{2+} .

Funciones fisiológicas. El Mn se encuentra envuelto en los procesos de oxidación-reducción en el sistema fotosintético del transporte de electrones. En el fotosistema II, interviene como un puente entre el ATP y el complejo enzimático fosfoquinasa y fosfotrasferasa.

Concentración foliar. La concentración de Mn en las hojas varía de 10 a 50 $mg\ kg^{-1}$ con base a materia seca de hojas jóvenes.

Sintomatología de deficiencia. Los síntomas de deficiencia pueden aparecer en hojas medias, debido a la preferencia del transporte del Mn desde la raíz a las hojas medias y no a las jóvenes. Los signos de la deficiencia se manifiestan por una clorosis internervial, que puede llegar a necrosarse.

Cobre (Cu)

Forma de absorción. La absorción del cobre tiene lugar en forma de Cu^{2+} .

Funciones fisiológicas. Por su importancia en procesos redox, es un nutrimento con características similares a las del hierro. El Cu es un componente de la proteína del cloroplasto denominada plastocinina, que toma parte en el sistema de transporte de electrones en el fotosistema I y II; también participa en el metabolismo de las proteínas y carbohidratos, en la fijación del N atmosférico, y es un componente de las enzimas (citocromo oxidasa, polifenol oxidasa y ácido ascórbico oxidasa), las cuales reducen el oxígeno molecular (O_2), al catalizar procesos de oxidación.

Concentración foliar. Las concentraciones óptimas oscilan entre 6 y 15 mg kg^{-1} con base a materia seca, aunque, las

plantas pueden soportar mayores concentraciones, si este elemento se aplica como fungicida.

Sintomatología de deficiencia. El síntoma típico de deficiencia es una clorosis intervenal, seguida de una necrosis y un curvado de las hojas hacia el envés. Los síntomas se manifiestan primero en las hojas jóvenes, en las cuales se expresa la escasa distribución de cobre.

Zinc (Zn)

Formas de absorción. El zinc se absorbe de forma activa como Zn^{2+} .

Funciones fisiológicas. Es fundamental en la síntesis de auxinas, especialmente en la ruta metabólica del triptófano que conduce a la formación del ácido indolacético. Las enzimas que requieren zinc para su actividad, son: anhidrasa carbónica, alcohol deshidrogenasa, algunas piridin nucleótido deshidrogenas, glucosa-fosfato deshidrogenasa y triosafosfato deshidrogenasa.

Concentración foliar. La concentración de Zn en hojas comple

tamente desarrolladas, varía entre 15 y 50 mg kg⁻¹ con base a materia seca.

Sintomatología de deficiencia. Los signos característicos de esta deficiencia son: el enanismo de la planta, el acortamiento entre los nudos y la restricción del crecimiento de las hojas (crecimiento de rosetas y hojas pequeñas en algunos cultivos), además de la decoloración internervial en la parte media de la planta, similar a la deficiencia de magnesio.

Boro (B)

Formas de absorción. La planta absorbe al B en forma de ácido bórico y lo transporta desde la raíz, vía xilema, por un proceso pasivo de transpiración.

Funciones metabólicas. La función más conocida del B es la transportación de azúcares a través de la planta; también participa en la síntesis del ácido giberélico y en el metabolismo del ARN. El papel que desempeña el boro en la germinación del polen y su viabilidad, es de gran importancia.

Concentración foliar. La concentración media oscila entre 30 y 40 mg kg⁻¹ con base a materia seca.

Sintomatología de deficiencia. Los síntomas de deficiencia se presentan en los ápices y en las hojas jóvenes. La planta sufre una detención del crecimiento. Los entrenudos se acortan, las hojas se deforman y el diámetro de los pecíolos se incrementa.

Molibdeno

Forma de absorción. Al molibdeno lo absorbe la planta en forma activa, como anión molibdato (MoO_4^{2-}).

Funciones fisiológicas. Su función parece estar relacionada con las reacciones de transferencia de electrones. El Mo es constituyente de las enzimas nitrato reductasa y nitrogenasa; la primera, indispensable en la reducción de los nitratos, la segunda, en la fijación biológica de nitrógeno.

Concentración foliar. Los contenidos de Mo en la planta usualmente son menores de 1 mg kg^{-1} con base a materia seca.

Sintomatología de deficiencia. Los síntomas de deficiencia se manifiestan por una falta de vigor y achaparramiento de la planta; en los cítricos, como una mancha amarilla.

Solución Nutritiva

Una solución nutritiva (SN) consta de agua con oxígeno y de todos los nutrimentos esenciales en forma iónica y, eventualmente, de algunos compuestos orgánicos tales como los quelatos de fierro y de algún otro micronutriente que puede estar presente (Steiner, 1968). Una SN verdadera es aquella que contiene las especies químicas indicadas en la solución, por lo que deben de coincidir con las que se determinen mediante el análisis químico correspondiente (Steiner, 1961).

La SN está regida por las leyes de la química inorgánica, ya que tiene reacciones que conducen a la formación de complejos y a la precipitación de los iones en ella, lo cual evita que éstos estén disponibles para las raíces de las plantas (De Rijck y Schrevens, 1998).

La pérdida por precipitación de una o varias formas iónicas de los nutrimentos, puede ocasionar su deficiencia en la planta, además de un desbalance en la relación mutua entre los iones. Es esencial que la solución nutritiva tenga la proporción adecuada, necesaria para que las plantas absorban los

nutrimentos; en caso contrario, se producirá un desequilibrio entre los nutrimentos, lo que dará lugar a excesos o déficit en el medio de cultivo y afectará la producción (Rincón, 1997).

La selección de elementos nutritivos de una SN “universal” al momento de la absorción por la planta, se puede explicar desde un punto de vista fisiológico, al no variar el equilibrio iónico de la SN durante el ciclo de cultivo; sin embargo, en una producción comercial, la nutrición de los cultivos debe tomar en cuenta aspectos técnicos y económicos. Desde un punto de vista técnico, para que las plantas puedan obtener los máximos rendimientos, la SN debe cubrir sus requerimientos nutrimentales, de tal manera que se eviten deficiencias o el consumo en exceso.

La planta no absorbe nutrimentos en la misma cantidad durante el ciclo, ya que lo hace según la etapa fenológica y las condiciones climáticas, por lo que el equilibrio iónico de la SN se adapta al ritmo de absorción de la planta (Adams, 1994; Rincón, 1997).

Los parámetros que caracterizan la SN son: el pH, la presión osmótica y las relaciones mutuas entre los aniones y los cationes (Adams, 1994; Rincón, 1997).

El pH de la solución nutritiva

El pH de la SN se determina por la concentración de los ácidos y de las bases. El pH se define una vez que se establece la proporción relativa de los aniones y los cationes, y la concentración total de ellos en me L^{-1} , lo cual significa que el pH es una propiedad inherente de la composición química de la SN y no puede cambiar independientemente (De Rijck y Schrevens, 1998).

El pH apropiado de la SN para el desarrollo de los cultivos se encuentra entre los valores 5.5 y 6.5; sin embargo, el pH de la SN no es estático, ya que depende del CO_2 en el ambiente, de que la SN se encuentre en un contenedor cubierto o descubierto, del ritmo de absorción nutrimental, de la fuente nitrogenada utilizada, etc. Así por ejemplo, la SN de Steiner contiene solamente N-NO_3^- , el cual ocasiona un pH fisiológicamente alcalino; a medida que las plantas absorben el N-NO_3^- , la SN tiende a alcalinizarse, debido a que a la absorción del N-NO_3^- la acompaña una liberación de HCO_3^- u

OH^- . Cuando se adiciona el N-NH_4^+ el pH se amortigua, ya que al absorberlo el N-NH_4^+ , al H^+ lo liberan las raíces y la SN se acidifica.

El pH de la SN se controla con el fin de neutralizar la presencia de los bicarbonatos en el agua de riego, ya que estos iones producen un elevado pH, y un alto contenido de ellos en la zona radical provoca la inmovilización del P, Mn y Fe (Rincón (1997); además, con un alto pH en la SN, el Ca y el Mg pueden precipitar con el HPO_4 (De Rijck y Schrevens, 1998; Amiri y Sattary, 2004).

El pH del agua de riego generalmente fluctúa entre 7.0 y 8.5. Antes de preparar la SN, el pH del agua debe de estar a 5.5; después de hacerlo, se mide nuevamente y se hacen los ajustes necesarios, hasta que quede en 5.0; en caso de que sea mayor a 5.5, nuevamente se añade un ácido fuerte. Para bajar el pH se puede emplear un ácido comercial, por ejemplo, ácido nítrico (HNO_3), fosfórico (H_3PO_4) o sulfúrico (H_2SO_4), de los cuales el sulfúrico es el de menor costo.

El pH está directamente relacionado con el contenido de HCO_3^- y CO_3^{2-} (Figura 1). Al neutralizar estas especies químicas

mediante la aplicación de un ácido, el CO_3^{2-} se transforma a HCO_3^- y el HCO_3^- a H_2CO_3 ; este último, a su vez, se disocia parcialmente en H_2O y CO_2 , por lo que el ácido aplicado transforma los CO_3^{2-} y/o HCO_3^- a CO_2 el cual es un gas en su estado natural, por lo que se volatiliza (De Rijck y Schrevens, 1997).

Normalmente las aguas contienen HCO_3^- , no CO_3^{2-} ; sin embargo, cuando contienen este último, el pH es mayor de 8.2 (Figura 1). En la mayoría de las aguas sólo se neutraliza una parte del HCO_3^- que contienen; para neutralizar todos los HCO_3^- se reduce el pH más abajo de 4.5, lo cual no debe hacerse, ya se provocan daños en la fisiología de la planta y en la estructura física del sustrato (Casas, 1999), además de que se incrementa bruscamente la CE (Figura 2). La cantidad de ácido necesario para reducir el pH, se determina realizando las curvas de neutralización.

En la figura 2 se indica la cantidad de ácido que se requiere para transformar el HCO_3^- a H_2O y CO_2 . Para neutralizar el HCO_3^- con los H^+ de un ácido, se adiciona una cantidad equivalente de NO_3^- , H_2PO_4^- o SO_4^{2-} , según sea el ácido.

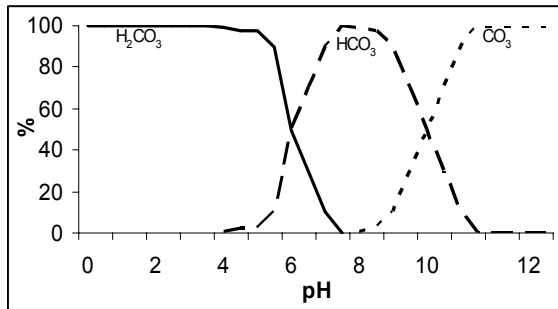


Figura 1. Presencia de formas químicas de carbonatos, bicarbonatos y ácido carbónico en función del pH del agua.

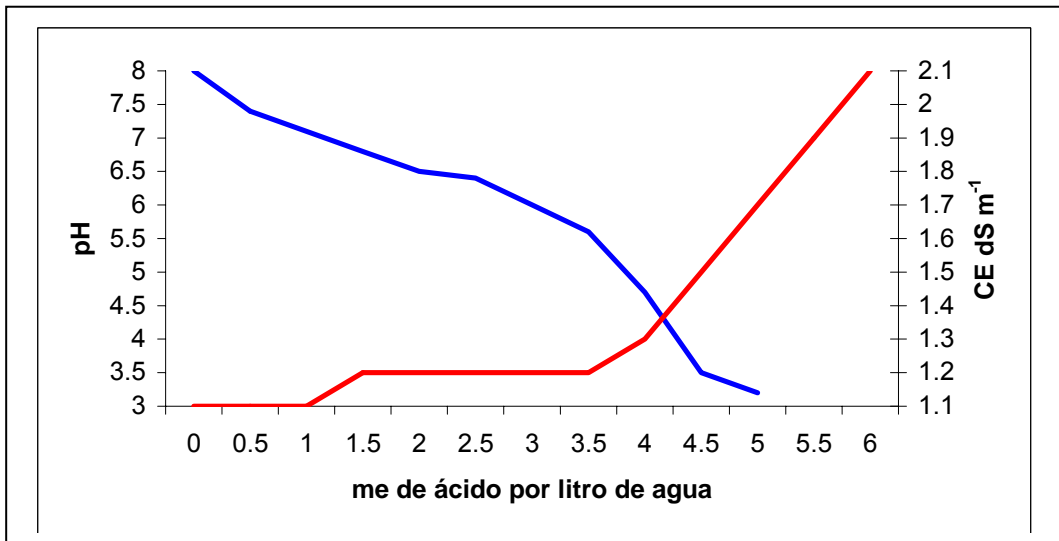


Figura 2. Neutralización del agua con un ácido, y su influencia en la conductividad eléctrica. (Moreno, 1999)

Cuando el contenido de HCO_3^- es bajo ($>2\ me\ L^{-1}$), se puede utilizar un ácido de cualquier tipo; pero si el contenido es mayor de $8\ me\ L^{-1}$, no puede utilizarse sólo un ácido, sino que

generalmente se emplea una mezcla diácida o en ocasiones triácida (HNO_3 , H_3PO_4 y H_2SO_4), en una relación tal, que permita tener un balance apropiado entre los aniones (65:5:35) al momento de preparar la SN (Parra *et al.*, 2004).

A medida que se incrementa el pH, la solubilidad de los iones disminuye, como es el caso del Ca, P y el Fe, por lo que es conveniente la acidificación del agua con la que se prepare la SN; de esta manera se evitan posibles precipitaciones y posteriores obstrucciones del sistema de riego, si es por goteo. Con el fin de proporcionar las mejores condiciones de solubilidad, el pH debe mantenerse entre 5.0 y 6.0; en la medida en que el incremento exceda de 6.5, existirán pérdidas de estos nutrimentos por precipitación.

La forma química del P depende del pH de la SN. El H_2PO_4^- (ortofosfato monobásico) es el ión más móvil en la SN y en el espacio libre aparente de las células de la raíz (Marschner, 1995). Cuando el pH es de 5.0, todo el fósforo se encuentra disociado en la forma de H_2PO_4^- ; cuando es de 6.0, el 95 % de este ión se encuentra soluble; pero si el pH es mayor a 6.5, sólo será soluble menos del 70 % de este ión (Figura 3) (De

Rijck y Schrevens, 1997). Por esta razón es importante mantener el pH de la SN entre 5.0 y 6.0.

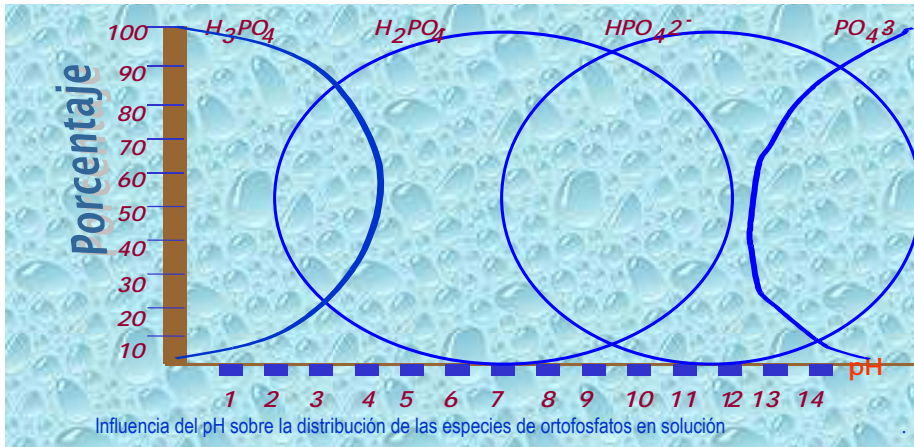


Figura 3. Presencia de formas químicas del fosfato, ácido fosforico, fosfato-monobásico y fosfato-dibásico, en función del pH de la solución nutritiva.

La solubilidad de hierro (Fe) también tiene relación inversa con el pH, pues al aumentar el pH, disminuye la disponibilidad de Fe. Para favorecer su solubilidad y absorción se usa la forma quelatada (Cadahia, 2005). Los quelatos más usados son: el EDTA (Acido Etilén Diamino Tetra Acético), EDDHA (Acido Etilén-Diamino Di-orto Hidroxifenil Acético) y DTPA (Acido Dietilén Triamino Penta Acético). De éstos, el Fe quelatado con EDDHA es el que más utiliza, al tener mayor rango de pH

(Figura 4), en la cual se muestran dos isómeros posicionales del EDDHA, o,o= orto-orto y o,p= orto para.)

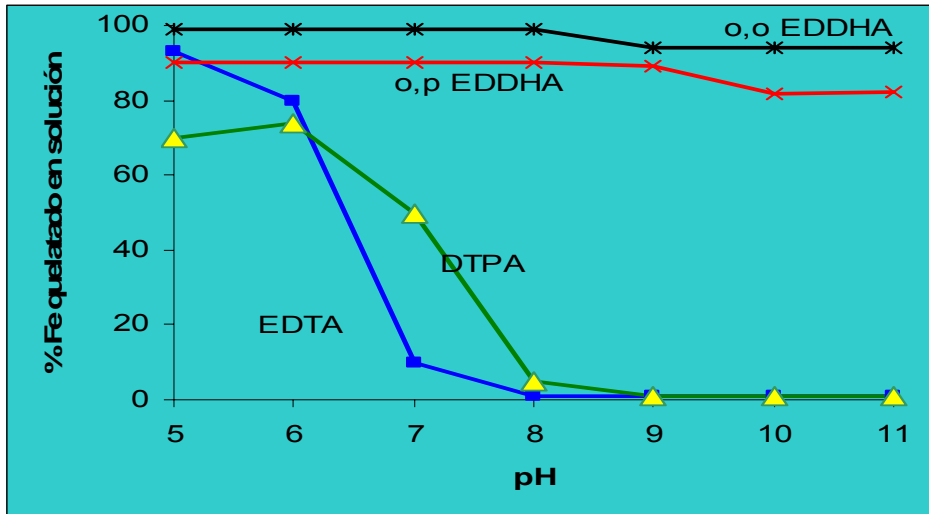


Figura 4. Diagramas de estabilidad de los quelatos férricos en función del pH.

En algunas ocasiones es necesario incrementar el pH, para lo cual se requiere incluir fertilizantes de reacción básica, como lo son: el nitrato de calcio ($\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$) o el de potasio (KNO_3), aunque también se puede utilizar el hidróxido de potasio (KOH), el bicarbonato de potasio (KHCO_3), hidróxido de sodio (NaOH) o el bicarbonato de sodio (NaHCO_3); estos últimos se

deben evitar, en lo posible, debido a que el ión sodio, hasta cierto punto, es un ión indeseable en la SN.

Presión osmótica

La cantidad total de los iones de las sales disueltas en la SN ejerce una fuerza llamada presión osmótica (PO); en la medida que aumenta la cantidad de iones se incrementa esta presión. La PO es una propiedad físico-química de las soluciones, la cual depende de la cantidad de partículas o solutos disueltos. En la medida que la PO es mayor, las plantas deben invertir más energía para absorber el agua y los nutrimentos, por lo cual la PO no debe elevarse (Asher y Edwards, 1983). La PO apropiada para los cultivos depende de la especie y de la variedad (Adams y Ho, 1992). En general, el tomate es una de las especies hortícolas con capacidad para soportar mayor PO, en cambio la lechuga es una de las que requiere menor PO. La época del año (condición ambiental) influye en la PO de la SN que pueden soportar las plantas: en el invierno éstas tienen mejor desarrollo con alta PO que en el verano. La PO también influye en la absorción de agua y de los nutrimentos, pues a mayor PO, menor es la absorción; además, la absorción de nutrimentos se ve afectada de manera diferencial: la absorción de SO_4 es más restringida que la de NO_3 y H_2PO_4 ; el Ca más

afectado que el Mg, y éste que el K, lo cual ocasiona un desbalance de la SN (Steiner, 1973); este desbalance es un factor que influye en la pudrición apical de los frutos (Adams y Ho, 1992).

Una medida indirecta y empírica para determinar la PO de la SN es la CE, que sirve para indicar la concentración total de sales disueltas en el agua; para hacerlo, se multiplica la CE de la SN por 0.36 (Rhoades, 1993); en cambio Steiner (1984) calcula la presión osmótica de la SN multiplicando el número total de mM por el factor 0.024; Sonnoveld (1997) sugiere la siguiente ecuación para determinar la CE de una SN: $CE = \Sigma$ de cationes/10,

Esta ecuación es útil para valores de CE de 0 a 5 dS m⁻¹, rango en el que se encuentra la CE teórica de la SN.

El incremento de la CE por la adición de más macronutrientes a la solución nutritiva, restringe la extracción de agua por las raíces, lo que propicia un aumento de azúcares en los frutos.

La CE en el agua de riego permite verificar la concentración total de iones en la SN, detectar un mal funcionamiento en el

equipo de inyección, errores eventuales en la preparación de las soluciones madre y las variaciones en la composición del agua de riego, que debe compararse mediante un análisis en el laboratorio (Rincón, 1997).

El alto contenido de sales disueltas en la SN aumenta el efecto osmótico y disminuye la disponibilidad de agua fácilmente utilizable por la planta en el medio de cultivo, lo que afecta la absorción de Ca y da lugar a la pudrición apical de los frutos (Rincón, 1997).

Una alta presión osmótica de la SN induce a una deficiencia hídrica de la planta y, además, ocasiona un desbalance nutrimental, pues afecta principalmente a aquellos nutrimentos que se mueven por flujo de masas, como el Ca^{2+} y el Mg^{2+} , los cuales se absorben en menor cantidad (Ehret y Ho, 1986); también influye en la relación mutua de aniones en el interior de la planta, ya que al aumentar la presión osmótica se incrementa la proporción de H_2PO_4^- , y en menor magnitud, la del NO_3^- a expensas de los SO_4^{2-} . Es de esperarse que, al disminuir la presión en la SN, se presenten problemas en la absorción del H_2PO_4^- , se favorezca la absorción del agua por las raíces y se limite la absorción de los iones que se mueven

por difusión, como el P, K y el NH_4^+ ; mientras que las soluciones nutritivas concentradas limitan la absorción de los iones que se mueven por flujo de masas como el NO_3 , Ca y Mg (Steiner, 1973; Sonneveld y Voogt, 1990).

Relación mutua entre aniones

Este concepto que introdujo Steiner en 1961, se basa en la relación mutua que existe entre los aniones NO_3^- , H_2PO_4^- y SO_4^{2-} , y los cationes K^+ , Ca^{2+} , Mg^{2+} , con los cuales se regula la SN. Tal relación no sólo consiste en la cantidad absoluta de cada ión presente en la solución, sino en la relación cuantitativa que guardan los iones entre sí, ya que de existir una relación inadecuada entre ellos, puede disminuir el rendimiento (Steiner, 1968).

La importancia del balance iónico comienza cuando las plantas absorben los nutrimentos de la solución nutritiva diferencialmente (Jones, 1997). La razón de esta variación se debe a las diferentes necesidades de los cultivos (especie y etapa de desarrollo) y la diversidad de condiciones ambientales. La restricción de estos rangos, además de ser de tipo fisiológico, es química, lo cual está determinado principalmente por la solubilidad de los compuestos que se

forman entre HPO_4^{2-} y Ca^{2+} , y SO_4^{2-} y Ca^{2+} . El límite de solubilidad del producto de los iones fosfato y calcio es de 2.2 mmol L⁻¹, y del producto entre el sulfato y el calcio, de 60 mmol L⁻¹ (Steiner, 1984).

Las plantas son selectivas al absorber nutrimentos, lo cual significa que, a pesar de que la SN tenga una relación determinada entre aniones y/o cationes, al suministrar una SN de relación arbitraria entre iones, las plantas los tengan que absorber en esa misma proporción. La relación original entre iones en la SN, en circuitos cerrados, se modifica debido a la absorción de nutrimentos por las plantas: generalmente se incrementan los SO_4 respecto a los NO_3 , y el Ca respecto al K; sin embargo, la modificación de la SN no es siempre en el mismo sentido, ya que depende también de las condiciones ambientales y de la etapa de desarrollo.

El ambiente influye más en la absorción de SO_4^{2-} que en la de H_2PO_4^- y NO_3^- ; mientras que la absorción de Ca la afecta en mayor medida que la de K y Mg, lo cual se debe a los mecanismos de absorción de éstos últimos; el NO_3 , el H_2PO_4 , el K, y en menor proporción el Mg, las plantas los absorben en forma activa, lo que significa que invierten energía metabólica

para absorberlos, en cambio al Ca y en menor cantidad al SO_4^{2-} , los asimilan mediante el flujo transpiratorio.

La planta absorbe mayor cantidad de agua que de nutrimentos, lo cual propicia que la SN tienda a aumentar su concentración. Además, los iones disueltos en la SN cambian su relación mutua entre ellos debido a su absorción diferencial (Brun y Chazelle, 1996). En este sentido, el sistema hidropónico influye de manera decisiva en sistemas cerrados, donde la SN se recicla, lo que es fundamental considerar, debido a que se debe ajustar periódicamente la concentración y la relación mutua entre los iones. En sistemas abiertos, debido a que la SN no se recupera, es menos riguroso cuidar este aspecto; sin embargo, debido a la absorción diferencial del agua respecto a la de los iones minerales y entre los diversos iones, en estos sistemas se van acumulando iones en forma diferencial, lo cual puede ocasionar desbalance en la SN. El desbalance entre los iones en la SN puede ocasionar antagonismo y/o precipitación entre algunos de ellos. La acumulación de SO_4 favorece la precipitación de Ca. El incremento de la acumulación de Ca provoca la pérdida por precipitación de SO_4 y H_2PO_4 .

La acumulación de Mg, NH_4 y K en la SN antagoniza con el Ca, es decir, provoca en la planta deficiencia en la absorción. Cualquiera de los factores que ocasionan deficiencia relativa de Ca en la SN favorece la deficiencia de este elemento en la planta, y particularmente la incidencia de la pudrición apical de los frutos (Taylor y Locascio, 2004).

Relación mutua entre cationes

Los cationes en la SN son el K, Ca y Mg; una parte del N se puede incluir como NH_4^+ , pero en concentraciones inferiores al 25 %.

La relación entre los cationes es de gran importancia, ya que de no cuidar este aspecto, se pueden generar con relativa facilidad deficiencias de algún cation, por lo que es importante evitar no romper el balance entre ellos.

La relación mutua entre cationes varía en función de la etapa de desarrollo de las plantas, lo cual implica que tienen demanda diferencial. A partir de la importancia que el K tiene en la etapa de producción de los frutos para favorecer su calidad, en ocasiones se genera desbalance entre K con Ca y/o Mg, al suministrar en la SN cantidades de K que superan 45 %

de los cationes, lo cual provoca deficiencias de Mg y principalmente de Ca.

Cuadro 3. Porcentajes mínimos y máximos que pueden presentar los aniones y cationes con respecto al total en la solución nutritiva, sin que estén en los límites fisiológicos o de precipitación.

Rango	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺
Mínimo	20	1.25	10	10	22.5	0.5	0
Máximo	80	10	70	65	62.5	40	15

En general, las SN que se utilizan para la producción de cultivos constan de seis macronutrientes esenciales: tres cationes (K⁺, Ca²⁺, Mg²⁺) y tres aniones (NO₃⁻, H₂PO₄⁻ y SO₄²⁻), y en algunas soluciones NH₄⁺ en pequeñas concentraciones. Simplificando, la SN en seis macronutrientes, sin tomar en cuenta los iones H⁺, OH⁻ y las posibles disociaciones del H₂PO₄⁻, se tiene: [K⁺]+[Ca²⁺]+[Mg²⁺]+ [NH₄⁺] = [NO₃⁻]+[H₂PO₄⁻]+[SO₄²⁻] = C. Donde C es la cantidad total de aniones y cationes expresado en me L⁻¹. Al dividir la cantidad de me L⁻¹ de cada ión por la cantidad total de los me L⁻¹ (sumatoria de aniones y cationes), resulta la proporción de cada ion presente en la solución. Si se tiene la proporción de dos aniones o dos

cationes, se puede determinar la proporción del tercero (De Rijck y Schrevens, 1998b).

Concentración de amonio en la solución nutritiva

El N-NO_3^- es la fuente de N más adecuada para la mayoría de los cultivos y debe evitarse que sobrepase el 80 % de la suma de los aniones en la solución nutritiva (Steiner, 1984); en cambio el N-NH_4^+ solamente es adecuado para ciertos cultivos adaptados a suelos ácidos, temperaturas frías o en condiciones de inundación. Las altas concentraciones de NH_4^+ inducen toxicidad en la planta, la cual se atribuye a la acidez de la zona radical, a la acumulación de NH_4^+ y a la disminución en la absorción de cationes (K, Ca y Mg), lo que provoca desbalances en su interior. Además, las altas concentraciones pueden causar pudrición apical del fruto (Havlin *et al.*, 1999); la presencia de 10 % de N-NH_4^+ y 90 % de N-NO_3^- (expresado en me L^{-1} en la SN), en general no causa ningún problema (Steiner, 1984).

Jones (1997) señala que el porcentaje del ión NH_4^+ en la SN no debe de exceder del 50 % del total del N. La mejor relación es 75 % N-NO_3^- y 25 % N-NH_4^+ , aunque este porcentaje depende de la especie, de la etapa de desarrollo -especialmente durante

la floración-, y del inicio de la fructificación, ya que se puede causar una pudrición apical en los frutos de tomate; por este motivo se sugiere que el N-NH_4^+ se incluya en la solución nutritiva durante las etapas tempranas de crecimiento, y se excluya durante la floración y la fructificación, aunque alguna literatura recomienda utilizar relaciones $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$ para reducir la concentración de NO_3^- en el fruto (Santamaría *et al.*, 1997).

Hageman (1994) señala que las plantas jóvenes absorben el N-NH_4^+ más rápidamente que el N-NO_3^- . Lo anterior probablemente se debe a que las plantas jóvenes no han desarrollado aún la enzima nitrato-reductasa por lo cual toman el N-NH_4^+ . A este ión se le conoce como “la golosina” de las plantas, porque la absorben aceleradamente, lo que propicia la rápida recuperación de las plantas.

Kafkafi y Gernmore (1997) reportan que el efecto tóxico del NH_4^+ se vuelve menos drástico en la medida que avanza la etapa fenológica. La incorporación de NH_4^+ a la SN favorece el desarrollo de frutos y semillas, por lo que el suministro de este ión es más efectivo en la etapa de maduración.

En general, el N-NH_4^+ no debe de exceder del 50 % del total del N en la SN (Jones, 1997) y el N-NO_3^- el 80 % de la sumatoria total de aniones (Steiner, 1984).

Temperatura de la solución nutritiva

La temperatura de la SN influye en la absorción de agua y nutrimentos. La temperatura óptima para la mayoría de las plantas es de aproximadamente 22 °C; en la medida que la temperatura disminuye, la absorción y asimilación de los nutrimentos también lo hace (Cornillon, 1988). La baja temperatura de la SN tiene mayor efecto en la absorción de fósforo que en la de nitrógeno y agua (Adams, 1994). Con temperaturas menores a 15 °C se presentan deficiencias principalmente de calcio, fósforo y hierro (Moorby y Graves, 1980). La baja temperatura favorece la deficiencia de calcio y la incidencia de pudrición apical de los frutos. Una de las causas de menor absorción de algunos nutrimentos cuando la temperatura de la SN es baja, se debe a que en esas condiciones la endodermis de la raíz se suberiza, con lo cual se reduce la permeabilidad y disminuye la absorción de agua y nutrimentos (Graves, 1983).

El control de la temperatura de la SN tiene poca importancia en los lugares de clima templado. En las zonas o temporadas frías, es conveniente tener un sistema de calefacción para evitar temperaturas menores a 15 °C. La SN también debe protegerse con la radiación directa de los rayos solares para evitar su calentamiento, y alteración química y microbiológica (Hothem *et al.*, 2003). La temperatura de la SN debe mantenerse lo más cercana posible a los 22 °C.

Contenido de oxígeno disuelto

El agua, además de disolver las sales que corresponden a los nutrimentos en forma natural, también lo hace con el oxígeno que requieren las raíces. La temperatura de la SN tiene relación directa con la cantidad de oxígeno que consumen las plantas, e inversa con el oxígeno disuelto en ella. En la SN a 10 °C, la concentración de saturación es de 10.93; a 15 °C, de 10.2 ppm; a 25 °C, de 8.5 ppm; a 35 °C, de 7.1 ppm; a 45 °C, de 6 ppm de oxígeno (Steiner, 1968; Vestergaard, 1984). A una temperatura menor de 22 °C, el oxígeno disuelto en la SN es suficiente para abastecer la demanda de este nutrimento; sin embargo, el requerimiento es pequeño debido a que se reduce la velocidad de un buen número de procesos fisiológicos, entre

ellos la respiración, lo que disminuye la absorción de agua y nutrimentos y, por consiguiente, el crecimiento de la planta (Morad, *et al.*, 2000). A temperaturas mayores a 22 °C las condiciones son contrarias, pues la SN no satisface la gran demanda de oxígeno debido a que, a mayor temperatura, aumenta la difusión de este gas. Si la SN tiene altas temperaturas, el crecimiento vegetativo se incrementa en una magnitud mayor a la deseable y disminuye la fructificación (Graves, 1980). La concentración de oxígeno en la SN también depende de la demanda del cultivo: en la medida en que aumenta el número de plantas, o cuando la actividad fotosintética es mayor, se incrementa el requerimiento de oxígeno (Gunes *et al.*, 1998; Papadopoulos *et al.*, 1999). La disminución en la concentración de oxígeno inhibe la absorción de todos los macronutrimentos, con excepción de los NO_3^- . (Morard *et al.*, 2000). Gislerod y Kempton (1983), señalan que una concentración por debajo de los 3 ó 4 mg L^{-1} de oxígeno disuelto produce una disminución del crecimiento radical y cambia la raíz a un color pardo, lo que se puede considerar como el primer síntoma de la falta del oxígeno.

El suministro de oxígeno en la SN se puede lograr mediante su recirculación en los sistemas NFT, NGS y en los riegos por

subirrigación en grava o tezontle. En los sistemas en flotación, el suministro de oxígeno se puede aplicar mediante una bomba de aire o un compresor. Es recomendable inyectar el aire en varios puntos de la SN, con el fin de que la concentración de oxígeno sea más homogénea.

Método universal de preparación de soluciones nutritivas

La formulación óptima de una SN depende de la especie y variedad; del estado de desarrollo de la planta, la parte de la planta que será cosechada, la época del año, la duración del día y clima y, por supuesto, del método de cultivo. Debido a esta gran variabilidad de factores, no es posible diseñar una SN adecuada. Con base a lo anterior, Steiner estudió sistemáticamente el efecto de las SN sobre el desarrollo de los cultivos, para lo cual mezcló los nutrimentos de manera similar a como se encuentran en las plantas en condiciones normales de crecimiento. A continuación se expone la metodología propuesta por Steiner.

La primera relación la constituyen los aniones NO_3^- , H_2PO_4^- y SO_4^{2-} ; la segunda, la constituyen los cationes K^+ , Ca^{2+} , y Mg^{2+} .

Estas relaciones están representadas en un triángulo equilátero cuyos lados se dividen en 10 partes iguales, tanto para aniones como para cationes (Figura 6).

Por ejemplo, en la figura 7 corresponden a la relación aniónica de 60:5:35, en porcentajes. Para pasar de % a me L^{-1} , se divide entre cinco, así, esta relación corresponde a 12: 1: 7 de NO_3^- , H_2PO_4^- y SO_4^{2-} . En la figura 8, la relación en porcentajes es 35:45:20, que corresponde a 7: 9: 4 me L^{-1} de K^+ , Ca^{2+} y Mg^{2+} .

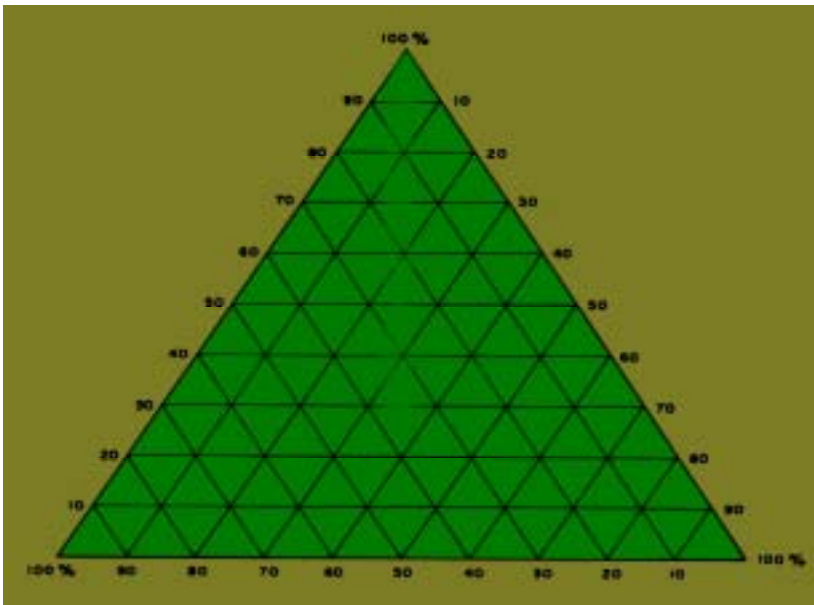


Figura 5. Representación de las relaciones de aniones y cationes en un triángulo equilátero.

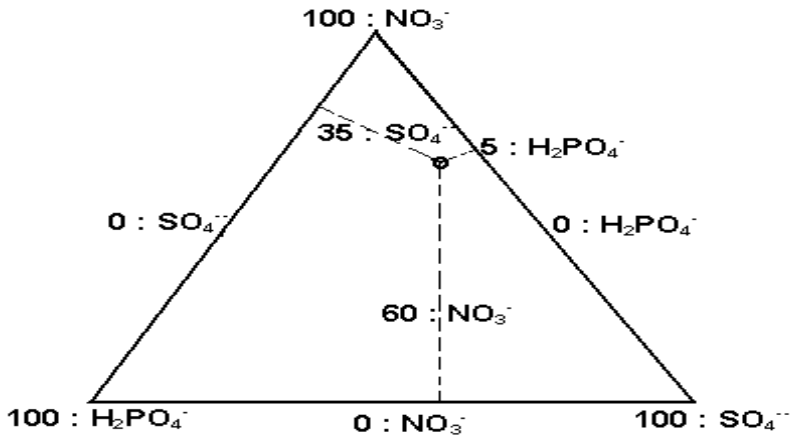


Figura 6. Relación mutua entre los aniones, en la solución nutritiva universal de Steiner.

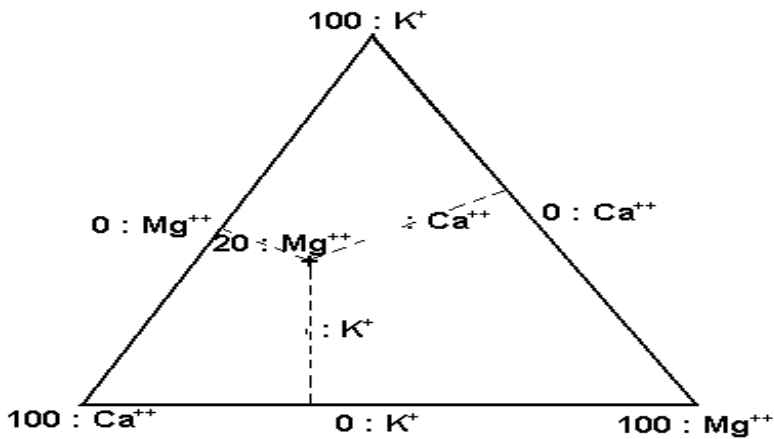


Figura 7. Relación mutua entre los cationes, en la solución nutritiva universal de Steiner.

Si estos dos triángulos se colocan uno cubriendo al otro, como se muestra en la figura 8, donde un círculo representa las relaciones mutuas entre los aniones y una cruz las relaciones mutuas de cationes, se desprende que cada punto de intercepción corresponderá a una formulación diferente, debido a la proporción de cada uno de los iones. Por suerte las especies vegetales tienen una gran capacidad de adaptación al medio en que se desarrollan, además, las plantas tienen una gran capacidad para seleccionar la entrada de iones, en la cantidad y proporción más adecuada para ellas.

Con la variación sistemática de los nutrimentos, dentro de un amplio rango de relaciones mutuas entre aniones y cationes, se pueden tener tantas soluciones nutritivas como la alta variación de los nutrimentos en las diferentes especies vegetales. Del total de soluciones que se han probado, algunas de ellas presentaron problemas de tipo químico o fisiológico, lo cual ha permitido marcar áreas donde un ión es limitante y otras donde puede precipitar con otros (Figura 9).

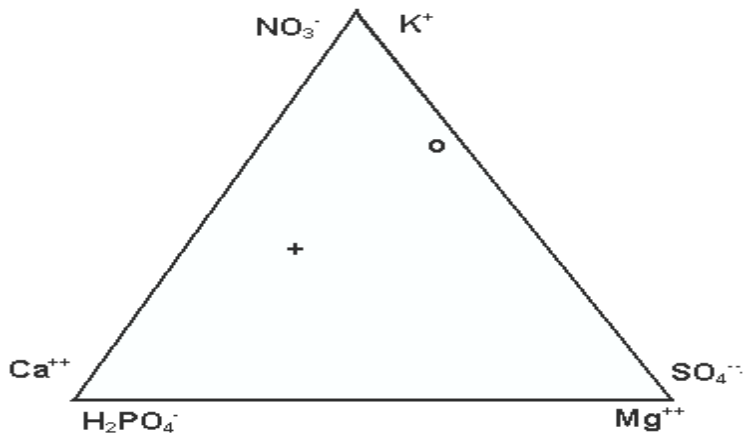
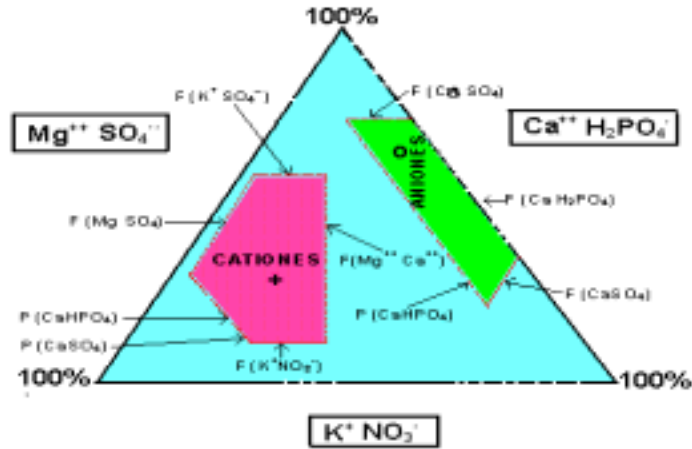


Figura 8. Relación mutua entre los aniones (círculo) y los cationes (cruz), en la solución nutritiva universal.

Si se suministra al cultivo una SN con una relación iónica extrema en la que algunos de los iones se encuentren en una cantidad muy alta o muy baja, puede influir negativamente en la producción. Lo más conveniente es suministrar al cultivo una relación específica de acuerdo a sus propios requerimientos, lo que es posible dentro de las grandes áreas de las relaciones mutuas entre los iones. Estas áreas están dadas en la figura 9, donde las líneas punteadas representan los límites fisiológicos marcados por F (entre corchetes se menciona un compuesto iónico en particular); esto indica la proporción mínima o máxima en que la unión puede encontrarse en la solución, para el desarrollo normal del cultivo. Fuera de estas líneas, las plantas

no son capaces de absorber los iones en su propia relación específica (nutrición desbalanceada con un crecimiento anormal del cultivo). Es evidente que estas líneas no representan límites estrictos.



<p>= Límites de precipitación</p> <p>F = Límites fisiológicos</p>	<p>+</p> $\left\{ \begin{array}{l} K^+ = 35 \\ Ca^{2+} = 45 \\ Mg^{2+} = 20 \end{array} \right.$	<p>O</p> $\left\{ \begin{array}{l} NO_3^- = 60 \\ H_2PO_4^- = 5 \\ SO_4^{2-} = 35 \end{array} \right.$
---	--	--

Figura 9. Restricciones en relaciones iónicas equivalentes a 0.72 atm de presión osmótica y un pH de 6.5.

Las líneas continuas marcadas por P, representan los límites superiores de las cantidades de iones individuales en una concentración total de iones de 0.72 atm (2 dS m^{-1} de CE), en un pH de 6.5.

Por ejemplo, en la línea continua P, con un alto contenido de SO_4^- , puede precipitar con Ca^{2+} como CaSO_4 . Es evidente que esos límites son flexibles, dependiendo de la concentración absoluta de ciertos iones, por ejemplo, al bajar la concentración de iones totales a 0.5 atm, el límite superior para el Ca^{2+} y SO_4^- vuelve a subir, lo que da una amplia área de relación en el triángulo. En el caso contrario, cuando existe una alta concentración de iones, por ejemplo, a 1.0 atm, los límites superiores para el Ca^{2+} y SO_4^- vuelven a subir, lo que da una menor área de relación en el triángulo.

Lo mismo es válido para los límites superiores de $\text{P}(\text{CaHPO}_4)$ respecto a la concentración total de iones. El CaHPO_4 es insoluble, sin embargo, a un pH de 5.0 en la solución es altamente soluble; el fósforo, que está casi todo en forma de H_2PO_4^- , es altamente soluble en presencia de Ca^{2+} . A un pH de 6.0, sólo alrededor del 10 % del fósforo está en forma de HPO_4^- .

$\bar{}$, y a un pH de 7.0, a más de 40 %. Esto significa que a los valores más bajos de pH, en una solución sin precipitación de CaHPO_4 se puede tener una muy alta concentración de fósforo y calcio.

Este método, además de controlar las relaciones nutrimentales, permite definir la concentración iónica total y, por lo tanto, la presión osmótica más adecuada para el cultivo.

El pH de la SN se controla titulando con un ácido o una base, según su tendencia de acidez o alcalinidad, y en función del pH que se pretenda. Mediante este método, puede definirse el pH antes de preparar la solución nutritiva, al calcular los me L^{-1} de cada nutrimento para obtener el pH deseado, con un margen de error de ± 0.1 , sin necesidad de agregar más H^+ u OH^- .

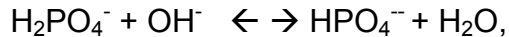
Al final, la solución nutritiva preparada con este método permite controlar:

- La relación entre cationes
- La relación entre aniones
- El pH

- La concentración iónica total y, por consiguiente, la presión osmótica, para ajustarlas en función de cada cultivo

Procedimiento de preparación

Antes de iniciar con el procedimiento de preparación, existen algunas consideraciones que es conveniente tomar en cuenta, como la relación entre la cantidad de H_2PO_4^- agregada a la SN y la de iones OH^- que debe añadirse para lograr cierto pH. De acuerdo a la reacción.



La intensidad de ésta será menor a pH ácido. Entre mayor sea el pH que se requiera, mayor será la cantidad de iones OH^- que se agreguen. En esta relación también se encuentra implícita la relación existente entre el $\text{K}^+:\text{Ca}^{2+}$, por lo tanto, el pH depende, en gran medida, de la proporción del H_2PO_4^- y OH^- , la cual puede sufrir desplazamientos por la relación $\text{K}^+:\text{Ca}^{2+}$ (Figura 10).

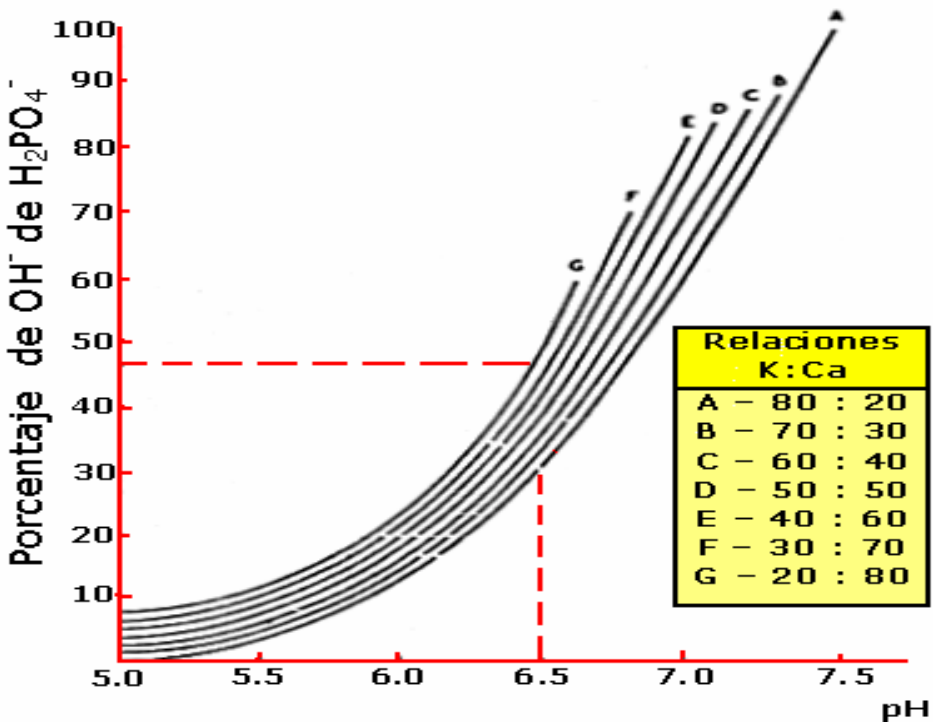


Figura 10. Dependencia de las curvas $\text{OH}^-:\text{H}_2\text{PO}_4^-$ a varios valores de pH en diferentes relaciones K: Ca.

En la anterior figura, el pH está graficado contra la suma de iones OH^- expresada como un porcentaje de la cantidad de H_2PO_4^- , que se convierte en $\text{HPO}_4^{=}$ en la SN; las curvas están dadas para siete distintas relaciones de K^+ y Ca^{2+} . Con ayuda

de estas curvas es posible elaborar la SN deseada y realizar los cambios para lograr el pH requerido.

Como ejemplo, se requiere una fórmula cuya relación mutua de cationes K^+ : Ca^{2+} : Mg^{2+} sea de 35: 45: 20 y una relación mutua de NO_3^- : $H_2PO_4^-$: SO_4^{2-} de 60: 5: 35, además, se considera una concentración total de iones de 30 mg iones por litro, lo que se traduce en una presión osmótica de $(30 \times 0.024 \text{ atm})$ 0.72 atm, a 20 °C y un valor de pH 6.5.

Para lograr un pH de 6.5, se requiere de un OH^- de 42 % del contenido total de fósforo (Figura 11). En una solución universal deseada, el fósforo es siempre el 5 % del contenido total de iones, lo cual corresponde al 42 % los iones OH^- de 2.100 iones OH^- $(42 \times 5/100)$. Esta cantidad de iones OH^- se divide entre los cationes en la misma proporción, como la relación mutua de cationes, ejemplo: 35: 45: 20. Esto produce (2.1×0.35) 0.735 K^+ , (2.1×0.45) 0.945 Ca^{2+} y (2.1×0.20) 0.420 Mg^{2+} (total 2.100). En el siguiente cuadro se representa la relación inicialmente propuesta, más los ajustes realizados por el pH.

Cuadro 4. Relación catiónica ajustada por el pH.

	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ⁺⁺ me L ⁻¹	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
Relación deseada	35	45	20	60	5	35
Exclusivo para pH	0.735	0.945	0.420			
Para pH 6.5	35.735	45.945	20.420	60	5	35

Para obtener la concentración de iones totales de 30 iones mg, los valores del cuadro 4 deben convertirse a iones mg, lo cual se obtiene al dividir los me L⁻¹ de cada ión entre su número de oxidación, como se muestra en el cuadro 5.

Cuadro 5. Valores en mg relativos L⁻¹ de cada nutriente.

Iones	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Total
mg L ⁻¹	35.735	22.937	10.210	60.000	5.000	17.500	151.418

El total de 151.418 tiene que corresponder a 30 iones mg, lo

cual se obtiene al multiplicar los mg relativos de cada ión, por el valor obtenido de la relación $30/151.418 = 0.198$, con lo que se ajusta la concentración originalmente propuesta (Cuadro 6).

Cuadro 6. Valores obtenidos para una concentración de 30 mg de iones relativos L^{-1} .

iones	K^+	Ca^{2+}	Mg^{+2}	NO_3^-	$H_2PO_4^-$	SO_4^{2-}	Total
mg L^{-1}	7.080	4.552	2.023	11.888	0.991	3.467	30.001

El resultado de cada ión (Cuadro 4) se transforma a $me L^{-1}$ (Cuadro 7), al multiplicarse por su respectivo número de oxidación.

Cuadro 7. Miliequivalentes por L de cada nutrimento para constituir la solución nutritiva propuesta.

iones	K^+	Ca^{2+}	Mg^{+2}	NO_3^-	$H_2PO_4^-$	SO_4^{--}
$me L^{-1}$	7.080	9.103	4.046	11.888	0.991	6.934

Al disolver los iones en las concentraciones indicadas, se obtiene una SN que satisface las siguientes condiciones:

Preparación de Soluciones Nutritivas

- Una relación mutua de cationes deseada
- Una relación mutua de aniones deseada
- Una concentración iónica deseada (30 mg ión relativo L⁻¹)
- Un pH de 6.5 con una desviación de ± 0.1

Al tener las fuentes de nutrimentos, se calculan los me L⁻¹ de cada compuesto, hasta completar la concentración indicada (Cuadro 4).

Cuadro 8. Miligramo por litro de cada compuesto, para obtener un miliequivalente por litro de cada nutrimento.

Fuente del nutrimento	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ⁻⁻	Peso equivalente del compuesto	mg L ⁻¹ de compuesto
	7.080	9.103	4.046	11.888	0.991	6.934		
KH ₂ PO ₄	0.991				0.991		136	134.776
MgSO ₄ ·7H ₂ O			4.046			4.046	123	497.658
Ca(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O		9.103		9.103			118	1074.154
KNO ₃	2.785			2.785			101	281.285
K ₂ SO ₄	2.888					2.888	87	251.256
KOH	0.416						56	230296

En ocasiones, ciertas sales no están disponibles, entonces se

pueden sustituir algunas fuentes, como se muestra en el siguiente ejemplo: se utiliza el H_3PO_4 , en lugar del KH_2PO_4 .

Según el llenado del cuadro 6, primero se deben cubrir los requerimientos de la SN (me L^{-1}) con aquellos nutrimentos que puedan administrarse con una fuente, sin que el ión acompañante rebase lo que requiere la SN. Para el ejemplo anterior se adicionan, primero, los 0.991 me de H_2PO_4 ; enseguida se cubren totalmente los requerimientos de Mg^{2+} con el compuesto de $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, debido a que existe sólo una fuente de Mg. Al agregar 4.046 de Mg^{2+} también se adicionan 4.046 me de SO_4^{2-} . Como se necesitan 6.934 me de SO_4^{2-} y ya se adicionaron 4.046, los 2.888 meq que faltan se agregan a través de la fuente K_2SO_4 . Debería continuarse adicionando K^+ , sin embargo, como se tienen varias fuentes, se dificulta la proporción en que debe adicionarse cada una, por lo que se continúan suministrando los elementos que pueden proporcionarse por una sola fuente.

El Ca^{2+} se adiciona con la fuente de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Al agregar 9.103 me L^{-1} de calcio, también se suministran 9.103 me de NO_3^- . En este caso, el Ca^{2+} queda completo.

Preparación de Soluciones Nutritivas

Los requerimientos de NO_3^- son de 11.888 me y sólo se han agregado 9.103 me, por lo que los 2.785 me que faltan, se adicionan como KNO_3 . Mediante el KNO_3 se adicionan los 2.785 me de K^+ , que sumados a los 2,888 me de K_2SO_4 se tiene 5.673 me. Como se requieren 7.080 me en total, el K^+ que falta se adiciona como KOH en una cantidad de 1.407 me.

Cuadro 9. Cantidad en mg L^{-1} de cada compuesto para obtener los me L^{-1} de cada elemento.

Fuente de nutrientes	me L^{-1} de agua						Peso equivalente del compuesto	mg del compuesto
	K^+	Ca^{++}	Mg^{++}	NO_3^-	H_2PO_4^-	$\text{SO}_4^{=}$		
	7.080	9.103	4.046	11.888	0.991	6.934		
H_3PO_4					0.991		32.66	32.37
$\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$			4.046			4.046	123.0	497.65
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$		9.103		9.103			118.0	1075.33
KNO_3	2.785			2.785			101.0	281.29
K_2SO_4	2.888					2.88	87.00	251.25
KOH	1.407						56.00	78.79

Con lo anterior se demuestra que al utilizar diferentes fuentes de nutrientes, es posible obtener la misma composición de la solución nutritiva. Por supuesto, muchas otras combinaciones de sales pueden alcanzar la misma composición en la solución nutritiva.

En la relación entre iones, las cantidades de sales se muestran con tres decimales; sin embargo, esto sólo se realiza para demostrar la manera exacta del cálculo. Después de multiplicar las cantidades de sales con la cantidad de litros, las sales pueden redondearse a miligramos enteros y a gramos; si también se involucran instalaciones grandes o, incluso, instalaciones a gran escala, se igualan a kilogramos.

Dependiendo de las condiciones climáticas y del estado fenológico, se puede reprogramar la SN con las relaciones mutuas de iones dadas, solamente a otra presión osmótica y con otro valor de pH. Ejemplo: preparar una SN con una PO de 0.55 atm, que corresponde a 23 mg iones litro mg, con un pH de 5.4.

Lo anterior puede calcularse con el siguiente procedimiento: para obtener un cierto pH de acuerdo a la curva de la figura 11 y un pH de 5.4, se requiere de sólo un 8 % de OH^- de la concentración de fósforo. En la SN deseada, la concentración de fósforo es siempre del 5 % respecto a la concentración de los aniones totales; para que los iones OH^- correspondan al 8 % de estas cantidades, se requiere 0.40 de iones OH^- . La cantidad de iones OH^- ahora se divide entre los cationes en la

misma proporción, como relación mutua de cationes. Ejemplo: 35: 45: 20, lo cual produce 0.14 de K^+ , + 0.18 de Ca^{2+} + 0.08 de Mg^{2+} = 0.40 iones de OH^- .

Cuadro 10. Relación catiónica ajustada por el pH.

Iones	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	NO_3^-	$H_2PO_4^-$	SO_4^{2-}
Relación deseada	35	45	20	60	5	35
Exclusivo para pH	0.14	0.18	0.08			
Para pH 5.4	35.14	45.18	20.08	60	5	35

Para obtener la concentración de iones totales deseada de 23 iones mg, los valores del cuadro 10 tienen que convertirse en iones mg, lo que se obtiene al dividir los $me L^{-1}$ de cada ión entre su número de oxidación (Cuadro 11).

Cuadro 11. Valores en mg relativos L^{-1} de cada nutrimento.

	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	NO_3^-	$H_2PO_4^-$	SO_4^{2-}	Total
mg L^{-1}	35.14	22.59	10.04	60.00	5.000	17.50	150.27

Debido a que el total de 150.27 tiene que corresponder a 23 iones mg, éstos se obtienen al multiplicar esta cantidad con el valor obtenido de la relación 23/150.27, lo que da un factor de 0.1530, que a su vez se multiplica por los mg relativos a cada ión y se ajusta a la concentración inicialmente propuesta (Cuadro 12).

Cuadro 12. Valores obtenidos para una concentración de 23 mg L⁻¹ de iones relativos.

iones	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Total
mg L ⁻¹	5.378	3.458	1.537	9.183	0.765	2.679	23.000

El resultado de cada ión, (Cuadro 12), al multiplicarse por su respectivo número de oxidación, se transforma a me L⁻¹ (Cuadro 13).

Cuadro 13. Miliequivalentes por L de cada nutrimento para constituir la solución nutritiva propuesta.

iones	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻
me L ⁻¹	5.378	6.915	3.073	9.183	0.765	5.357

Preparación de Soluciones Nutritivas

Esta fórmula se calculó para la SN universal, a 23 iones mg por litro y un pH de 5.4 ± 0.1 , que puede convertirse en una dosis para un compuesto, como sigue:

Cuadro 14. Miligramo por litro de cada compuesto, para obtener un miliequivalente por litro de cada nutrimento.

Fuente del nutrimento	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+}	NO_3^-	$H_2PO_4^-$	SO_4^{2-}	Peso eq del compuesto.	mg L ⁻¹ de compuesto
	me L ⁻¹							
	5.378	6.915	3.073	9.183	0.765	5.357		
KH_2PO_4	0.765				0.765		136	104.040
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$			3.073			3.073	123	377.979
$Ca(NO_3)_2 \cdot 4H_2O$		6.915		6.915			118	615.970
KNO_3	2.768			2.268			101	220.068
K_2SO_4	2.284					2.284	87	198.708
KOH	0.061						56	3.416

Se asume una relación entre los cationes de K^+ Ca^{2+} : Mg^{2+} = 50: 30:20, y para los aniones de NO_3^- : $H_2PO_4^-$: SO_4^- = 50:7: 43, con una concentración total de iones de 20 iones mg por litro y un pH de 6.0 ± 0.1 .

Se sigue el mismo procedimiento de los cálculos anteriores. En la curva OH^- : $H_2PO_4^-$ de la figura 11, la curva C (60:40) indica

que para un pH de 6.0, se requiere un de 17 % de OH^- del contenido total de fósforo. En este ejemplo, el 75 % del contenido total de aniones es la cantidad de 1.190 iones OH^- .

Esta cantidad de iones OH^- se divide entre los cationes, en la misma proporción de la relación mutua de cationes, por ejemplo: 50:30:20. Lo anterior produce 0.595 K^+ y 0.238 Mg^{2+} (suma 1.190). Estas cantidades se adicionan a los cationes originales (Cuadro 15).

Cuadro 15. Relación cátonica ajustada por el pH.

Iones	K^+	Ca^{2+}	Mg^{2+} me L^{-1}	NO_3^-	H_2PO_4^-	SO_4^{2-}
Relación deseada	50	30	20	50	7	43
Exclusivo para pH	0.595	0.357	0.238			
Para pH 6.0	50.595	30.357	20.238	50	7	43

Para obtener la concentración de iones totales deseada de 20 iones mg, los valores arriba mencionados tienen que convertirse a iones mg.

Cuadro 16. Valores en mg relativos L⁻¹ de cada nutrimento.

iones	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Total
mg L ⁻¹	50.595	15.179	10.119	50.000	7.000	21.500	154.393

El total de 154.393 tiene que corresponder a 20 iones mg, que se obtienen al multiplicar el valor obtenido de la relación 20/154.393, por los mg relativos de cada ión, para luego ajustar la concentración inicial.

Cuadro 17. Valores obtenidos para una concentración de 20 mg L⁻¹ de iones relativos.

	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Total
iones	6.554	1.966	1.311	4.477	0.907	2.785	20.000
mg L ⁻¹							
me L ⁻¹	6.554	3.932	2.622	6.477	0.907	5.570	

Esta fórmula se calculó para una solución nutritiva (sin ser la composición de la solución nutritiva universal) a 20 iones mg por litro, a un pH de 6.0 +/- 0.1, puede obtenerse de la manera siguiente:

Cuadro 18. Miligramo por litro de cada compuesto para obtener un miliequivalente por litro de cada nutrimento.

	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Peso eq del compuesto.	mg L ⁻¹ de compuesto
	me L ⁻¹							
Fuente del nutrimento	6.554	3.932	2.622	6.477	0.907	5.570		
KH ₂ PO ₄	0.907		2.622		0.907	2.632	136	123.352
MgSO ₄ ·7H ₂ O							123	322.506
Ca(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O		3.932		3.932			118	463.976
KNO ₃	2.545			2.545		2.948	101	257.045
K ₂ SO ₄	2.948						87	256.476
KOH	0.154						56	8.624

Se puede obtener una relación mutua deseada entre los iones, sólo si están totalmente disociados en la solución y sin algún precipitado presente. Si, por ejemplo, las concentraciones de calcio y sulfato son altas, éstos se precipitan como CaSO₄. La relación mutua entre Ca²⁺, K⁺ y Mg²⁺ cambia si algún Ca²⁺ desaparece de la solución. El mismo principio es válido para la relación mutua de aniones, cuando algún SO₄²⁻ desaparece de la solución. Generalmente se puede decir que si la

concentración de iones totales es muy alta en una solución normal, sólo se precipitan el CaSO_4 y el CaHPO_4 .

La precipitación de cualquier composición, independientemente del pH, puede calcularse fácilmente: si la combinación con un producto de los iones Mg^{2+} , Ca^{2+} y SO_4^{2-} por litro es mayor que 60, entonces se forma un precipitado de CaSO_4 ; si la combinación con un producto de los iones Mg^{2+} , Ca^{2+} y HPO_4^{2-} por litro es mayor que 2.2, da un precipitado de CaHPO_4 . La cantidad de HPO_4^{2-} del contenido de fósforo total está dada para cualquier pH, y fácilmente se puede calcular cuanto el fósforo está presente como HPO_4^{2-} .

Cuando se utiliza agua completamente desmineralizada, los procedimientos anteriores son válidos para cualquier composición de una solución nutritiva. Si se utiliza otro tipo de agua, se debe tomar en cuenta el contenido de iones.

En la solución nutritiva universal, el nitrógeno está presente en forma de NO_3^- debido a que los iones NH_4^+ en una solución nutritiva, son más o menos tóxicos para algunas plantas (Steiner, 1968).

En el suelo se puede suministrar iones NH_4^+ ; una gran parte se fija, mientras que otra queda disponible para las raíces de las plantas, y otra más, por nitrificación, vuelve a transformarse gradualmente a NO_3 .

Si el pH de la solución nutritiva tiende a incrementarse (influenciado por ciertas sustancias o por las mismas plantas), se recomienda no suministrar más del 10 % del N total en forma de NH_4^+ .

Micronutrientes

En ocasiones, los problemas nutricionales de las plantas se agudizan debido a la falta de algún micronutriente; sin embargo, los mayores problemas surgen cuando, después de detectar alguna deficiencia de ciertos micronutrientes, se aplica una alta concentración de éstos en la SN, especialmente el cobre (Cu), que en una concentración por encima de 0.1 mg por litro ($0.105 \mu\text{mol L}^{-1}$), puede ser muy tóxico para algunas plantas. En el siguiente cuadro se indican las concentraciones generales para un litro de una SN.

Cuadro 19. Concentración general de los micronutrientos en la solución nutritiva

Micronutriente	$\mu\text{mol L}^{-1}$	mg L^{-1}
Fe	9 – 36	0.5 – 2.0
Mn	4 – 36	0.2 – 0.2
Zn	1.5 – 9	0.1 – 0.6
B	19 – 56	0.2 – 0.06
Cu	0.2 – 1	0.01 – 0.06
Mo	0.4 – 0.6	0.04 – 0.06

Todos los elementos, exceptuando al Fe (quelato) y el B (ácido Bórico), se adicionan en forma de sales inorgánicas. Hasta 1951, el hierro fue el cuello de botella debido a su alta insolubilidad. En ese año que se introdujeron los quelatos de Fe (EDTA). Desde entonces este compuesto está en uso, aunque existen otros mejores como el EDDHA (Cadahia, 2005).

Cuadro 20. Composición para preparar los mg L⁻¹ de los micronutrientes.

Compuesto	Peso mol	Mg L ⁻¹	Elemento	Peso mol	mg L ⁻¹	μmol/l
FeNaEDTA (13.3% Fe*)	421	10	Fe	36	1.33	23.8
MgSO ₄ ·4H ₂ O	223	2,5	Mn	55	0.62	11.2
ZnSO ₄ ·7H ₂ O	287	0.5	Zn	65.5	0.11	1.7
H ₃ BO ₃	61.8	2.5	B	10,8	0.14	40.5
CuSO ₄ ·5H ₂ O	250	0,08	Cu	63.5	0.020	0.32
Na ₂ MoO ₄ ·2H ₂ O	242	0.12	Mo	96	0.048	0.50

* En en los compuestos comerciales, el porcentaje puede ser diferente.

Preparación de una solución de fierro

En el caso del fierro (Fe), éste debe agregarse a la solución como quelato, para lo cual se puede utilizar el producto denominado Sequestrene[®], que es Fe-EDTA con Fe al 10 %. La solución patrón de Fe-EDTA se prepara disolviendo 10 g de "Sequestrene" en un litro de agua. Esta solución patrón de Fe

se utiliza para la solución final a razón de 1 a 3 mL L⁻¹. En caso de no contar con el producto, se recomienda el siguiente procedimiento:

a) Disolver 89 g de EDTA, sin sodio, en 900 ml de agua de NaOH 1N.

b) Disolver 83.4 g de FeSO₄* 7H₂O en 300 ml de agua. Agregar la sal de EDTA al total de la sal de hierro y mezclarlo en recipiente oscuro, hasta que la solución adquiera un color café cristalino. Inmediatamente después se afora o completa un volumen de tres litros. Al agregar a la solución de Fe-EDTA un mL por cada dos litros de solución nutritiva al final se obtiene una concentración de Fe de 2.8 ppm.

Otra forma de preparar la solución de Fe es:

Reactivo A.

- Disolver 26.2 g de EDTA en aproximadamente 500 mL de agua caliente (cerca de 70 °C), mientras que previamente se disuelven 281.6 ó 284.4 mL de NaOH 1 N.

Reactivo B.

- Disolver 24.9 g de $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ o 17.8 g de $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ en aproximadamente 300 mL de agua caliente (cerca de 70 °C), que contienen 4 mL de H_2SO_4 1 N o de HCl.
- Mezclar los reactivos A y B, agregarles agua hasta 950 mL y oxigenarlos con una bomba durante 12 horas.

La concentración de Fe en esta solución es de 5000 ppm ó 5000 mg de Fe por litro.

Preparación de las soluciones nutritivas con fines comerciales

La formulación de las soluciones nutritivas es la adecuación del pH y del contenido de nutrimentos en el agua de riego, con la finalidad de alimentar adecuadamente al cultivo. Los fertilizantes comerciales aportan los nutrimentos de tal manera, que guarden una relación entre ellos en función de los requerimientos del cultivo y de la concentración iónica total, determina por la conductividad eléctrica. El pH de las soluciones indica las características que tienen.

Unidades de concentración de la solución nutritiva

Estas unidades pueden ser diferentes, según sea el uso y la costumbre de cada país. En países como EE.UU e Inglaterra se suelen utilizar mg L^{-1} , mientras que en Holanda las unidades

de concentración más frecuentes son los mmol L^{-1} . Si se quiere conocer el valor en mg L^{-1} , se dividen los mg L^{-1} por el peso equivalente del ión. Antes de seguir con estas unidades de concentración, es conveniente familiarizarse con algunos términos que comúnmente se emplean para evitar confusiones al momento de su preparación.

Peso atómico (PA). Es la masa promedio que en forma natural ocurre en la naturaleza. Se expresa en unidades de masa atómica. La unidad de masa atómica es la masa de un átomo de H (aproximadamente 1.008). Por ejemplo, el peso atómico del N es 14, el del P es 31 y el del K es 39.

Peso molecular (PM). Es la suma de los pesos atómicos que componen a un ión o molécula. Por ejemplo, el PM del



$$\text{PM} = 39 + 54.9 + (16 \times 4) = 157.9.$$

Peso equivalente (PE). Es la suma de los pesos atómicos de un ion o compuesto. Se expresa en gramos. Cuando se trata de nutrimentos o compuestos en los cuales existen iones de más de una valencia (carga 2^+ , 3^+ , 2^- ó 3^-), se debe dividir el peso total entre el número relativo (sin carga) de la valencia en

juego. En el cuadro siguiente se muestran los elementos esenciales para las plantas y sus principales formas iónicas de absorción.

Cuadro 21. Peso atómico y forma ionica de absorción de los elementos esenciales para las plantas.

Elemento químico	Símbolo químico	Peso atómico	Forma iónica	Peso del ión	Peso equivalente
Nitrógeno	N	14	NH_4^+	18	18
			NO_3^-	62	62
Fósforo	P	31	H_2PO_4^-	97	97
Potasio	K	39	K^+	39	39
Calcio	Ca	40	Ca^{++}	40	20
Magnesio	Mg	24	Mg^{++}	24	12
Azufre	S	32	$\text{SO}_4^{=}$	96	48
Hierro	Fe	56	$\text{Fe}^=$	56	28
Manganeso	Mn	55	$\text{Mn}^=$	55	27.5
Zinc	Zn	65.5	$\text{Zn}^=$	65.5	32.75
Boro	B	11	$\text{B}_4\text{O}_7^{=}$	155	77.5
Cobre	Cu	64	Cu^{++}	64	32
Molibdeno	Mo	96	$\text{MoO}_4^{=}$	160	80
Carbono	C	12	HCO_3^-	61	61
			$\text{CO}_3^{=}$	60	30
Cloro	Cl	35.5	Cl^-	35.5	35.5
Sodio	Na	23	Na^+	23	23
Oxígeno	O	16	Esta con otros iones		
Hidrógeno	H	1	Esta con otros iones		

Se describen a continuación algunos ejemplos:

El peso atómico del KNO_3 es 101. Este número es el resultado de sumar el peso atómico del K (39), N (14) y O_3 (16×3) = 101. En este caso el K presenta una carga +1, por lo tanto, el peso equivalente es igual a $101/1 = 101$.

El peso atómico del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \times 5\text{H}_2\text{O}$ es la suma del nitrato de calcio (64) y de las cinco moléculas de agua de hidratación (90), lo que da un total de 254. De la fórmula $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se deduce que el Ca debe tener carga 2^+ para poder balancear las dos cargas negativas de los dos iones NO_3^- , por lo tanto, el peso equivalente de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \times 5\text{H}_2\text{O}$ es $254/2 = 127$.

Miliequivalentes por litro (me L^{-1}). Es el número de miliequivalentes contenido en un litro de agua o solvente. Ejemplo: El peso equivalente y peso molecular del KNO_3 es de 101.1 g, por lo tanto, al pesar 101.1 mg de KNO_3 y disolverlos en 1000 mL, se tiene una solución con un me L^{-1} de KNO_3 .

Molar (M). El peso molecular expresado en gramos está contenido en un litro de agua o solvente. Cuando se considera la fracción dividida en mil partes, se dice que la solución es milimolar (mM).

Normal (N). En un litro de agua o solvente se disuelve el peso equivalente expresado en gramos del elemento, ión o compuesto. Otra forma de definir este concepto, es la disolución del peso molecular dividido entre el número de valencias de los iones integrantes de la sustancia, ión o átomo.

Partes por millón (ppm). En el caso de las soluciones nutritivas, se mezclan porciones de un elemento o compuesto en un millón de partes del solvente que comúnmente es agua. Expresiones equivalentes a ppm son mg L^{-1} ó mg kg^{-1} .

Calidad del agua para la solución nutritiva

El análisis químico del agua es un pre-requisito para determinar las cantidades y tipos de fertilizantes que se deben utilizar en la preparación de la SN, ya que según sus propiedades químicas, se realizan los ajustes necesarios para que la SN tenga un adecuado pH, contenido de sales, PO y balance entre los

iones. Las principales propiedades del agua que se deben tomar en cuenta para la preparación de la SN, son las siguientes: el pH, las sales disueltas, (aniones, cationes, micronutrientes y los elementos tóxicos).

El pH del agua no representa una gran restricción, debido a que puede ajustarse al valor deseado (pH de 5.5) mediante el uso de ácidos.

Contenido de sales disueltas

El contenido de sales disueltas expresado por la CE es un parámetro de la calidad del agua agrícola, de manera que un agua con una CE $>2.25 \text{ dS m}^{-1}$ no se recomienda para usarse en la agricultura, (Ayers y Westcot, 1987). Sin embargo, para los cultivos sin suelo, esta agua sí puede utilizarse, pero debe de ser de acuerdo a la tolerancia específica de cada cultivo, ya que al preparar la SN, con los fertilizantes se incrementa aún más la CE, por lo que se debe evitar incrementar excesivamente el contenido de sales con los fertilizantes, y buscar un balance entre los iones. La calidad del agua depende, en parte, del contenido de iones, los cuales se describen a continuación:

Aniones

Carbonatos

La presencia de carbonatos está restringida a aguas con pH mayor a 8.2; cuando así ocurre, este anión debe neutralizarse con un ácido fuerte para así transformarlo a bicarbonato.

Bicarbonatos

Es normal que el agua natural contenga este anión, puesto que existe al pH que normalmente se encuentra el agua. Lo más importante no es su existencia, sino su contenido, de manera que la cantidad de bicarbonatos, y los carbonatos que se transforman a bicarbonatos deben neutralizarse en una proporción que permita lograr un pH de 5.5 ó incluso de 5.0. En estas condiciones aún existe una fracción de bicarbonatos, la cual sirve para amortiguar el cambio de pH. Este amortiguamiento es todavía más eficiente cuando el pH baja hasta 5.0, debido a que permite neutralizar parte de los iones OH^- y HCO_3^- liberados a la SN por la planta.

Sulfatos

Cuando los sulfatos en el agua son superiores a 7 me L^{-1} , no se recomienda utilizar fertilizantes (o ácidos) azufrados, además

de que debe tenerse mucho cuidado con la concentración de calcio, debido a que puede precipitarse como CaSO_4 cuando el producto de dos iones supere al valor de 60 mM L^{-1} .

Cloruros

La cantidad del ion Cl en la SN debe ser acorde a la tolerancia específica de los cultivos, ya que es tóxico para muchos de ellos, además de que al absorberse, se inhibe la del NO_3^- y del H_2PO_4^- . Si el agua tiene un contenido menor a 3 me L^{-1} de Cl^- , se considera que es de buena calidad, pero si tiene contenidos mayores, se deben utilizar cultivos tolerantes.

Nitratos

Generalmente el contenido de NO_3^- en el agua es muy bajo, por lo que no representa restricción, pero en caso de que fuera elevado, significaría un ahorro de fertilizantes, como en el caso de las aguas residuales tratadas.

Cationes

Calcio

Por lo general se debe añadir este ión como fertilizante, a menos que supere los requerimientos de la propia SN; también

se puede añadir cuando sea necesario balancear los cationes K y Mg.

Magnesio

A las aguas que contienen menos de 3 me L^{-1} , por lo general se les debe adicionar una porción de Mg como fertilizante. Cuando el contenido es mayor a 5 me L^{-1} , no se requiere aplicar este ión a la SN, pero debe tomarse en cuenta su contenido para realizar el balance entre los demás cationes.

Sodio

El sodio no es un elemento esencial para la nutrición de las plantas. Si el contenido de Na es mayor de 5 me L^{-1} , el uso del agua debe ser más cuidadoso, para evitar el antagonismo con los demás cationes, sobre todo con los cultivos sensibles a este ión, como el chicharo, frijol ejotero, lechuga, entre otros. En cultivos y cultivares con mayor tolerancia a Na y a la salinidad, como el tomate, el chile y el pepino, puede usarse agua con mayores niveles de Na, cuidando siempre la relación entre los cationes (K, Ca y Mg) y el PO.

Potasio

Por lo general, las aguas del subsuelo difícilmente contienen

cantidades suficientes de K, por lo que siempre deben utilizarse una o varias fuentes de fertilizante para aportar este nutrimento. El aporte del agua debe tomarse en cuenta para realizar el balance y determinar la cantidad de K a aplicar.

Micronutrientos

Las aguas normalmente contienen Fe, Mn, Zn, Cu, B y Mo, por lo que es necesario tomar en cuenta este aporte, para restarlo de la cantidad que requiera la SN. En algunas aguas, es común encontrar un contenido suficiente de Mo, B y Cu, según la demanda de los cultivos. Por esta razón no es necesario aplicarlos como fertilizantes, aunque debe tomarse en cuenta el aporte de cada micronutriente para realizar el ajuste al momento de preparar la SN.

Elementos tóxicos

Cuando en el agua existe algún contenido excesivo de los elementos considerados fitotóxicos, como el Cl, el Na y el B, los cuales a concentraciones mayores a 5 mg L^{-1} pueden ser tóxicos para algunos cultivos, también aparecen otros elementos como el arsénico (As), el berilio (Be), el cadmio (Cd), el cobalto (Co), el cromo (Cr), el litio (Li), el plomo (Pb) y el selenio (Se), que a concentraciones superiores de 0.10,

Preparación de Soluciones Nutritivas

0.10, 0.01, 0.05, 0.10, 2.50, 5.00 y 0.20 mg L⁻¹, respectivamente, pueden tener efectos negativos en los cultivos (Ayers y Westcot, 1987). Lo anterior se resume en el siguiente cuadro.

Cuadro 22. Interpretación y niveles críticos de los parámetros de calidad del agua de riego

Variables	Tipo de riesgo			Variables	Tipo de riesgo		
	Nulo	Medio	Alto		Nulo	Medio	Alto
	Salinización				Toxicidad		
CE (dS m ⁻¹)	0.75	0.75-3.0	>3.0	Cobre (mg L ⁻¹)	-	-	>0.2
TDS (mg L ⁻¹)	<480	480-1920	>1920	Cromo (mg L ⁻¹)	-	-	>0.1
pH	-	6.5-8.4		Fluor (mg L ⁻¹)	-	-	>1.0
	TOXICIDAD			Hierro (mg L ⁻¹)	-	-	>5.0
RAS	< 3	3-9	>9	Litio (mg L ⁻¹)	-	-	>2.5
Cloruros (me L ⁻¹)	< 2	2-10	>10	Manganeso (mg L ⁻¹)	-	-	>0.2
Cloruros (mg L ⁻¹)	< 70	70-345	>345	Molibdeno (mg L ⁻¹)	-	-	>0.01
Boro (mg L ⁻¹)	< 1	1-2	>2	Níquel (mg L ⁻¹)	-	-	>0.2
Aluminio (mg L ⁻¹)	-	-	>5	Plomo (mg L ⁻¹)	-	-	>0.1
Arsénico (mg L ⁻¹)	-	-	>0.1	Selenio (mg L ⁻¹)	-	-	>0.2
Berilio (mg L ⁻¹)	-	-	>0.1	Vanadio (mg L ⁻¹)	-	-	>0.1
Cadmio (mg L ⁻¹)	-	-	>0.01	NH ₄ ⁺ (mg L ⁻¹)	<10	10-40	>40
Zinc (mg L ⁻¹)	-	-	>2.0	NO ₃ ⁻ (mg L ⁻¹)	<50	50-150	>150
Cobalto (mg L ⁻¹)	-	-	>0.05	HCO ₃ ⁻ (meq/lit)	<1.5	1.85-8.5	>8.5

Fertilizantes comerciales

Los fertilizantes, ya sean sólidos o líquidos, tienen la finalidad de proporcionar a las plantas los nutrimentos necesarios para su desarrollo. Los fertilizantes que se utilizan para preparar las SN, deben ser altamente solubles. El conocimiento de sus características (solubilidad, pureza, reacción, incremento en la CE y costo), son de vital importancia para la preparación de las SN.

En el cuadro 20 se muestran algunas características de los fertilizantes que más se utilizan para preparar las SN; el cálculo de los fertilizantes necesarios para prepararlas, se puede realizar en dos etapas: la primera consiste en calcular la composición de los macronutrimentos a partir de su pureza y de la consideración de que los fertilizantes aportan siempre dos a más componentes (catión y anión); la segunda se refiere a la preparación de la solución, la cual es fácil de calcular, debido a que los componentes de los micronutrimentos no afectan, en absoluto, a la composición de los macronutrimentos (Cadahía, 2005).

En los siguientes cuadros se indica la cantidad me que aporta

Preparación de Soluciones Nutritivas

un gramo de fertilizante, y la densidad y pureza de los diferentes ácidos que se utilizan como fertilizantes.

Cuadro 23. Fertilizantes de uso común en la preparación de soluciones nutritivas.

Fertilizante	Fórmula	Riqueza (%)	Peso molecular	Peso equivalente	Efecto sobre la acidez	Solubilidad g L ⁻¹
Nitrato de calcio	Ca(NO ₃) ₂ ·4H ₂ O	15.5N, 19 Ca	236	118	Básico	1020
Nitrato de potasio	KNO ₃	13 N, 38 K	101	101	Básico	130
Nitrato de amonio	NH ₄ NO ₃	35 N	80.0	80	Ácido	1180
Nitrato de magnesio	Mg(NO ₃) ₂ ·6H ₂ O	11N, 9 Mg	256.3	128.2	Neutro	420
Fosfato monopotásico	KH ₂ PO ₄	23 P, 28 K	136.1	136.1	Básico	330
Fosfato monoamónico	NH ₄ H ₂ PO ₄	27 P, 12 N	115.0	115	Acido	230
Sulfato de potasio	K ₂ SO ₄	45 K, 18 S	174.3	87.2	Neutro	70
Cloruro de potasio	KCl	52 k, 48 Cl	74.6	74.6	Neutro	35
Sulfato de magnesio	MgSO ₄ ·7H ₂ O	10 Mg, 13 S	246.3	123.2	Neutro	710
Sulfato de amonio	(NH ₄) ₂ SO ₄	20 N, 24 S	132.0	66	Muy ácido	710
Sulfato de manganeso	MnSO ₄ ·H ₂ O	32 Mn	169.0			
Sulfato de zinc	ZnSO ₄ ·7H ₂ O	23 Zn	287.5			
Bórax	Na ₂ B ₄ O ₇ ·10 H ₂ O	11 B	381.2			
Sulfato de cobre	CuSO ₄ ·5 H ₂ O	25 Cu	249.7			
Molibdato amónico	(NH ₄) ₆ Mo ₇ O ₂₄	58 Mo	1163.3			
Molibdato sódico	NaMoO ₄ ·2H ₂ O	40 Mo	241.9			
Quelato de hierro	Fe-EDTA	13 Fe	(430)			
Quelato de hierro	Fe-DTPA	9 Fe	(621)			
Quelato de hierro	Fe-DTPA	7 Fe	(799)			
Quelato de hierro	Fe-DTPA	6 Fe	(932)			
Quelato de hierro	Fe-EDDHA	5 Fe	(118)			
Quelato de hierro	Fe-EDDHA	6 Fe	(932)			
Bicarbonato potásico	KHCO ₃	39 K	100.1			
Hidróxido de calcio	Ca(OH) ₂	54 Ca	74.1		Básico	

Fuente: Cadahia, 2005.

Cuadro 24. Densidad y riqueza de los ácidos que se utilizan como fertilizantes, en la preparación de las soluciones nutritivas.

Densidad g L ⁻¹	Riqueza del ácido (%)			
	HNO ₃	H ₂ PO ₄	H ₂ SO ₄	HCl
1.10			15	20
1.20	33	34	24	40
1.23	37			
1.25		37		
1.30	48	46	39	
1.37	59			
1.40	65	58	50	
1.50	95	69		
1.58		75		
1.60		77	69	
1.70		86	77	
1.84			98	

Fuente. Martínez y García, 1993.

Cuadro 25. Aporte iónico en milequivalentes por gramo de algunos fertilizantes comunes que se utilizan en la Región Lagunera de Coahuila y Durango.

Fertilizantes	%	me g ⁻¹						
		NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺
Ca(NO ₃) ₂	NO ₃ ⁻ = 14.5 NH ₄ ⁺ = 1 CaO = 19	10.35				6.78		0.71
NH ₄ NO ₃	NO ₃ ⁻ = 17.5 NH ₄ ⁺ = 17.5	12.32						12.32
NPK	NO ₃ ⁻ = 13 P ₂ O ₅ = 2 K ₂ O = 44	9.28	0.28		9.34			
NKS	NO ₃ ⁻ = 12 K ₂ O = 45 S = 1.3	8.57		0.40	9.46			
NH ₄ SO ₄	NO ₃ ⁻ = 18.3 K ₂ O = 2.5 SO ₄ = 21.5			6.71	0.52			13.07
K ₂ SO ₄	K ₂ O = 50 SO ₄ = 54.1			11.27	10.61			
MgSO ₄	MgO = 10 S = 13			4.06			5	
KH ₂ PO ₄	K ₂ O = 28 P ₂ O ₅ = 23		3.24		5.94			
HNO ₃	% = 55 θ = 1.35			0.083				
H ₃ PO ₄	% = 85.3 θ = 1.71			0.067				
H ₂ SO ₄	% = 70 θ = 1.85			0.075				

Preparación de Soluciones Nutritivas

- Si se desea en milimoles, se dividen los me entre el número de valencia.

Factores de conversión		
Forma	Multiplicar por	Para obtener
K ₂ O	0.82	K ⁺
P ₂ O ₅	1.36	H ₂ PO ₄ ⁻
MgO	0.6	Mg ²⁺
CaO	0.71	Ca ²⁺
S	1.5	SO ₄ ²⁻

Cada fertilizante contribuye, de manera diferencial, a incrementar la CE de la solución nutritiva. La CE de la solución depende de los iones, al disolverse los fertilizantes. La magnitud de esta contribución obedecerá a las características específicas de cada ión y a la proporción que éste tenga en la solución. Tener esta información es de utilidad, ya que orienta sobre la contribución de cada fertilizante respecto a la salinidad total. En el siguiente cuadro se muestran los incrementos de la CE de diferentes fertilizantes.

Cuadro 26. Conductividad eléctrica al disolver 0.5 g de fertilizante comercial en un litro de agua destilada.

Fertilizante	CE dS m⁻¹
Nitrato de amonio	0.850
Nitrato de potasio	0.693
Nitrato de calcio	0.605
Nitrato de magnesio	0.448
Sulfato de potasio	0.880
Sulfato de magnesio	0.410
Sulfato de amonio	1.033
Fosfato monoamónico	0.455
Fosfato monopotásico	0.375
Cloruro de potasio	0.948

Fuente: Alarcón (2000)

Es importante recordar que un incremento en la CE de la SN afecta la absorción y el transporte de nutrimentos en la planta, lo que repercute en el rendimiento. En el siguiente cuadro se muestran los efectos que, sobre el rendimiento, ocasiona la salinidad en diversos cultivos.

Cuadro 27. Rendimiento esperado en algunos cultivos y la conductividad eléctrica del agua.

Especie y tolerancia	Umbral de CE (dS m ⁻¹)	% R /unidad de CE	Disminución del rendimiento (%)			
			0.0 CE (dS m ⁻¹)	10.0 CE (dS m ⁻¹)	25.0 CE (dS m ⁻¹)	50.0 CE (dS m ⁻¹)
Haba (S)	1.6	9.6	1.1	1.8	2.0	4.5
Judía (S)	1.0	18.9	0.7	1.0	1.5	2.4
Fresa (S)	1.0	33.3	0.7	0.9	1.2	1.7
Tomate (S)	2.5	9.9	1.7	2.3	3.4	5.0
Pepino (S)	2.5	13.0	1.7	2.3	2.9	4.2
Melón (S)	2.5	-	1.5	2.4	3.8	6.1
Espinaca (T)	2.0	7.6	1.3	2.2	3.5	5.7
Col (T)	1.8	9.7	1.2	1.9	32.9	4.6
Pimiento (S)	1.5	14.1	1.0	1.5	2.3	3.4
Lechuga (S)	1.3	13.0	0.9	1.4	2.1	3.4

T = Tolerante, S = Sensible.

Fuente: Tanji, 1990.

Técnicas para la preparación de la solución nutritiva

Existen diferentes procedimientos para la preparación de la solución nutritiva, cada uno de ellos presenta sus propias singularidades, a continuación se describen los mencionados por Sánchez y Escalante (1999).

Método de soluciones madre

Se utiliza en trabajos experimentales en los cuales se elaboran soluciones con distintas concentraciones. También se utiliza al preparar soluciones para micro-elementos, en los que

generalmente se requieren muy pequeñas cantidades, ya que los métodos tradicionales se han convertido en un proceso complejo.

Generalmente se elaboran dos soluciones madre para microelementos: una de fierro y otra que contenga el resto de ellos. En casos especiales, como en ensayos de nutrición vegetal, se utiliza una solución madre de cada micronutriente por separado.

Método normal

Es un método mucho menos complejo que el anterior. Los fertilizantes se añaden uno a uno al agua, en las cantidades adecuadas, para formar la solución nutritiva. Este es el método que más se utiliza para hacer la solución de macronutrientes; sin embargo, en instalaciones comerciales se usa también este método para añadir elementos menores a la solución.

Método de la adición de los fertilizantes mezclados en seco

Aquí todos los fertilizantes que intervienen en la solución (macroelementos) se revuelven en seco hasta lograr una

mezcla homogénea; posteriormente se disuelven en el agua necesaria para preparar la solución.

El peligro de disolver la mezcla con poca agua, es que al producirse una alta concentración de sales, se puede ocasionar la precipitación de los iones de fosfato en compuestos insolubles.

De los métodos anteriores, el más funcional para aplicar la SN deseada, con algunas modificaciones, es el de las soluciones madre o concentradas de cada material fertilizante, que se aplica al agua en una relación determinada; otra modificación de esta técnica es la preparación de dos o tres soluciones madre concentrada, en la cual se mezclan los fertilizantes compatibles.

Preparación de la solución nutritiva (método aproximado)

A continuación se describe un método para la preparación de la SN. Cabe hacer la aclaración de que los cálculos no son químicamente exactos, pero sí lo suficientemente prácticos y confiables para aplicarlos con seguridad. Los pasos a seguir son los siguientes: selección de la solución nutritiva, análisis del agua disponible, ajuste del pH, ajuste de los

macronutrientes, ajuste de los micronutrientes y cálculo de la conductividad eléctrica resultante.

Selección de la solución nutritiva

La preparación de la SN depende de las condiciones climáticas (Streiner, 1973), del estado fenológico del cultivo (Lara 1998) y de la parte que se va a cosechar (Steiner, 1997); por lo general, en la etapa vegetativa de la mayoría de los cultivos se requiere una mayor proporción de NO_3^- , (12-15 me L^{-1}) a costa principalmente de los SO_4 y del H_2PO_4 , éste se mantiene entre 1.0 y 1.5 me L^{-1} . En cambio, en la etapa reproductiva, el NO_3 se reduce de 10-13 me L^{-1} y se eleva el H_2PO_4 1.75- 2.0 me L^{-1} .

La concentración de K, Ca y Mg debe mantenerse en una proporción de 30 – 40, 40 – 50 y 15 – 25 %, respectivamente.

Los desbalances entre los cationes de la SN al incrementar el K, para favorecer la calidad de los frutos y las deficiencias de Ca, son comunes en la etapa reproductiva. Para evitar este tipo de problemas, se debe procurar no romper los límites de las relaciones entre los cationes. En general, las hortalizas que se

cultivan para el aprovechamiento de sus frutos (como el tomate), incrementan de manera importante el consumo de potasio diez días antes de los primeros cortes (Martínez y García, 1993).

Cuadro 28. Equilibrio iónico en una solución nutritiva universal, de acuerdo al órgano a cosechar.

	Aniones				Cationes			
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	Cl ⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺
Relaciones entre iones	60	5	35	0	35	45	20	0
Límites tolerables Cultivos aprovechados por sus frutos [§]	35/65	3/12	25/45	0/20	25/45	35/55	6	**
Cultivos de hojas de crecimiento rápido [§]	69	9	22	**	50	44	6	**
Cultivos de hojas de crecimiento lento [§]	90	0.5	9.5	**	38	56	6	**
	79	1.5	19.5	**	67	31	2	**

Fuente Steiner, 1997

§ Valores medios de diversos cultivos

** : No determinado

Una misma SN puede utilizarse durante todo el año, manteniendo la misma relación mutua entre los aniones y los cationes, al cambiar únicamente la concentración iónica total. Por ejemplo, en el cuadro 29 se muestran dos soluciones

nutritivas con relaciones iónicas similares, en la que varía únicamente la PO.

Cuadro 29. Soluciones nutritivas con relaciones mutuas de aniones y cationes similares, con diferente concentración iónica.

Solución	Aniones			Cationes		
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
1	12	1	7	7	9	4
		Σ A = 20 Σ mmol = 30		Σ C = 20 PO = 0.72 atm = 2 ds m ⁻¹		
2	6	0.5	3.5	3.5	4.5	2
		Σ A = 10 Σ mmol = 15		Σ C = 10 PO = 0.0.36 atm = 1 dS m ⁻¹		

A pesar de que es muy recomendable variar el equilibrio iónico con relación al estado fenológico, por comodidad y en muchas ocasiones por desconocimiento, lo anterior no se lleva a cabo (Urrestarazu, 2000). En los siguientes cuadros se muestran soluciones nutritivas diferentes, con relaciones mutuas de aniones y cationes disímiles y, por consiguiente, las concentraciones iónicas totales son diferentes.

Cuadro 30. Soluciones nutritivas con diferente relación mutua de aniones y diferente presión osmótica.

Solución	Aniones			Cationes		
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
1	12	1	7	7	9	4
		Σ A = 20			Σ C = 20	
		Σ mmol = 30			PO = 0.72 atm = 2 ds m ⁻¹	
2	16 16 ^s	0.5 1	3.5 3	7 7	9 9	4 4
		Σ A = 20			Σ C = 20	
		Σ A = 20*			Σ C = 20	
		Σ mmol = 31.75			PO = 0.76 atm = 2.11 ds m ⁻¹	
		Σ mmol = 32			PO = 0.76 atm = 2.13 ds m ⁻¹	

El ajuste de los aniones se realiza de la siguiente manera:

Relación H₂PO₄:SO₄

$$\begin{array}{rcl}
 \text{H}_2\text{PO}_4 + \text{SO}_4 & \text{H}_2\text{PO}_4 & \text{H}_2\text{PO}_4 + \\
 \text{SO}_4 \quad \text{SO}_4 & & \\
 8 \text{ -----} & 1 & 8 \text{ -----} \\
 \text{-----}7 & & \\
 4 \text{ -----} & x = 0.5 & 4 \text{ -----} \\
 \text{-----} x = 3.5 & &
 \end{array}$$

El ajuste de los aniones también se puede realizar a costa de sulfatos con lo que la solución final quedaría de la siguiente manera:

Cuadro 31. Soluciones nutritivas con diferente relación mutua de cationes y diferente presión osmótica.

Solución	Aniones			Cationes		
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
1	12	1	7	7	9	4
Σ A = 20 Σ mmol = 30			Σ C = 20 PO = 0.72 atm = 2 dS m ⁻¹			
2	12	1	7	9	7.615	3.385
Σ A = 20 Σ mmol = 31			Σ C = 20 PO = 0.74 atm = 2.06 dS m ⁻¹			

El ajuste de los cationes se realiza de la siguiente manera:

Relación Ca:Mg

<p>Ca + Mg Ca</p> <p style="padding-left: 100px;">Mg</p> <p>13 ----- 9</p> <p>----- 4</p> <p>11 ----- x = 7.615</p> <p>----- x = 3.385</p>	<p>Ca + Mg</p> <p>13 -----</p> <p>11 -----</p>
---	--

Si se quieren ajustar las soluciones nutritivas a una misma presión osmótica, se utiliza el siguiente factor $F = \text{POD}/\text{POA}$.

Donde:

POD = Presión osmótica deseada

Preparación de Soluciones Nutritivas

POA = Presión osmótica actual

El resultado se multiplica por la solución nutritiva para, de esta manera, obtener la nueva solución nutritiva con la misma relación iónica, ajustada a la presión osmótica deseada (Cuadro 32).

Cuadro 32. Ajuste de la solución nutritiva.

Solución	Aniones			Cationes		
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
1	12	1	7	7	9	4
		Σ A = 20			Σ C = 20	
		Σ mmol = 30			PO = 0.72 atm = 2 dS m ⁻¹	
2	12	1	7	9	7.615	3.385
		Σ A = 20			Σ C = 20	
		Σ mmol = 31			PO = 0.74 atm = 2.06 dS m ⁻¹	
F = 0.72/0.74 = 0.9729						

Aniones			Cationes			
NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	
						me L ⁻¹
12	1	7	9	7.615	3.385	
11.6756	0.9729	6.8108	8.7567	7.4091	3.2935	
	Σ A = 19.4593			Σ C = 19.4593		
	Σ mmol = 30.169			PO = 0.72		

Preparación de Soluciones Nutritivas

En ocasiones es necesario incrementar o disminuir algún catión en específico. Por ejemplo, incrementar a 10 me L⁻¹ el K⁺ y disminuir a 6 me L⁻¹ el Ca²⁺, ambas soluciones ajustadas a un mismo potencial osmótico (-0.072 Mpa).

	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
	me L ⁻¹					
Solución Steiner (1984)	12	1	7	7	9	4
Preciado <i>et al.</i> , (2002)	11.42	0.95	6.66	9.52	6.50	2.93
Villegas <i>et al.</i> , (2005)	11.63	0.97	6.78	8.63	5.82	4.93
	Σ A = 20			Σ C = 20		
	Σ mmol = 30			PO = 0.72 atm = 2 ds m ⁻¹		

Inclusión del amonio en la solución nutritiva

Con anterioridad se discutió la utilización del N-NH₄⁺. En esta parte solamente se indica el procedimiento para su inserción en la solución nutritiva.

Cuadro 33. Inclusión del amonio en la solución nutritiva.

Solución	Aniones			Cationes			
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺
1	12	1	7	7	9	4	0
	Σ A = 20			Σ C = 20			
	Σ mmol = 30			PO = 0.72 atm = 2 dS m ⁻¹			
2	12	1	7	6.475	8.325	3.7	1.5*
	Σ A = 20			Σ C = 20			
	Σ mmol = 30.4875			PO = 0.7317 atm = 2.03 Ds m ⁻¹			

El ajuste de los cationes se realiza de la siguiente manera:

$$\begin{array}{r}
 \Sigma K+ Ca + Mg \text{ -----} K \quad \Sigma K+ Ca + Mg \text{ -----} Ca \quad \Sigma K+ Ca \\
 + Mg \text{ -----} Mg \\
 20 \text{ -----} 7 \quad 20 \text{ -----} 9 \quad 20 \text{ -----} \\
 \text{-----} 4 \\
 18.5 \text{ -----} X \quad 18.5 \text{ -----} X \quad 18.5 \text{ -----} \\
 \text{-----} X \\
 X = 6.475 \quad \quad \quad X = 8.325 \quad \quad \quad X = \\
 8.325
 \end{array}$$

*: La cantidad de N-NH₄⁺ es adicional al N-NO₃⁻ de la solución nutritiva y se tienen 13.5 me L⁻¹ de NT.

b) Análisis del agua de riego

Este se utiliza básicamente para tres aspectos fundamentales: cuantificación de los iones que forman parte de la solución

nutritiva, selección de cultivos tolerantes a la salinidad o descartar su utilización si se encuentran iones fitotóxicos que superen los límites, y conocer la cantidad de carbonatos y bicarbonatos para realizar los cálculos correspondientes para neutralizarlos.

Ajuste del pH

Debido a que la solubilidad y la concentración de determinadas formas iónicas las afecta el pH, por ejemplo el fósforo (Figura 3) que debe de estar entre los siguientes valores 5.5-6.5; también la absorción nutrimental la influencia el pH; por ejemplo, a pH mayor de 7.5, la absorción de NO_3^- y H_2PO_4^- disminuye, independientemente de la concentración de éstos en la SN.

En cambio, en pH menor a 7.0, la absorción de K^+ y NH_4^+ se reduce, debido a la competencia de éstos con el H^+ en los sitios de absorción; lo anterior es muy evidente en pH próximo a 4.0.

Con un pH inferior a 4.0 se produce una depolarización de la membrana celular de las raíces por exceso de H^+ , lo que cambia el gradiente electroquímico a ambos lados de la

membrana y produce un eflujo de K^+ hacia el exterior. El Ca^{2+} , Mg^{2+} y Mn^{2+} disminuyen su absorción a un pH ácido, mientras que la absorción de aniones es ligeramente favorecida.

La forma común para disminuir el pH del agua es con el uso de ácidos gracias a los cuales se eliminan los bicarbonatos y carbonatos; para lograr lo anterior, existen dos métodos distintos: el primero consiste en realizar la curva de neutralización a partir de cantidades conocidas y crecientes de ácido y de la medición de los distintos valores de pH (Figura 2); el otro es que los bicarbonatos se neutralizan por los ácidos equivalente a equivalente. Así que un equivalente de carbonato se neutraliza por dos equivalentes de ácido, lo que significa que al conocer las cantidades de carbonatos y bicarbonatos que existen en el agua, es fácil calcular las cantidades de ácido para disminuir el pH al valor deseado, que en la práctica se recomienda dejar 0.5 me L^{-1} de bicarbonatos sin neutralizar, para evitar que esté en el punto de inflexión de la curva, y que cualquier error en la aplicación del ácido pudiera llevar a la solución a condiciones extremas de acidez y a un incremento en la CE (Figura 2).

Ajuste de los macronutrientes

Después de haber seleccionado la SN y descontado los nutrientes que aporta el agua de riego, y de haber ajustado su pH, el siguiente paso es calcular la SN con los fertilizantes comerciales. Para los siguientes ejemplos se utiliza como unidad de concentración el milimol (mmol).

Es necesario recordar que un 1 mmol de nitrato de potasio pesa 101 mg, y al disolverse se separa 1 mmol del ión nitrato y 1 mmol del ión potasio.

1 mmol de nitrato de calcio pesa 181 mg, y cede 1 mmol de calcio y dos moles del ión nitrato.

En muchas ocasiones es necesario concentrar la solución madre en 100 ó 200 veces, de tal forma que cuando está concentrada 100 veces y cuando se diluye 100 veces, resulta en una concentración de 1 mmol por litro del elemento considerado.

Si se pretende concentrar 100 veces a la solución madre del KNO_3 , del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y del HNO_3 .

$\text{KNO}_3 = 101 \text{ mg L}^{-1} \times 100 = 10.1 \text{ g L}^{-1}$, o lo que es lo mismo kg m^{-3} .

$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 118 \text{ mg L}^{-1} * 100 = 11.8 \text{ g L}^{-1}$, o lo que es lo mismo kg m^{-3} .

En el caso del HNO_3 hay que conocer la pureza y la densidad; por ejemplo, con una pureza del 48 % y una densidad de 1.3 g mL se tiene.

$(\text{PM del ácido/ pureza})/ \text{Densidad} (63/.48)/1.3 = 0.1 \text{ mL}$, que hay que agregar a un litro de agua para que dé una concentración de un mmol L^{-1} del ión NO_3^- y si se quiere concentrar 100 veces = 10 L.

Ajuste de los micronutrientos

Las concentraciones de los micronutrientos en las SN se expresan en mg L^{-1} , que equivale a lo mismo en ppm. En el siguiente cuadro se muestran las concentraciones propuestas por algunos autores.

Cuadro 34. Concentración de micronutrientes en las diferentes soluciones nutritivas.

Autor	Fe	Mn	Cu	Zn	B	Mo
mg L ⁻¹						
Steiner	2.0	0.7	0.02	0.09	0.5	0.04
Adas	3.0	1.0	0.1	0.1	0.2	0.05
Coic	0.8	0.65	0.2	0.1	0.3	0.05
Kurt	5.0	2.5	0.01	0.05	1	0.001
Hoagland	1.4	0.5	0.02	0.05	0.5	0.009
Penningsfeld	4.0	1.6	0.01	0.009	1.14	0.000
Schuartz	3.0	5.0	3.0	4.0	1.0	0.000
Hewitt	5.0	1.0	0.1	0.2	0.5	0.05
Resh	2.0	0.5	0.03	0.05	0.5	0.02
Verwer	1.7	1.1	0.017	0.25	0.35	0.058
Graves	3.0	1.0	0.1	0.1	0.4	0.05
Sonoveld	2.0	0.75	0.1	0.5	0.4	0.05

Cálculo de la conductividad eléctrica final

Existen varios métodos para el cálculo de la CE de la SN, de los cuales el más sencillo es la medición directa de la CE con un conductivímetro. Los otros métodos son matemáticos:

- Método de los miliequivalentes. En toda solución salina se debe cumplir que la suma de aniones sea igual a la suma de cationes. Este método consiste en dividir el total de cationes o de aniones por un factor que fluctúa entre 10 y 12; se debe elegir el factor 10 para conductividades bajas y el 12 para conductividades altas.
- Los otros métodos se muestran directamente en los cálculos de la solución nutritiva.

A continuación se muestran tres ejemplos para el cálculo de la SN, en el primero considerando agua completamente desmineralizada.

La transformación de milimoles a me L^{-1} se hace con la finalidad de realizar el cálculo de la CE, y para comprobar que la sumatoria de aniones y cationes es la misma, aunque si no se cumple esta igualdad, se admite como máximo un error del 10 %; de no ser así, probablemente se cometió algún error en los cálculos. La transformación en ppm tiene la finalidad de conocer la CE por el método gravimétrico.

Preparación de Soluciones Nutritivas

Cuadro 35. Cálculo de la solución nutritiva Steiner, en la cual se utiliza agua desmineralizada.

	Aniones					Cationes					pH	CE
	NO ³⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	Cl ⁻	NH ₄ ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺		
	mmoles L ⁻¹											
Solución nutritiva	12	1	3.5	-	-	7	4.5	2	-	-	-	-
Agua de riego	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-
Aportes	12	1	3.5	-	-	7	4.5	2	-	-	-	-

Fertilizantes	mmoles L ⁻¹									
H ₃ PO ₄										
HNO ₃										
Ca(NO ₃) ₂	4.5	9					4.5			
KNO ₃	3	3				3				
NH ₄ NO ₃										
K ₂ SO ₄	1.5		1.5			3				
MgSO ₄	2		2					2		
NH ₄ H ₂ PO ₄										
KH ₂ PO ₄	1	1				1				
Mg(NO ₃) ₂										
Aportes reales	12	1	3.5			7	4.5	2		
Solución nutritiva final moles	12	1	3.5			7	4.5	2		
Solución nutritiva me L ⁻¹	12	1	7			7	9	4		

	Σ Aniones = 20			Σ Cationes = 20		
mg L ⁻¹	744	97	336	273	180	48
Σ A o C/10 = 2 dS m ⁻¹	Σ ppm = 1678/850 = 1.97 dS m ⁻¹			Σ mmoles = 30*.024 = 0.72/.36 = 2 dS m ⁻¹		

Si se quiere concentrar algún fertilizante, se tiene que multiplicar los mmoles que se requieren para la concentración deseada; por ejemplo, para el KNO₃ se requieren 30.33 kg
 ((PM*mmol requerido*100)/1000)) = (101*3*100)/1000 = 30.33 kg
 Ca(NO₃) = (118*4.5 *100)/ 1000= 53.1 kg

Cuadro 36. Cálculo de la solución nutritiva Steiner, en la cual se utiliza agua desmineralizada.

	Aniones					Cationes					pH	CE
	NO ³⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	Cl ⁻	NH ₄ ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺		
	me L ⁻¹											
Solución nutritiva	12	1	7	-	-	7	9	4	-	-	-	
Agua de riego	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	-	
Aportes	12	1	7	-	-	7	9	4	-	-	-	
Fertilizantes	me L ⁻¹											
H ₃ PO ₄												
HNO ₃												
Ca(NO ₃) ₂	9	9					9					
KNO ₃	3	3				3						
NH ₄ NO ₃												
K ₂ SO ₄	3		3			3						
MgSO ₄	4		4					4				
NH ₄ H ₂ PO ₄												
KH ₂ PO ₄	1	1				1						
Mg(NO ₃) ₂												
Aportes reales	12	1	3.5			7	4.5	2				
Solución nutritiva me L ⁻¹	12	1	7			7	9	4				
Solución nutritiva final moles	12	1	3.5			7	4.5	2				
	Σ mmoles = 30											
	Σ Aniones = 20					Σ Cationes = 20						
mg L ⁻¹	744	97	336			273	180	48				
Σ A o C/10 = 2 dS m ⁻¹	Σ ppm = 1678/850 = 1.97 dS m ⁻¹					Σ mmoles = 30*.024 = 0.72/36 = 2 dS m ⁻¹						

Si se quiere concentrar algún fertilizante, se tiene que multiplicar los me L⁻¹ requeridos por la concentración deseada; por ejemplo, para el KNO₃, se requieren 30.3 kg
 ((PM*me requerido*100)/1000) = (101*3*100)/1000 = 30.3 kg
 Ca(NO₃) = (118*9 *100)/ 1000= 106.253.1 kg

Preparación de Soluciones Nutritivas

Cuadro 37. Cálculo de la solución nutritiva de Hogland considerando la calidad del agua.

* El balance entre aniones y cationes cae dentro del rango normal, es decir, la

	Aniones					Cationes					pH	CE
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	Cl ⁻	NH ₄ ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺		
	me L ⁻¹											
Solución nutritiva	14	1	4	-	-	1	6	8	4			
Agua de riego	-	-	2.35	4.0	0.76	-	0.23	3.54	2.22	1.24	7.8	0.674
Aportes	14	1	1.65	-3.5	-	1	5.77	4.46	1.78	-		
Fertilizantes me L⁻¹												
H ₃ PO ₄												
HNO ₃	3.5	3.5		3.5								
Ca(NO ₃) ₂	4.46	4.46						4.46				
KNO ₃	3.12	3.12						3.12				
NH ₄ NO ₃	1	1				1						
K ₂ SO ₄	1.65		1.65				1.65					
MgSO ₄												
NH ₄ H ₂ PO ₄												
KH ₂ PO ₄	1		1					1				
Mg(NO ₃) ₂	1.78	1.78							1.78			
Aportes reales (me L ⁻¹)	13.8	1	4	0.5	0.76	1	6	8	4	1.24		
Aportes reales (moles L ⁻¹)	13.8	1	1.175	0.5	0.76	1	6	4	2	1.24		
											Σ mmoles = 31.535	
											Σ Aniones = 20.12*	
											Σ Cationes = 20.24	
mg L ⁻¹	859.	97	192				273	180	48			
Σ A o C/10 = 2.02 dS m ⁻¹	Σ ppm = 1678/850 = 1.97 dS m ⁻¹					Σ mmoles = 31.535*0.24 = 0.756/36 = 2.1 dS m ⁻¹						

diferencia es menor del 10 %.

La concentración de la solución madre debe facilitar los cálculos ya al mezclar cierta cantidad de agua con la solución concentrada, da como resultado la SN con la concentración deseada. Las soluciones madre generalmente se concentran 100 ó 200 veces más con respecto a la concentración de la SN, que por lo general se separan en tres tanques (A, B y C): en el tanque A se mezcla el fertilizante cálcico, y se puede incorporar el Fe (quelatado); en el tanque B se mezcla el resto de los fertilizantes que aportan los macro y micro-nutrientes; el tanque C corresponde a los materiales ácidos.

Por ejemplo, para el cuadro 31, si se quiere concentrar 200 veces la solución madre, los cálculos son los siguientes:

Volumen del $\text{HNO}_3 = \text{me L}^{-1} \times \text{PM del ácido} \times (1/\text{densidad}) \times$
(pureza) 200

$$\text{me L}^{-1} \times 63 \text{ mg meq}^{-1} \times (1/1.3 \text{ mL g}^{-1}) \times 100/48) \times (1 \text{ g}/1000 \text{ mg})$$
$$200 = 33.94 \text{ mL L}^{-1}; = 33.92 \text{ L m}^{-3}$$

La solución madre del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ se prepara de la siguiente manera:

$$\text{Nitrato de calcio} = \text{me L}^{-1} \times \text{PM} \times 1/1000 \text{ L} \times 200 = 4.46 \times 118 \times$$
$$1/1000 \times 200 = 105.25 \text{ g L}^{-1}, \text{ lo cual equivale a } = 105.25 \text{ kg m}^{-3}.$$

La solución madre del KNO_3 se prepara de la siguiente manera:

Nitrato de potasio = $\text{me L}^{-1} \times \text{PME} \times 1/1000 \text{ L} \times 200 = 3.12 \times 101 \times 1/1000 \times 200 = 63.02 \text{ g L}^{-1}$, lo cual equivale a $= 63.02 \text{ kg m}^{-3}$.

La solución madre del NH_4NO_3 se prepara de la siguiente manera:

Nitrato de amonio = $\text{me L}^{-1} \times \text{PME} \times 1/1000 \text{ L} \times 200 = 1 \times 80 \times 1/1000 \times 200 = 16 \text{ g L}^{-1}$, lo cual equivale a $= 16 \text{ kg m}^{-3}$.

La solución madre del K_2SO_4 se prepara de la siguiente manera:

Sulfato de potasio = $\text{me L}^{-1} \times \text{PME} \times 1/1000 \text{ L} \times 200 = 1.65 \times 174 \times 1/1000 \times 200 = 27.42 \text{ g L}^{-1}$, lo cual equivale a $= 27.42 \text{ kg m}^{-3}$.

La solución madre de KH_2PO_4 se prepara de la siguiente manera:

Preparación de Soluciones Nutritivas

Fosfato monopotásico = $\text{me L}^{-1} \times \text{PME} \times 1/1000 \times 200 = 1 \times 136 \times 1/1000 \times 200 = 27.2.6 \text{ g L}^{-1}$, que equivale a 27.2 kg m^{-3}

La solución madre de MgNO_3 se prepara de la siguiente manera:

Nitrato de magnesio = $\text{me L}^{-1} \times \text{PME} \times 1/1000 \text{ L} \times 200 = 1.78 \times 256 \times 1/1000 \times 200 = 91.13 \text{ g L}^{-1}$, lo cual equivale a 91.13 kg m^{-3} .

Estas soluciones están concentradas 200 veces, por lo tanto, al aplicarla, se suministra en una relación 1:200.

Cálculo de los micronutrientes. La concentración de los micros que se requiere, es la siguiente:

Fe	Mn	Cu	Zn	B	Mo
		mg L^{-1}			
0.55	0.55	0.03	0.25	0.2	0.5

Los cálculos son los siguientes:

Fe: Quelato de hierro (5 % Fe EDDHA)

$$0.55 \times 100/5 = 11 \text{ g m}^{-3}$$

Mn: Sulfato de manganeso (32 % Mn)

$$0.55 \times 100/32 = 1.7 \text{ g m}^{-3}$$

Cu: Sulfato de cobre (25 % Zn)

$$0.03 \cdot 100 / 25 = 0.12 \text{ g m}^{-3}$$

Zn: Sulfato de zinc (23 % Zn)

$$0.25 \cdot 100 / 23 = 1.09 \text{ g m}^{-3}$$

B: Borax (11 % B)

$$0.21 \cdot 100 / 11 = 1.91 \text{ g m}^{-3}$$

Mo: Molibdato sódico (40 % Mo)

$$0.05 \cdot 100 / 40 = 0.12 \text{ g m}^{-3}$$

Independientemente de si la solución madre se almacena en dos o tres contenedores, existen una serie de consideraciones que hay que tomar en cuenta (Martínez y García, 1993).

- a) En el mismo depósito, no se mezcla el nitrato de calcio con fosfatos y sulfatos, tanto de macronutrientes, como de micronutrientes.
- b) El tanque que contenga el Fe quelatado debe de acidificarse entre 5.5-6.5, para evitar degradaciones.
- c) Cuando se utilice un complejo de micronutrientes, éste se debe de incorporar en el tanque antes que los demás fertilizantes (nitrato de calcio, y el nitrato de potasio).
- d) Es deseable que los fertilizantes se repartan de manera proporcional entre los distintos tanques, de forma tal que

- tengan un peso semejante. Esto es fácil de conseguir si tomamos en cuenta que el nitrato de potasio y el nitrato de amonio se pueden mezclar con cualquier otro fertilizante.
- e) Después de tomar la decisión de qué fertilizantes poner en cada depósito, se debe agregar el agua hasta la mitad, después los ácidos, posteriormente los fertilizantes y, por último, se termina de llenar el depósito.

Aplicación al suelo de soluciones nutritivas completas

Cuando las soluciones nutritivas completas se utilicen en suelo, éstas deben de estar en concentraciones inferiores al 50 % de su concentración original (Armenta, 1998, Preciado *et al.*, 2004), con la finalidad de no causar una acumulación excesiva de nutrimentos en el suelo (incrementos en la conductividad eléctrica del suelo); el primer investigador, en el valle de Culiacán, aumentó los NO_3 a expensas de los SO_4^{2-} y NH_4^+ y de la relación K:Ca:Mg, además de modificar la relación Ca: Mg y, finalmente, esta solución se ajustó a una presión osmótica de - 0.034 Mpa. En el siguiente cuadro se ejemplifica lo señalado con anterioridad.

Cuadro 38. Solución nutritiva utilizada en el Valle de Culiacán para la producción de tomate bajo condiciones de fertirrigación.

Aniones			Cationes			
NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	NH ₄ ⁺
Me L ⁻¹						
12	1	7	7	9	4	-
13	1	6	4.615	7.860	4.525	3
5.99	0.46	2.76	2.12	3.62	2.08	1.38

La equivalencia de me L⁻¹ a kg ha⁻¹ es la siguiente, considerando una lámina de riego total de 36.5 cm.

Forma iónica	me L ⁻¹	Kg de nutrimento
NO ₃ ⁻	5.99	306.08 N-NO ₃ ⁻
H ₂ PO ₄ ⁻	0.46	119.15 P ₂ O ₅
SO ₄ ²⁻	2.76	161.13 S
K ⁺	2.12	363.08 K ₂ O
Ca ²⁺	3.62	370.70 CaO
Mg ²⁺	2.08	152.26 MgO
NH ₄ ⁺	1.38	70.51 N-NH ₄ ⁺

Preparación de la solución nutritiva considerando la pureza de los fertilizantes

Los anteriores cálculos (método aproximado), no son del todo químicamente correctos, ya que no se incluye la pureza de los fertilizantes. Para el siguiente ejemplo se utiliza la información de los cuadros 19, 20 y 21.

Si la solución nutritiva se utiliza en el suelo, es necesario realizar un ajuste de la PO de 0.073 a 0.44 MPa, para lo cual se utiliza el factor 0.611; después, se descuentan los nutrimentos que contiene el agua de riego para proceder a realizar los cálculos.

La sumatoria de aniones y cationes, en este caso, resulta diferente, lo que es comprensible debido a que se utilizaron ácidos; en realidad, en la columna de cationes debería existir H^+ , pero en la práctica lo anterior no sucede, aunque se debe cuidar que la diferencia no sea superior al 10 % (Martínez y García, 1993).

Preparación de Soluciones Nutritivas

Cuadro 39. Cálculo de la solución nutritiva utilizando fertilizantes comerciales.

	Aniones					Cationes					pH	CE dS m ⁻¹
	NO ₃ ⁻	H ₂ PO ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	HCO ₃ ⁻	Cl ⁻	NH ₄ ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Na ⁺		
	me L ⁻¹											
Solución nutritiva	12	1	7	-	-		7	9	4			
Solución nutritiva	7.33	0.611	4.278	-	-	-	4.278	5.5	2.44			
Agua de riego	-	-	0.42	4.86	1.33	-	0.17	1.75	2.64	2.05	7.3	0.55
Aportes	7.33	0.611	3.858				4.108	3.75	-			
Fertilizantes	mg L⁻¹											
H ₃ PO ₄	0.557	0.557		-0.557								
H ₂ SO ₄	3.8		3.8	-3.80								
HNO ₃												
Ca(NO ₃) ₂	553.09	5.517				0.378		3.75				
NPK	195.36	1.813	0.054				1.824					
NH ₄ NO ₃												
K ₂ SO ₄	215.26		2.42				2.284					
MgSO ₄												
NH ₄ H ₂ PO ₄												
KH ₂ PO ₄												
Mg(NO ₃) ₂												
Aportes SN (me L ⁻¹)	7.33	0.611	6.22	-	-	0.378	4.108	3.75	-			
Agua + SN (me L ⁻¹)	7.33	0.611	6.64 [‡]	0.5	1.33	0.378	4.278	5.5	2.64	2.05		
	Σ Aniones = 16.41*					Σ Cationes = 14.85						
	Σ mmoles = 23.837											
Mg L ⁻¹	454.46	59.26	318.72	-	-	6.80	166.84	110	31.68			
Σ A / 10 = 1.64 dS m ⁻¹	Σ ppm = 1147.76/850 = 1.35 dS m ⁻¹					Σ moles = 23.83*0.024 = 0.572/36 = 1.59 dS m ⁻¹						

[‡]El exceso o la falta de sulfatos no se considera un problema, debido a los amplios márgenes de tolerancia de los cultivos (De Rijck y Schrevens, 1998) e, inclusive, en las soluciones nutritivas no se contabiliza (Sánchez y Escalante, 1988).

Preparación de Soluciones Nutritivas

Cuadro 40. Cálculo de la solución nutritiva utilizando fertilizantes comerciales

		Aniones				Cationes				pH	CE dSm ⁻¹
		NO ³⁻	H ₂ P O ₄ ⁻	SO ₄ ²⁻	HC O ₃ ⁻	Cl ⁻	NH ₄ ⁺	K ⁺	Ca ²⁺		
		me L ⁻¹									
Solución nutritiva		12	1	7	3	-	7	9	4		
Agua de riego		-	-	0.14		-	-	0.11	3.78	1.6	-
Aportes		12.0	1.0	6.86	-3	-	-	6.89	5.22	2.3	-
Fertilizantes		mg L ⁻¹									
Ca(NO ₃) ₂	769.9	8					0.54	5.22			
NKS	403.7	3.46		0.16				3.81			
MgSO ₄	476			1.93					2.3		
K ₂ SO ₄	290.2			3.27				3.08	8		
H ₃ PO ₄	0.067		1		-1						
H ₂ SO ₄	0.112			1.5	-1.5						
Aportes SN (me L ⁻¹)		11.46	1	6.86	-2.5		0.54	6.89	5.22	2.3	8
Agua + SN (me L ⁻¹)		11.46	1	7	0.5		0.54	7	9	4	
		Σ Aniones = 19.96*				Σ Cationes = 20.54					
		Σ mmoles = 30.54									
Mg L ⁻¹		710.5	97	336			9.72	273	180	48	
		2									
Σ A / 10 = 1.99 dS m ⁻¹		Σ ppm = 1654.24/850 = 1.94 dS m ⁻¹				Σ moles = 30.5*0.024 = 0.73/36 = 2.03 dS m ⁻¹					

Literatura consultada

Adams, P. 1994. Nutrition of greenhouse vegetables in NFT and hidroponic systems. Acta Hort. 361: 245-257.

Adams, P. and L.C. Ho. 1992. The susceptibility of modern tomato cultivars to blossom-end rot in relation to salinity. J. Hort. Sci. 67: 827-839.

Alarcón, A. 2000. Preparación de la solución nutritiva. pp. 145-154. En tecnología para altos rendimientos. Novedades Agrícolas.

Amiri, M. and N. Sattary. 2004. Mineral precipitation in solution culture. Acta Hort. 644: 469-478.

Armenta B., A. D. 1998. Relaciones óptimas de aniones y cationes en la solución nutritiva en riego por goteo para la producción de tomate. Tesis de doctor en ciencias. Colegio de Postgraduados. Montecillo, Edo. de México.

Asher, C.J., and D.G. Edwards. 1983. Modern solution culture techniques. pp. 94-119. *In*: A. Pirson, and M.H. Zimmermann (Ed.). Encyclopedia of Plant Physiology. Vol. 15-A. Springer-Verlag, Berlin.

Ayers, R.S. y D.W. Westcot. 1987. La calidad del agua en la agricultura. Estudio FAO riego y drenaje # 29. Organización de las Naciones Unidas para la Agricultura y la Alimentación. Roma, Italia. 174 p.

Bennett, W.F.1997. Nutrient deficiencies & toxicity's in crop plants. APS PRESS. The American Phytopathological Society. St. Paul. Minnesota.

Benton Jones Jr., J. 1999. Tomato Plant Culture, in the field, in the greenhouse and home garden. CRC Press, Boca Raton, Florida. 199 pag.

Brun, R. and L. Chazelle. 1996. Water and nitrate absorption kinetics in the nycthemeral cycle of rose grown in the greenhouse using a recirculating solution. J. Plant Nut. 19:839-866.

Cadahía, L.C. 2005. Fertirrigación, cultivos hortícolas y ornamentales. Ediciones Mundi-Prensa, Madrid, España. 475 p.

Casas, A. 1999. Formulación de la solución nutritiva. Parámetros de ajuste. En curso superior de especialización. Cultivos sin suelo II. Almería, España.

Cornillon, P. 1988. Influence of root temperature on tomato growth and nitrogen nutrition. *Acta Hort.* 229: 211-218.

De Rijck, G. and E. Schrevens. 1998. Comparison of the mineral composition of twelve standar nutrient solutions. *J. Plant Nutr.* 21:2115-2125.

De Rijck, G. y E. Schdrevens. 1998b. pH influence by the elemental composition of nutrient solution. *J. Plant Nutr.* 20 (7&8): 911-923.

De Rijck, G. y E. Schrevens. 1998a. Cationic specification in nutrient solution as a function of pH. *J. Plant Nutr.* 21 (5): 861-870.

Ehret, D.L. and L.C. Ho. 1986a. Effects of osmotic potential in nutrient solution on diurnal growth of tomato fruit. *J. Exp. Bot.* 37: 1294-1302.

Ehret, D.L., and L.C. Ho. 1986b. Translocation of calcium in relation to tomato fruit growth. *Ann. Bot.* 58: 679-688.

Goyal, S.S., and R.C. Huffaker. 1984. Nitrogen toxicity in plants. pp.: 97-117. *In*: R.D. Hauck (Ed.) Nitrogen in crop production. ASA, CSSA, and SSSA, Madison, Wi., U.S.A.

Grattan, S.R. and C.M. Grieve. 1999. Salinity-mineral nutrient relations in horticultural crops. *Scientia Horticulturae*, 78.

Graves, C.J. 1983. The nutrient film technique. *Hort. Rev.* 5: 1-44.

Graves, C.J., and R.G. Hurd. 1983. Intermittent circulation in the nutrient film technique. *Acta Hort.* 133: 47-52.

Guill, M.A. and H.M. Reisenauer. 1993. Nature and characterization of ammonium effects on wheat and tomato. *Agron. J.* 85:874-879.

Gunes, A.M., M. Alpaaslan and A. Inal. 1998. Critical nutrient of NFT-grown young in hydroponics. *Annals of Botany* 63: 643-649.

Hageman, R.H. 1994. Ammonium versus nitrate nutrition of higher plants. pp: 67-85. *In*: R.D. Hauck (ed.) Nitrogen in crop production. ASA, CSSA, and SSSA, Madison, WI, USA.

Hanan, J.J. 1991. The influence of greenhouses on internal climate with special reference to mediterranean regions. *Acta Horticulturae* 287: 23-34.

Havlin, J. L., J. D. Jones., S. L. Tisdale. y W. I. Nelson. 1999. Soil fertility and fertilizers . An introduction to nutrient management. Prentice Hall. USA.

Hohjo, M., C. Kuwata., K. Yoshikawa and T. Ito. 1995. Effects of nitrogen form, nutrient concentration and Ca concentration on the growth, yield and fruit quality in NFT-tomato plants. *Acta Horticulturae* 258, Hydroponics and Transplant Production. 396: 145-152.

Jensen, M.H. and W.L. Collins. 1985. Hydroponic vegetable production. *Hort. Rev.* 483- 559.

Jones, B.J. Jr. 1982. Hydroponics: its history and use in plant nutrition studies. *Journal Plant Nutr.*, 5: 1003-1030.

Jones, Jr. J. B. 1997. Hydroponics. A practical guide for soilless grower. St. Lucie Press. USA. 207 p.

Kafkafi, U. and R. Ganmore-Neumann. 1997. Ammonium in plant tissue: real or artificial. J. Plant Nutr. 20: 107-118.

Kirkby, E.A. and K. Mengel. 1967. Ionic balance in different tissues of the tomato plant in relation to nitrate, urea, or ammonium nutrition. Plant Physiol. 42: 6-14.

Lara H., A. 1998. Soluciones nutritivas para cuatro etapas fenológicas del jitomate. Tesis doctor en ciencias. Colegio de Postgraduados. Montecillo, Edo de México.

Marschner, H. 1995. Mineral nutrition of higher plants. 2nd edition. Ed. Academic Press. San Diego, Ca., U.S.A.

Martínez, E. y M. García. 1993. Cultivos sin suelo: hortalizas en clima mediterráneo. Ed Horticultura. Reus, Madrid, España.

Mengel, K., and E.A. Kirkby. 1987. Principles of plant nutrition. 4th edition. Internacional Potash Institute, Bern, Switzerland.

Miliev, K. 1997. Effects of two nutrient solutions at different conductivities on some growth parameters of tomato plants. *Acta Hort.* 462: 641-648.

Moorby, J. and C.J. Graves. 1980. The effects of root and air temperature on the growth of tomatoes. *Acta Hort.* 98: 29-43.

Morard, P. Lacoste, L. and Silvestre, J. 2000. Effect of oxygen deficiency on uptake of water and mineral nutrient by tomato plants in soilless culture. *J. Plant Nutr.* 23(8),1063-1078.

Morard, P., A. Pujos, A. Bernadac and G. Bertoni. 1996. Effect of temporary calcium deficiency on tomato growth and nutrition. *J. Plant Nutr.* 19: 115-127.

Moreno, I.T. 1999. Equipos de riego: cabezal, distribución y emisores. En curso superior de especialización. Cultivos sin suelo II. Almería, España.

Papadopoulous, A P., X. Hao., J. C. Tu; and J. Zheng. 1999. Tomato production in open or closed rockwool culture systems with NFT or rockwool nutrient feedings. *Acta Hort.* 481: 89-96.

Parra, T.S., Baca, C. G.A., Carrillo, G.R., Kohashi, S.J., Martínez, G.A y Trejo, L.C. 2004. Silicio y potencial osmótico de la solución nutritiva en el crecimiento de pepino. *Terra*. 22:4:467-473.

Preciado, R.P., Baca, C.G.A., Tirado, T, J. L., Kohashi, S.J., Tijerina, Ch. L. y Martínez, G. A. 2004. Fertirrigación nitrogenada, fosfórica y programa de riego y sus efectos en melón y suelo. *Terra Latinoamericana*. 22:2: 175-186.

Preciado, R.P., Baca, C.G.A., Tirado, T, J. L., Kohashi, S.J., Tijerina, Ch. L. y Martínez, G. A. 2002. Nitrogeno y potasio en la producción de plántulas de melón. *Terra Latinoamericana*. 20:3: 267-276.

Rhoades, J. D. 1993. Electrical conductivity methods for meassuring and mapping soil salinity. pp: 201-251. *In: Sparks, D.L (ed). Advances in Agronomy.*

Rincón, S. L. 1997. Características y manejo de sustratos inorgánicos en fertirrigación. I Congreso Ibérico y III Nacional de fertirrigación. Murcia, España.

Sánchez del C, F y Escalante, R.E. 1999. Un sistema de producción de plantas. Hidroponia, Principios y métodos de cultivo. Universidad Autónoma Chapingo.

Santamaría, P., A. Elia. y M. Gonnella. 1997. Changes in nitrate accumulation of endive plants during light period as affected by nitrogen level and form. J. Plant Nutr. 20 (10): 1255-1266.

Schwarz, M. 1975. *Guide to Commercial Hydroponics*. Israel University Press. Jerusalem.

Sonneveld, C. y W. Voogt. 1990. Response of tomatoes (*Lycopersicon esculentum* L) to an unequal distribution of nutrient root environment. M. L. Van Beusichem (ed) Plant nutrition-physiology and applications. pp. 509-514.

Sonneveld, C. 1997. A universal programme for calculation of nutrient solutions. Proceedings 18th Hydroponic Society of America. 7-17.

Steiner, A.A. 1961. A universal method for preparing nutrient solutions of a certain desired composition. Plant Soil. 15: 134-154.

Steiner, A.A. 1966. The influence of chemical composition of a nutrient solution on the production of tomato plants. *Plant Soil*. 24: 454-466.

Steiner, A.A. 1968. Soilless culture. Proceedings of the 6th Colloquium of the Internacional Potash Institute. pp: 324-341.

Steiner, A.A. 1973. The selective capacity of tomato plants for ions in a nutrient solution. pp. 43-53. *In*: Proceedings 3rd International Congress on Soilles Culture. Wageningen, The Netherlands.

Steiner, A.A. 1976. The development of soilless culture and an introduction to the congress. Las Palmas. Proceeding 4th. Int. Congr. Soilless Culture. IWOSC. Wageningen.

Steiner, A.A. 1980. The selective capacity of plant for ions and its importance for the composition and treatment of the nutrient solution.

Steiner, A.A. 1984. The universal nutrient solution. pp. 633-650. *In*: Proceedings 6th International Congress on Soilles Culture. Wageningen. The Netherlands.

Steiner, A.A. 1997. Principles of plant nutrition by recirculating nutrient solutions. Proceedings 6th. Int. Congr. Soilles Culture: 634-649.

Tanji, K.K. 1990. Agricultural salinity assessment and management. American Society of Civil Engineers. New York.

Taylor, M.D. and S.J. Locascio. 2004. Blossom-end rot: a calcium deficiency. J. Plant Nutr.27: 123-139.

Urrestarazu, G. M. 2000. Manual de cultivos sin suelo. Editorial Mundi Prensa.

Vestergaard, B. 1984. Oxygen supply to the roots in different hydroponic systems. 6th International Congress on Soiless Culture. The Netherlands.

Villegas, T.O.G., Sanchez, G.P., Baca, C.G.A., Rodriguez, M.M.N., Trejo, C., Sandoval, V.M y Cardenas, S.E. 2005. Crecimiento y estado nutrimental de plántulas de tomate en soluciones nutritivas con diferente concentración de calcio y potencial osmótico. Terra *Latinoamericana*. 23:1:49-56.

ÍNDICE DE CUADROS

Cuadro		Página
1	Clasificación de los elementos minerales de acuerdo a los requerimientos de la planta	12
2	Elementos esenciales o nutrimentos para el crecimiento de las plantas	13
3	Porcentajes mínimos y máximos que pueden presentar los aniones y cationes en la solución nutritiva sin que estén en los límites fisiológicos o de precipitación	47
4	Relación catiónica ajustada por el pH	64
5	Valores en mg relativos L ⁻¹ de cada nutrimento	64
6	Valores obtenidos para una concentración de 30 mg de iones relativos L ⁻¹	65
7	Miliequivalentes por L de cada nutrimento para constituir la solución nutritiva propuesta	65
8	Miligramo por L de cada compuesto para obtener un miliequivalente por L de cada nutrimento	66
9	Cantidad de cada compuesto para obtener los me L ⁻¹ de cada elemento	68

10	Relación catiónica ajustada por el pH	70
11	Valores en mg relativos L ⁻¹ de cada nutrimento	70
12	Valores obtenidos para una concentración de 23 mg de iones relativos L ⁻¹	71
13	Miliequivalentes por L de cada nutrimento para constituir la solución nutritiva propuesta	71
14	Miligramo por L de cada compuesto para obtener un miliequivalente por L de cada nutrimento	72
15	Relación catiónica ajustada por el pH	73
16	Valores en mg relativos L ⁻¹ de cada nutrimento	74
17	Valores obtenidos para una concentración de 20 mg de iones relativos L ⁻¹	74
18	Miligramo por L de cada compuesto para obtener un miliequivalente por L de cada nutrimento	75
19	Concentración general de micronutrientes en la solución nutritiva universal	78
20	Composición para preparar los mg L ⁻¹ de los Micronutrientes	79

Preparación de Soluciones Nutritivas

21	Peso atómico y forma iónica de absorción de los elementos esenciales para las plantas	83
22	Interpretación y niveles críticos de los parámetros de la calidad del agua de riego	91
23	Fertilizantes de uso común en la preparación de soluciones nutritivas	93
24	Densidad y pureza de los ácidos que se utilizan como fertilizantes, en la preparación de las soluciones nutritivas	94
25	Aporte iónico en miliequivalentes por gramo de algunos fertilizantes comunes que se utilizan en la Región Lagunera de Coahuila y Durango.	95
26	Conductividad eléctrica alcanzada al disolver 0.5 g de fertilizante comercial en un litro de agua destilada	97
27	Rendimiento esperado de algunos cultivos y la conductividad eléctrica del agua)	98
28	Equilibrio iónico en una solución nutritiva universal, de acuerdo al órgano del cultivo a cosechar	102
29	Soluciones nutritivas con relaciones mutuas de aniones y cationes similares, con diferente concentración iónica	103

Preparación de Soluciones Nutritivas

30	Soluciones nutritivas con diferente relación mutua de aniones y diferente presión osmótica	104
31	Soluciones nutritivas con diferente relación mutua de cationes y diferente presión osmótica	105
32	Ajuste de la solución nutritiva	106
33	Inclusión del amonio en la solución nutritiva	108
34	Concentración de micronutrientes diferentes soluciones nutritivas	113
35	Cálculo de la solución nutritiva Steiner, en la cual se utiliza agua desmineralizada	116
36	Cálculo de la solución nutritiva, en la cual se utiliza agua desmineralizada	117
37	Cálculo de la solución nutritiva considerando la calidad del agua	118
38	Solución nutritiva utilizada en el Valle de Culiacán para la producción de tomate bajo condiciones de fertirrigación	124
39	Cálculo de la solución nutritiva utilizando fertilizantes comerciales	126

40	Cálculo de la solución nutritiva utilizando fertilizantes comerciales	127
----	---	-----

ÍNDICE DE FIGURAS

Figura		Página
1	Presencia de formas químicas de carbonatos, bicarbonatos y ácido carbónico en función del pH del agua	36
2	Neutralización del agua con un ácido y su influencia en la conductividad eléctrica	36
3	Presencia de formas químicas del fosfato, ácido fosfórico, fosfato-monobásico y fosfato-dibásico en función del pH de la solución nutritiva	38
4	Diagramas de estabilidad de los quelatos férricos en función del pH	39
5	Representación de las relaciones de aniones y cationes por medio de un triángulo equilátero	54
6	Relación mutua entre los aniones en la solución nutritiva universal de Steiner	55

Preparación de Soluciones Nutritivas

7	Relación mutua entre los cationes en la solución nutritiva universal de Steiner	55
8	Relación mutua entre los aniones y entre los cationes en la solución nutritiva universal	57
9	Restricciones en relaciones iónicas equivalentes a 0.72 atm de presión osmótica y un pH de 6.5	58
10	Dependencia de las curvas OH ⁻ : H ₂ PO ₄ ⁻ a varios valores de pH en diferentes relaciones K: Ca	62



UNIVERSIDAD AUTÓNOMA AGRARIA ANTONIO NARRO