

Cálculo de Soluciones Nutritivas En suelo y sin suelo



# Cálculo de Soluciones Nutritivas

## En suelo y sin suelo



SERVICIO TÉCNICO DE AGRICULTURA Y DESARROLLO RURAL  
ÁREA DE AGRICULTURA, GANADERÍA Y PESCA



*Belarmino Santos Coello*

*Domingo Ríos Mesa*





# **Cálculo de Soluciones Nutritivas**

En suelo y sin suelo

*Belarmino Santos Coello*

*Domingo Ríos Mesa*



Prohibida la reproducción, incluso parcial, sin autorización del  
Servicio de Agricultura y Desarrollo Rural. Cabildo Insular de Tenerife



**Edición:**

1ª. Diciembre 2016

**Edita:**

Servicio de Agricultura y Desarrollo Rural. Cabildo Insular de Tenerife

**Fotografías:**

Foto 17 derecha: Oscar Saavedra Oliva

Resto de fotografías: Autores

**Diseño, maquetación e impresión:**

Gráficas Sabater S.L.

**ISBN:** 978-84-15012-87-0

**Depósito legal:** TF 910-2016.

# INDICE

<b>I. INTRODUCCIÓN</b> . . . . .	<b>11</b>
<u><b>I.1. Concentración de la solución</b></u> . . . . .	<b>13</b>
<b>II. FACTORES QUE INFLUYEN LA FORMULACIÓN DE SOLUCIONES NUTRITIVAS</b> . . . . .	<b>16</b>
<u><b>II.1. Relaciones entre iones</b></u> . . . . .	<b>16</b>
<u><b>II.2. Conductividad eléctrica</b></u> . . . . .	<b>20</b>
<u><b>II.3. pH de la solución nutritiva</b></u> . . . . .	<b>23</b>
<b>II.3.1. Equilibrio de las especies carbonatadas</b> . . . . .	<b>27</b>
<b>II.3.2. Relación <math>\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-</math></b> . . . . .	<b>28</b>
<u><b>II.4. Temperatura de la solución nutritiva</b></u> . . . . .	<b>30</b>
<b>III. FERTILIZANTES</b> . . . . .	<b>32</b>
<u><b>III.1. Fertilizantes que aportan macronutrientes</b></u> . . . . .	<b>32</b>
<u><b>III.2 Acidificación de soluciones nutritivas</b></u> . . . . .	<b>37</b>
<u><b>III.2. Abonos con microelementos</b></u> . . . . .	<b>41</b>

<b>IV. CÁLCULO DE LA SOLUCIÓN NUTRITIVA . . . . .</b>	<b>44</b>
<b><u>IV.1 Ajuste de los macroelementos</u></b>	
<b><u>en cultivos en suelo</u> . . . . .</b>	<b>44</b>
<b>IV.1.1. Elección de la concentración</b>	
<b>de fertilizantes . . . . .</b>	<b>44</b>
<b>IV.1.2. Cálculo de soluciones nutritivas</b>	
<b>mediante sistemas de ecuaciones . . . . .</b>	<b>46</b>
<b>IV.1.3. Cálculo de soluciones nutritivas</b>	
<b>mediante tanteo . . . . .</b>	<b>55</b>
<b><u>IV.2 Ajuste de los macroelementos</u></b>	
<b><u>en cultivos sin suelo</u> . . . . .</b>	<b>59</b>
<b>IV.2.1. Cálculo de soluciones nutritivas . . . . .</b>	<b>60</b>
<b>IV.2.2. Cálculo de soluciones nutritivas</b>	
<b>sin suelo con aguas de galería de Canarias . . . . .</b>	<b>62</b>
<b><u>IV.3 Ajuste de los microelementos</u> . . . . .</b>	<b>69</b>
<b><u>IV.4 Cálculo de la CE aproximada de la solución</u></b>	
<b><u>nutritiva</u> . . . . .</b>	<b>71</b>
<b>IV.4.1. Método de los equivalentes . . . . .</b>	<b>72</b>
<b>IV.4.2. Método gravimétrico . . . . .</b>	<b>72</b>
<b>IV.4.3. Método de los aportes . . . . .</b>	<b>75</b>

<b><u>IV.4 Evaluación de los problemas de precipitación</u></b> . . . . .	79
<b>IV.4.1. Estima de la precipitación del sulfato de calcio</b> . . . . .	79
<b>IV.4.2. Estima de la precipitación de fosfato dicálcico</b> . . . . .	80
<b><u>IV.5 Incorporación del abono en el agua de riego</u></b> . . . . .	83
<b>IV.5.1. Repaso de sistemas de inyección de fertilizantes</b> . . . . .	83
<b>IV.5.2. Cálculo de las Cantidades de Abono a utilizar</b> . . . . .	83
IV.5.2.1. Preparación de soluciones madre para sistemas con una sola cabeza inyectora . . . . .	90
IV.5.2.2. Preparación de soluciones madre para formular distintas soluciones nutritivas en un mismo automatismo . . . . .	94
<b>IV.5.3. Algunas consideraciones sobre el manejo de sistemas de fertirrigación</b> . . . . .	97
<b>IV. COLOCACIÓN DE LOS ABONOS EN LOS TANQUES</b> . . . . .	<b>100</b>
<b>VI. BIBLIOGRAFÍA</b> . . . . .	<b>111</b>



La formulación de las soluciones nutritivas para fertirrigación es una parte importante de la técnica agronómica, siendo una de los asesoramientos más solicitados al personal técnico. Sin embargo, no se ha dado nunca demasiado protagonismo al cálculo, sobre todo teniendo en cuenta que la forma de expresar esa solución nutritiva o “abonada” debe estar adaptada al sistema de inyección de los abonos y al perfil de las personas que finalmente van a manejar las instalaciones de fertirrigación.

Esta publicación surge a partir de unos apuntes que se prepararon para un curso de fertirrigación destinado al personal técnico de campo de cooperativas de la zona sur de Tenerife y se han usado para ayudar en la formación en otros sectores durante los últimos años.

Muchas de las experiencias del trabajo de campo en común de los agentes de Extensión Agraria junto con el personal técnico de explotaciones de la isla de Tenerife han ayudado a que este libro se haya ido enriqueciendo.

Queremos agradecer las aportaciones de todas las personas que han participado en los cursos de fertirrigación, al personal técnico y a los agricultores con los que hemos trabajado en campo.

Los Autores.



## I. INTRODUCCIÓN

La fertirrigación es la aportación de los fertilizantes disueltos en el agua de riego. La combinación del riego localizado y de la fertirrigación es una herramienta muy importante para el ahorro de agua y nutrientes en la agricultura, al permitir aplicar los nutrientes cuando la planta los necesita, a unas dosis ajustadas a sus necesidades.

Las ventajas de la fertirrigación son muy importantes ya que permite el ajuste de las dosis de nutrientes a las necesidades de la planta en cada momento de su ciclo vegetativo, localiza los nutrientes a lo largo de todo el perfil del bulbo explorado por las raíces, una mejor asimilación de los nutrientes, por mantenerse constante la humedad del bulbo y en principio permite una buena dosificación de los fertilizantes. Por otra parte, permite una corrección relativamente rápida de deficiencias nutricionales. La fertirrigación tiene la posibilidad de tener menores pérdidas por lixiviación y, por tanto, hay una mejora medioambiental. El sistema tiene una mayor facilidad de aplicación y ahorro de mano de obra, sobre todo si se utilizan abonos líquidos. Sin embargo, es un sistema normalmente asociado al riego localizado, por lo que tiene costes de instalación relativamente más altos que otros métodos. Y lo más importante, para la aplicación correcta de esta técnica, las personas que la utilizan deben tener una adecuada preparación, manejar bien los abonos para evitar obturaciones de los goteros y disponer de una instalación de riego en la que sea uniforme el reparto del agua.

Una solución nutritiva se define como una disolución acuosa que contiene oxígeno y parte o la totalidad de todos los nutrientes completamente disociados en forma disponible para la planta. Dentro de estos nutrientes se encontrarían los siguientes elementos:

macroelementos: nitrógeno, fósforo, potasio, calcio, magnesio, sodio, cloro, silicio y azufre

microelementos: hierro, manganeso, cobre, cinc, boro, molibdeno, cobalto y vanadio

Aunque el silicio se considera un macroelemento, sólo se suele añadir a las soluciones nutritivas en cultivos sin suelo cuando no hay fuentes de ese elemento, como es el caso de determinados sustratos regados con aguas pobres en sílice. El cobalto y el vanadio son microelementos que normalmente no se aplican en las soluciones nutritivas, debido a que con las propias impurezas de otros fertilizantes se completan sus necesidades.



## I.1. Concentración de la solución

Los nutrientes son tomados por la planta disueltos en agua en forma de iones: cationes si tienen carga positiva y aniones si la tienen negativa. La planta toma esos nutrientes en unos rangos de concentración más o menos amplios. La cantidad de iones se puede expresar, además de como masa (mg), en moles y en equivalentes:

**mol:** se define como la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas partículas elementales (átomos o moléculas) como átomos hay en 0.012 kg de carbono 12. En la práctica, la masa de un mol coincide con la masa atómica o molecular de la partícula elemental.

**equivalente:** Referido a mol, sería el resultado de multiplicar éste por la valencia de la partícula elemental. En las soluciones nutritivas, la valencia coincide con el número de cargas del ión.

La concentración de los diferentes elementos de la solución nutritiva (cantidad de soluto en mg, mmoles o meq por cada litro de disolución) puede venir dada de tres maneras:

- **miligramos por litro (mg/L).** Es una unidad que equivaldría en soluciones nutritivas a partes por millón (ppm).
- **milimoles por litro (mmol/L).** En el caso de los microelementos se usan los micromoles/L ( $\mu\text{mol/L}$ )
- **miliequivalentes por litro (meq/L).**

En cultivos sin suelo se utilizan las tres unidades: la primera unidad se encuentra mucho en las publicaciones de los países anglosajones e Israel, la segunda es utilizada por los autores holandeses, mientras que la mayoría de las referencias francesas vienen en la tercera. En esta publicación se usará como unidad de concentración mmol/L en el cálculo de soluciones nutritivas para cultivos sin suelo, al ser la unidad más usada por los técnicos de la zona sureste de España y Canarias en cultivo sin suelo.

En el caso de soluciones para cultivos sin suelo se podría utilizar como unidad de concentración mg/L. En muchas referencias los aportes de nutrientes se refieren a una superficie (gramos/m<sup>2</sup>, gramos/planta, kg/ha). En este caso, se debe tener en cuenta los aportes de agua al cultivo para calcular las concentraciones.

En la tabla 1 viene un listado de los elementos presentes en la solución nutritiva, su masa atómica, la forma iónica más frecuente en la que se presentan, la masa molecular de sus iones y su valencia. Para pasar de una forma de concentración a otra se divide la concentración en mg/l por la masa atómica o molecular y se obtienen los mmol/l. Si se multiplican los mmol/L por la valencia, se obtiene la concentración en meq/L.

**TABLA 1: Masas moleculares de los iones normalmente presentes en la solución nutritiva**

Elemento	masa atómica	forma iónica	masa molecular	Valencia
Nitrógeno (N)	14.0	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	62.0	1
		NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	18.0	1
Fósforo (P)	31.0	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	97.0	1
		HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	96.0	2
Potasio (K)	39.1	K <sup>+</sup>	39.1	1
Calcio (Ca)	40.1	Ca <sup>2+</sup>	40.1	2
Magnesio (Mg)	24.3	Mg <sup>2+</sup>	24.3	2
Azufre (S)	32.1	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	96.1	2
Sodio (Na)	23.0	Na <sup>+</sup>	23.0	1
Cloro (Cl)	35.5	Cl <sup>-</sup>	35.5	1
Carbono (C)	12.0	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	61.0	1
		CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	60.0	2
Hierro (Fe)	55.9	Fe <sup>2+</sup>	55.9	2
Manganeso (Mn)	54.9	Mn <sup>2+</sup>	54.9	2
Boro (B)	10.8	B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	155.2	2
Cinc (Zn)	65.4	Zn <sup>2+</sup>	65.4	2
Molibdeno (Mo)	95.9	MoO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	159.9	2

$$\frac{\text{meq} / \text{l ácido}}{\text{valencia}} = \text{mmol} / \text{L ácido} \quad \text{mmol/L ácido} = \frac{\text{mg} / \text{l ácido}}{M. \text{ molecular}}$$

En el siguiente ejemplo, hay un paso de ese tipo:

$$\frac{80 \text{ mg/L Ca}}{40 (m. \text{ molecular})} = 2 \text{ mmol/L Ca} \quad 2 \text{ mmol/L Ca} \cdot 2 (\text{valencia del calcio}) = 4 \text{ meq/L Ca}$$

En cultivo en suelo, los macronutrientes se suelen expresar en forma de óxidos, salvo el nitrógeno. Para pasar de mg/L de óxido o ión a mg de elemento y a mmol/L de ión, se pueden usar las reglas de paso de la tabla 2, obtenidas mediante las fórmulas anteriores:

**TABLA 2: Paso de unidades de iones a óxidos**

1 mmol NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> =	14 mg N- NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> =	62 mg NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
1 mmol NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> =	14 mg N- NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> =	18 mg NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>
1 mmol H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup> =	30.97 mg P =	70.97 mg P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
1 mmol K <sup>+</sup> =	39.10 mg K =	47.10 mg K <sub>2</sub> O
1 mmol Ca <sup>2+</sup> =	40.08 mg Ca =	56.08 mg CaO
1 mmol Mg <sup>2+</sup> =	24.31 mg Mg =	40.30 mg MgO
1 mmol SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> =	32.06 mg S =	80.03 mg SO <sub>3</sub>

$$\text{partiendo de } 150 \text{ mg/L de P}_2\text{O}_5; \frac{150 \text{ mg/l P}_2\text{O}_5}{70.97} = 2.11 \text{ mmol/l H}_2\text{PO}_4^- = \mathbf{65.4 \text{ mg/l P.}}$$



## **II. FACTORES QUE INFLUYEN LA FORMULACIÓN DE SOLUCIONES NUTRITIVAS**

Aunque esta publicación se centra en el cálculo de soluciones nutritivas, se va a hacer un repaso muy somero de algunos aspectos importantes a la hora de formular dichas soluciones.

### **II.1. Relaciones entre iones.**

Existen diversas soluciones nutritivas con concentraciones diferentes de nutrientes que se han formulado a lo largo del tiempo, bien para uso general, como la de Hoagland y Arnon (1938) o la de Steiner (1984) o definidas para distintos cultivos como las citadas por Sonnenveld y Straver (1994), Cadahía (1998), Urrestarazu (2004), Castilla (2005), entre muchísimas referencias. Para el caso de soluciones nutritivas para cultivo en suelo no suelen ser tan fáciles de encontrar, ya que suelen tener que estar mucho más adaptadas a las distintas condiciones agroclimáticas y edafológicas. Por otra parte, muchas veces en las soluciones solo se pautan el nitrógeno, el fósforo y el potasio. Hay ejemplos para distintos cultivos en Bar Yosef (1999). En el caso particular de Canarias existen soluciones nutritivas o “abonadas” publicadas por Hernández et al. (1980) para distintos cultivos o por Domínguez y Nogueroles (2012) para platanera.

En todo caso, las soluciones nutritivas deben estar adaptadas a las concentraciones a las que efectivamente las plantas absorben los nutrientes y las interacciones entre ellos. En la tabla 3 y 4 se presentan unos ejemplos de soluciones nutritivas para fresa en fibra de coco y plátano en suelo, respectivamente:

<b>TABLA 3: Solución nutritiva propuesta para Canarias en fresa en ciclo de invierno (Santos et al., 2011)</b>								
Periodo	CE	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
	dS/m	mmol/L						
Trasplante – 3 meses	1.5	8.0	0.5	0.9	4.5	2.7	1.0	0.5
3 meses - fin cultivo	1.3	7.0	0.5	0.7	4.0	2.2	0.6	0.5

<b>TABLA 4: Solución nutritiva para plátano en invernadero zona sur Tenerife (Dominguez y Nogueroles, 2012)</b>				
Mes	Dosis riego	Nitrógeno (N)	Fosfóro (P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )	Potasio (K <sub>2</sub> O)
	m <sup>3</sup> /ha	kg/ha		
Enero	364	19	6	24
Febrero	436	22	6	27
Marzo	616	31	13	35
Abril	726	37	15	41
Mayo	756	40	16	45
Junio	940	48	14	59
Julio	1064	53	16	66
Agosto	1248	62	19	76
Septiembre	1136	56	11	74
Octubre	1064	53	10	71
Noviembre	840	42	9	56
Diciembre	560	27	5	36
Total anual	9752	490	140	610

Junto con las concentraciones de cada nutriente hay que tener en cuenta las relaciones entre ellos. Puede haber problemas por precipitación de sales insolubles o por factores limitantes de tipo fisiológico para las necesidades de un determinado cultivo.

Unificando estos dos criterios, Steiner (1996) definió unas zonas de concentraciones relativas o relaciones entre iones, donde las plantas eran capaces de tomar los nutrientes sin problemas. Para ello, trabajó con los porcentajes de la concentración de cada catión o anión (en meq/L) con respecto a la total de cationes o aniones, respectivamente, proponiendo los rangos “universales” expresados en la tabla 5:

**TABLA 5: Rangos aceptables de relaciones entre iones en soluciones nutritivas (Steiner, 1996)**

	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>
Rango aceptable	% sobre total cationes				% sobre total aniones			
	25-45	35-55	17-23	0-15	35-65	3-12	25-45	0-20

Este autor construyó dos ábacos triangulares, uno para cationes (Ca<sup>2+</sup>, Mg<sup>2+</sup> y K<sup>+</sup>) y otro para aniones (H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup> y SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) representados de forma conjunta en la figura 1. Dentro de cada ábaco se marca una zona donde se sitúan las zonas aceptables en que debe mantenerse una solución nutritiva. Esas zonas están delimitadas bien, por problemas fisiológicos (problemas de absorción por competencia o por toxicidades) o bien por problemas de precipitación en la solución nutritiva.

Para trabajar con el ábaco, se calculan los porcentajes relativos de cada ion. Con ese porcentaje o tasa se entra al ábaco. Se traza **una paralela** al lado del ión que pase por la línea que corresponda a la tasa. Las tasas se leen en los lados del ábaco contiguos al lado del ión. Se hace con los otros dos iones y se obtiene un punto. Este punto debe situarse en la zona aceptable. El proceso es similar tanto para cationes como para aniones.

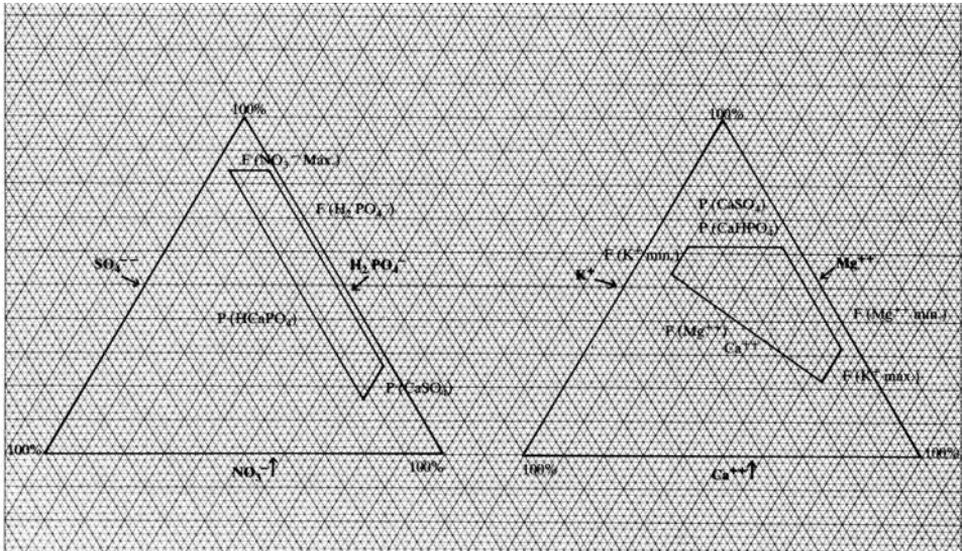


Figura 1: Relaciones óptimas entre iones (pH 6.5, CE 2 dS/m).  
P: límites por precipitación; F: límites fisiológicos. (Steiner, 1996).

Como ejemplo, partiendo de una solución nutritiva con los valores siguientes y calculando las tasas, según Steiner, ésta estaría algo baja de magnesio (menos del 17%) y ligeramente alta de nitratos (más del 65%).

Cationes				Aniones			
	mmol/L	meq/L	tasa		mmol/L	meq/l	tasa
$\text{K}^+$	7.0	7.0	39	$\text{NO}_3^-$	12.0	12.0	69
$\text{Ca}^{2+}$	4.0	8.0	44	$\text{SO}_4^{2-}$	2.0	4.0	23
$\text{Mg}^{2+}$	1.5	3.0	16	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	1.5	1.5	9
		18.0	100			17.5	100

Por otra parte, existen una serie de relaciones definidas para cultivos determinados entre los diferentes iones. Las más comunes son las que tienen el calcio y el magnesio y entre el potasio y los dos iones anteriores que deben tenerse en cuenta a la hora de diseñar una solución nutritiva. Algunas de las relaciones más usadas y sus niveles normales en tomate (en mmol/L) son:

$$\frac{Ca}{Mg} = 1.4 - 1.6 \qquad \frac{K}{Ca + Mg} = 0.5 - 1$$

$$\frac{SO_4^{2-}}{NO_3^-} \sim 0.3 \qquad \frac{K}{Ca} = 1.5 - 2$$

Otra relación importante entre iones es la que existe entre el cloruro y el nitrato. Ambos iones son antagonistas. En aguas con altos contenidos de cloruros, la concentración de nitratos puede subirse para paliar los efectos negativos del primer ión. En principio no resulta sencillo establecer un valor dado de esta relación, al tener la concentración de nitratos unos límites fisiológicos dados, mientras que la de cloruros viene impuesta por la del agua de riego.

## **II.2. Conductividad eléctrica.**

Otro factor importante en el diseño de una solución nutritiva es la cantidad total de iones disueltos en agua, representada por la conductividad eléctrica de la solución nutritiva. La CE se suele expresar en dS/m, mS/cm o  $\mu\text{S/cm}$  ( $1\text{dS/m} = 1\text{ mS/cm} = 1000\ \mu\text{S/cm}$ ).

Por una parte, a menor conductividad, más fácilmente la planta captará el agua (la salinidad crea una "resistencia" a la entrada de agua a la planta, al tener un potencial osmótico mayor), por otra, hay que asegurarse que la planta absorbe la cantidad precisa de elementos. Además, en ciertas fases del cultivo, interesa obtener una CE diferente de la óptima para el creci-

miento vegetativo, para controlar éste. En otros casos, el trabajar con CE relativamente altas en algunos cultivos puede mejorar la calidad de la fruta.

Normalmente se establece una CE para la solución nutritiva que concilie todo lo anterior, que en esta publicación se denominará CE consigna. Esta CE es el resultado de los iones procedentes del agua de riego y de los aportes de abono. Por tanto, en función de la salinidad del agua de riego, se puede aportar más o menos abonos, para una determinada CE consigna.

Más adelante, se explicarán diferentes métodos de estimación de la CE una solución nutritiva en función de los aportes de nutrientes. Por otra parte, el control de este parámetro es muy importante para el seguimiento de la solución nutritiva (Ríos y Santos, 2012), recomendándose la toma de datos diarias de CE en cultivos sin suelo, mientras que en suelo tendría que hacerse como mínimo siempre que se cambie la solución nutritiva.



<b>TABLA 6: Tolerancia a la CE de algunos cultivos que se fertirrigan en Canarias (Ayers y Westcot, 1985, Maas y Grattan, 1999, Casas y Casas, 1999, Méndez, com.per.)</b>				
Cultivo	CE (dS/m) para rendimiento potencial			
	100%	90%	75%	50%
<b>Hortícolas</b>				
Calabacín	4.7	5.8	7.4	10.0
Calabaza	3.2	3.8	4.8	6.3
Brócoli	2.8	3.8	5.4	7.9
Coliflor	2.7	3.5	4.7	5.9
Tomate	2.5	3.5	5.0	7.6
Pepino	2.5	3.3	4.4	6.3
Melón	2.2	3.6	5.7	9.1
Sandía	2.0	2.5	3.5	4.5
Col	1.8	2.8	4.4	7.0
Papa	1.7	2.5	3.8	5.9
Millo	1.7	2.5	3.8	5.9
Batata	1.5	2.4	3.8	6.0
Pimiento	1.5	2.2	3.3	5.1
Lechuga	1.3	2.1	3.2	5.1
Cebolla	1.2	1.8	2.8	4.3
Berenjena	1.1	2.5	4.7	8.3
Zanahoria	1.0	1.7	2.8	4.6
Habichuela	1.0	1.5	2.3	3.6
Fresa	1.0	1.3	1.8	2.5
<b>Subtropicales</b>				
Mango	2.0	2.6	3.5	5.0
Papaya	2.0	2.6	3.5	5.0
Naranja	1.7	2.3	3.3	4.8
Plátano	1.2	1.5	1.9	2.6
Aguacate	1.0	1.2	1.4	1.8

En cultivo sin suelo, normalmente, las soluciones nutritivas están formuladas para alcanzar una CE que se supone que es la apropiada para el cultivo, aunque hay que tener en cuenta los aportes del agua. En cultivo en suelo, las CE no suelen estar marcadas de forma tan estricta. Existen datos de CE máximas en el extracto saturado, normalmente basados en ensayos realizados con riegos de baja frecuencia, por lo que utilizando riego localizado de alta frecuencia, la tolerancia podría ser algo mayor. En la tabla 6 se presentan datos recopilados de varias fuentes para diferentes cultivos. Estos valores pueden variar, además en función de las condiciones agroclimáticas (mayor demanda evaporativa, menor tolerancia a la salinidad), de los iones presentes (no es lo mismo una alta CE causada por cloruros que por calcio) o en algunos casos de la variedad utilizada.

### II.3. pH de la solución nutritiva.

El tercer factor a tener en cuenta en una solución nutritiva es el pH. Este parámetro juega un papel fundamental en la disponibilidad de los elementos para la planta, bien por la insolubilización de éstos, bien por el paso a una forma no asimilable por las raíces. En determinados casos, los dos procesos se dan a la par. Por otra parte, los pH extremos dañan directamente las raíces.

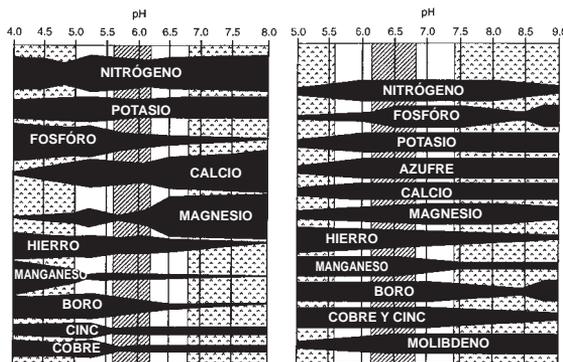


Figura 2: Disponibilidad de los nutrientes en función del pH. (Izquierda: suelos minerales. Derecha: sustratos) (Bailey, 1996).

Una forma gráfica de observar la influencia del pH en la disponibilidad de los nutrientes es mediante diagramas de Troug, que representa gráficamente mediante el grosor de una barra: mayor grosor, más disponibilidad. Normalmente se suele presentar el aplicable a suelos, pero también existen diagramas más adaptados a cultivos sin suelo. Se observa en la figura 2 que el rango de pH óptimo para la disponibilidad del conjunto de nutrientes es de 5.5 a 6.5 en sustratos mientras que en suelos, sería ligeramente más alto (6.2 - 6.9). En general, se considera que un pH entre 5.5 y 6.0 sería el óptimo para una solución nutritiva de cultivo sin suelo, mientras que este valor podría subir a 6.5 – 7.0 cuando se está fertirrigando suelos

Por otra parte la planta es capaz de modificar el pH del entorno radicular por la absorción diferencial de los iones presentes en la disolución. De forma muy simplificada, si la planta toma aniones (por ejemplo  $\text{NO}_3^-$ ), la raíz libera  $\text{OH}^-$  para mantener el equilibrio de cargas (ver figura 3), alcalinizando la solución. La absorción de cationes (por ejemplo  $\text{NH}_4^+$ ) produce, por el contrario, una acidificación al liberar la raíz iones  $\text{H}^+$ . Si la planta toma más cationes que aniones, baja el pH y si toma más aniones que cationes, sube el pH.

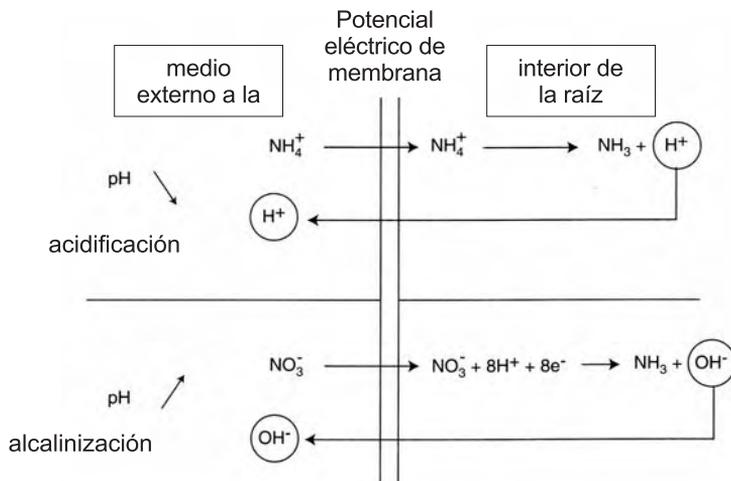


Figura 3: Modificación del pH de la solución nutritiva por mecanismos fisiológicos (Lemaire et al., 1989).

Una cuestión muy importante es la influencia del pH de las especies fosfatadas. El fosfato en una solución puede encontrarse como ácido fosfórico sin disociar ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ), ión dihidrogenofosfato ( $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ), hidrogenofosfato ( $\text{HPO}_4^{2-}$ ) y fosfato ( $\text{PO}_4^{3-}$ ) en función del pH. En la figura 4 se presentan las concentraciones relativas de cada especie fosfatada en función del pH. Se observa cómo a pH 5.5, el 98% de todo el fosfato presente estaría como  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ . A pH 6.5, un 83% está en forma de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  y un 16% como  $\text{HPO}_4^{2-}$ . A pH 7.2, el 50% del fósforo está como  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  y la otra mitad como  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

Si consideramos que los pH extremos en el entorno de las raíces están entre 4 y 9, la raíz tomará bien  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  o  $\text{HPO}_4^{2-}$ . La planta es capaz de tomar ambas formas, pero el ion  $\text{HPO}_4^{2-}$  precipita con el calcio muy fácilmente, disminuyendo el fósforo asimilable. Teniendo en cuenta que siempre habrá calcio presente, el propio del agua de riego y el que se pueda añadir en la solución, la precipitación de  $\text{CaHPO}_4$  puede ser un problema, especialmente cuando se pretende trabajar con altas concentraciones de ambos nutrientes.

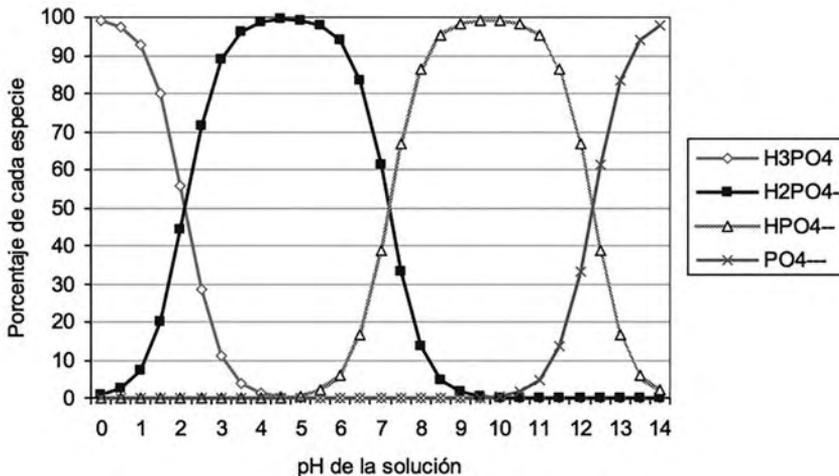


Figura 4: Repartición de las especies fosfatadas en función del pH (Lemaire et al. 1989; De Rijck y Schrevens, 1997).

Además de la interacción entre calcio y fosfatos disponibles, los nutrientes que más se ven afectados por el pH de la solución nutritiva son los microelementos hierro, cobre, cinc y manganeso, que dejan de estar disponibles por la planta a pH mayores de 6.5. Por ello, normalmente estos iones se añaden en forma de quelatos (en especial el hierro), que los hacen disponibles a pH algo más altos.

Aún así, uno de los parámetros más importantes que controlan la estabilidad de los quelatos es el pH, especialmente en el caso del hierro. Por ejemplo, entre los quelatos de hierro más conocidos, el EDTA deja de ser estable a pH mayores de 6 a 6.5, el EDDHA es estable entre 4 y 9 y el DTPA es estable hasta pH 7-7.5. Por otra parte, la estabilidad de todos los quelatos es nula con pH inferiores a 3. En la figura 5 se comparan las estabilidades de varios quelatos de hierro en función del pH de la solución nutritiva. Los quelatos muy estables pueden presentar problemas, al ser la concentración libre de hierro muy baja para ser absorbida fácilmente por las raíces. Por ello, se suele utilizar la mezcla de EDDHA, más estable, y EDTA o DTPA, menos estable. Otra cuestión a tener presente a la hora de elegir un quelato es el pH de la solución en el sustrato, que puede ser diferente al de la solución nutritiva.

Los quelatos de otros metales (Mn, Cu y Zn), normalmente en forma de EDTA, son estables en los pH normales en soluciones nutritivas. De todas formas, la afinidad de los quelatos por estos elementos no es demasiado alta, pudiéndose desplazar por el calcio o el magnesio presente en los suelos.

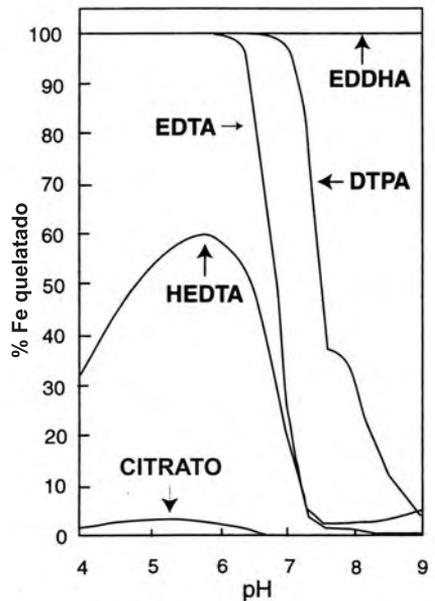


Figura 5. Comparación de la estabilidad de diferentes quelatos de hierro con el pH (Norvell, 1983)

Se tienen dos formas de modificar el pH de la solución nutritiva: la primera orientada a dejar un valor determinado en la solución nutritiva, mientras que la segunda intenta mantener el pH deseado en la solución nutritiva una vez en contacto con la raíz ante las posibles modificaciones puntuales que realiza ésta.

### II.3.1. Equilibrio de las especies carbonatadas

El pH de un agua de riego está definido principalmente por el contenido relativo de bicarbonatos y carbonatos. El paso de carbonato a bicarbonato, de éste a ácido carbónico y que éste pase a  $\text{CO}_2$  está gobernado por el pH (ver figura 6). Este último paso diferencia frente al de las especies fosfatadas. En una solución con altos contenidos de bicarbonatos, el pH de la solución puede cambiar con el tiempo debido a ese  $\text{CO}_2$  disuelto en agua. Suele ser frecuente que el pH suba hasta una unidad desde la adición de ácido en los cabezales hasta que llega la solución a los emisores.

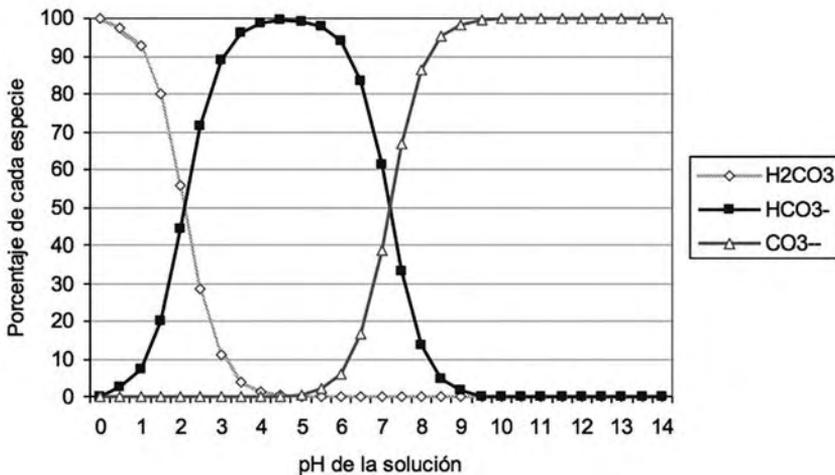


Figura 6: Repartición de las especies carbonatadas en función del pH (Lemaire et al. 1989; De Rijck y Schrevens, 1997).

A efectos prácticos se considera que cuando la concentración de bicarbonatos es de aproximadamente 0.5 mmol/L, el pH de la solución nutritiva está entre 5.5 y 6. En aguas con mayor contenido de carbonatos y bicarbonatos que el deseado, se baja el pH mediante la adición de compuestos ácidos. Para conseguir el pH deseado se añaden tantos meq/L de ácido como meq/L de bicarbonatos haya que destruir. Si el agua tiene una alta cantidad de bicarbonatos (y en algunos casos de carbonatos), la acidificación puede llegar a ser antieconómica o tener problemas de manejo importantes por la adición de los aniones nitrato, fosfato, sulfato o cloruro. Raviv y Lieth (2008) señalan que las aguas con más de 8 meq/L de bicarbonatos son bastante difíciles de manejar a la hora de bajar el pH a valores de 5.5 – 6.0.

En aguas con un contenido de bicarbonatos menor de 0.5 mmol/L, lo cual es muy poco frecuente (salvo aguas desaladas) cualquier adición de un ácido podría hacer que el pH cayera bruscamente, pudiendo ser recomendable la adición de bases (normalmente bicarbonato o hidróxido de potasio o mezclando con una pequeña cantidad de agua con bicarbonatos).

### II.3.2. Relación $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$

Aproximadamente, en condiciones normales, el 70% de los iones absorbidos por la planta corresponde al nitrógeno en sus dos formas. Las plantas absorben el amonio con gran facilidad y selectividad frente a otros cationes. Cuanto más amonio esté presente en la solución nutritiva, menos nitratos se absorben. Esto hace que baje el pH del entorno radicular, al tomar la planta más cationes que aniones (ver figura 3).

Manipulando la relación  $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$  se puede modificar el pH en el entorno radicular en cultivo sin suelo. Subiendo el primero, se logra una acidificación y haciendo lo mismo con el segundo, lo contrario. Estas modificaciones se usan en algunos cultivos que alcalinizan la solución nutritiva como la rosa (subiendo la relación  $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$ ) o en momentos puntuales de

descompensación de la absorción de iones, como el llenado de frutos en melón, por ejemplo (eliminando el  $\text{NH}_4^+$  de la solución). En la figura 7 se observa la evolución del pH de una solución nutritiva en función de la relación  $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$  aportada.

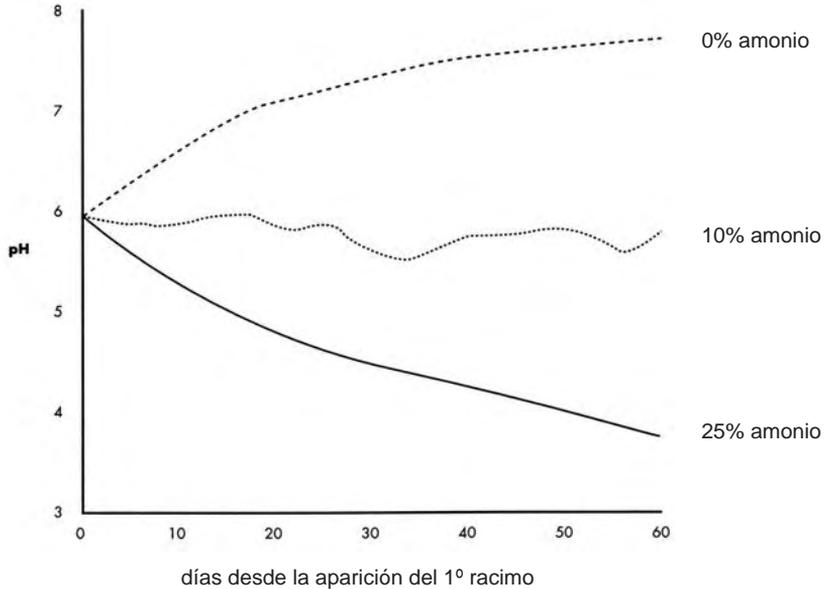


Figura 7: Evolución del pH de una solución nutritiva con diferentes porcentajes de nitrógeno amoniacal sobre el nitrógeno total (Ross, 1998)

Salvo los casos puntuales señalados arriba, se recomienda emplear una relación 1/10 ( $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$ ) en cultivos sin suelo, siempre que las condiciones de luminosidad sean altas. El valor de la relación  $\text{NH}_4^+/\text{NO}_3^-$  en cultivo en suelo puede subir hasta 1/2 en cultivos hortícolas con fruta o valores mayores en otras condiciones y cultivos. De todas formas, hay que tener en cuenta que el exceso de amonio es tóxico para la planta (salvo en algunas especies como el arándano, donde los problemas de toxicidad son debidos al nitrato).

Por otra parte, el amonio es un antagonista del potasio y del calcio, influyendo de forma negativa en la calidad de la fruta en cultivos como el tomate o la fresa y en la aparición de carencias de ese último elemento como la necrosis apical o el tip-burn. Los problemas con las altas cantidades de  $\text{NH}_4^+$  se agravan con altas temperaturas en la raíz.

#### **II.4. Temperatura de la solución nutritiva.**

La temperatura influye por una parte en la capacidad de absorción de agua y nutrientes. Temperaturas muy altas o muy bajas provocan un menor crecimiento de las raíces. Por debajo de  $12^\circ\text{C}$ , la absorción de iones por las raíces de tomate o de pepino se ve muy limitada. Por encima de  $29^\circ\text{C}$ , la absorción se vuelve a ver limitada. En cultivos sensibles como el pepino, temperaturas de la raíz por debajo de  $8^\circ\text{C}$  dificultan incluso el flujo de agua hacia el resto de la planta.

Por otra parte, la temperatura es el factor más importante en la solubilidad del oxígeno (Tabla 7). En medios con baja aireación, tanto sustratos como suelos, y muy especialmente en cultivos en agua (NFT, NGS, etc) una parte importante de la demanda del oxígeno viene dada por esa fracción soluble. Se suele considerar un valor de 9 ppm de  $\text{O}_2$  disuelto para la mayoría de las especies. La temperatura de la solución puede ser un problema en ese tipo de cultivos donde puede ser necesario hasta un sistema de refrigeración en verano.

<b>TABLA 7: Relación entre la temperatura del agua y el oxígeno disuelto (altura nivel del mar, agua pura).</b>	
Temperatura	Oxígeno disuelto (mg/L)
10	11,3
15	10.1
20	9.1
25	8.3
30	7.6
35	7.0



### III. FERTILIZANTES

Los fertilizantes usados en la elaboración de soluciones nutritivas deben tener como característica fundamental su solubilidad. En la etiqueta tienen que especificarse las denominaciones “cristalino soluble” o “soluble para fertirrigación”. La elección de los abonos para confeccionar una solución nutritiva dada depende de cuatro factores principales:

1. La disponibilidad de ese fertilizante para el agricultor.
2. El agua disponible en función de sus características químicas.
3. El mejor ajuste posible en la solución nutritiva en la que se vaya a trabajar
4. El precio del fertilizante.



Figura 8: Sacos de diferentes abonos utilizados en fertirrigación

#### III.1. Fertilizantes que aportan macronutrientes

Los abonos que contienen los macroelementos y que suelen usarse en fertirrigación vienen listados en la tabla 8, con su composición química, su peso molecular y su reacción en disolución (ácida o alcalina). En la tabla se han incluido tanto el cloruro potásico como el cálcico. En algunos casos puntuales, el uso de  $KCl$  y  $CaCl_2$  puede ayudar bastante en la confección de soluciones nutritivas, en cultivos no sensibles al cloruro, como el tomate y otras solanáceas y en aguas con bajo contenido de  $Cl^-$  (como podrían ser las aguas de galería de Tenerife). Sin embargo, estos fertilizantes no son usados prácticamente en la confección de soluciones nutritivas en España pero sí en otros países como Holanda o Inglaterra.

Como expresan las fórmulas siguientes, si se tiene la concentración de un fertilizante en mmol/L, multiplicándola por la masa molecular se calculan los mg/L de fertilizante puro.

$$\text{mmol/L} \cdot \text{Valencia} = \text{meq/L fertilizante}$$

$$\text{mmol/L} \cdot \text{M. molecular} = \text{mg/L}$$

$$3.5 \text{ mmol K}_2\text{SO}_4 \cdot 2 = 7 \text{ meq/L K}_2\text{SO}_4$$

$$3.5 \text{ mmol K}_2\text{SO}_4 \cdot 174.3 = 610.1 \text{ mg/L}$$

**TABLA 8: Fertilizantes simples usados para realizar soluciones nutritivas**

Fertilizante	Fórmula química	M. molecular g/mol	Reacción
Ácido nítrico	HNO <sub>3</sub>	63.0	ácida
Nitrato cálcico	5Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ·10H <sub>2</sub> O·NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	1080.5 / 216.1*	ácida
Nitrato potásico	KNO <sub>3</sub>	101.0	ácida/alcalina
Nitrato amónico	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	80.0	ácida
Nitrato de magnesio	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O	256.3	ácida
Sulfato amónico	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	132.0	ácida
Fosfato monoamónico	NH <sub>4</sub> H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	115.0	ácida
Urea fosfato	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> ·(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO	158.1	ácida
Ácido fosfórico	H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	98.0	ácida
Fosfato monopotásico	KH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	136.1	ácida
Sulfato potásico	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	174.3	ácida/alcalina
Cloruro potásico	KCl	74.6	alcalina
Epsonita**	MgSO <sub>4</sub> ·7H <sub>2</sub> O	246.3	neutro
Cloruro cálcico	CaCl <sub>2</sub> ·6H <sub>2</sub> O	219.0	alcalina
Urea	(NH <sub>2</sub> ) <sub>2</sub> CO	60.1	alcalina

\*: Masa molecular referida a 5 átomos de Calcio / Masa molecular referida a 1 átomo de Calcio

\*\* : el MgSO<sub>4</sub>·H<sub>2</sub>O (kieserita) es muy poco soluble

En la tabla 8 está la fórmula molecular del fertilizante nitrato de calcio, que contiene, además de agua de cristalización, nitrato amónico, suministrando por cada mmol de fertilizante, 5 de calcio, 11 de nitrato y 1 de amonio. El peso molecular sería de 1080.5, referido a una molécula con 5 átomos de calcio y de  $1080.5 / 5 = 216.1$ , referida a 1 átomo de calcio.

4 mmol/L Ca como nitrato de calcio =  $4 \cdot 216.1 = 864$  mg/L nitrato de calcio

$$4 \text{ mmol/L Ca} = 4 \cdot \frac{1}{5} = 0.8 \text{ mmol/L NH}_4^+$$

$$4 \cdot \frac{11}{5} = 8.8 \text{ mmol/L NO}_3^-$$

Si lo expresamos como riquezas en nutrientes, esto supone que del 15.5% de N que contiene el fertilizante, un 14.4% es nitrógeno nítrico y un 1.1% amoniacal, además de presentar un 27% de CaO.

Si se desea aportar una cantidad de 4 mmol/l de Ca a una solución nutritiva (lo que es normal para muchas de nuestras aguas), que pasado a óxido de calcio como se explicó en la página 6, da una cantidad de 224.3 mg/l de CaO, se tendrían los siguientes aportes de nutrientes:

$$224.3 \text{ mg/L CaO} = \frac{14.4}{27} 224.3 \cdot = 119.6 \text{ mg/L N-NO}_3^-$$

$$224.3 \cdot \frac{1.1}{27} = 9.13 \text{ mg/L N-NH}_4^+$$

Si no se tuviera en cuenta el contenido de amonio del nitrato cálcico, no se contabilizarían en este ejemplo 0.8 mmol/l de  $\text{NH}_4^+$ . Esta concentración de amonio es suficiente en muchas ocasiones en cultivos sin suelo. Sin embargo, en cultivo en suelo, este valor de amonio suele considerarse despreciable.

Para el cálculo de soluciones nutritivas en suelo deben conocerse las riquezas en N,  $\text{P}_2\text{O}_5$  y  $\text{K}_2\text{O}$  de las sales simples, al venir las necesidades de abono en esta forma. En la tabla 9 vienen reflejadas las riquezas en nitrógeno (como nitrógeno amoniacal y nítrico), fósforo y potasio de los principales fertilizantes simples usados en fertirrigación. Además de las sales simples, existen muchos abonos complejos altamente solubles que se

pueden utilizar para la confección de soluciones nutritivas, con distintas riquezas de N,  $P_2O_5$  y  $K_2O$ . La elección del equilibrio entre N,  $P_2O_5$  y  $K_2O$  dependerá fundamentalmente del estado de desarrollo del cultivo.

Muchos de los complejos suelen venir formulados con magnesio (expresados como MgO) y con microelementos. La incorporación de magnesio se suele deber a que los abonos se formulan teniendo en cuenta las características de suelos y aguas de la Península, donde suele haber mucho calcio y poco magnesio. En otros casos, se formulan para cultivos exigentes en este elemento.

En zonas como Canarias, donde las aguas normalmente vienen con niveles de magnesio suficientes incluso para cultivos exigentes, este nutriente en los complejos no es un elemento tan importante. Debe disponerse, bien de una fuente complementaria de calcio (normalmente nitrato de calcio) o buscar complejos con calcio (expresado como CaO). En este caso, la oferta de complejos con calcio es limitada.

El uso de fertilizantes complejos, relativamente común en suelo, no es nada frecuente en cultivos sin suelo al no existir formulaciones adecuadas. Casi todos los fertilizantes complejos tienen una parte del nitrógeno en forma amoniacal y amídica (procedente de urea) que oscila normalmente entre un 30 y un 70% del total. Esto hace muy difícil el ajuste de la relación  $NH_4^+/NO_3^-$  en cultivo sin suelo. Sin embargo, en el caso de



Figura 9: Etiqueta con las riquezas de un fertilizante

cultivo en suelo, el uso de fertilizantes complejos facilita mucho la confección de soluciones nutritivas, sobre todo en explotaciones pequeñas y con equipos de fertirrigación sencillos.

La urea no se usa en fertirrigación, salvo en momentos muy determinados y en algunos cultivos (como la platanera). Este abono tiene una desventaja cuando se trabaja con automatismos de fertirrigación, ya que

no aumenta la CE de la solución, por lo que no podría inyectarse en función de este parámetro. Sin embargo, la urea aumenta el potencial osmótico de la solución del suelo y por lo tanto dificulta la absorción de agua como otras sales. Por otra parte, debe tenerse un especial cuidado con los antagonismos entre el amonio que se forma tras la aplicación de la urea y el resto de cationes.

**TABLA 9: Riquezas usuales de los fertilizantes usados para aportar nitrógeno, fósforo y potasio**

Fertilizante	% N			% P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	% K <sub>2</sub> O	% otros
	total	nitróico	amoniacal			
Ácido nítrico	12-12.5*	12-12.5	0	0	0	0
Nitrato cálcico	15.5	14.4	1.1	0	0	27 CaO
Nitrato potásico	13	13	0	0	46	0
Nitrato amónico	33.5	16.75	16.75	0	0	0
Nitrato de magnesio	11	11	0	0	0	15.7 MgO
Sulfato amónico	21	0	21	0	0	22 S
Fosfato monoamónico	12	0	12	60	0	0
urea fosfato	18	0	18**	44	0	0
ácido fosfórico	0	0	0	44-72*	0	0
Fosfato monopotásico	0	0	0	52	34	0
Sulfato potásico	0	0	0	0	50	18 S
Cloruro potásico	0	0	0	0	60	50 Cl
Urea	46	0	46**	0	0	0

\*variable en función de la densidad y riqueza

\*\*procedente de urea

Si se van a añadir a una solución nutritiva 100 mg/l de P como urea fosfato, se necesitaría la siguiente cantidad de abono, que además aportaría una cierta concentración de nitrógeno.

$$100 \text{ mg/l P} \cdot \frac{70.97}{30.97} = 229 \text{ mg/l P}_2\text{O}_5 \quad = 229 \cdot \frac{100}{44} = 521 \text{ mg/L urea fosfato} \quad 521 \cdot \frac{18}{100} = 94 \text{ mg/L N-NH}_4^+$$

### III.2 Acidificación de soluciones nutritivas

En el caso que se deba bajar el pH se usan compuestos ácidos. Los ácidos propiamente dichos (normalmente ácido nítrico y ácido fosfórico, en menor medida ácido sulfúrico) se presentan comercialmente como líquidos de riqueza y densidad variable. En la tabla 10 hay un listado de alguno de los diferentes ácidos comerciales con su riqueza y densidad.

<b>TABLA 10: Riqueza y densidad de algunos ácidos comerciales usados en fertirrigación</b>			
Ácido	Riqueza en nutriente (N o P <sub>2</sub> O <sub>5</sub> )	Riqueza en ácido	Densidad
	% (peso)		g/cm <sup>3</sup>
Ácido fosfórico	52	72	1.59
	54	75	1.57
	56	77	1.60
	57	78	1.61
	58	80	1.63
	59	82	1.65
	62	85	1.69
	72.4	100	1.87
Ácido nítrico	12	56	1.33
	12.5	60	1.34
Ácido sulfúrico	--	98	1.80

Cuando se habla de riqueza, puede hacerse como porcentaje en peso de nutriente (% N o % P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) o como porcentaje en peso de ácido puro. El porcentaje de ácido puro es imprescindible para poder calcular la cantidad de bicarbonatos a destruir. La cantidad de bicarbonatos que destruye un ácido determinado vendrá dada por la riqueza en ácido puro y por la valencia. Así, Alarcón (1998) señala las siguientes equivalencias (entre paréntesis se indica el porcentaje de ácido puro):

1 cm<sup>3</sup> /L H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (75%) → Neutraliza 12.1 mmol/L de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

1 cm<sup>3</sup> /L HNO<sub>3</sub> (59%) → Neutraliza 12.7 mmol/L de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

1 cm<sup>3</sup> /L H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (98%) → Neutraliza 36.8 mmol/L de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>.

La valencia en este caso sería equivalente al número de mmol/L de bicarbonatos destruidos por cada mmol/L de ácido añadido. Esta valencia depende principalmente del número de iones hidrógeno que reaccionan. En el caso del ácido nítrico y del sulfúrico, la reacción es rápida y completa: La valencia del ácido nítrico es 1: por cada mmol/L de HNO<sub>3</sub> aportado se neutraliza un mmol/L de bicarbonato. La valencia del ácido sulfúrico es 2: por cada mmol/l de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> aportado se neutralizan 2 mmol/L de bicarbonatos.

La valencia del ácido fosfórico es dependiente del pH final de la solución nutritiva (ver figura 5). A efectos prácticos, se considera 1 para los cálculos de soluciones nutritivas en cultivos sin suelo, donde el pH se regula 5,5-6.0. En la figura 5 se observa como que a esos valores de pH, un 98% del fosfato total está como H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Esto significa que el ácido ha cedido aproximadamente sólo un protón, luego su valencia es 1. Cuanto más aumente el pH de la solución nutritiva, mayor proporción de HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> habrá. A pH 7, hay un 40% de HPO<sub>4</sub><sup>2-</sup> y un 60% de H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub><sup>-</sup>, lo que supondría una valencia de 1.4, aproximadamente.

Teniendo la concentración de ácido puro en mg/L, que dividido por la riqueza en tanto por uno, se obtienen los mg de ácido comercial por litro, que dividido por la densidad en g/cm<sup>3</sup>, da los cm<sup>3</sup> de ácido comercial por litro de solución nutritiva a aportar. Los pasos más frecuentes se dan en las siguientes fórmulas:

$$\frac{\text{meq / l ácido}}{\text{valencia}} = \text{mmol/ L ácido}$$

$$\text{mmol/L ácido} = \frac{\text{mg / l ácido}}{\text{M.molecular}}$$

$$\frac{\text{mg / l}}{10 \cdot \text{densidad} \cdot \text{riqueza}} = \text{L ácido comercial por 1000 L de solución nutritiva.}$$

$$\frac{\text{meq / l ácido} \cdot \frac{\text{M.molecular}}{\text{valencia}}}{10 \cdot \text{riqueza} \cdot \text{densidad}} = \text{L ácido comercial por 1000 L de solución nutritiva}$$

Calcular la cantidad de ácido nítrico (60% peso) necesario para neutralizar 3 meq/L de bicarbonatos :

Para neutralizar 3 meq/L de bicarbonatos hacen falta 3 meq/L de ácido nítrico

$$3 \text{ meq/L HNO}_3 / 1 = 3 \text{ mmol/L HNO}_3; \quad 3 \text{ mmol/L} \cdot 63 = 189 \text{ mg/L HNO}_3 \text{ puro}$$

$$\frac{189}{10 \cdot 60 \cdot 1.34} = 0.235 \text{ cm}^3 \text{ ácido comercial / L de solución nutritiva} = 0.235 \text{ L/m}^3 \text{ de solución nutritiva}$$

Algunas aguas de riego tienen carbonatos. Esto supone un aporte extra de ácido, ya que, en primer lugar, esos carbonatos pasan a bicarbonatos. Para eliminar 1 meq/L de carbonatos son necesarios 2 meq/L de ácido.

En algunos casos (aguas muy alcalinas), la acción conjunta de los ácidos nítrico y fosfórico no es capaz de llevar el pH al valor deseado, respetando las concentraciones prefijadas de nutrientes. Una solución podría ser el uso de otros ácidos, como el clorhídrico o el sulfúrico.

La utilización de ácidos concentrados es un factor de riesgo laboral muy importante por dos razones: su poder corrosivo, y la emisión de vapores tóxicos (especialmente el ácido nítrico). Deben seguirse las directrices sobre su manejo y almacenamiento, teniendo especial cuidado en el uso de EPIs para evitar el contacto con ojos, con la piel y la inhalación de los gases, rotulación pertinente, medidas de control de derrames, etc.



Figura 10: Envases de 25 litros de ácido fosfórico

Además de los ácidos propiamente dichos, algunos otros abonos pueden ayudar a bajar el pH. Hay distintas sales, que al ionizarse, provocan una cierta variación del pH. En aguas alcalinas se deben usar preferentemente abonos de reacción ácida (ver Tabla 8), que ayuden a mantener el pH en los niveles deseados. El abono sólido con mayor influencia sobre el pH es la urea fosfato. Este fertilizante neutraliza aproximadamente 0.6 mmol/l de  $\text{HCO}_3^-$  por cada 100 mg/l de abono.

Si se aportan 50 mg/l de P como urea fosfato, se neutralizaría la siguiente cantidad de bicarbonatos:

$$50 \text{ mg/l P} \cdot \frac{70.97}{30.97} = 115 \text{ mg/l P}_2\text{O}_5 \quad = 115 \cdot \frac{100}{44} = 261 \text{ mg/l urea fosfato} \quad 261 \cdot \frac{0.6}{100} = 1.6 \text{ mmol/l HCO}_3^-$$

El tope de bicarbonatos neutralizables con urea fosfato es la cantidad máxima de fósforo que se va a añadir. La urea fosfato no se usa en cultivos sin suelo, debido a la alta cantidad de nitrógeno amídico que suministraría a la solución nutritiva.

Además de la urea fosfato, tanto el fosfato monopotásico como el monoamónico tienen una actividad acidificante marcada, aunque no cuantificable en la medida del primer abono. El resto de fertilizantes tienen una influencia muy débil sobre el pH. Por otra parte, hay abonos como el nitrato potásico y el sulfato potásico, que se presentan comercialmente en las dos formas, alcalina y ácida.

### **III.2. Abonos con microelementos**

Con respecto a los microelementos, existen dos opciones, el uso de sales simples que contienen uno de los elementos o, lo que es más frecuente, de preparados comerciales de uno o varios elementos con unas concentraciones dadas, donde los microelementos, salvo el boro y el molibdeno vienen como quelatos. En el caso del hierro, no se deben usar las sales, ya que el metal sin quelatar precipita muy rápidamente en la solución nutritiva y aún más rápido en el suelo.

En la tabla 11 se presentan los fertilizantes más usados para aportar microelementos. La riqueza de los quelatos varía normalmente entre los límites dados en la tabla, aunque se pueden encontrar concentraciones menores.

<b>TABLA 11. Fertilizantes usados para realizar soluciones nutritivas. Microelementos</b>		
Elemento	Fertilizante	Riqueza (% elemento)
Boro	tetraborato de sodio ( $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ )	11
	ácido bórico ( $\text{H}_3\text{BO}_3$ )	21
Cobre	sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ )	25
	quelato (EDTA)	8-14
Manganeso	sulfato de manganeso ( $\text{MnSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ )	32
	quelato(EDTA)	6-12
Hierro	quelato (EDTA)	5-13
	quelato (DTPA)	5-7
	quelato (EDDHA y derivados)	5-7
Cinc	sulfato de cinc ( $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ )	25
	quelato (EDTA)	5-15
Molibdeno	molibdato de sodio ( $\text{Na}_2\text{MoO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ )	40
	heptamolibdato amónico ( $(\text{NH}_4)_6\text{Mo}_7\text{O}_{24}$ )	58

El uso de preparados con varios elementos, conocidos a veces como “combis”, facilita la elaboración de la solución nutritiva (al evitar hacer tantas pesadas como microelementos), aunque puede ser poco flexible en cultivos con necesidades muy específicas o en problemas puntuales con un solo microelemento. Normalmente los microelementos suelen venir como quelatos o similares.

La riqueza de las sales es mucho mayor que la de los quelatos. Sin embargo, suele ser más difícil conseguir las sales y la elaboración de la solución nutritiva con éstas es más complicada. En función del pH del suelo o del sustrato, puede ser que los microelementos aportados como sales precipiten. Por otra parte, la concentración de microelementos puede ajustarse a las condiciones específicas del cultivo con el uso de sales.

Una cosa importante a tener en cuenta en los formulados comerciales con microelementos es el tipo de quelato. Uno de los parámetros más importantes que controlan la estabilidad de los quelatos es el pH, especialmente en el caso del hierro. En la figura 4 se comparan las estabilidades de varios quelatos de hierro en función del pH de la solución nutritiva.



Figura 11: Estabilidad de diferentes quelatos con una misma solución nutritiva

A la hora de elegir el quelato debe tenerse además en cuenta el sustrato. Hay quelatos que se descomponen en el suelo, como el DTPA, que tienen más afinidad por otros cationes que por el hierro, como el EDTA, o que reaccionan con la materia orgánica, como el EDDHA.

## IV. CÁLCULO DE LA SOLUCIÓN NUTRITIVA

El cálculo de la solución nutritiva se suele hacer en dos partes: ajuste de macroelementos y ajuste de microelementos. Normalmente, en cultivos sin suelo, si bien los requerimientos de macroelementos vienen dados en mmol/L o meq/L, los de microelementos se expresan en mg/L o en  $\mu\text{mol/L}$ . En soluciones para cultivo en suelo, normalmente no suelen existir unos requerimientos marcados de microelementos, ya que dependen mucho del tipo de suelo con el que se esté trabajando.

En ambos casos, una vez calculados los aportes de iones hay que comprobar que no haya problemas de precipitación en la solución nutritiva. Además se debe tener una idea de la CE aproximada de la solución nutritiva, para que en caso que no coincida con la CE consigna, realizar los ajustes necesarios.

### IV.1 Ajuste de los macroelementos en cultivos en suelo

Como se ha dicho anteriormente, en cultivo en suelo, se suele partir para calcular una solución nutritiva son el equilibrio entre nutrientes (nitrógeno, fósforo, potasio y normalmente calcio) y una concentración de fertilizantes máxima.

#### **IV.1.1. Elección de la concentración de fertilizantes**

La concentración máxima de sales se calcula a partir de la conductividad del agua de riego y de la conductividad a la que se desea regar el cultivo. Así, un nivel máximo de CE sin mermas de producción en aguacate se podría ser  $1000 \mu\text{S/cm}$  (ver tabla 6). A veces, en aguas de mala calidad, se supera el valor límite sin mermas de producción. En algunos casos, es asumible la pérdida de producción y en otros casos no lo es, por lo que debe bajarse la CE de consigna y explorar otras formas de aportar los nutrientes, como puede ser subir los aportes de materia orgánica, teniendo en cuenta su riqueza en nutrientes.

Si un agua disponible para riego de aguacate tiene una CE de 750  $\mu\text{S}/\text{cm}$  y se quiere regar con ese valor,  $1000 - 750 = 250$   $\mu\text{S}/\text{cm}$  sería la CE “disponible” o “máxima” para la aportación de fertilizantes

Multiplicando la CE por un factor de 0.85 (factor a usar cuando las sales que suben la CE son abonos) (ver apartado IV.4.2), se tiene una estima de la cantidad total de fertilizantes en mg/L. Así tenemos  $250 \cdot 0.85 = 213$  mg/L = **0.21 g/L**. Esta cantidad es el aporte máximo de fertilizantes a añadir.

Si el agua tuviera una CE de 1200  $\mu\text{S}/\text{cm}$ , y con el aporte de abono anterior, se estaría regando con 1450  $\mu\text{S}/\text{cm}$  (agua + abono), y se estaría por debajo del 75% de la producción potencial (ver tabla 6).

Por otra parte, para saber la cantidad mínima de abono, hay que ir a las necesidades totales por campaña y tener una idea del consumo de agua de la parcela. Hay varias recopilaciones de necesidades totales por campaña de distintos cultivos, entre que podría destacarse la del Ministerio de Agricultura (Ministerio de Medio Ambiente y Medio Rural y Marino, 2010). Otra posibilidad sería mediante el conocimiento de las extracciones de cosecha y el consumo de agua, que también darían una idea de las necesidades mínimas. En la publicación anteriormente dicha también hay una recopilación de estos valores.

Si tenemos unos consumos medios de una hectárea de platanera en riego localizado de 490 kg de nitrógeno, 140 kg de  $\text{P}_2\text{O}_5$  y 610 kg de  $\text{K}_2\text{O}$  y un consumo medio de 9752  $\text{m}^3/\text{ha}$ , que corresponderían a datos para cultivo en invernadero de la zona sur (Dominguez y Nogueroles, 2012) y escogemos unos abonos normales en la zona (nitrato amónico, fosfato monoamónico y nitrato potásico), tendríamos:

140 kg  $P_2O_5$  = 233 kg fosfato monoamónico que aportan además 28 kg de N

610 kg  $K_2O$  = 1326 kg de nitrato potásico que aportan además 172 kg de N.

490 – 172 – 28 = 290 kg N = 866 kg de nitrato amónico.

233 kg fosfato monoamónico + 1326 kg nitrato potásico + 866 kg nitrato amónico  
= 2425 kg abono

2425 kg / 9752 m<sup>3</sup> = **0.248 kg/m<sup>3</sup> = 248 mg/L** Sería la concentración media de abono durante el año.

#### IV.1.2. Cálculo de soluciones nutritivas mediante sistemas de ecuaciones

Una forma de calcular las soluciones nutritivas para suelo sería mediante un sistema de ecuaciones, determinando la cantidad de cada fertilizante a aportar. Si se desean controlar tres parámetros (cantidad total de abono, y relaciones N/ $P_2O_5$  y N/ $K_2O$ , con lo que se logra controlar el equilibrio N :  $P_2O_5$  :  $K_2O$ ) deben elegirse 3 abonos. Si se desearan controlar 6 parámetros (por ejemplo, cantidad total de abono, relaciones N/ $P_2O_5$ , N/ $K_2O$  y N/CaO, neutralización de bicarbonatos y relación nitrógeno amoniacal –nitrógeno nítrico) deberían elegirse 6 abonos.

Para la resolución de sistemas de ecuaciones se pueden utilizar complementos para la aplicación Excel como “Solver”, que permiten trabajar hasta 5 ecuaciones con 5 incógnitas. Existen también otras herramientas “on line” que permiten la resolución de sistemas de ecuaciones.

Como primer ejemplo se va a tomar un agua en que no es necesario neutralizar bicarbonatos y en que no se tienen en cuenta los aportes de nutrientes del agua de riego. Se ha decidido que se quiere fertirrigar con 500 mg/L de un equilibrio 1 : 0.5 : 2 : 0.33(CaO). El proceso sería el siguiente:

Elección de los abonos. En principio, se van a usar los fertilizantes más comunes: fosfato monoamónico, nitrato potásico, nitrato cálcico y nitrato amónico.

Cálculo de las cantidades de abono: Se han elegido cuatro abonos. Normalmente éste será el número normal de fertilizantes que se usarán (un fertilizante que aporte principalmente potasio, otro fósforo, otro potasio, otro calcio o magnesio y en algunos casos un último que complete las necesidades de nitrógeno). Tenemos pues que plantear un sistema de 4 ecuaciones con 4 incógnitas (tantas ecuaciones como abonos). Llamando:

x: concentración de nitrato cálcico                      y: concentración de fosfato monoamónico

z: concentración de nitrato potásico                      t: concentración de nitrato amónico

Las concentraciones de los fertilizantes se dan en mg/L.

Se podrían formular las siguientes ecuaciones:

La primera ecuación, dependiente de la concentración total de fertilizantes, es obvia:

$$(I) \quad x+y+z+t=500$$

En otras ecuaciones colocamos los equilibrios:

El equilibrio  $P_2O_5/N$  es 0.5. Colocamos la suma de los abonos que contienen nitrógeno, multiplicados por su riqueza, partida por la suma de los abonos que contienen fósforo.

$$\frac{0.155x + 0.12y + 0.13z + 0.335t}{0.60y} = \frac{1}{0.5}; \quad 0.155x + 0.12y + 0.13z + 0.335t = 1.2y$$

$$(II) \quad 0.155x - 1.08y + 0.13z + 0.335t = 0$$

La siguiente ecuación se refiere al equilibrio  $N/K_2O$ , en este caso 2:

$$\frac{0.155x + 0.12y + 0.13z + 0.335t}{0.46z} = \frac{1}{2}; \quad 0.155x + 0.12y + 0.13z + 0.335t = 0.23z$$

$$(III) \quad 0.155x + 0.12y - 0.10z + 0.335t = 0$$

La cuarta ecuación se basa en el equilibrio CaO/N, en este ejemplo, 0.33.

$$\frac{0.155x + 0.12y + 0.13z + 0.335t}{0.27x} = \frac{1}{0.33} ; 0.155x + 0.12y + 0.13z + 0.335t = 0.81x$$

$$(IV) -0.655x + 0.12y + 0.13z + 0.335t = 0$$

El sistema de ecuaciones queda como sigue:

$$\begin{array}{rccccr} 1x & +1y & +1z & +1t & =500 \\ 0.155x & -1.1y & +0.13z & +0.335t & =0 \\ 0.155x & +0.12y & -0.10z & +0.335t & =0 \\ -0.655x & +0.12y & +0.13z & +0.335t & =0 \end{array}$$

Al resolver el sistema de ecuaciones quedan las siguientes cantidades de abono. Se comprueba en el cuadro, calculando los aportes de nutrientes, que se han cumplido con las condiciones de la solución nutritiva.

Fertilizante	concentración (mg/L)				
	Fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Nitrato cálcico	<b>90</b>	14	0	0	24
Fosfato monoamónico	<b>60</b>	7	36	0	0
Nitrato potásico	<b>318</b>	41	0	146	0
Nitrato amónico	<b>32</b>	11	0	0	0
Totales	500	73	36	146	24
Equilibrio		1	0.5	2	0.33

Esta fórmula contiene un 83% de nitrógeno nítrico (41 mg/l procedentes del nitrato potásico, 14 del nitrato de calcio, así como la mitad de los 11 mg/l del nitrato amónico).

Cambiando los abonos que entran en la fórmula, se puede llegar a una solución igualmente válida, aunque probablemente varíe la proporción entre nitrógeno nítrico y amoniacal. Hay siempre que recalcular y tomar la decisión agronómica de aceptar o no los cambios.

Si en el ejemplo anterior, no aportamos nitrato amónico, ya que supone sólo un 5% del total de aporte, y el N aportado (11 mg/l) lo aportamos como nitrato cálcico:

11 mg/L de N que venían del nitrato amónico = 71 mg/L más de nitrato cálcico

Fertilizante	concentración (mg/L)				
	fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Nitrato cálcico	<b>161</b>	25	0	0	43
Fosfato monoamónico	<b>61</b>	7	36	0	0
Nitrato potásico	<b>318</b>	41	0	146	0
Totales	572	73	36	146	43
Equilibrio		1	0.5	2	0.6

La CE ha subido ligeramente así como la cantidad de calcio aportada. El aporte de N nítrico es del 90%.

En algunos casos, la concentración de uno de los abonos resulta ser negativa. Esto suele ocurrir cuando hay demasiados abonos que aporten el mismo elemento. El caso más normal es el nitrógeno. Este hecho se puede solucionar cambiando algunos de los abonos (por ejemplo, sustituyendo nitrato potásico por sulfato potásico se disminuye el número de fertilizantes que aportan nitrógeno).

Lo normal en nuestras aguas, consiste en tener que neutralizar una serie de bicarbonatos con ácido. El uso de ácido nítrico y/o fosfórico con ese fin, supone que hay que tener en cuenta el aporte de N y/o P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> procedente de esos compuestos en el cálculo.

Se toma como segundo ejemplo un agua en la que deben neutralizarse 3 meq/L de bicarbonatos, con un equilibrio 1 : 1.5 : 1 : 0.25 (CaO) a una concentración de 700 mg/L.

Como primer supuesto, se usará ácido fosfórico y nítrico para eliminar esa cantidad de bicarbonatos, optando por neutralizar con el primer ácido 2 meq/L y el resto de bicarbonatos con el otro. En el sistema de ecuaciones debe tenerse en cuenta que las cantidades de nutrientes procedentes de los ácidos están fijas. Por otra parte, a la hora de tener en cuenta la cantidad total de sólidos disueltos, hay que restar la cantidad de bicarbonatos destruidos. Los abonos elegidos, además de los ácidos, son:

x: concentración de nitrato cálcico    y: concentración de fosfato monopotásico  
z: concentración de nitrato potásico    t: concentración de nitrato amónico

En primer lugar se calcula la cantidad de ácidos que deben aportarse. Suponiéndole al ácido fosfórico una valencia de 1.5 (1.5 hidrógenos útiles por cada molécula de ácido) para un pH de 6.5:

$$2 \text{ meq/l HCO}_3^- = 2 \text{ meq/l H}_3\text{PO}_4 = \frac{2 \cdot 98}{1.5} = 131 \text{ mg/l H}_3\text{PO}_4 \text{ puro}$$

Si el ácido aportado es de una riqueza del 75% (56% en P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>) y una densidad de 1.6 g/cm<sup>3</sup>:

$$131 \cdot \frac{100}{75} = 175 \text{ mg/l H}_3\text{PO}_4 \text{ 75\% que corresponden a } 98 \text{ mg/l de P}_2\text{O}_5.$$

En cuanto al ácido nítrico:

$$1 \text{ meq/l HCO}_3^- = 1 \text{ meq/l HNO}_3 = 1 \cdot 63 = 63 \text{ mg/l HNO}_3 \text{ puro}$$

Si el ácido aportado es de una riqueza del 60% (12.5% en N) y una densidad de 1.4 g/cm<sup>3</sup>:

$$63 \cdot \frac{100}{60} = 105 \text{ mg/l HNO}_3 \text{ 60\% que corresponden a } 13 \text{ mg/l de N.}$$

El sistema de ecuaciones queda como sigue:

En la primera ecuación hay que restarle a la cantidad de sales aportadas, los bicarbonatos destruidos. Las cantidades de ácido, ya calculadas, son fijas.

$$x+y+z+t+63 \text{ (mg/l HNO}_3\text{)}+131 \text{ (mg/l H}_3\text{PO}_4\text{)}-184 \text{ (mg/l HCO}_3^- \text{ destruidos)}= 700$$

$$(I) \ x+y+z+t=690$$

En las otras ecuaciones colocamos los equilibrios:

El equilibrio N/P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> es 1.5. Realizamos la misma técnica que en el caso anterior (suma de los abonos/suma de los abonos que contienen P. En el numerador se coloca la cantidad fija de nitrógeno suministrada por el ácido nítrico ya calculada, y en el denominador, la de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> procedente del ácido fosfórico.

$$\frac{0.155x + 0.13z + 0.335t + 13}{0.52y + 98} = \frac{1}{1.5} ; (II) \ 0.155x-0.35y+0.13z+.335t=52.3$$

La tercera ecuación se basa en el equilibrio N/K<sub>2</sub>O:

$$\frac{0.155x + 0.13z + 0.335t + 13}{0.34y + 0.46z} = 1; (III) \ 0.155x-0.34y-0.33z+0.335t=-13$$

En la cuarta ecuación se trabaja con el equilibrio CaO/N.

$$\frac{0.155x + 0.13z + 0.335t + 13}{0.27x} = 4; (IV) \ -0.925x+0.13z+0.335t=-13$$

El sistema de ecuaciones queda como sigue:

1x	+1y	+1z	+1t=690
0.155x	-0.35y	+0.13z	+0.335t=52.3
0.155x	-0.34y	-0.33z	+0.335t=-13
-0.925x	+0y	+0.13z	+0.335t=-13

Al resolver el sistema de ecuaciones quedan las siguientes cantidades de abono (al sumar las concentraciones de nitrato cálcico, fosfato monopotásico, nitrato potásico y nitrato amónico tiene que dar los 690 mg/L de la primera ecuación):

fertilizante	concentración (mg/L)				
	fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Ácido nítrico	<b>63</b>	13	0	0	0
Ácido fosfórico	<b>131</b>	0	98	0	0
Nitrato cálcico	<b>121</b>	19	0	0	33
Fosfato monopotásico	<b>186</b>	0	97	63	0
Nitrato potásico	<b>146</b>	19	0	67	0
Nitrato amónico	<b>238</b>	80	0	0	0
Totales	680	131	195	130	33
Equilibrio		1	1.5	1	0.25

Esta fórmula contiene un 70% de nitrógeno nítrico (todo salvo 40 mg del nitrato amónico). Hay que recordar que habría que pasar las concentraciones de nítrico y fosfórico a cm<sup>3</sup>/L.

Si se resuelve el mismo ejemplo (1:1.5:1:0.25 (CaO)) a 700 mg/L y eliminando 3 meq/L de bicarbonatos, pero sin fijar la cantidad de cada ácido, se tendría un sistema de ecuaciones de 6 ecuaciones y 6 incógnitas. En este caso, los abonos elegidos son:

- x: concentración de ácido nítrico      y: concentración de ácido fosfórico  
z: concentración de nitrato potásico    t: concentración de fosfato monopotásico  
u: concentración de nitrato amónico    v: concentración de nitrato cálcico

El sistema de ecuaciones queda como sigue:

En la primera ecuación hay que restarle a la cantidad de sales aportadas, los bicarbonatos destruidos, 183 mg/L (ya calculados en el ejemplo anterior).

$$x+y+z+t+u+v-183=700; \text{ (I) } x+y+z+t+u+v= 883$$

La segunda ecuación se basa en la neutralización de los bicarbonatos por cada uno de los ácidos, suponiendo una valencia del ácido fosfórico de 1.5:

$$(1/63)x + (1.5/98)y = 3; \text{ (II) } 0.016x + 0.015y = 3$$

En las otras ecuaciones colocamos los equilibrios:

La tercera ecuación se basa en el equilibrio  $P_2O_5/N$ :

$$\frac{0.075x + 0.13z + 0.335u + 0.155v}{0.42y + 0.52t} = \frac{1}{1.5}; \text{ (III) } 0.075x - 0.28y + 0.13z - 0.35t + 0.335u + 0.155v = 0$$

El equilibrio  $N/K_2O$  es 1:

$$\frac{0.075x + 0.13z + 0.335u + 0.155v}{0.46z + 0.34t} = 1; \text{ (IV) } 0.075x - 0.46z - 0.34t + 0.335u + 0.155v = 0$$

La quinta ecuación se basa en el equilibrio  $CaO/N$ .

$$\frac{0.075x + 0.13z + 0.335u + 0.155v}{0.27v} = 4; \text{ (V) } 0.075x + 0.13z + 0.335u - 0.925v = 0$$

Para completar el sistema de ecuaciones se recurre al equilibrio  $K_2O/P_2O_5$  (también se podría fijar un equilibrio  $NH_4^+/NO_3^-$ ):

$$\frac{0.46z + 0.34t}{0.42y + 0.52t} = \frac{1}{1.5}; \text{ (VI) } -0.28y + 0.46z - 0.007t = 0$$

El sistema de ecuaciones queda como sigue:

1x	+1y	+1z	+1t	+1u	+1v = 883
0.015x	+0.016y	+0z	+0t	+0u	+0v = 3
0x	-0.28y	+0.46z	-0.007t	+0u	+0v = 0
0.075x	-0.28y	0.13z	-0.35t	+0.335u	+0.155v = 0
0.075x	+0y	-0.46z	-0.34t	+0.335u	+0.155v = 0
0.075x	+0y	+0.13z	+0t	+0.335u	-0.925v = 0

Al resolver el sistema de ecuaciones quedan las cantidades de abono señaladas en la tabla siguiente.

Fertilizante	Concentración (mg/L)				
	fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Ácido nítrico	<b>196</b>	15	0	0	0
Ácido fosfórico	<b>4</b>	0	2	0	0
Nitrato potásico	<b>7</b>	1	0	3	0
Fosfato monopotásico	<b>315</b>	0	164	107	0
Nitrato amónico	<b>238</b>	80	0	0	0
Nitrato cálcico	<b>103</b>	16	0	0	28
Totales	882	112	164	107	28
Equilibrio		1	1.5	1	0.25

Esta fórmula contiene un 65% de nitrógeno nítrico (todo salvo 41 mg del nitrato amónico). Se observa que las cantidades de ácido fosfórico y de nitrato potásico son prácticamente nulas. La solución nutritiva se podría realizar sin estos dos fertilizantes



### IV.1.3. Cálculo de soluciones nutritivas mediante tanteo

Este método puede ser más sencillo que el de sistemas de ecuaciones, aunque no es tan adecuado cuando se pretenden manejar más variables además de la concentración y el equilibrio. También se parte de una cantidad de abono deseada y de un equilibrio.

Se prepara una tabla de doble entrada con los abonos que se van a usar y los aportes de nutrientes que proporciona cada uno, finalizando con los totales:

Fertilizante	Concentración (mg/L)				
	Fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Abono 1					
Abono 2					
...					
Totales					
Equilibrio					

El tanteo consiste en introducir un valor, generalmente una cantidad de fertilizante y calcular el resto de los aportes de abonos, teniendo en cuenta el equilibrio final deseado. En el tanteo se eligen a priori los fertilizantes a utilizar. Una vez logrado ese equilibrio, se recalcula la cantidad total de fertilizante aportado para que coincida con la concentración de consigna. Si tras varios tanteos, no se da con una solución correcta o agrónomicamente factible, puede ser recomendable cambiar de abonos.

Supongamos que queremos calcular una solución nutritiva para plátano, con un equilibrio 1 : 0.3 : 1 : 0.1(CaO) y una concentración de 250 mg/L, usando los fertilizantes que se señalan en la tabla:

Fertilizante	Concentración (mg/L)				
	Fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
Nitrato de calcio					
Fosfato monoamónico					
Nitrato de potasio					
Nitrato amónico					
Totales					
Equilibrio		1	0.3	1	0.1

Se comenzaría el tanteo poniendo una cantidad de un abono, teniendo en cuenta que sea uno que aporte el total de uno de los nutrientes). Lo hacemos con el nitrato de potasio, tanteando con una cantidad que sea menor que la concentración total de aporte, por ejemplo 100 mg/L, Esto supone un aporte de 46 mg/L de K<sub>2</sub>O. Teniendo en cuenta el equilibrio, si se aportan 46 mg/L de K<sub>2</sub>O, también habría que aportar  $46 \cdot 1 = 46$  mg/L de N,  $46 \cdot 0.3 = 14$  mg/L de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> y  $46 \cdot 0.1 = 5$  mg/L de CaO.

Fertilizante	Concentración (mg/l)				
	fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrato de calcio					
fosfato monoamónico					
nitrato de potasio	100			46	
nitrato amónico					
Totales		46	14	46	5
Equilibrio		1	0.3	1	0.1

A partir de esas cantidades de  $P_2O_5$  y  $CaO$ , se calculan las cantidades de fosfato monoamónico y de nitrato de calcio necesarias:  $14/0.60 = 23$  mg/L de fosfato monoamónico y  $5/0.27 = 19$  mg/L de nitrato de calcio.

Fertilizante	Concentración (mg/l)				
	fertilizante	N	$P_2O_5$	$K_2O$	CaO
nitrato de calcio	19				5
fosfato monoamónico	23		14		
nitrato de potasio	100			46	
nitrato amónico					
Totales		46	14	46	5
Equilibrio		1	0.3	1	0.1

Se deja para el final, el cálculo de los aportes de nitrógeno, ya que las fuentes de potasio, de calcio y de fósforo lo aportan:  $19 \cdot 0.155 = 3$  mg/L proveniente del nitrato de calcio,  $23 \cdot 0.12 = 3$  mg/L del fosfato monoamónico y  $100 \cdot 0.13 = 13$  mg/L del nitrato de potasio:

Fertilizante	Concentración (mg/l)				
	fertilizante	N	$P_2O_5$	$K_2O$	CaO
nitrato de calcio	19	3			5
fosfato monoamónico	23	3	14		
nitrato de potasio	100	13		46	
nitrato amónico					
Totales		46	14	46	5
Equilibrio		1	0.3	1	0.1

El aporte de nitrógeno sería de  $3+3+13 = 19$  mg/L, por lo que harían falta  $46-19 = 27$  mg/L de N que se aportarían con el nitrato amónico:  $27/0.345 = 78$  mg/L.

Fertilizante	Concentración (mg/l)				
	fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrate de calcio	19	3			5
fosfato monoamónico	23	3	14		
nitrate de potasio	100	13		46	
nitrate amónico	78	27			
Totales	220	46	14	46	5
Equilibrio		1	0.3	1	0.1

El total de abono aportado sería  $19+23+100+78 = 220$  mg/L. Siendo la concentración de consigna de 250 mg/L, debemos multiplicar las cantidades de todos los abonos por el factor  $250/220 = 1.14$  para ajustar la cantidad total de abono aportado y mantener el equilibrio:

Fertilizante	Concentración (mg/l)				
	fertilizante	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrate de calcio	$19 \cdot 1.14 = \mathbf{22}$	3			6
fosfato monoamónico	$23 \cdot 1.14 = \mathbf{26}$	3	16		
nitrate de potasio	$100 \cdot 1.14 = \mathbf{114}$	15		52	
nitrate amónico	$78 \cdot 1.14 = \mathbf{89}$	31			
Totales	251	52	16	52	6
Equilibrio		1	0.3	1	0.1

## **IV.2 Ajuste de los macroelementos en cultivos sin suelo**

Por lo general, el procedimiento de cálculo descrito por Sonnenveld (1989) para el cálculo es el siguiente, intentando, como norma general, usar el menor número de fertilizantes posible en la confección de soluciones nutritivas:

- En primer lugar se completarán las necesidades de calcio con nitrato cálcico.
- El paso siguiente será la elección de la fuente de fósforo. Si las necesidades de ácidos para bajar el pH son mayores que las de fósforo, se suele utilizar el ácido fosfórico. En caso contrario, habrá que elegir entre fosfato monopotásico y fosfato monoamónico, en función de las necesidades de amonio, teniendo en cuenta que ya el nitrato cálcico puede haber aportado una cantidad significativa de este ión.
- Sólo si queda amonio por aportar, se usa nitrato amónico.
- Para completar el nitrato, se usa en primera instancia ácido nítrico para neutralizar los bicarbonatos del agua si quedan tras usar el ácido fosfórico. En 2º lugar, se usa nitrato potásico para ir además completando las cantidades de potasio.
- En el caso de que falte potasio por añadir, se aporta como sulfato potásico.
- Si con ácido nítrico y fosfórico no se han logrado eliminar los bicarbonatos, tendremos que recurrir al uso de ácido sulfúrico.
- Por último, se termina por aportar el magnesio como epsomita.
- Normalmente, con los aportes de sulfato de la epsomita y del sulfato potásico, se suele alcanzar, si no superar, los aportes previstos de sulfato. En caso contrario, los aportes de sulfato se realizan a costa de la cantidad de nitrato potásico.

Este modo de acción puede cambiarse si se usan otros fertilizantes (por ejemplo, nitrato de magnesio y sulfato amónico en vez de nitrato amónico y sulfato de magnesio) llegando a una solución igualmente válida.

Normalmente suele ser imposible ajustar todos los elementos. Se elige la opción menos desfavorable en función de las características particulares de cada caso. Un caso frecuente es la elección entre un exceso de nitrato o de sulfato. Por lo general, un exceso de sulfatos no es muy perjudicial (en cultivos sin suelo en Murcia se riega hasta con 16 mmol/L de sulfatos), mientras que los excesos de nitratos suponen un problema ambiental grave, sobre todo en zonas declaradas como sensibles a la contaminación de acuíferos por ese ión. Por otra parte, una solución con exceso de nitratos puede interferir de forma importante en el desarrollo del cultivo.

Debe tenerse en cuenta por una parte que el ión sulfato es un antagonista del nitrato. Cuanto más alta sea la relación  $\text{SO}_4^{2-}/\text{NO}_3^-$ , mayor porcentaje de drenaje hay que tener. En cambio, si el cultivo está en pleno crecimiento vegetativo, se podría optar por un ligero exceso de nitratos, teniendo en cuenta una serie de precauciones adicionales de manejo como el aumento de la CE o la bajada de los porcentajes de drenaje, para impedir que la planta crezca demasiado. Como ya se dijo, si la concentración de cloruros es muy alta, se puede subir algo más la concentración de nitratos.



#### **IV.2.1. Cálculo de soluciones nutritivas**

En primer lugar se tendrían que calcular los aportes o necesidades de elementos, restando a la concentración de cada nutriente de la solución nutritiva inicial el contenido de ese ión en el agua de riego. Se dejan 0.5 mmol/l de bicarbonatos para asegurar un pH entre 5.5 y 6. La concentración de bicarbonatos a eliminar se coloca con signo negativo.

Ejemplo										
	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
solución nutritiva	12.50	0.50	1.50	7.00	4.50	2.00	0	0	2.00	0.50
aportes a. riego	0	0	0	0.20	0.60	1.50	4.40	2.60	0	6.70
aportes previstos	<b>12.50</b>	<b>0.50</b>	<b>1.50</b>	<b>6.80</b>	<b>3.90</b>	<b>0.50</b>	<b>0</b>	<b>0</b>	<b>2.00</b>	<b>-6.20</b>

Seguidamente, en una tabla de doble entrada, se pondrían las necesidades y los abonos disponibles. El procedimiento de cálculo de aportes de abono es sencillo. Simplemente observando la fórmula, se determina la cantidad de mmoles de un ión que suministra un fertilizante.

Si se desean aplicar 2,4 mmol de potasio como K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, sabiendo que este abono aporta 2 moles de K por mol de fertilizante, deben añadirse 1.2 mmol de sulfato potásico

Como primer ejemplo (ejemplo 1) se calculó una solución nutritiva que podría servir para una solánacea (tomate, pimiento, berenjena), sin tener en cuenta los aportes del agua, siguiendo las normas anteriores. La solución nutritiva se ha cuadrado por completo, salvo en el caso del sulfato, donde se ha superado 0.45 mmol/l el nivel preestablecido, hecho completamente admisible, si se calcula el equilibrio SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>/NO<sub>3</sub><sup>-</sup> de la solución nutritiva que se pretendía y de la obtenida (0.17 y 0.20, respectivamente).

Ejemplo 1											
		NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Solución nutritiva		11.80	1.00	1.50	6.00	3.50	2.00	0	0	2.00	--
Aportes a. riego		--	--	--	--	--	--	--	--	--	--
Aportes previstos		11.80	1.00	1.50	6.00	3.50	2.00	0	0	2.00	--
Abono	mmol/l	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	3.50	7.70	0.70			3.50					
KH <sub>2</sub> PO <sub>4</sub>	1.50			1.50	1.50						
KNO <sub>3</sub>	3.80	3.80			3.80						
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	0.30	0.30	0.30								
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	0.45				0.70					0.45	
MgSO <sub>4</sub>	2.00						2.00			2.00	
Totales		<b>11.80</b>	<b>1.00</b>	<b>1.50</b>	<b>6.00</b>	<b>3.50</b>	<b>2.00</b>	--	--	<b>2.45</b>	--

En el ejemplo 2 se intenta cuadrar la misma solución nutritiva usando un agua real, poco salina. En este caso, se usa como fuente de fósforo, ácido fosfórico. El resto de bicarbonatos es neutralizado con HNO<sub>3</sub>. El amonio no aplicado con el nitrato cálcico se añade con NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>. El nitrato que queda por aportar se añade como nitrato potásico. El potasio no aportado con el abono anterior se añade con sulfato potásico. El magnesio se aporta como sulfato de magnesio. Las necesidades de azufre se han completado con los sulfatos ya aportados. La solución nutritiva se ha cuadrado por completo, salvo en el caso del sulfato, donde se ha superado el nivel preestablecido

Ejemplo 2											
		NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Solución nutritiva		11.80	1.00	1.50	6.00	3.50	2.00	0	0	2.00	0.50
aportes a .riego		0	0	0	0.50	0.45	1.52	0.68	1.02	0.49	4.02
aportes previstos		11.80	1.00	1.50	5.50	3.05	0.48	0.68	1.02	1.51	-3.52
Abono	mmol/l	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	3.05	6.71	0.61			3.05					
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1.50			1.50							-1.50
KNO <sub>3</sub>	2.68	2.68			2.68						
HNO <sub>3</sub>	2.02	2.02									-2.02
NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	0.39	0.39	0.39								
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	1.41				2.82					1.41	
MgSO <sub>4</sub>	0.48						0.48			0.48	
Aporte real		11.80	1.00	1.50	5.50	3.05	0.48	--	--	1.89	-3.52
Totales		<b>11.80</b>	<b>1.00</b>	<b>1.50</b>	<b>6.00</b>	<b>3.50</b>	<b>2.00</b>	<b>0.68</b>	<b>1.02</b>	<b>2.38</b>	<b>0.50</b>

#### IV.2.2. Cálculo de soluciones nutritivas sin suelo con aguas de galería de Canarias

En Canarias, se tienen dos tipos principales de agua: las aguas de pozo, normalmente con altos contenidos de Na y Cl<sup>-</sup> y relativamente pocos bicarbonatos y las aguas de galería con altos contenidos de Na y HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, con presencia en algunos casos de CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> y con poca concentración de cloruros.

En ambos casos, el contenido de calcio es muy bajo, menor normalmente que el de magnesio. Las aguas de mezcla de los dos tipos anteriores tienen características intermedias. Últimamente se están usando de forma creciente aguas desaladas, normalmente mezcladas con algunas de las aguas anteriores hasta valores de CE entre 400 y 800  $\mu\text{S}/\text{cm}$ . Desde el punto de vista del cálculo de soluciones nutritivas, el caso de las aguas de pozo y las desaladas no presentan ningún problema salvo las altas conductividades alcanzadas en el primer caso. En algunos casos, las aguas desaladas pueden tener menos de 0.5 mmol/L de bicarbonatos, por lo que será necesario aportar alguna base ( $\text{KOH}$  o  $\text{KHCO}_3$ ).

En el caso de las aguas de galería, la alta cantidad de bicarbonatos presenta un problema de cálculo algo más complicado. En algunos casos, comparando la cantidad de bicarbonatos a neutralizar con la suma de fosfatos y nitratos, teniendo en cuenta que las necesidades de calcio se deben completar con nitrato cálcico, se observa que no se puede neutralizar aquellos con ácido nítrico y fosfórico. Se podría añadir un exceso de estos ácidos, a costa de desequilibrar la solución nutritiva. En todo caso, no es recomendable aumentar la concentración de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  por encima de 2 mmol/L para evitar problemas nutricionales (2.5 mmol/L en picón (Santos y Ríos, 2013)). La concentración de nitratos no debería superar en principio el tope de 14 mmol/L en cultivos exigentes, como se dijo en párrafos anteriores. Por otra parte, si una gran parte del nitrógeno que se aporta a la solución nutritiva está como ácido nítrico y éste se inyecta en función del pH (ver apartado IV.5.3) si este varía bruscamente (por ejemplo al cambiar la calidad del agua de riego), la cantidad de nitrógeno puede cambiar de forma peligrosa (al alza o a la baja).

En el caso que no se pueda subir más la cantidad de ácidos nítrico y fosfórico, una opción sería aportar parte del calcio como  $\text{CaCl}_2$ , para tener más margen para añadir  $\text{HNO}_3$ . Sin embargo esta sal no se suele usar con el pretexto que aporta cloruro a la solución nutritiva. Esto debe matizarse en función del cultivo: en tomate y otras solanáceas, por ejemplo, se podría regar con 8 mmol/L de cloruros, casi sin problemas, estando el límite en

15 mmol/L de Cl<sup>-</sup> (Casas y Casas, 1999). En muchas aguas de galería, la concentración de cloruros no alcanza 2-3 mmol/L de cloruro. En ese caso, esto dejaría disponible unos 5 mmol/L de cloruro, o lo que es lo mismo, 2.5 mmol/L de calcio. Esos 2.5 mmol/L de calcio no aportados como nitrato suponen 5.5 mmol/L más que se pueden añadir como ácido nítrico y destruir bicarbonatos.

5 mmol/L Cl<sup>-</sup> como CaCl<sub>2</sub> →  $\frac{5}{2} = 2.5$  mmol/L Ca

2.5 mmol/L Ca como Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> →  $\frac{1}{5} \cdot 2.5 = 5.5$  mmol/L NO<sub>3</sub><sup>-</sup>

5.5 mmol/L NO<sub>3</sub><sup>-</sup> como HNO<sub>3</sub> → 5.5 mmol/L de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> destruidos

Por otra parte, existen referencias que señalan que el cloruro de calcio es más eficiente que el nitrato en evitar la aparición de necrosis apical en tomate, por lo que sería un abono a tener en cuenta en este cultivo, al menos con los niveles normales de cloruros de las aguas de galería de Canarias.

La tercera opción es usar otro ácido. Actualmente la mayoría de las explotaciones con este problema usan ácido sulfúrico, aplicado, bien en preinyección, esto es, antes del resto de los elementos, o en el tanque de ácido. La aplicación de ácido sulfúrico que se hacía hace unos años en el estanque presenta una serie de problemas que no hacen recomendable su uso. Entre ellas están la subida de pH con el tiempo, debido a la reacción con el CO<sub>2</sub> atmosférico y la corrosión de los estanques de hormigón por este producto.

Existe la opción de destruir el total de bicarbonatos con sulfúrico, pero podría suponer un aporte excesivo de sulfatos. Otra opción es usar ácido fosfórico y parte de nítrico para eliminar parte de los HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, disminuyendo así el aporte de sulfúrico. Siempre es recomendable el uso de varios ácidos para neutralizar los bicarbonatos del agua.



Con la solución nutritiva y el agua de riego de los siguientes ejemplos, se puede aplicar cualquiera de las soluciones anteriores para neutralizar los bicarbonatos (exceso de  $\text{HNO}_3$ , uso de  $\text{CaCl}_2$ , uso de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ). Evidentemente, existen soluciones intermedias, como el uso de ácido sulfúrico y cloruro de calcio al mismo tiempo.

En el primer caso (ejemplo 3.1) se resolvió usando ácido sulfúrico para neutralizar los bicarbonatos dejados por el  $H_3PO_4$  (que se utilizó como única fuente de P) y el  $HNO_3$  (con el que se completaron los aportes de nitrato además del nitrato de calcio) a costa de subir algo la concentración de sulfatos

Ejemplo 3.1											
		$NO_3^-$	$NH_4^+$	$H_2PO_4^-$	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Na^+$	$Cl^-$	$SO_4^{2-}$	$HCO_3^-$
Solución nutritiva		12.50	0.50	1.50	7.00	4.50	2.00	0	0	2.00	0.50
Aportes a. riego		0	0	0	0.20	0.60	1.50	4.40	2.60	0	6.70
Aportes previstos		12.50	0.50	1.50	6.80	3.90	0.50	0	0	2.00	-6.20
abono	mmol/L	$NO_3^-$	$NH_4^+$	$H_2PO_4^-$	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Na^+$	$Cl^-$	$SO_4^{2-}$	$HCO_3^-$
$Ca(NO_3)_2$	3.90	8.58	0.78			3.90					
$H_3PO_4$	1.50			1.50							1.50
$KNO_3$	0.00				0.00						
$HNO_3$	4.70	3.92									3.92
$NH_4NO_3$	0.00										
$K_2SO_4$	3.40				6.80					3.40	
$MgSO_4$	0.50						0.50			0.50	
$H_2SO_4$	0.39									0.39	0.78
Aporte real		12.50	0.78	1.50	6.80	3.90	0.50	--	--	4.29	6.20
Totales		12.50	0.78	1.50	7.00	4.50	2.00	4.40	2.60	4.29	0.50

Ejemplo 3.2											
		$NO_3^-$	$NH_4^+$	$H_2PO_4^-$	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Na^+$	$Cl^-$	$SO_4^{2-}$	$HCO_3^-$
solución nutritiva		12.50	0.50	1.50	7.00	4.50	2.00	0	0	2.00	0.50
aportes a. riego		0	0	0	0.20	0.60	1.50	4.40	2.60	0	6.70
aportes previstos		12.50	0.50	1.50	6.80	3.90	0.50	0	0	2.00	-6.20
abono	mmol/l	$NO_3^-$	$NH_4^+$	$H_2PO_4^-$	$K^+$	$Ca^{2+}$	$Mg^{2+}$	$Na^+$	$Cl^-$	$SO_4^{2-}$	$HCO_3^-$
$Ca(NO_3)_2$	3.90	8.58	0.78			3.90					
$H_3PO_4$	1.50			1.50							1.50
$KNO_3$	0.00				0.00						
$HNO_3$	4.70	4.70									4.70
$NH_4NO_3$	0.00										
$K_2SO_4$	3.40				6.80					3.40	
$MgSO_4$	0.50						0.50			0.50	
$H_2SO_4$	0.00										
aporte real		13.30	0.78	1.50	6.80	3.90	0.50	--	--	3.90	6.20
totales		13.30	0.78	1.50	7.00	4.50	2.00	4.40	2.60	3.90	0.50

Si en vez de esto, se opta por no usar ácido sulfúrico, sino subir los aportes de ácido nítrico, se llegaría a otra solución (ejemplo 3.2). En este caso se aporta un exceso de 0.8 mmol/L de nitrato. No se usa nitrato potásico. La subida de nitratos de 0.8 puntos se puede asumir sin demasiados problemas cuando las condiciones del cultivo lo permitan.

Como última opción (ejemplo 3.3) se va a contemplar el uso de  $\text{CaCl}_2$ . Primero se calcula la cantidad mínima de  $\text{CaCl}_2$  necesaria para ajustar la solución nutritiva. Se tienen 6.2 mmol/L de bicarbonatos a neutralizar. Con el  $\text{H}_3\text{PO}_4$  se destruyen 1.5 mmoles. Se necesitarían 4.7 mmol/L de  $\text{HNO}_3$ . La cantidad de nitrato que se puede aportar es 12.5 mmoles. Por lo tanto, la máxima cantidad de  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  que se puede aportar sin sobrepasar la concentración dada de  $\text{NO}_3^-$  (12.5 mmol/L) es  $12.5 - 4.7 = 7.8$  mmoles. Esto supone un aporte de 3.54 mmoles de Ca por parte de esa sal, frente a 3.9 mmoles que se necesitan. Los 0.36 mmoles de Ca que restan por añadir se aportan como  $\text{CaCl}_2$ . El aporte de cloruro supone menos de 1 mmol/L y la solución nutritiva queda completamente ajustada

Ejemplo 3.3											
		$\text{NO}_3^-$	$\text{NH}_4^+$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{HCO}_3^-$
solución nutritiva		12.50	0.50	1.50	7.00	4.50	2.00	0	0	2.00	0.50
aportes a. riego		0	0	0	0.20	0.60	1.50	4.40	2.60	0	6.70
aportes previstos		12.50	0.50	1.50	6.80	3.90	0.50	0	--	2.00	-6.20
abono	mmol/l	$\text{NO}_3^-$	$\text{NH}_4^+$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{Na}^+$	$\text{Cl}^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{HCO}_3^-$
$\text{CaCl}_2$	0.72					0.36			0.72		
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	3.54	7.80	0.71			3.54					
$\text{H}_3\text{PO}_4$	1.50			1.50							1.50
$\text{KNO}_3$	0.00				0.00						
$\text{HNO}_3$	4.70	4.70									4.70
$\text{NH}_4\text{NO}_3$	0.00										
$\text{K}_2\text{SO}_4$	3.40				6.80					3.40	
$\text{MgSO}_4$	0.50						0.50			0.50	
$\text{H}_2\text{SO}_4$	0.00										
aporte real		12.50	0.71	1.50	6.80	3.90	0.50	--	0.72	3.90	6.20
totales		12.50	0.71	1.50	7.00	4.50	2.00	4.40	3.32	3.90	0.50

Un problema que puede surgir en la solución nutritiva de estos ejemplos, es que al no usar  $\text{KNO}_3$  como aporte de potasio, la cantidad de  $\text{K}_2\text{SO}_4$  supere la solubilidad máxima en las soluciones concentradas de donde se inyecta a la conducción de agua para lograr la solución nutritiva. Esto se podría solucionar usando algunos de las opciones del apartado IV.



### IV.3 Ajuste de los microelementos

Una vez cuadrada la solución nutritiva con los macroelementos, se puede pasar a los microelementos. Normalmente las aguas de riego no contienen cantidades apreciables de estos elementos y por otra parte las sales usadas sólo contienen uno de ellos, por lo que el cálculo es mucho más sencillo:

Si se desean aplicar las siguientes cantidades de microelementos con sales y compuestos simples, que sólo contengan un elemento:

Elemento	Fe	Mn	Cu	Zn	B	Mo
mg/l	0.55	0.55	0.03	0.25	0.20	0.05

Si se usa un quelato de hierro con una concentración del 6%, se aportarían  $0.55 \cdot (100/6) = 9.2 \text{ g/m}^3$  (mismo valor que si se expresa en mg/L).

Para el manganeso, el cobre y el cinc se aplican los sulfatos correspondientes:

- Manganeso, con un 32% de riqueza, por lo que se necesitaría  $0.55 \cdot (100/32) = 1.7 \text{ g/m}^3$ .
- Cobre, con un 25% de este elemento, se aportarían  $0.03 \cdot (100/25) = 0.12 \text{ g/m}^3$ .
- Cinc, con un 23% de riqueza, se añadiría  $0.25 \cdot (100/23) = 1.09 \text{ g/m}^3$ .

El boro se puede añadir como bórax, con un 10% de B, por lo que  $0.20 \cdot (100/10) = 2 \text{ g/m}^3$

Por último, el molibdeno se aporta como molibdato de sodio, con 40% de Mo, dando  $0.05 \cdot (100/40) = 0.12 \text{ g/m}^3$ .

En total, las aportaciones de microelementos no llegan a  $15 \text{ g/m}^3$ .

Si se fuera a elegir un preparado con todos los elementos, una forma de hacerlo podría ser trabajar con el equilibrio entre las concentraciones deseadas en la solución nutritiva, de forma similar a cuando se hace con los abonos complejos, tomando el hierro como unidad. Se elegirá el preparado que mayor semejanza tenga con el equilibrio escogido. Hay que tener en cuenta que las concentraciones óptimas de microelementos de muchos cultivos suelen oscilar en rangos relativamente amplios por lo que la elección del preparado comercial puede ser bastante flexible.

En el ejemplo anterior, el equilibrio deseado sería 1 : 1 : 0.05 : 0.45 : 0.36 : 0.1. Si un preparado comercial presenta las siguientes concentraciones:

Elemento	Fe	Mn	Cu	Zn	B	Mo
%	5.4	4.5	0.3	3	3.5	0.4

Esto supondría el siguiente equilibrio 1 : 0.9 : 0.05 : 0.55 : 0.66 : 0.07. **Tiene algo más de boro que lo estipulado pero se puede dar por bueno.**

La concentración recomendada del producto es de 10 g/m<sup>3</sup>, lo que sería equivalente a 0.54 mg/L de Fe, 0.5 mg/L de Mn, 0.03 mg/L de Cu, 0.3 mg/L de Zn, 0.36 mg/L de B y 0.04 mg/L de Mo, concentraciones muy parecidas a lo que se busca. Por lo demás, en este preparado, el hierro está quelado con DTPA y el resto de metales con EDTA.

En el caso de soluciones para cultivo en suelo, no suele haber unas concentraciones de microelementos marcadas, trabajándose normalmente de forma curativa, por los resultados de los análisis foliares o por sintomatología en la planta, o en el caso de suelos de pH extremos, de forma preventiva. Muchas veces, además se suele optar por la aplicación foliar de microelementos.

Algunas veces se suele suplementar un complejo de microelementos con un compuesto simple, normalmente un quelato de hierro, para ajustar la solución nutritiva a las necesidades particulares del cultivo en cada momento. Es bastante normal suplementar la concentración total de hierro en forma de EDTA o DTPA de un preparado comercial con EDDHA, bastante estable con el pH.



#### **IV.4 Cálculo de la CE aproximada de la solución nutritiva**

Una vez cuadrada la solución nutritiva se puede estimar la CE aproximada de la solución nutritiva. El cálculo de la CE de la solución nutritiva es muy importante, además de para compararlo con el valor óptimo para el cultivo en ese momento, a la hora de poner una CE consigna al controlador de la fertirrigación. El valor de la CE se puede estimar por tres métodos. Se puede elegir el más cómodo de los métodos o realizar una media entre ellos.

Independientemente del cálculo aproximado, siempre debe hacerse una comprobación midiendo la CE de la solución en los goteros. Esta comprobación debe hacerse tanto al principio como de forma periódica, como forma de constatar que el sistema de inyección de abonos funciona correctamente.

En el caso de que la CE calculada de la solución nutritiva sea muy diferente de la CE consigna, se pueden tomar varias decisiones:

1. Igualar la CE consigna a la CE calculada. En el caso de que este valor sea superior a los niveles normales del cultivo, debe aumentarse la fracción de lavado. Debe tenerse en cuenta que no hayan problemas por exceso de nutrientes.
2. Bajar las concentraciones de nutrientes hasta que el valor de la CE calculada sea similar a la CE consigna. Hay que tener en cuenta que los equilibrios entre iones deben intentar mantenerse. Esto puede resultar un problema ya que las concentraciones de elementos nutrientes en el agua se mantienen igual (por ejemplo el Mg en nuestras aguas). Además, las necesidades de ácido son las mismas. Se podría calcular cuánto deben bajarse las concentraciones de los elementos que se aportan con los fertilizantes con la siguiente fórmula:

$$[\text{elemento}]_{\text{corregida}} = \frac{CE_{\text{consigna}}}{CE_{\text{calculada}}} [\text{elemento}]_{\text{sin corregir}}$$

Es conveniente recalcular la solución nutritiva en función de la CE con-signa para apreciar así si los valores absolutos y las relaciones entre iones son correctas.

#### IV.4.1. Método de los equivalentes

Este método se basa en que la CE final de una solución nutritiva en dS/m es igual a la suma de miliequivalentes de los cationes (o de los aniones, que debe dar aproximadamente lo mismo, admitiéndose un 10% de diferencia entre un valor y otro), dividida entre un factor que está entre 10 (CE alta) y 12 (CE baja).

Para que el método funcione correctamente debe tenerse cuidado de que se cumpla la igualdad de suma de aniones y de cationes en los datos del análisis de agua. Este método suele ser el más cómodo cuando se dispone de un análisis de agua.

En el ejemplo 3.3 se tendría que hacer el siguiente cálculo.

Ion	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Na <sup>+</sup>	Cl <sup>-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>
totales (mmol/L)	12.50	0.71	1.50	7.00	4.50	2.00	4.40	3.32	3.90	0.50

Suma de cationes:  $0.71 + 7.0 + (4.5 \cdot 2) + (2.0 \cdot 2) + 4.40 = 25.12$  meq/L

Suma de aniones:  $12.5 + 1.5 + 3.32 + (3.9 \cdot 2) + 0.5 = 25.62$  meq/L

Tomando como valor medio, 25.37 meq/L y dividiéndola entre 10, se tienen 2.537 dS/m = **2537 μS/cm**

#### IV.4.2. Método gravimétrico

Se basa en el cálculo del total de sólidos disueltos (TDS) en la solución nutritiva. Este método puede ser especialmente útil cuando no se tiene un análisis de agua y se quiere determinar al menos el aumento de CE por la adición de abonos.

En la solución nutritiva hay sólidos disueltos provenientes tanto de los aportes de abono como por la propia agua de riego. La cantidad de sales debida al agua de riego se estima (si no es un parámetro dado en el resultado del análisis) se puede estimar multiplicando la CE por el factor 0.7. Hay que recordar que el factor tradicional 0,64 se suele referir a aguas en que los iones principales son sodio y cloro.

$$TDS_{\text{agua de riego}} = 0.7 \cdot CE_{\text{agua de riego}}$$

La cantidad de sales disueltas debido a los aportes será:

$$TDS_{\text{aportes}} = \text{mg/L abono 1} + \text{mg/L abono 2} + \dots + \text{mg/L abono n}$$

Al neutralizar una cierta cantidad de bicarbonatos, deja de existir una cantidad de sales:

$$TDS_{\text{bicarbonatos destruidos}} = \text{mg/L bicarbonatos destruidos.}$$

La cantidad total de sólidos disueltos en la solución nutritiva será:

$$TDS_{\text{total}} = TDS_{\text{aportes}} + TDS_{\text{agua riego}} - TDS_{\text{bicarbonatos destruidos}}$$

Cuando se acidifica a pH 5.5 – 6.0, se considera, a efectos de simplificar el cálculo que el aporte de CE por los ácidos se compensa por la eliminación de bicarbonatos (Alarcón, 1998), por lo que los sólidos totales disueltos serían la suma de los procedentes del agua más de los de los abonos sin contar los ácidos añadidos.

La cantidad de sólidos totales disueltos, dividida entre un factor nos da la CE final de la solución nutritiva, en  $\mu\text{S/cm}$ . Este factor es variable, yendo de 0.7 en aguas poco salinas a 0.9 cuando la CE es alta. Normalmente se usa el factor 0.85.

$$CE_{\text{total}} = \frac{TDS_{\text{total}}}{0.85}$$

Supongamos que se vuelve a calcular la CE del ejemplo 3.3, teniendo en cuenta que el agua de riego tiene una CE de 0.80 dS/m, por este método se tiene:

Abono	mmol/L	mg/L
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	3.54	765
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	1.50	147
CaCl <sub>2</sub>	0.72	158
HNO <sub>3</sub>	4.70	296
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	3.40	593
MgSO <sub>4</sub>	0.50	123
TDS <sub>aportes</sub>		2082

$$\text{TDS}_{\text{bicarbonatos destruidos}} = 6.20 \text{ mmol/L} \cdot 61 = 378 \text{ mg/L}$$

$$\text{TDS}_{\text{agua riego}} = 800 \cdot 0.7 = 560 \text{ mg/L}$$

$$\text{TDS}_{\text{total}} = 2082 + 560 - 378 = 2264 \text{ mg/L}$$

$$\text{CE}_{\text{total}} = \frac{2264}{0.85} = \mathbf{2663 \mu\text{S/cm}}$$

La CE calculada con la simplificación de no contar con los ácidos ni los bicarbonatos destruidos sería:

$$\text{TDS}_{\text{aportes}} = 1639 \text{ mg/L}$$

$$\text{TDS}_{\text{agua riego}} = 560 \text{ mg/L}$$

$$\text{TDS}_{\text{total}} = 2199 \text{ mg/L}$$

$$\text{CE}_{\text{total}} = \frac{2199}{0.85} = \mathbf{2587 \mu\text{S/cm}}$$

Este método suele ser bastante útil para calcular la CE aproximada que supondrá un aporte de abono, sobre todo cuando no se conoce exactamente que fertilizantes se tratan.

En el mes de máxima demanda (junio), un cultivo de aguacate adulto requiere 30 gramos de abono/árbol y semana. En ese mes, la demanda en esa zona es de 350 litros/árbol y semana.

Para conocer cuanto supone en aumento de CE, primero tendríamos que saber el aporte en mg/L y luego usar la fórmula anterior:

$$\frac{30}{350} = 0.086 \text{ g/L} = 86 \text{ mg/L}; \text{CE}_{\text{total}} = \frac{86}{0.85} = 101 \text{ } \mu\text{S/cm}$$

#### IV.4.3. Método de los aportes

Se basa en multiplicar la cantidad de cada abono, en mg/L por un factor, característico de cada sal, que nos da directamente la CE en  $\mu\text{S/cm}$ . Algunos factores están listados en la tabla 13. Hay que tener en cuenta que cada sal tendría un aporte salino diferente. En muchos catálogos viene indicado ese valor. Estos factores pueden variar según las fuentes, debido a las diferentes impurezas que contengan los fertilizantes. Debe tenerse en cuenta que los factores de conversión están calculados en agua destilada.

Otra posibilidad es pesar una cantidad de abono determinada, disolverla en el agua de riego y determinar el aumento de CE obtenido con un conductímetro (por ejemplo, tomar 5 litros de agua de riego, medir la CE, pesar 5 gramos y disolverlos en ese volumen, volviendo a medir la CE). Las ventajas de hacerlo así, es que se tienen los factores adaptados a los abonos efectivamente utilizados y en el agua en la que se van a disolver. En este caso se debe disponer de una pesa con cierta precisión.

Este método puede tener la ventaja de que si se dispone de los factores salinos correctos, permite tener en cuenta que sal está aportando más CE a la solución nutritiva y permitiría en algunos casos, sustituir sales para bajar este valor.

**TABLA 13: Factores de conversión a CE de diferentes fertilizantes.**

sal	factor	sal	factor
Nitrato cálcico	1.10 - 1.20	Sulfato magnésico	0.94 - 1.61
Nitrato potásico	1.27 - 1.40	Fosfato monoamónico	0.80 - 0.85
Nitrato amónico	1.27 - 1.70	Fosfato monopotásico	0.68 - 0.80
Nitrato magnésico	1.64	Ácido fosfórico	1.67 - 2.65*
Sulfato potásico	1.42 - 1.54	Ácido nítrico	1.10
Sulfato amónico	2.00 - 2.14	Ácido sulfúrico	1.10
Urea fosfato	1.22 - 1.54	Cloruro cálcico	1.56

\*dependiendo de la riqueza en ácido

La CE proveniente de los abonos se calcularía de la siguiente manera:

$$CE_{\text{abonos}} = (\text{mg/L abono 1} \cdot \text{factor abono 1}) + (\text{mg/L abono 2} \cdot \text{factor abono 2}) + \dots + (\text{mg/L abono n} \cdot \text{factor abono n})$$

La CE del agua de riego no debe ser sumada directamente a la CE calculada aportada por los abonos, ya que se ha eliminado una cierta cantidad de bicarbonatos. La aportación a la CE de esos bicarbonatos se puede estimar dividiendo los mg/l destruidos entre 0.7.

$$CE_{\text{bicarbonatos}} = \frac{\text{mg / L HCO}_3 \text{ destruidos}}{0.7}$$

La CE final de la solución nutritiva sería la suma de la CE de los abonos más la CE del agua de riego menos la CE debida a los bicarbonatos destruidos.

$$CE_{\text{total}} = CE_{\text{abonos}} + CE_{\text{agua de riego}} - CE_{\text{bicarbonatos}}$$

Como en el apartado anterior, cuando se acidifica a pH 5.5 – 6.0, se considera, a efectos de simplificar el cálculo que el aporte de CE por los ácidos se compensa por la eliminación de bicarbonatos (Alarcón, 1998) y se podría sumar a la CE del agua, la CE de los abonos sin contar los ácidos.

Si se realiza el cálculo para la solución nutritiva del ejemplo 3.3, con un agua de origen de 800  $\mu\text{S/cm}$ , se tendrían los siguientes resultados:

En primer lugar, se se calcula la CE perdida por la destrucción de bicarbonatos:

$$[\text{HCO}_3^-]_{\text{destruidos}} = 6.2 \text{ mmol/L}; 6.2 \cdot 61 \text{ (masa molecular del HCO}_3^-) = 378 \text{ mg/L}$$

$$\text{CE}_{\text{bicarbonatos}} = \frac{378}{0.7} = 540 \mu\text{S/cm}$$

Seguidamente, se calcularía la CE aportada por los fertilizantes utilizados en la confección de la solución nutritiva.

Abono	mmol/L	mg/L	Factor	CE ( $\mu\text{S/cm}$ )
$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$	3.54	765	1.10	842
$\text{H}_3\text{PO}_4$	1.50	147	1.67	245
$\text{CaCl}_2$	0.72	158	1.56	246
$\text{HNO}_3$	4.70	296	1.10	326
$\text{K}_2\text{SO}_4$	3.40	592	1.42	840
$\text{MgSO}_4$	0.50	123	1.00	123
CE <sub>aportes</sub>				2622

Luego, la CE total calculada mediante este método sería:

$$\text{CE}_{\text{total}} = 2661 + 800 - 540 = \mathbf{2882 \mu\text{S/cm}}$$

Si se vuelva a simplificar que el aporte de CE por los ácidos se compensa por la eliminación de bicarbonatos y se suma a la CE del agua, la CE calculada quedaría:

$$\text{CE}_{\text{total}} = 2051 + 800 = \mathbf{2851 \mu\text{S/cm}}$$

En este caso, la diferencia entre la CE calculada mediante este método y las otras dos, puede ser debida al uso de sulfato potásico y cloruro cálcico que tienen un aporte salino relativamente alto.



## **IV.4 Evaluación de los problemas de precipitación**

Una vez terminado el cálculo de los macroelementos se debe también comprobar que no haya precipitaciones en la solución nutritiva, con los problemas que esto aporta (obturación de emisores y bajadas de concentración). Aunque se puede asegurar prácticamente que no precipitará  $\text{CaCO}_3$ , si trabajamos con los pH que se recomiendan para soluciones nutritivas, por debajo del nivel del pH de equilibrio, el calcio puede producir problemas con los aniones sulfato y fosfato. En lo que respecta a los microelementos, si se aplican como quelatos y se mantiene un pH inferior a 6.5 no debería haber problemas de precipitación en la solución nutritiva. La precipitación de fosfatos y sulfatos de los metales (en el caso de ser aportados sin quelatar) es poco probable al ser su concentración extremadamente baja. De todas formas se recomienda, si es posible, no colocar los microelementos en el mismo tanque de solución madre que los fosfatos.

### **IV.4.1. Estima de la precipitación del sulfato de calcio**

El ion sulfato puede precipitar como  $\text{CaSO}_4$ . Esta precipitación no depende del pH. Se pueden aplicar entre otros, 2 métodos de estima:

**Producto de solubilidad:** Si el producto de la concentración (en mol/L) de calcio por la de  $\text{SO}_4^{2-}$ , es mayor que  $2 \cdot 10^{-4}$ , comenzará a precipitar  $\text{CaSO}_4$ .

**Relaciones entre iones:** Según Steiner (1988) si el calcio supone más de un 65% de la suma de los iones  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{K}^+$  o el  $\text{SO}_4^{2-}$  más del 45% de la suma de los aniones  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  y  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (todo en meq/L), hay problemas de precipitación de sulfato cálcico (ver figura 1).

#### IV.4.2. Estima de la precipitación de fosfato dicálcico.

Como ya se ha comentado antes, el ion fosfato pasa, según aumenta el pH, de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  a  $\text{HPO}_4^{2-}$ . El  $\text{HPO}_4^{2-}$  precipita rápidamente con el calcio. Se podrían aplicar entre otros, 3 métodos de estima:

**Producto de solubilidad:** Si el producto de la concentración (en mol/L) de calcio por la de  $\text{HPO}_4^{2-}$  (que va a depender del pH de la solución nutritiva (ver figura 4)) es mayor que  $10^{-7}$ , comenzará a precipitar  $\text{CaHPO}_4$ .

**Relaciones entre iones:** Según Steiner (1988) si el calcio supone más de un 65% de la suma de los iones  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  y  $\text{K}^+$  o el  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  más del 12.5% de la suma de los aniones  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  y  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  (todo en meq/L), hay problemas de precipitación de  $\text{CaHPO}_4$  (ver figura 4).

Ábacos. Charpentier (1985) presenta un ábaco de triple entrada (Figura 12). Se puede entrar con el pH de la solución nutritiva (eje de las x), la concentración de calcio en meq/L (eje de las y) y la concentración de fosfato en mmol/L (curvas).

Por ejemplo, a pH 6 y con 8 meq/L de calcio (4 mmol/L), la cantidad de fosfato que permanecería soluble es de 0.9 mmol/l. A pH 5.5, con la misma cantidad de calcio, podría haber solubles más de 2 mmol/L.

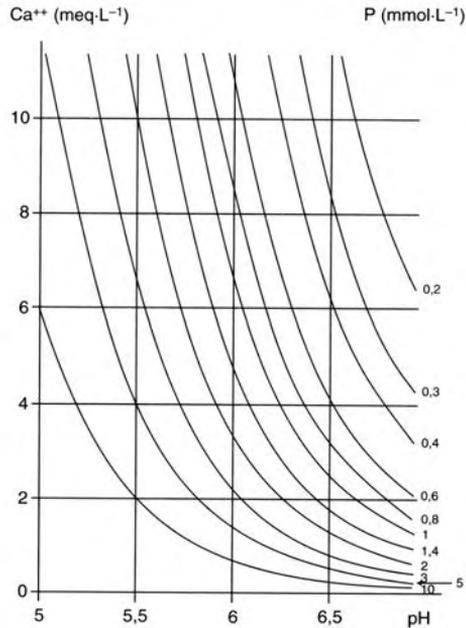


Figura 12: Solubilidad del fosfato en función del pH y de la concentración de calcio (Charpentier, 1985)

En ambos casos ( $\text{CaHPO}_4$  y  $\text{CaSO}_4$ ), la apreciación de la posible precipitación por el producto de solubilidad puede muy restrictivo (la precipitación es muy pequeña cuando el producto de las concentraciones de los iones es muy cercano al producto de solubilidad). Normalmente, el riesgo sería grave cuando según las relaciones de Steiner hay precipitación y debería recalcularse la solución.

En el caso del  $\text{CaHPO}_4$ , la apreciación de la precipitación mediante ábacos también es restrictiva. En el caso de que la estima por productos de solubilidad y ábacos dé riesgo de precipitación, podría ser recomendable un seguimiento, analizando la solución nutritiva en el gotero y haciendo un análisis foliar para contrastar que los niveles de P son correctos.

Por ejemplo, tomemos los datos de la solución nutritiva del ejemplo 3.3, con pH de 5.5.

Fosfato dicálcico:

Producto de solubilidad

A pH 5,5, el 2% del P está como  $\text{HPO}_4^{2-}$  (Fig. 4):  $0.02 \cdot 1.5 \text{ mmol/L P} = 0,03 \text{ mmol/L HPO}_4^{2-} = 0.00003 \text{ mol/L}$

La concentración de Ca es  $4.5 \text{ mmol/L} = 0.0045 \text{ mol/L}$

$0.0003 \cdot 0.00015 = 0.0000000945 = 9,45 \cdot 10^{-8} < 1 \cdot 10^{-7}$ ; no hay precipitación.

Ábaco de Charpentier

A pH 5.5 y con 9 meq/L de calcio, la cantidad de fosfato que podría permanecer soluble es de 2-3 mmol/L → no hay riesgo de precipitación

Steiner

Cationes				Aniones			
	mmol/L	meq/L	tasa		mmol/L	meq/l	tasa
$\text{K}^+$	7.0	7.0	38.9	$\text{NO}_3^-$	12.5	12.5	57,3
$\text{Ca}^{2+}$	4.5	9,0	50.0	$\text{SO}_4^{2-}$	3.9	7.8	35,8
$\text{Mg}^{2+}$	2.0	2.0	11.1	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	1.5	1.5	6.9
		18.0	100			21,8	100

Ni el fosfato supone más del 12.5% de los aniones, ni el calcio supone más del 65% de los cationes, por lo que no hay riesgo de precipitación.

En ningún método de estima hay riesgo de precipitación. Si el pH de la solución nutritiva fuera 6.0 (con un 6% de  $\text{HPO}_4^{2-}$ ), tanto el producto de solubilidad como los ábacos de Charpentier indicarían que está precipitando fosfato de calcio. Sería recomendable un seguimiento.

Sulfato cálcico:

Producto de solubilidad:

La concentración de  $\text{SO}_4^{2-} = 3.9 \text{ mmol/L} = 0.0039 \text{ mol/L}$

La concentración de Ca es  $4.5 \text{ mmol/L} = 0.0045 \text{ mol/L}$

$0.0039 \cdot 0.0045 = 0.0000176 = 1.76 \cdot 10^{-5} < 2 \cdot 10^{-4}$ ; no hay precipitación.

Steiner:

Ni el calcio supone más del 65% de los cationes ni el sulfato más del 45% de los aniones, por lo que no hay riesgo de precipitación.

**En ningún método de estima hay riesgo de precipitación**

## **IV.5 Incorporación del abono en el agua de riego.**

Hasta ahora, se ha llegado a calcular la cantidad de cada fertilizante que debe aplicarse a la planta para cumplir con la solución nutritiva prescrita. Sin embargo, una de las partes más problemáticas del cálculo de soluciones nutritivas es el siguiente paso, cuando hay que tener en cuenta de qué forma se mezclan los fertilizantes con el agua de riego para formar las soluciones nutritivas.

### **IV.5.1. Repaso de sistemas de inyección de fertilizantes**

Una vez definida la cantidad de cada fertilizante que se va a aportar a la solución nutritiva, se debe ver como se mezclan. Normalmente, salvo en instalaciones muy pequeñas, se recurre al uso de soluciones bastante concentradas (soluciones madre) colocadas en diversos tanques que son inyectadas mediante venturís, inyectoros hidráulicos y eléctricos de diverso tipo a la conducción de agua de forma que se alcancen las concentraciones deseadas de cada elemento.

La forma más sencilla de determinar el volumen de solución madre a inyectar (y monitorizar si el sistema funciona correctamente) es utilizar la CE de la solución que se desea conseguir, o CE consigna. Debe haber un medio de regular la inyección para lograr esa CE consigna. Se puede realizar esta regulación de forma manual en instalaciones sencillas y pequeñas o se puede automatizar la regulación, siendo la forma más extendida el uso de una sonda de CE que alimenta un sistema de control de la inyección para alcanzar la consigna. En estos sistemas suele haber un sistema similar paralelo con una sonda de pH para automatizar la adición de ácidos.



Figura 13: Sistemas de inyección con control manual:  
De izquierda a derecha: abonadora, bomba de membrana y venturi

El sistema más utilizado de regulación en automatismos se basa en la apertura controlada de una pequeña electroválvula que permite la inyección de la solución madre. A mayor tiempo de apertura de la electroválvula, mayor aporte de solución madre, lo que supone un aumento de la CE. La solución madre se aspira mediante venturiris o pequeñas bombas eléctricas resistentes a agentes químicos (las soluciones madre están muy concentradas) que funcionan en continuo. La electroválvula comanda si la solución madre vuelve al tanque (retorno) o se inyecta al agua de riego. En función de la CE consigna, el sistema inyectará con mayor o menor velocidad. Hay que recordar que si se usa urea, este abono no modificará la CE, por lo que no sería factible utilizar este tipo de automatismo. Habría que utilizar un sistema manual o un automatismo que inyecte de forma proporcional.

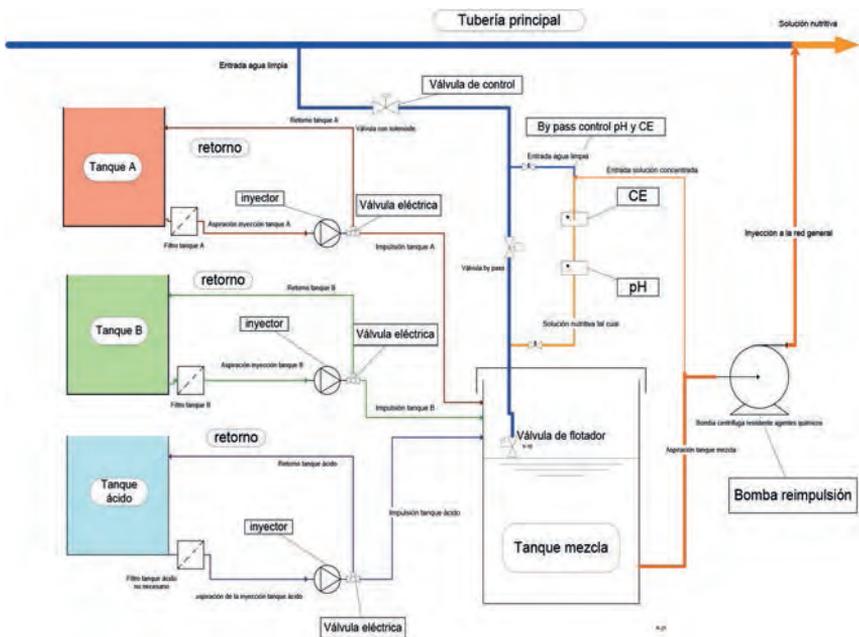


Figura 14: Esquema de un sistema de inyección de abonos con 3 tanques y 3 cabezas inyectoras (2 para fertilizantes y 1 para ácido).

En algunos casos, hay automatismos de riego que permiten inyectar no sólo por una CE absoluta de consigna, sino por un aumento de conductividad determinado, lo que permite mantener las concentraciones de abonos aunque cambie la calidad del agua de riego. Este sistema no se adecua bien a cambios grandes de CE, ya que presenta el riesgo, bien de un gasto demasiado alto de abonos si la salinidad del agua baja mucho, o a una conductividad eléctrica muy alta para el cultivo si la salinidad sube. Sin embargo, tanto en este tipo de inyección, como en la de CE de consigna absoluta, muchos automatismos tienen sistemas de alarma que suspenden la inyección y pueden mandar avisos de fallo al móvil de la persona encargada de la fertirrigación.

En función de la complejidad del sistema de fertirrigación, se puede usar una sola inyección (cabeza de inyección) desde un tanque de solución madre o bien varias inyecciones en paralelo desde distintas soluciones madre. Los sistemas más antiguos de regulación manual son en su gran mayoría de una sola cabeza de inyección.

El sistema con varias cabezas de inyección permite el uso simultáneo de abonos que serían incompatibles en una sola solución madre o la formulación de varias soluciones nutritivas simplemente cambiando la inyección sin tener que volver a hacer soluciones madre.

La inyección puede realizarse directamente a la conducción o, más frecuentemente, a un tanque de mezcla que ayuda a una buena homogeneización de la solución nutritiva. El sistema de inyección suele estar en paralelo o "by pass" de la conducción principal, sobre todo en instalaciones que manejan un caudal grande. En la figura 14 se presenta un esquema sencillo con tres cabezas inyectoras para dos tanques de abono y uno de ácido

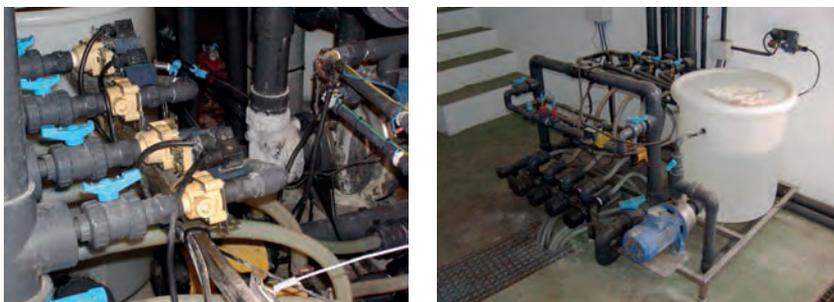


Figura 15: Derecha: Cabezal con 4 cabezas de inyección y tanque de mezcla. Izquierda: Batería de electroválvulas.

En todo caso y para cualquier método de inyección, sobre todo cuando se empieza con una solución nutritiva nueva, debe comprobarse que la CE en el gotero sea muy similar a la CE consigna. Los análisis de la solución nutritiva también ayudan al diagnóstico de fallos del sistema de fertirrigación.

#### IV.5.2. Cálculo de las Cantidades de abono a utilizar

Para el cálculo de los aportes de abono en un sistema de inyección de fertilizante, se podría utilizar un método, que llamaremos “Relación de inyección”. El cálculo de los abonos a aportar es bastante sencillo, ya que se establece de forma arbitraria una relación de inyección del sistema (la relación entre la concentración en los tanques de solución madre y en la solución nutritiva) y el volumen de cada tanque. Esta relación de inyección suele establecerse entre 1:50 y 1:200 y suele depender de la concentración máxima de los fertilizantes que se disuelvan y del tiempo de duración estimada de las soluciones madre. La concentración en la solución madre sería:

**Concentración en solución nutritiva . Relación de inyección = Concentración en solución madre.**

Los controladores de la fertirrigación pueden permitir que la relación de inyección de cada uno de los tanques de solución madre sea diferente. Esto debe tenerse en cuenta para ajustar las relaciones del controlador a las calculadas. Por otra parte, esta posibilidad de cambio de las relaciones de inyección permiten componer diferentes soluciones nutritivas a partir de unas mismas concentraciones de las soluciones madre.

En muchos automatismos, se maneja la inyección de los tanques mediante porcentajes o similares. Por ejemplo: si se dice que un sistema está inyectando un 30% del tanque A, un 20% del tanque B y 50% del tanque C. Esto se puede interpretar como que si se inyecta 1 litro de soluciones madre al tanque de mezcla; 300 cm<sup>3</sup> son del A, 200 cm<sup>3</sup> son del B y 500 cm<sup>3</sup> son del C.

Partiendo la solución nutritiva siguiente y con una relación de inyección de 1:100, se tienen los siguientes resultados:

Para el cálculo de abonos sólidos, el procedimiento es directo:

940 g/m<sup>3</sup> (en la s. nutritiva) . 100 = 94000 g/m<sup>3</sup> = 94 kg/m<sup>3</sup> (en la solución madre).

Para el cálculo de los ácidos, hay que tener en cuenta la riqueza y la densidad:

147 mg/L ácido puro / 0,75 = 196 mg/L ácido comercial

196 mg/L / 1.6 = 123 cm<sup>3</sup>/L ácido comercial

123 cm<sup>3</sup>/L (en la s. nutritiva) . 100 = 12.3 L/m<sup>3</sup> (en la solución madre).

Abono	mmol/l	mg/l=g/m <sup>3</sup>	relación de inyección	kg/1000 L	L/1000 L
Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	4.35	940	1:100	<b>94</b>	--
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> <sup>(1)</sup>	1.50	147 (puro)		--	<b>12</b>
KNO <sub>3</sub>	0.59	60		<b>6</b>	--
HNO <sub>3</sub> <sup>(2)</sup>	2.35	148 (puro)		--	<b>19</b>
K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	2.56	446		<b>45</b>	--
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> <sup>(3)</sup>	3.12	306 (puro)		--	<b>18</b>

1: riqueza 75%; densidad 1.6 g/cm<sup>3</sup>    2: riqueza 60%; densidad 1.3 g/cm<sup>3</sup>    3: riqueza 98%; densidad 1.8 g/cm<sup>3</sup>

En la tabla 14 viene una regla sencilla, basada en los cálculos anteriores, para pasar directamente de mmol/L de fertilizante a cantidad de abono en kg/m<sup>3</sup> (o L/m<sup>3</sup>) en una solución concentrada de 50 a 200 veces, multiplicando por un factor:

<b>TABLA 14: Cantidades de abono para confeccionar soluciones madre 100 veces concentradas</b>						
Fertilizante	valor por el que hay que multiplicar mmol/l para obtener una solución concentrada					
	1:50	1:100	1:150	1:200		
Acido nítrico (60%)	x 3.90	x 7.80	x 11.70	x 15.60		L/m <sup>3</sup>
Acido fosfórico (75%)	x 4.10	x 8.20	x 12.30	x 16.40		L/m <sup>3</sup>
Acido sulfúrico (96%)	x 2.75	x 5.50	x 8.25	x 11.00		L/m <sup>3</sup>
Nitrato cálcico	x 10.80	x 21.60	x 32.40	x 43.20		kg/m <sup>3</sup>
Nitrato potásico	x 5.05	x 10.10	x 15.15	x 20.20		kg/m <sup>3</sup>
Nitrato amónico	x 4.00	x 8.00	x 12.00	x 16.00		kg/m <sup>3</sup>
Nitrato de magnesio	x 12.80	x 25.60	x 38.40	x 51.20		kg/m <sup>3</sup>
Fosfato monopotásico	x 6.8	x 13.60	x 20.40	x 27.20		kg/m <sup>3</sup>
Fosfato monoamónico	x 5.75	x 11.50	x 17.25	x 23.00		kg/m <sup>3</sup>
Sulfato potásico	x 8.70	x 17.40	x 26.10	x 34.80		kg/m <sup>3</sup>
Cloruro potásico	x 3.73	x 7.46	x 11.19	x 14.92		kg/m <sup>3</sup>
Sulfato amónico	x 6.60	x 13.20	x 19.80	x 26.40		kg/m <sup>3</sup>
Epsomita	x 12.3	x 24.60	x 36.90	x 49.20		kg/m <sup>3</sup>
Cloruro cálcico	x 10.95	x 21.90	x 32.85	x 43.80		kg/m <sup>3</sup>

Suele ser recomendable trabajar teniendo en cuenta cómo se van a medir las cantidades en las explotaciones, donde normalmente no se suele disponer de balanzas con precisiones aceptables. En la medida de lo posible y para evitar errores de pesada puede optarse por trabajar teniendo en cuenta múltiplos de sacos de 25 kg. En el caso de los ácidos, por seguridad y evitar la manipulación excesiva, puede ser conveniente también trabajar con múltiplos de bidones de 25 litros, salvo que se usen ácidos a granel, almacenados en la explotación en envases homologados.

En el caso anterior, una posible solución, si colocáramos el ácido sulfúrico en el tanque del ácido, si la inyección va comandada por la sonda de pH, se podría ir a disolver un envase de 25 litros. Para los otros tanques, se podría subir o bajar la relación de inyección, especialmente si el automatismo permite cambiar este parámetro por tanques.

En el ejemplo anterior, suponiendo que tenemos 3 tanques obviando el aporte de  $\text{KNO}_3$ , por su poca cantidad.

Para el tanque del potasio, necesitamos tener  $446 \text{ g/m}^3$  en la solución. Si redondeamos a 50 kg en la solución madre, la relación de inyección sería  $50000/446 = 112$ , 1:112. Para el tanque del ácido fosfórico, necesitamos tener  $147 \text{ g/m}^3$  en la solución, o  $122.5 \text{ cm}^3$  de ácido comercial  $/\text{m}^3$ . Si redondeamos a 25 litros y queremos tener el mismo resultado, la relación de inyección sería  $25000 \text{ cc} / 122.5 \text{ cc} = 204$ , 1:204.

Este sistema puede tener algún desajuste cuando hay más de un abono por tanque. En el caso del tercer tanque, donde pondríamos el nitrato de calcio y el ácido nítrico, si ajustamos por el ácido nítrico, tendríamos  $25000/190 = 132$  1:132, pero tendríamos que reajustar la cantidad de nitrato de calcio en el tanque. En este caso, no es necesario, ya que para poder tener  $940 \text{ g/m}^2$  de nitrato de calcio en la solución nutritiva, con una relación 1:132, tendríamos que aportar 124 kg de abono, que se ajustaría sin problemas a 125 kg.

Tanque	Cantidad (kg o L / 1000 L)	Relación de inyección	Aporte de abono		
			g/m3	mmol/L	
1	Nitrato calcio	125	<b>1:132</b>	940	4.35
	Ácido nítrico	25		306	3.01
2	Ácido fosfórico	25	<b>1:204</b>	147	1.50
3	Sulfato potásico	50	<b>1:112</b>	450	2.59

	$\text{NO}_3^-$	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$	$\text{K}^+$	$\text{H}_3\text{O}^+$	$\text{SO}_4^-$
Solución inicial	12.7	1.5	5.7	3.9	2.6
Solución final	12.6	1.5	5.2	4.5	2.6

#### IV.5.2.1 Preparación de soluciones madre para sistemas con una sola cabeza inyectora.

En instalaciones con una sola cabeza inyectora o bien, en algunos casos, en los que la calidad del agua no permita la aplicación conjunta de algunos abonos (caso de algunas aguas de galería con más de 10 meq/L de bicarbonatos, que no permiten de forma económica, la aplicación conjunta de fósforo y calcio), normalmente se opta por aplicar en periodos de tiempo distintos los diferentes fertilizantes. Esta situación es bastante común en cultivos en suelo.

Tradicionalmente, se trabaja con un esquema semanal, donde se aplica en un solo día el calcio, mientras que en el resto de riegos semanales se añaden el resto de fertilizantes. En algunos cultivos sensibles a la carencia de calcio en determinados momentos, puede que este procedimiento sea a la inversa, con varias aplicaciones de calcio semanales y una sola con abonos que aporten fósforo o sulfatos. En ambos casos, el cálculo de concentraciones y equilibrios debe hacerse con base semanal, calculando los aportes de nutrientes para ese periodo. Luego, se asignan en cada día de riego, los abonos que se van a aportar, procurando que la CE de cada riego no supere la marcada como consigna.

Si tenemos el ejemplo de abonada del apartado IV.1.3 que se va a formular en una finca con una sola cabeza inyectora en el cabezal y 3 riegos en semana. Una programación normal en Canarias para no aplicar calcio y fósforo en el mismo día sería usar el nitrato de calcio un solo día y el resto de fertilizantes en el resto de riegos. Para el cálculo se supone una dosis de riego en esa semana sería 60 L/planta y semana.

La cantidad aplicada semanal sería la concentración por la dosis de riego. Esa cantidad tiene que repartirse en los riegos correspondientes:

Abono	Concentración mg/L	Cantidad aplicada semanal mg/L	Nº riegos	Cantidad aplicada riego		Concentración en el riego mg/L
				mg/planta	g/planta	
Nitrato de calcio	22	1320	1	1320	1.32	66
F. monoamónico	26	1560	2	780	0.78	39
Nitrato de potasio	114	6840	2	3420	3.42	171
Nitrato amónico	89	5340	2	2670	2.67	134

Se calcula la concentración de abono en cada riego, que sería la que se había calculado inicialmente pero corregida por el número de riegos en las que tiene que repartirse. En el caso del nitrato cálcico se tiene que aportar toda la concentración de la semana en uno de los 3 riegos, habría que multiplicarla por 3. En el caso del resto de abonos, se aplicarían en 2 de los 3 riegos, por los que habría que multiplicarlos por 3/2.

Si se observa que el valor consigna establecido se supera los lunes y los miércoles, yendo a 34 mg/L, mientras que el sábado se aplica sólo 66 mg/L. Esto se puede dar por bueno o aplicar parte del nitrato amónico o del potásico en el riego del sábado para compensar las concentraciones entre riegos.

Si se quiere dar la abonada en gramos por planta y riego (otra opción es dar la abonada por cada unidad operacional de riego, si se sabe la cantidad de plantas que hay) sería cuestión de ajustar las cantidades de abono a valores algo más sencillos, siendo recomendable realizar un recálculo para comprobar que el equilibrio y la concentración de abono no cambia de forma significativa.

En la tabla siguiente se realiza un ajuste de las cantidades y se hace el recálculo para comprobar los posibles cambios en las condiciones de la solución:

Fertilizante	Dosis abono (g/planta y semana)						
	fertilizante			N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
	Ajuste (g/planta.riego)	Nº riegos	g/planta. semana				
Nitrato de calcio	1.32 → <b>1,0</b>	1	1.0	0,16			0,27
F. monoamónico	0.78 → <b>0.75</b>	2	1.5	0,18	0,9		
Nitrato de potasio	3.42 → <b>3.5</b>	2	7.0	0,91		3,22	
Nitrato amónico	2.67 → <b>2.5</b>	2	5.0	1,72			
Totales		3	14.5	2,97	0.9	3,22	0,27
Equilibrio				1	0.3	1,1	0,1

Al dividir la cantidad de abono total entre la dosis de riego, resulta una concentración de 241 mg/L. Este equilibrio, ligeramente más rico en potasio y algo más bajo en CE, se puede dar por bueno o volver a tantear las cantidades de abono para que den números sencillos.

En ambos casos, se está asumiendo que no se va a cambiar la dosis de riego, lo cual puede ser un riesgo, sobre todo cuando si se tratan de fórmulas que se van a usar durante varios meses, donde la demanda del cultivo puede variar de forma significativa. Una opción, es sabiendo el caudal y número de emisores por planta, dar una tabla donde se indique la dosis en función del tiempo de riego. Si la planta tiene 4 emisores de 4 L/h, lo que daría 16 L/h.planta:

Para ello calcularíamos la concentración en g/L en cada riego, que resulta de la hipótesis anterior, con 20 L/riego y se multiplicaría esa concentración por la dotación de agua correspondiente a cada tiempo de riego;

Para el nitrato potásico:  $5 \text{ g}/20\text{L} = 0.25 \text{ g/L}$

Si teníamos un caudal de 16 L/h.planta, al pasar L/h a L/minuto, serían 0.267 L/minuto.planta.

Si queremos saber cuanto nitrato potásico hace falta para un riego de 45 minutos:

$$0.25 \cdot 0.267 \cdot 45 = 0.60 \text{ g/planta y riego}$$

Podríamos construir una tabla como al siguiente:

Tiempo de riego	Nitrato cálcico	Nitrato potásico	Nitrato amónico	Fosfato monoamónico
	Cantidad de abono por riego			
50 minutos	0,67	4,67	3,33	1,67
1 hora	0,80	5,60	4,00	2,00
1 hora 10 minutos	0,93	6,53	4,67	2,33
1 hora 20 minutos	1,07	7,47	5,33	2,67
1 hora 30 minutos	1,20	8,40	6,00	3,00
1 hora 40 minutos	1,33	9,33	6,67	3,33
1 hora 50 minutos	1,47	10,27	7,33	3,67
2 horas	1,60	11,20	8,00	4,00

Como se dijo al principio, la elección de la forma de transmitir la abonada tiene que ser entendible y aplicable por la persona que finalmente realice la fertirrigación.

Otro caso es que se disponga de un sistema con automatismo de control y tanques de soluciones madre pero se decida que solo se va utilizar una cabeza inyectora. En este caso, se tendría que calcular la CE para cada riego, para saber las consignas. En el caso anterior, como se vio:

Riego del nitrato cálcico: 66 mg/L que correspondería a un aumento de la CE de 77  $\mu\text{S}/\text{cm}$ , inyectando solo del tanque del nitrato de calcio.

Riegos con el resto de abonos: 343 mg/L, correspondientes a un aumento de la CE de 403  $\mu\text{S}/\text{cm}$  y trabajando con el o los tanques que tengan los fertilizantes correspondientes.

Los abonos en los tanques se concentrarían a partir de las concentraciones anteriores usando la relación de inyección.

#### IV.5.2.2 Preparación de soluciones madre para formular distintas soluciones nutritivas en un mismo automatismo.

En algunos casos, normalmente cuando se pretende formular con el mismo sistema de fertirriego diferentes soluciones nutritivas, se suele partir de una cantidad fija de abonos en cada solución madre y se cambian los porcentajes de inyección para formular cada una. Este puede ser un caso más frecuente en explotaciones en cultivo en suelo que cuando se trabaja con sustratos.

En cultivo sin suelo a la hora de intentar formular varias soluciones nutritivas, hay que tener en cuenta que los bajos tiempos de riego junto con instalaciones con longitudes de secundarias largas, puede hacer que esté llegando a la planta la concentración de abono que siga en esas conducciones (Santos y Ríos, 2013).

Una forma de calcular diferentes soluciones nutritivas sería mediante un método de tanteo, partiendo unas cantidades fijas de soluciones madre y cambiando los porcentajes de inyección. Como en el caso del cálculo directo de soluciones nutritivas, el cálculo se facilita utilizando una hoja de cálculo.

En este ejemplo tendríamos un sistema con 3 tanques de 1000 litros con las siguientes cantidades de abono:

Tanque A: (calcio): 100 kg de nitrato de calcio y 25 litros de ácido nítrico (12%N y densidad 1.3 g/cm<sup>3</sup>).

Tanque B (fósforo): 75 kg de fosfato monoamónico.

Tanque C (potasio): 100 kg de nitrato de potasio.

Con estas soluciones madre se pretende manejar un cultivo en suelo de tomate con 3 equilibrios: 1:2:1; 1:1:1 y 1:0.5:2.

Para comenzar el tanteo, elegiríamos unos porcentajes de inyección, por ejemplo, basándonos en los equilibrios: 25% tanque A, 50% tanque B y 25% tanque

C. Esto sería decir que de cada litro inyectado, corresponderían a 250 cm<sup>3</sup> del tanque A, 500 cm<sup>3</sup> del tanque B y 250 cm<sup>3</sup> del C. Teniendo en cuenta que los tanques son de 1000 litros, la concentración en gramos/litro sería

Para saber la cantidad de nutriente que se inyecta, se multiplicaría la cantidad de abono por la riqueza por la inyección en tanto por uno. Para el nitrato de calcio serían  $100 \cdot 0.155 \cdot 0.25 = 3.9$  kg de N y  $100 \cdot 0.27 \cdot 0.25 = 3.9$  g/L de CaO. Para el ácido nítrico, primero pasaríamos de volumen a peso = 25 L · 1.3 kg/L = 32.5 kg y ya luego le aplicaríamos la riqueza:  $32.5 \cdot 0.12 \cdot 0.25 = 1.0$  g/L de N. Si lo hacemos con el resto de abonos, llegaríamos a unas cantidades de nutrientes y al siguiente equilibrio:

Fertilizante	Cantidad	Concentración (gramos/litro inyectado)				
		Inyección	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrato de calcio	100	25	3.9			6.8
ácido nítrico	25	25	1.0			
fosfato monoamónico	75	50	4.5	23		
nitrato de potasio	100	25	3.3		12	
			13	23	12	7
Equilibrio			1	1.8	0.9	0.5

El equilibrio queda corto de fósforo y en menor medida de potasio. Se podría dar por bueno, o en caso que no sea así, volvemos a hacer un tanteo subiendo la inyección del tanque B y C y bajando consiguientemente la del A (que aporta más nitrógeno):

Fertilizante	Cantidad	Concentración (gramos/litro inyectado)				
		Inyección	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrato de calcio	100	20	3,1			5,4
ácido nítrico	25	20	0,8			
fosfato monoamónico	75	60	5,4	27		
nitrato de potasio	100	30	3,9		13,8	
			13.2	27	13,8	5.4
Equilibrio			1	2.0	1,0	0.4

**En principio, podríamos dar por bueno el equilibrio, sabiendo que habría que inyectar el 20% del tanque A, el 60% del tanque B y el 30% del tanque C.** Habría además que poner en el programador la CE y, en su caso, el pH de consigna. Haciendo el mismo proceso de tanteo, ajustaríamos también el equilibrio 1:1:1 y el 1:0.5:2.

Fertilizante	Cantidad	Concentración (gramos/litro inyectado)				
		Inyección	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrate de calcio	100	39	6.0			10.5
ácido nítrico	25	39	1.5			
fosfato monoamónico	75	31	2.8	14.0		
nitrate de potasio	100	30	3.9		13.8	
			14.3	14.0	13.8	10.5
Equilibrio			1	1.0	1.0	0.7

**Para el equilibrio 1:1:1, habría que inyectar el 39% del tanque A, el 31% del tanque B y el 30% del tanque C**

Fertilizante	Cantidad	Concentración (gramos/litro inyectado)				
		Inyección	N	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	K <sub>2</sub> O	CaO
nitrate de calcio	100	25	3.9			6.8
ácido nítrico	25	25	1.0			
fosfato monoamónico	75	15	1.4	6.8		
nitrate de potasio	100	60	7.8		27.6	
			14.0	6.8	27.6	6.8
Equilibrio			1	0.5	2	0.5

**Para el equilibrio 1:0.5:2, habría que inyectar el 25% del tanque A, el 15% del tanque B y el 60% del tanque C**

Si en el proceso de tanteo, no llegamos al equilibrio deseado (normalmente, cuando uno de los nutrientes está en equilibrios muy extremos 1:3:1 o 1:0.5:2), tendremos que cambiar las cantidades iniciales en los tanques y volver a comenzar.

### IV.5.3. Algunas consideraciones sobre el manejo de sistemas de fertirrigación.

Las sondas de pH y de CE deben estar colocadas de forma que la mezcla sea lo más homogénea posible y que la reacción entre los ácidos y el bicarbonato se realice y las lecturas sean más fiables. En sistemas con tanque de mezcla están en un sistema paralelo .del tanque de mezcla, mientras que en sistemas de inyección directa, se coloca algún elemento mezclador dentro de la tubería o se instalan tras un tramo relativamente largo.

La bondad de un automatismo de fertirrigación reside, entre otras cosas, de que las sondas de pH y CE funcionen correctamente. Además de los controles rutinarios en la explotación de que la solución en los emisores corresponde a los valores de consigna, las sondas deben revisarse de forma periódica, sobre todo las de pH. Debe tenerse cuidado que no pasen por las sondas soluciones en las que se estén inyectando de soluciones madre con materia orgánica porque las ensucian muy rápidamente. En algunas instalaciones, las sondas se duplican para tener una mayor seguridad.



Figura 16: Cabezal con doble sonda de pH.

Si los tanques se consumen muy rápido, probablemente la relación de inyección es muy baja y puede subirse. No es recomendable concentrar demasiado la solución nutritiva porque pueden producirse interacciones (efecto del ión común) que hagan precipitar algunas sales, aunque teóricamente no alcancen su solubilidad máxima, cuyos valores vienen en la tabla 16.

Por otra parte, si la solución madre está muy concentrada, el sistema de inyección puede encontrar problemas para mantener la CE consigna constante (la adición de sales en la inyección de un solo pulso es muy grande, sube mucho la CE, deja de inyectarse, hasta que cae a valores inferiores en que vuelve a introducirse una nueva embolada que hacer subir mucho la CE). Este problema es importante sobre todo en riegos de corta duración, donde será complicado alcanzar los valores de CE consigna.

Una buena práctica para detectar errores en la inyección es realizar la regulación de los tanques de forma que bajen todos al mismo ritmo. Si los tanques bajan más o menos a la misma velocidad, el sistema funcionará correctamente. Este sistema es factible normalmente cuando solo se usa una única solución nutritiva.

Como se comentó anteriormente, a la hora de marcar una CE consigna debe tenerse en cuenta la CE calculada de la solución nutritiva, procurando que ambos valores tengan valores parecidos. Si no se hace así, las concentraciones y los equilibrios calculados pueden variar bastante de los deseados, tanto más cuanto más se aleje la CE consigna de la CE esperada de la solución nutritiva. Esto puede ser especialmente peligroso en aguas con bajo contenido en carbonatos (aplicaciones altas de abonos ácidos) o con contenidos altos de algún ion determinado. En Canarias, algunas aguas tienen niveles de magnesio altos. Si se baja demasiado la CE de consigna, las relaciones Ca/Mg pueden llegar a valores peligrosos.

Como la adición de ácido también sube la salinidad puede suceder que cuando, por un cambio del agua de origen, se inyecte demasiado ácido, suba momentáneamente la CE hasta el valor de consigna y el sistema

responda prácticamente no inyectando fertilizantes del resto de los tanques. Esto es muy probable en aguas salinas y con altos contenidos en bicarbonatos cuando se está con una adición de fertilizantes normalmente muy baja. Por eso es conveniente en esos casos el añadir parte del ácido necesario en los otros tanques. Para que la bajada del pH no recaiga exclusivamente sobre el tanque de ácido. Por lo general se podría colocar hasta un 80% del ácido nítrico en el tanque del nitrato de calcio. La cantidad de ácido que se pone en el tanque de corrección de pH se calcula para los bicarbonatos del análisis de agua y suponiendo una inyección similar al del resto de los tanques. El consumo puede variar del calculado si cambian los bicarbonatos del agua o la densidad del ácido.

Si se observan descensos muy bruscos de pH durante la inyección, debe diluirse el ácido, ya que con pequeños volúmenes de inyección de ácido concentrado, el pH baja bruscamente. El efecto de las subidas y bajadas de pH y CE por las causas anteriores puede paliarse si existe algún tipo de elemento mezclador aguas arriba de la toma de las sondas. Por otra parte, los efectos de subidas y bajadas bruscas de pH y CE suelen ser bastante menores medidos en el emisor.



## IV. COLOCACIÓN DE LOS ABONOS EN LOS TANQUES

Una vez determinadas las cantidades de abono a aportar, redondeadas, y corregidas para el volumen de cada tanque, se tiene que decidir en que tanque deben colocarse. Para ello se deben conocer las incompatibilidades químicas entre sales fertilizantes. Para ello hay que tener en cuenta una serie de cosas:

- **Como base, no deben colocarse en un mismo tanque abonos que contengan calcio con fosfatos o sulfatos**, bien de macroelementos ( $K_2SO_4$ ,  $(NH_4)_2SO_4$ ,  $MgSO_4$ ) o de microelementos ( $MnSO_4$ ,  $CuSO_4$ ,  $ZnSO_4$ ).
- El nitrato potásico y el nitrato amónico pueden colocarse en cualquier tanque.
- El ácido fosfórico puede contener impurezas (especialmente si se obtiene por “vía húmeda”) que reaccionan con los sulfatos apareciendo precipitados mucilaginosos (fosfatos de hierro y aluminio). En algunos casos, el sulfato potásico puede contener impurezas que también intervienen en la aparición de ese fenómeno. Algo parecido ocurre en algunos casos si se colocan los microelementos en el tanque de los fosfatos. Esta es una de las razones de colocar pequeños filtros en las salidas de la aspiración de la inyección para evitar que esos precipitados terminen averiando las electroválvulas.
- No se recomienda mezclar sales de magnesio con fosfatos a pH mayores de 5.2 y en siempre con concentraciones relativamente bajas. Cuando se usa como fuente de magnesio el nitrato se recomienda colocarlo en el tanque del calcio.
- La estabilidad de los quelatos a pH extremos es muy limitada, por lo que deberán añadirse en un tanque con pH mayor de 4 y menor que 7. Se recomienda realizar una prueba previa de la estabilidad de

diferentes quelatos comerciales con la solución nutritiva con la que se trabaje. Si suelen haber problemas de microelementos, puede ser recomendable usar una cabeza inyectora específica para ellos.

- Cuando el agua tiene un contenido de bicarbonatos muy alta, puede ser recomendable añadir ácido en el tanque del calcio para evitar precipitaciones. El agua de ese tanque podría estar como mínimo a un pH alrededor de 6.5.
- Debido a la baja solubilidad del sulfato potásico cuando se tenga una concentración alta en la solución madre, puede ser recomendable no mezclarlo con otros abonos que contengan potasio para evitar posibles precipitaciones por el efecto del ion común.

En la tabla 15 se presenta una tabla de compatibilidades para mezclar abonos en soluciones madre. Siempre es conveniente utilizar el menor número de abonos posibles.

Con estas premisas, en el caso de tener tres tanques y uno de ácido, una opción lógica sería (entre varias posibles):

Tanque A: sulfatos (potasio, magnesio, microelementos como sales simples), nitrato amónico, nitrato potásico.

Tanque B: fosfatos ( $H_3PO_4$  o  $KH_2PO_4$ ).

Tanque C: nitrato de calcio, nitrato de magnesio y parte del ácido nítrico.

**Tabla 15: Cuadro de compatibilidades para mezclas de abonos en soluciones madre**

	Ácido nítrico	Nitrato cálcico	Nitrato potásico	Nitrato amónico	Nitrato de magnesio	Sulfato amónico	Fosfato Monoam.	Urea fosfato	Ácido fosfórico	Fosfato monopot.	Sulfato potásico	Cloruro potásico	Epsonita	Cloruro cálcico	urea
Ácido nítrico	SI														
Nitrato cálcico	SI	SI													
Nitrato potásico	SI	SI	SI												
Nitrato amónico	SI	SI	SI	SI											
Nitrato de magnesio	SI	SI	SI	SI	SI										
Sulfato amónico	SI	NO	SI	SI	SI	SI									
Fosfato monoam.	SI	NO	SI	SI	PR	SI	SI								
Urea fosfato	SI	NO	SI	SI	PR	SI	SI	SI							
Ácido fosfórico	SI	NO	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI						
Fosfato monopot.	SI	NO	SI	SI	PR	SI	SI	SI	SI	SI					
Sulfato potásico	SI	NO	PR	SI	SI	PR	SI	SI	SI	PR	SI				
Cloruro potásico	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	PR	SI			
Epsonita	SI	NO	SI	SI	SI	SI	PR	PR	SI	PR	PR	SI	SI		
Cloruro cálcico	SI	SI	SI	SI	SI	NO	NO	NO	NO	NO	NO	SI	NO	SI	
Urea	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI	SI

SI: compatibles

NO: no compatibles

PR: problemas de solubilidad

En los tanques A y C (especialmente en ese último) es muy recomendable añadir algo de  $\text{HNO}_3$  hasta dejar el pH alrededor de 6.5, como mínimo, para evitar precipitaciones de calcio. Los microelementos se podrían añadir en cualquier tanque en teoría, siempre después de añadir el ácido

(si lo llevara) y comprobar que el pH está dentro de los rangos de estabilidad óptima de los quelatos (4-6). Sin embargo, si alguno de los elementos viene como sulfato, no sería recomendable ponerlo en el tanque del calcio. Teniendo en cuenta además el posible riesgo de precipitación de fosfatos metálicos, lo más seguro es colocarlo en el tanque del potasio si su pH está dentro de los valores normales.

Se puede colocar parte del nitrato potásico en el tanque del calcio, si la concentración del tanque A es muy alta o pudieran haber problemas de precipitación con el sulfato potásico.



Figura 17: Izquierda: Sistema con 3 tanques.  
Derecha: Sistemas con 2 tanques (más 1 de ácido)

En el caso de dos tanques más uno de ácido, las opciones son más limitadas:

Tanque A: Se pone el nitrato cálcico y el nitrato de magnesio con parte del ácido nítrico.

Tanque B: En este tanque va el resto de sales (sulfatos, fosfatos y nitratos)

Se puede colocar parte del nitrato potásico en el tanque del calcio, si la concentración total del otro tanque es muy alta. Con respecto a los mi-

croelementos se podrían poner en el tanque del calcio si el pH es mayor de 4 o si no en el otro.

En el caso de tener más de tres tanques, las opciones se abren mucho. Lo más usual es un tanque con las fuentes de potasio y magnesio, junto con  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , otro con el fósforo, un tercero con el nitrato de calcio y el cuarto con los microelementos.



Figura18: Sistema de 4 tanques.

Una vez calculadas la cantidad de abonos y decidido en que tanque se colocan, debe comprobarse si se supera la solubilidad máxima de los abonos sólidos. En la tabla 16 vienen listadas las solubilidades de los principales abonos sólidos. Se han consultado varias fuentes, poniendo los valores máximos y mínimos encontrados, cuando se tienen.



Figura 19: Sistemas con 5 tanques

La solubilidad está muy influida por la temperatura. Las posibilidades de cambiar la temperatura del agua son muy limitadas en la inmensa mayoría de las explotaciones. Hay que tener en cuenta que los abonos nitrogenados, en especial el nitrato amónico y en menor medida el potásico, al disolverse enfrían el agua, tanto más cuanto más cantidad se disuelva. (si se disuelven 50 kg de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  en 100 L de agua a  $26^\circ$ , la temperatura baja a casi  $0^\circ$ ). A esta temperatura, la solubilidad de esas mismas sales y de otras baja notoriamente. Por lo tanto, las cantidades máximas a aportar de nitrato amónico y potásico para evitar problemas de sobresaturación se alejan bastante de las solubilidades máximas, siendo recomendable trabajar con los valores bajos de los intervalos señalados en la tabla 16.

<b>Tabla 16: Intervalos de solubilidad de los principales abonos utilizados en fertirrigación</b>	
<b>Fertilizante</b>	<b>Solubilidad (kg/100 L)</b>
Ácido nítrico	***
Nitrato cálcico	100-120
Nitrato potásico	14-32
Nitrato amónico	25-170
Nitrato de magnesio	28-40
Sulfato amónico	40-76
Fosfato monoamónico	20-35
Urea fosfato	25-69
Ácido fosfórico	***
Fosfato monopotásico	17-23
Sulfato potásico	7-12
Cloruro potásico	27-34
Epsonita**	25-70
Cloruro cálcico	60-75
urea	78-120

\*\*\*: solubles en cualquier proporción

Por otra parte, la reacción de disolución de los ácidos en el agua desprende mucha energía, calentando la solución. En el caso del ácido sulfúrico, esta subida de temperatura es muy notable. Recuerde que siempre este ácido debe diluirse aplicándolo en una cantidad de agua respetable y nunca al revés.

Teniendo en cuenta los posibles cambios de la solubilidad por la temperatura o por posibles efectos de ion común se suelen usar como normas de cálculo:

- Tener un coeficiente de seguridad del 80-90% de los datos de la tabla.
- La suma de todos los abonos aplicados a cada tanque no debe superar el 15% (150 kg /1000 l de agua) con temperaturas del agua frías o el 20% si la temperatura de la solución está en los alrededores de 20°C.

En el caso de que algún abono supere la solubilidad máxima, o que la suma de abonos de un tanque sea mayor del 15-20% se presentan varias opciones:

- Se pueden diluir las cantidades de abono en los tanques como en el ejemplo anterior, hasta que el problema desaparezca (con lo que las soluciones madre se tendrán que reponer más a menudo).

En el ejemplo siguiente, suponiendo 1 tanques de 1000 L, con la solución madre compuesta de los abonos que se presentan:

Abono	kg/1000 L	%
Nitrato cálcico	150	
ácido nítrico	25	
Total	175	17.5

En el tanque B se supera el 15% de concentración. Como el valor está muy próximo se podría dar por bueno. O bien, se puede diluir la cantidad de abono hasta bajar del 15% y se sube la inyección de ese tanque proporcionalmente para mantener las concentraciones. El cálculo del aumento de la inyección, para quedarse en una concentración total en el tanque del 15%, se podría realizar como sigue:

$$\frac{175}{150} = 1.17 \text{ veces hay que diluir la cantidad de abono en el tanque y que aumentar la inyección para lograr la concentración deseada de nitrato de calcio y de ácido nítrico}$$

- Redistribuir los abonos en los tanques. Si el problema ocurre con el nitrato potásico o el amónico, estos abonos se pueden distribuir entre los tres tanques sin ningún problema, o si el problema ocurre con algún sulfato, se podría colocar parte en el tanque C, donde van los fosfatos.

Otra consideración importante para determinar la concentración de los tanques de solución madre, es el tiempo que transcurre entre que se preparan y se vacían. Por una parte, no es recomendable preparar soluciones madre que estén durante periodos prolongados en los tanques (1-2 semanas para soluciones madre concentradas y un mes para las más diluidas) ya que los problemas de precipitación se van agravando con el tiempo. Por otra parte, la solución madre debe estar lo suficientemente concentrada para que no haya que reemplazarla en muy poco tiempo. La concentración de los tanques debería permitir que las soluciones madre se hicieran una vez al día, como periodo máximo.

Para calcular el tiempo que durarían los tanques, se debe saber la cantidad diaria de agua con la que se riega, bien con los datos de contadores, o a partir de los caudales de los emisores y el tamaño de las parcelas. Con ese volumen, se elige un abono y se multiplica la concentración por el volumen diario de riego. Finalmente se divide la cantidad presente en la solución madre entre ese valor, obteniendo la duración.

Supongamos una finca que tiene un total de 100.000 plantas, donde se están realizando 10 riegos de 3 minutos. A cada conjunto de dos plantas le corresponde un gotero de 3 l/h.

100.000 plantas. 3l/h. 0.5 goteros/planta=150.000 l/h=150 m<sup>3</sup>/h; 150 m<sup>3</sup>/h. 0.5 h/día=75 m<sup>3</sup>/día

Si la solución nutritiva es la del primer ejemplo del apartado IV.5.2, tendríamos que la cantidad de sulfato potásico a aportar sería 446 mg/L = 446 g/m<sup>3</sup>.

El consumo en un día sería 446 g/m<sup>3</sup>. 75 m<sup>3</sup>/día = 33.5 kg de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>/día.

Como la concentración en la solución madre es de 45 kg/tanque de 1000 L, la duración sería:

**45 kg/33.5 kg = 1.34 días para tanques de 1000 L.**

Si este periodo es muy bajo se puede aumentar la relación de inyección, teniendo como límite la solubilidad máxima del sulfato potásico. La siguiente opción sería el uso de tanques de solución madre mayores, lo que puede ser un problema cuando las instalaciones son pequeñas.

El orden en que se disuelven los abonos en un tanque sería primero poner el ácido y luego el resto en orden inverso a su solubilidad: de menos a más solubles. Si se añade nitrato potásico o amónico, debe hacerse en último lugar, para evitar que la bajada de temperatura afecte a la disolución

de los otros elementos. Por lo general, se llenan de agua los tanques hasta la mitad, se aplica lentamente el ácido concentrado para evitar salpicaduras y luego se disuelve el resto de abonos, aprovechando para terminar de llenar.

El uso de agitadores (mecánicos o sopladores) siempre es recomendable, especialmente con abonos que tardan en disolverse como el sulfato potásico. En soluciones madre muy concentradas puede darse un gradiente de concentración, estando más concentrada la solución en la parte más baja, por lo que el uso de agitadores que mezclen en profundidad es de gran importancia para que la inyección sea constante en el tiempo. Es importante realizar un ciclo de agitado antes de comenzar el riego y en el caso de soluciones madre muy concentradas, varias veces al día.





## VI. BIBLIOGRAFÍA

- ALARCÓN VERA, A. 1998. Modificaciones de conductividad eléctrica en fertirrigación. *Horticultura*, 130: 50-53.
- AYERS. R.S. y D.W. WESTCOT. 1985. Water quality for agriculture. FAO Irrigation and Drainage Paper 29. Roma
- BAR YOSEF, B. 1999. Advances in fertigation. *Advances in agronomy*, 1-77.
- BRAGG, N. 1995. Growing media. *Grower Handbook 1*. Grower Books, Nexus Media Ltd. Kent. 106 pp.
- CADAHÍA, C. (Ed.) 1998. Fertirrigación. Cultivos hortícolas y ornamentales. Mundiprensa. Madrid. 475 pp.
- CÁNOVAS MARTÍNEZ, F. y J.R. DÍAZ ÁLVAREZ. (Eds.) 1993. Curso superior de especialización sobre cultivos sin suelo. Instituto de Estudios Almerienses, Fundación para la Investigación Agraria en la Provincia de Almería. Almería. 372 pp.
- CASAS, A. y E. CASAS. 1999. El análisis de suelo – agua – planta y su aplicación a la nutrición de los cultivos hortícolas en la zona del sureste peninsular. Caja Rural de Almería. Almería 250 p
- CASTILLA, N. 2005. Invernaderos de plástico. Tecnología y manejo. Mundi-Prensa. Madrid. 462 p.
- CHARPENTIER, S. 1985. Equilibres chimiques et précipitation dans les solutions nutritives. *PHM Revue Horticole*, 258: 19-24
- DOMÍNGUEZ, E. y C. NOGUEROLES. 2012. Fertirrigación. p. 115-126. En. NOGUEROLES, C. (Ed). Calidad y sostenibilidad en el cultivo de la platananera en Canarias. ASPROCAN. 223 p.
- HERNÁNDEZ, J.M., J. MASCAREL, S. DUARTE, A. PÉREZ, J.L. SANTANA y A.R. SOCORRO. 1980. Seminario sobre interpretación de análisis químicos de suelos, aguas y plantas. Centro Regional de Extensión Agraria de Canarias.

- GIMÉNEZ MONTESINOS, M. 1996. Fertilizantes para la fertirrigación por goteo. III Jornadas de Fertilización de los Cultivos Agrícolas. Santa Cruz de Tenerife. 29-30 de mayo de 1996.
- De KREIJ, C: 1995. Latest insights into water and nutrient control in soilless cultivation. *Acta Horticulturae*, 408: 47-61.
- LEMAIRE, F., A. DARTIGUES, L.M. RIVIÈRE y S.CHARPENTIER. 1989. Cultures en pots et conteneurs. INRA. París. 184 p.
- MAAS, E.W. y S.R. GRATAN. 1999. Crop yields as affected by salinity. En: Skaggs, R.W. Y J. Van Schilfgaarde (Eds). *Agricultural Drainage. Agronomy Monograph*, 38. ASA, CSSA, SSSA. Madison. EE.UU.
- MARTÍNEZ CALDEVILLA, E. y M. GARCÍA LOZANO. 1993. Cultivos sin suelo: Hortalizas en clima mediterráneo. *Compendio de Horticultura nº 3*. Ed. de Horticultura. Reus. 123 pp.
- MINISTERIO DE MEDIO AMBIENTE Y MEDIO RURAL Y MARINO. 2010. Guía práctica de la fertilización racional de los cultivos en España. Servicio de Publicaciones del Ministerio de Medio Ambiente y Medio Rural y Marino. Madrid. 259 p.
- NORVELL, W.A. 1983. Equilibrio de los quelatos metálicos. p. 127-152. En: Mortvedt, J.J., P.M. Giordano y W.L. Lindsey (Eds.) *Micronutrientes en agricultura*. AGT Editor. México.
- RAVIV, M. y J.H. LIETH. 2008. *Soilless culture: theory and practice*. Elsevier. 587 p.
- De RIJCK y E. SCHREVEENS. 1997. pH influenced by the elemental composition of nutrient solutions. *Journal of Plant Nutrition*, 20 (7-8): 911-923
- RÍOS, D. y B. SANTOS. 2012. Manejo práctico del riego en cultivo sin suelo. *Información Técnica*. Servicio de Agricultura y Desarrollo Rural. Cabildo de Tenerife. 6 p.
- RODRIGO, J., J.M. HERNÁNDEZ. A. PÉREZ Y J. GONZALEZ. 1997. Riego localizado. *Mundi-Prensa*. 407 p.

- ROSS, J. 1998. Hydroponic tomato production. Casper Publishing. Narrabeen. Australia. 207 pp.
- SANTOS, B., D. RÍOS, F. RODRÍGUEZ y J.L. CRUZ. 2011. Absorción de macronutrientes en fresa cultivada en fibra de coco en Tenerife (Islas Canarias). XLI Seminario de Técnicos y Especialistas en Horticultura. Gijón. Asturias. 3-7/10/2011. Disponible en línea en: <http://www.chil.es/event/386>.
- SANTOS, B. y D. RÍOS. 2013. El picón como sustrato para cultivo sin suelo. Información Técnica. Servicio de Agricultura y Desarrollo Rural. Cabildo de Tenerife. 14 p.
- SONNENVELD, C. 1989. A method for calculating the composition of nutrients solutions for soilless cultures. 3ª Ed. traducida. Voedingsoplossingen glastuinbouw n° 10. Glasshouse Crops Research Station. Naaldwijk. 13 p.
- SONNENVELD, C. y N. STRAVER. 1994. Nutrient solutions for vegetables and flowers grown in water or substrates. 3ª Ed. traducida. Voedingsoplossingen glastuinbouw n° 8. Glasshouse Crops Research Station. Naaldwijk. 45 p.
- STEINER, A.A. 1988. La composición de las soluciones nutritivas. Horticultura, 41: 97-103.
- STEINER, A.A. 1996. Principles of plant nutrition by a recirculating nutrient solution. ISOSC 8<sup>th</sup> International Congress of Soilless Culture Proceedings: 505-513.
- URRESTARAZU GAVILÁN, M. 2004. Tratado de cultivo sin suelo. 3ª Edición. Mundi-Prensa. Madrid. 914 p.
- WREESMANN, C. 1996. Chelated micro-nutrients for soilless culture. ISOSC 8<sup>th</sup> International Congress of Soilless Culture Proceedings: 559-572.





