

SW  
HK  
81

Stambordnr.: 3610

14482 + 14483 + 26

ISN = 109745 H

PROEFSTATION VOOR TUINBOUW ONDER GLAS TE NAALDWIJK  
CONSULENTSCHAP VOOR DE TUINBOUW

BIBLIOTHEEK  
PROEFSTATION VOOR TUINBOUW  
ONDER GLAS TE NAALDWIJK

SCHEIKUNDE EN BEMESTING VOOR DE TEELT IN SUBSTRAAT

J. de Hoog, Consulenten-  
schap voor de Tuinbouw te Naaldwijk  
ing. J.W.M. Janssen, Consulenten-  
schap voor Bodemaangelegenheden in de Tuinbouw  
ing. E. Maassen, Consulenten-  
schap voor de Tuinbouw te Naaldwijk

Nr. 81  
Informatiereeks  
Januari 1983

Prijs: f 7,50.



## INHOUD

	Pag.
<u>Ten geleide</u>	5
1. <u>Atoombouw</u>	6
1.1. Moleculen en atomen; elementen	6
1.2. Atoombouw	7
1.3. Elektronen en elektronenschillen	8
2. <u>Binding tussen atomen</u>	9
2.1. Elektronegativiteit	9
2.2. Ionbinding	10
2.3. Atoombinding	11
2.4. Valentie of waardigheid	11
2.5. Reactievergelijkingen	11
2.6. Het begrip mol	11
3. <u>Zuren en basen</u>	12
3.1. Inleiding	12
3.2. Zuur	12
3.3. Base	12
3.4. Oplossen van zuren en basen	12
4. <u>Zouten</u>	14
4.1. Vormen van zouten, zuren en hydroxyden	14
5. <u>Voeding van de plant</u>	15
6. <u>Scheikunde van het water</u>	16
6.1. Hard water	16
6.2. Zout water	16
6.3. Grondwater	16
6.4. Regenwater	16
6.5. Bicarbonaat	17
7. <u>EC</u>	18
7.1. Het begrip EC	18
7.2. Aanpassing EC	20
7.3. Sporenelementen ten opzichte van EC	20
8. <u>pH</u>	22
8.1. pH ten opzichte van de plant	22
8.2. pH in relatie met Fe	22
8.3. pH in relatie met fosfaat	23
8.4. Beïnvloeding van de pH	23
8.4.1. pH verlagen	23
8.4.2. pH verhogen	24
9. <u>Soorten water en schema keuze</u>	25
9.1. Regenwater en ontzout water	25
9.2. Bronwater, oppervlakte water en leidingwater	25
10. <u>Functies van de diverse voedingselementen</u>	27
11. <u>Analyseren van de substraten</u>	28

## TEN GELEIDE

De teelt in substraten is, na een aarzelende start in 1975, vooral vanaf 1980 sterk uitgebreid. In de glasgroenteteelt wordt het areaal beplant op substraat voor het seizoen 1983 geschat op bijna 1.000 ha.

Een verdere omschakeling ligt in de lijn van de verwachting.

In de praktijk blijkt het telen op substraat geen opmerkelijke moeilijkheden te geven. Men went snel aan de veranderde manier van telen.

Wel vereist het van de teler een zekere onafhankelijkheid. Onafhankelijkheid met betrekking tot de wijze waarop het watergeven en de voeding van de planten tot stand komt en hoe het wortelmilieu voor de planten wordt bepaald. Men mag niet afhankelijk zijn van speciale adviseurs. De teler zal zelf in staat moeten zijn tot het doen van bepalingen en het oordelen daarover.

Een en ander vereist een zekere basiskennis met betrekking tot de scheikunde en de bemesting. Via speciaal voor dit doel gegeven cursussen is en wordt deze kennis verspreid. Vaak betreft het dan het opfrissen en aanpassen van de kennis die men vele jaren geleden op school heeft opgedaan.

Deze brochure is uitgegeven met het doel op deze cursussen te worden benut, terwijl degenen die geen cursus kunnen volgen ook door middel van deze brochure over de nodige kennisaanvulling en -aanpassing kunnen beschikken.

De substraatteelt moet genormaliseerd worden. Geen speciale ideeën er over; gewoon een aparte wijze van telen. Daartoe kan deze brochure helpen.

De heren De Hoog, Janssen, en Maassen, hebben zich met de samenstelling van deze brochure belast. Zij zijn dankbaar voor eventuele op- en aanmerkingen te gebruiken bij een volgende uitgave.

## 1. ATOOMOPBOUW

### 1.1. Moleculen en atomen; elementen

De eigenschappen van een zuivere stof zijn afhankelijk van de soort stof, niet van de hoeveelheid

Alle stoffen zijn opgebouwd uit moleculen. Een molecuul is het kleinste deeltje van een stof dat nog de eigenschappen van die stof bezit.

Een zuivere stof bevat maar één soort molecuul. Een mengsel bestaat uit verschillende stoffen, dus ook uit verschillende soorten moleculen. De moleculen zijn opgebouwd uit nog kleinere deeltjes: de atomen. Atomen hebben afzonderlijk andere eigenschappen dan wanneer ze in een molecuul met elkaar verbonden zijn. Een suikermolecuul heeft alle eigenschappen van de zuivere stof suiker. De atomen zuurstof, koolstof en waterstof, waaruit suiker is opgebouwd, hebben afzonderlijk geheel andere eigenschappen.

Er zijn tegenwoordig ruim honderd verschillende atomen bekend, die allemaal in de natuur voorkomen. Met deze honderd bouwstenen kunnen ontelbaar veel verschillende moleculen worden opgebouwd, net zoals uit de 26 letters van ons alfabet ontelbaar veel woorden kunnen worden gemaakt.

Een stof waarvan de moleculen slechts uit één soort atomen bestaat, wordt een element genoemd. In de scheikunde heeft elk element zijn eigen symbool, meestal de afkorting van zijn Latijnse naam. Zo is het symbool voor waterstof (in het Latijn Hydrogenium) H, voor zuurstof (Oxygenium) O en voor Zwavel (Sulfur) S. Verschillende atomen blijken ook verschillende massa's te hebben.

De massa van een atoom heet atoommassa.

De massa van een enkel atoom is zeer klein: 1 atoom waterstof bijvoorbeeld heeft een massa van  $1,67,10^{-27}$  kg (= 0,000000000000000000000000000000167 kg).

Omdat voor het uitdrukken van atoommassa's de kg een onhandig grote eenheid is, heeft men een andere, veel kleinere eenheid ingevoerd: de atomaire massa-eenheid. Bij afspraak is de massa van 1 atoom koolstof (C) gelijk gesteld aan 12. 1 atoom waterstof is 12 maal zo licht.

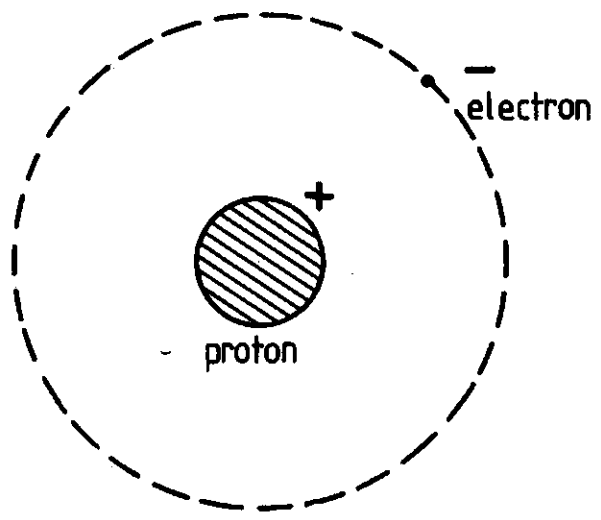
De atoommassa van waterstof is dus 1.

Tabel 1. Symbolen en relatieve atoommassa's van in de bemesting gebruikte elementen

Element	Symbool	Atoomnummer	Relatieve atoom-massa
waterstof	H	1	1,0
borium	B	5	10,8
koolstof	C	6	12,0
stikstof	N	7	14,0
zuurstof	O	8	16,0
natrium	Na	11	23,0
magnesium	Mg	12	24,3
aluminium	Al	13	27,0
fosfor	P	15	31,0
zwavel	S	16	32,1
chloor	Cl	17	35,5
kalium	K	19	39,1
calcium	Ca	20	40,1
mangaan	Mn	25	54,9
ijzer	Fe	26	55,9
koper	Cu	29	63,6
zink	Zn	30	65,4
broom	Br	35	79,9
molybdeen	Mo	42	96,0

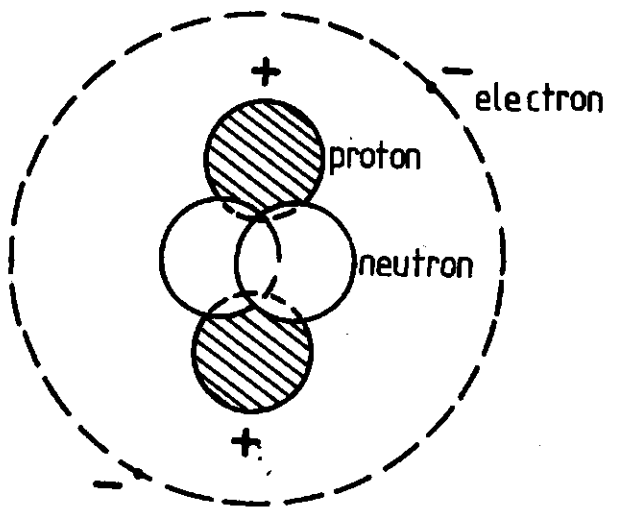
### 1.2. Atoompbouw

Men kan het atoom als een miniatuur zonnestelsel voorstellen, bestaande uit een kern van protonen en neutronen, waaromheen de elektronen cirkelen. Omdat de atomen elektrisch neutraal zijn, moet elk atoom evenveel protonen als elektronen bezitten. Een atoom van het element waterstof (H) bevat 1 proton in de kern en 1 elektron dat om dit proton beweegt in een bolvormige baan, de elektronenschil (zie figuur 1).



Figuur 1. Schematische voorstelling van een atoom waterstof (H).

Tussen de kern en het elektron bestaat een volstrekt lege ruimte. Helium is het tweede element. Een heliumatoom bevat 2 protonen in de kern en 2 elektronen in een schil. De massa van helium is (afgerond) 4 atoommassa-eenheid (a.m.e.). Blijkbaar zitten er in de kern 4 massadeeltjes. Buiten de 2 protonen moeten er dus nog 2 neutronen in de kern zitten. Deze neutronen zijn nodig om de kern bij elkaar te houden (zie figuur 2).



Figuur 2. Schematische voorstelling van een atoom Helium (He).

Wanneer de kern alleen 2 positief geladen protonen zou bevatten zouden deze elkaar afstoten en de kern zou uit elkaar spatten. De neutronen schermen de

positieve lading van de protonen af, waardoor de kern niet uit elkaar valt.

Het aantal protonen dat een element bevat, heet het atoomnummer. Het aantal manadeeltjes (protonen + neutronen) heet het massagetal.

### 1.3. Elektronen en elektronenschillen

Tot nu toe hebben wij ons vooral bezig gehouden met de deeltjes in de atoomkern: protonen en neutronen. In deze paragraaf komen de deeltjes buiten de kern aan de beurt: de elektronen.

De elektronen bewegen in bepaalde vaste banen: de elektronenschillen.

Men spreekt ook wel van elektronenwolken. Elke elektronenschil kan een bepaald maximum aantal elektronen bevatten (1e schil 2, 2e en volgende schillen maximaal 8).

## 2. BINDING TUSSEN ATOMEN

### 2.1. Elektronegativiteit

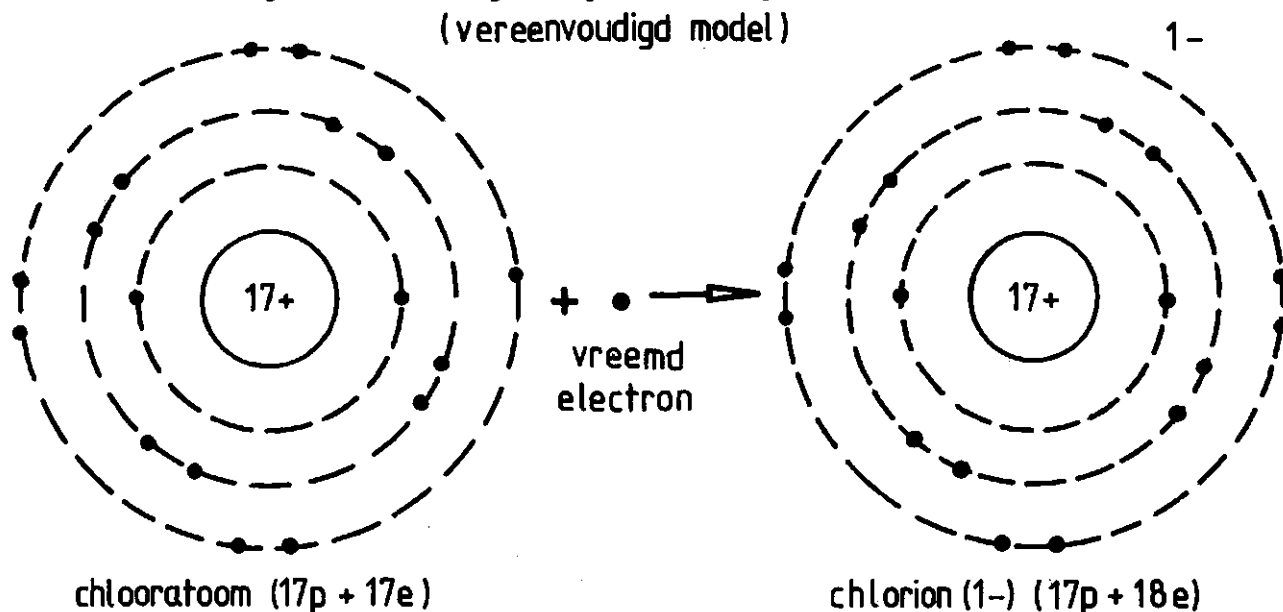
De edelgasen met hun volle buitenste schil vertonen weinig neiging om met andere elementen te reageren. De overige elementen streven ook naar een volle buitenste schil: de edelgasconfiguratie. Een atoom van een element dat geen edelgas is, kan de edelgasconfiguratie bereiken door zich met één of meer andere atomen te verbinden tot een molecuul.

De binding tussen twee atomen in zo'n molecuul kan op verschillende manieren tot stand komen.

### 2.2. Ionbinding

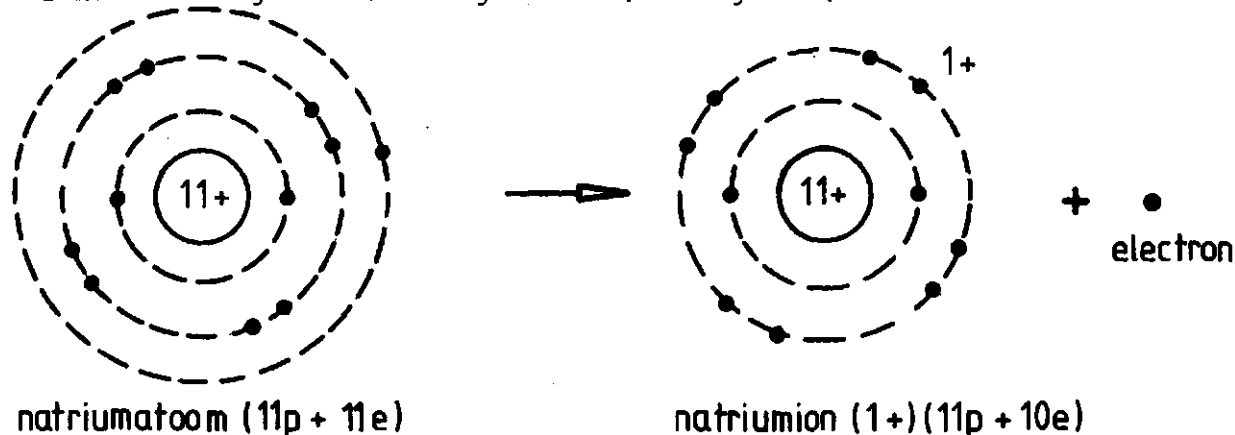
De elementen natrium en chloor verschillen sterk in elektronegativiteit. Dit betekent dat wanneer een natrium- en een chlooratoom elkaar raken, het chlooratoom gemakkelijk een elektron van het natriumatoom zal overnemen. Beide atomen krijgen op deze wijze de edelgasconfiguratie.

Het chlooratoom gaat over in een negatief geladen chloorion met dezelfde elektronenverdeling als het edelgas argon (zie figuur 3).



Figuur 3. Schematische voorstelling van het opnemen van een 'vreemd' elektron door een chlooratoom.

Het natriumatoom gaat over in een positief geladen natriumion met dezelfde elektronenverdeling als het edelgas neon (zie figuur 4).



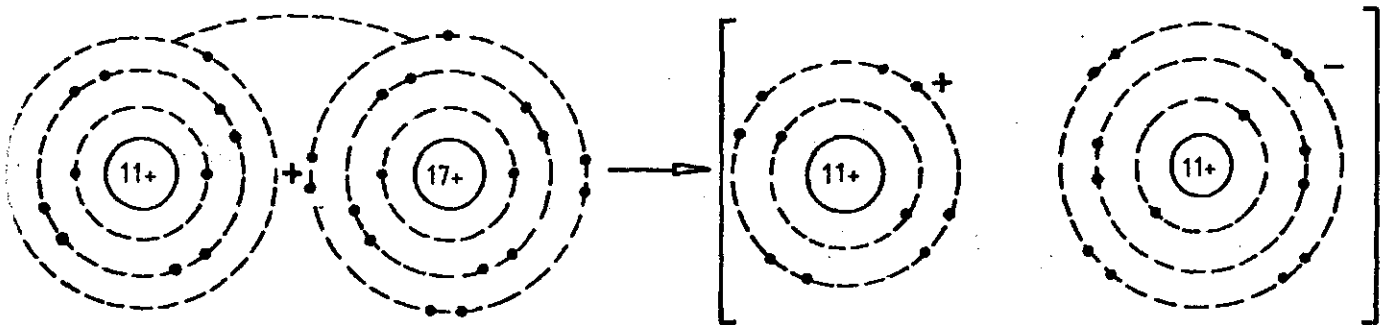
Figuur 4. Schematische voorstelling van de afgifte van een elektron door een natriumatoom.

Het negatieve chloorion dat één elektron meer heeft dan het neutrale chlooratoom, geven wij kort aan met  $\text{Cl}^-$ . Voor het positieve natriumion dat één elektron minder heeft dan het neutrale natriumatoom, schrijven wij  $\text{Na}^+$ .

Algemeen:

Een ion is een geladen atoom of atoomgroep.

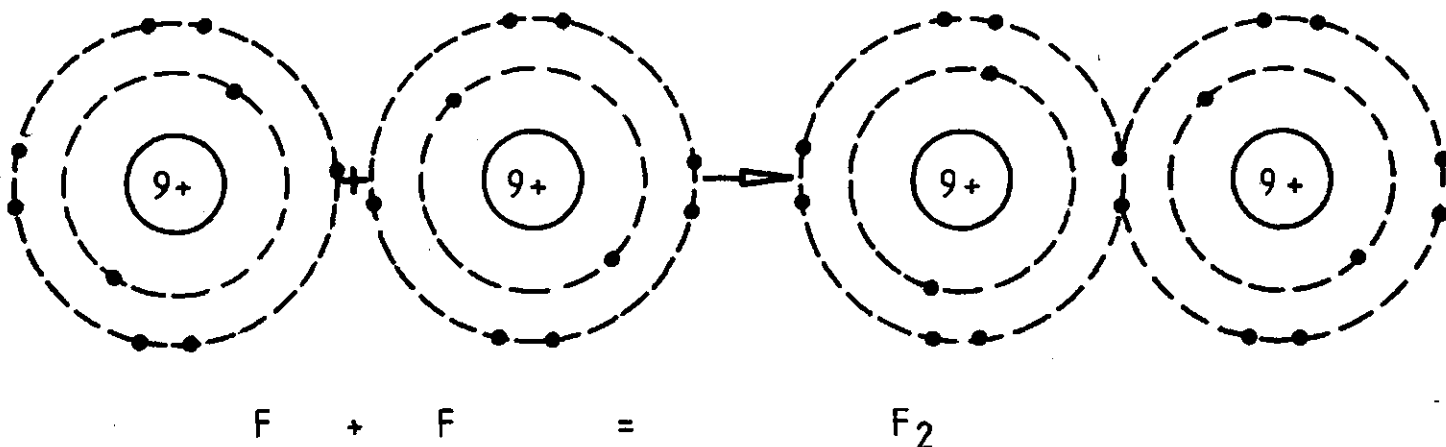
Omdat positieve en negatieve deeltjes elkaar aantrekken, zullen het chloorion en het natriumion elkaar vasthouden: er is een scheikundige verbinding natriumchloride (keukenzout), in formule  $\text{NaCl}$  (zie figuur 5).



Figuur 5. Schematische voorstelling van de scheikundige reactie tussen een natrium- en een chlooratoom.

### 2.3. Atoombinding

Atomen die weinig verschil in elektronegativiteit vertonen, kunnen geen ionbinding met elkaar aangaan. Toch zijn er veel verbindingen bekend tussen atomen die weinig of niet in elektronegativiteit verschillen. Twee atomen met een geringe (en gelijke) elektronegativiteit kunnen een soort edelgasconfiguratie bereiken, doordat ze één of meer elektronenparen delen, bijvoorbeeld fluor  $\text{F}$  (zie figuur 6).



Figuur 6. Schematische weergave van de binding tussen twee fluoratomen.



#### 2.4. Valentie of waardigheid

Bij de vorming van bijvoorbeeld magnesiumchloride ( $MgCl_2$ ) zien wij dat een molecuul  $MgCl_2$  bestaat uit 1 Mg-atoom en 2 Cl-atomen. Bij de reactie staat het Mg-atoom twee valentie-elektronen af. Wij zeggen: magnesium is tweewaardig positief ofwel de valentie is +2. De chlooratomen nemen bij de reactie met magnesium elk één elektron op. Wij zeggen: chloor is bij de reactie met een metaal eenwaardig negatief ofwel is -1.

#### 2.5. Reactievergelijkingen

Wanneer natrium met zuurstof reageert krijgen wij natriumoxyde:



Dit heet verbranding of oxydatie. De stof die dan ontstaat heet een oxyde. Bij deze reactie reageren 4 moleculen natrium met 1 molecuul  $\text{O}_2$  (bestaande uit 2 atomen) tot 2 moleculen  $\text{Na}_2\text{O}$ .

Lossen wij  $\text{Na}_2\text{O}$  op in water, dan reageert het natriumoxyde met water, en ontstaat de volgende reactie:



De stof die ontstaan is heet natriumhydroxyde.

De meeste elementen komen in de natuur voor in de vorm van verbindingen.

#### 2.6. Het begrip mol

In een scheikundige formule is de verhouding van de aantallen atomen, die in een verbinding voorkomen, weergegeven. De massa van de atomen is zo klein, dat berekeningen hiermee zeer ingewikkeld zouden worden.

Daarom werkt men met de relatieve atoommassa. Hiervoor heeft men het begrip mol ingevoerd. 1 mol van een stof zijn  $6 \cdot 10^{23}$  atomen, moleculen of ionen. 1 mol komt overeen met de hoeveelheid stof in grammen die de relatieve atoom- of moleculenmassa (zie tabel 1) aangeeft.

De relatieve atoommassa van stikstof (N) is 14; 1 mol stikstof weegt dus 14 g. 1 molecuul NaOH bevat 1 atoom Na + 1 atoom O + 1 atoom H.

De relatieve atoommassa van Na is 23, van O is dit 16 en van H is dit 1. 1 mol NaOH weegt dus  $23 + 16 + 1 = 40$  gram.

### 3. ZUREN EN BASEN

#### 3.1. Inleiding

De elementen die in de natuur voorkomen kunnen wij globaal in twee groepen indelen, te weten:

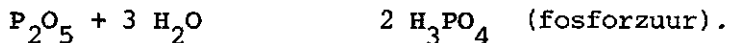
- Metalen; welke in hoofdzaak gekenmerkt worden doordat de oxyden van metalen met water een base vormen.
- Niet-metalen; deze worden in hoofdzaak gekenmerkt doordat de oxyden van niet-metalen met water een zuur vormen.

Daarnaast komen nog elementen voor die zich zowel kunnen gedragen als metalen en als niet-metalen en er komen elementen voor die vrijwel niet reageren met andere stoffen, dit zijn de edelgassen.

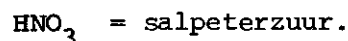
#### 3.2. Zuur

De zuren worden gevormd uit oxyden van een niet-metaal en water.

Wij schrijven bij zuren altijd H voorop, daarna het betreffende element en tot slot de aanwezige O in het molecuul. Bijvoorbeeld:

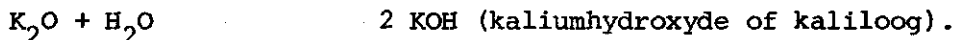


Andere zuren zijn bijvoorbeeld:  $H_2SO_4$  = zwavelzuur.

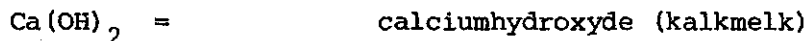


#### 3.3. Base

De oxyden van de metalen reageren volledig of gedeeltelijk met water tot hydroxyden, bijvoorbeeld:



Andere basen zijn bijvoorbeeld:



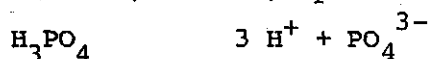
De zware metalen, zoals bijvoorbeeld Fe en Mn, verliezen veel moeilijker hun elektronen om een geladen atoom (ion) te worden. Deze metalen reageren veel moeilijker met zuurstof. Hun oxyden reageren moeizaam met water. Om deze stoffen, die noodzakelijk zijn voor de voeding van de plant, in ionvorm beschikbaar te houden, heeft men de spoorelementen, zoals bijvoorbeeld ijzer (Fe) en mangaan (Mn) in chelaatvorm in de handel gebracht. Een chelaat is een ingewikkelde organische verbinding waaraan de spoorelementen in ionvorm gebonden zijn. De bestendigheid van het chelaat is afhankelijk van de pH. Ook licht heeft hierop invloed. Onder invloed van licht worden chelaten namelijk afgebroken. Door de regelmatige toediening van de betreffende chelaten wordt toch bereikt dat de plant regelmatig opneembare ionen ter beschikking heeft.

#### 3.4. Oplossen van zuren en basen

Bij het oplossen van zuren en basen in water zien wij dat de pH's van oplossingen met verschillende stoffen maar met eenzelfde concentratie, niet gelijk zijn. Er zijn namelijk zuren (en basen) die volledig splitsen in ionen, bijvoorbeeld



Andere zuren (en basen) splitsen slechts gedeeltelijk in ionen, bijvoorbeeld



of splitsen een gedeelte van de ionen af, bijvoorbeeld:



Zuren en basen die geheel in ionen splitsen noemen wij sterk; zuren en basen die gedeeltelijk in ionen splitsen noemen wij zwak.

## 4. ZOUTEN

4.1. Vorming van zouten uit zuren en hydroxyden

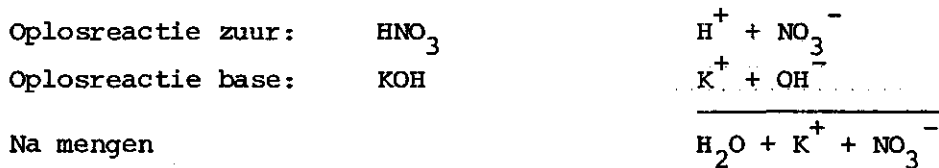
Een oplossing van een zuur bevat meer  $H^+$ -ionen dan  $OH^-$ -ionen en de pH ervan is 7.

Een oplossing van een base bevat meer  $OH^-$ -ionen dan  $H^+$ -ionen en de pH ervan is 7.

Wanneer wij een zure oplossing (bijvoorbeeld  $HNO_3$ ) mengen met een basische oplossing (bijvoorbeeld  $KOH$ ) zullen de  $H^+$ -ionen van het zuur reageren met de  $OH^-$ -ionen van de base tot  $H_2O$  (= water).

De  $K^+$ -ionen en de  $NO_3^-$ -ionen blijven in de oplossing. Wanneer wij de oplossing droogdampen, ontstaan uit de  $K^+$ -ionen en de  $NO_3^-$ -ionen  $KNO_3$ -kristallen. Dit noemen wij een zout.

Dit kunnen wij als volgt voorstellen:



Na indampen:  $KNO_3$  (kaliumnitraat).

## 5. VOEDING VAN DE PLANT

Om te kunnen groeien moet de plant een groot aantal elementen kunnen opnemen. Met behulp van de zonne-energie zet de plant deze elementen om in bouwstenen. De hierna volgende elementen zijn voor een goede groei van de plant noodzakelijk.

<u>Koolstof</u>	C	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{---}$	$\text{CO}_2$	(door bladeren opgenomen)		
<u>Waterstof</u>	H	$\text{H}^+$	$\text{H}_2\text{O}$		(water uit de grond)		
<u>Zuurstof</u>	O	$\text{OH}^-$	$\text{HCO}_3^-$	$\text{CO}_3^{---}$	$\text{SO}_4^{--}$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{CO}_2$
<u>Stikstof</u>	N	$\text{NH}_4^+$	$\text{NO}_3^-$				
<u>Zwavel</u>	S	$\text{SO}_4^{--}$					
<u>Fosfor</u>	P	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$					
<u>Kali</u>	K	$\text{K}^+$					
<u>Magnesium</u>	Mg	$\text{Mg}^{++}$					
<u>Calcium</u>	Ca	$\text{Ca}^{++}$					
<u>IJzer</u>	Fe	$\text{Fe}^{++}$	$\text{Fe}^{+++}$				
<u>Mangaan</u>	Mn	$\text{Mn}^{++}$					
<u>Koper</u>	Cu	$\text{Cu}^{++}$					
<u>Zink</u>	Zn	$\text{Zn}^{++}$					
<u>Chloor</u>	Cl	$\text{Cl}^-$					
<u>Borium</u>	B	$\text{BO}_3^{---}$					
<u>Molybdeen</u>	Mo	$\text{MoO}_4^{--}$					

De drie eerst genoemde elementen koolstof (C), waterstof (H) en zuurstof worden opgenomen door de opname van water ( $\text{H}_2\text{O}$ ) via de wortel en koolzuurgas ( $\text{CO}_2$ ) via het blad.

Alle andere elementen dienen in de omgeving van de wortel, opgelost in water, aanwezig te zijn in een voldoende hoge concentratie.

## 6. SCHEIKUNDE VAN HET WATER

Uit ervaring weten wij dat in de praktijk verschillende soorten water onderscheiden worden. Het water blijft natuurlijk  $H_2O$ , maar de opgeloste stoffen verschillen. De eigenschappen van water veranderen als er stoffen in worden opgelost. Op basis van de opgeloste stoffen kunnen wij water als volgt indelen.

### 6.1. Hard water

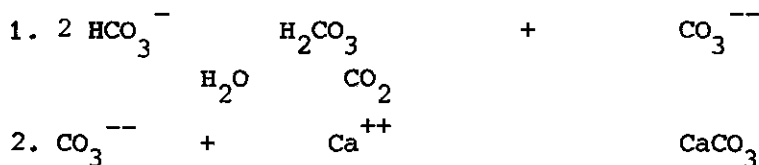
Hardheid van water wordt vooral door  $Ca^{++}$ -ionen veroorzaakt, en verder door  $Mg^{++}$ -,  $Fe^{++}$ - en  $Mn^{++}$ -ionen. Men spreekt van blijvende hardheid als het calcium voorkomt in de vorm van calciumsulfaat ( $CaSO_4$ ).

Bij de verdamping van dit water blijft gips over. Meestal komt calcium voor in de vorm van calciumhydrocarbonaat ( $Ca(HCO_3)_2$ ).

Men spreekt dan van tijdelijke hardheid. Door koken vallen de  $HCO_3^-$ -ionen uit elkaar in  $CO_2$  (gas),  $H_2O$  en  $CO_3^{--}$ -ionen.

De  $CO_3^{--}$ -ionen vormen dan met  $Ca^{++}$  een neerslag van  $CaCO_3$  (ketelsteen).

Principe:



### 6.2. Zout water

Het grondwater in de kustprovincies bevat op grotere diepte veel zout, omdat zout water soortelijk zwaarder is. De meest voorkomende zouten zijn  $NaCl$ ,  $KCl$ ,  $CaCl_2$ ,  $MgCl_2$ .

Zout water is te herkennen aan een verhoogde EC. Een vuistregel is:

1 mS/cm komt overeen met 700 mg zouten per liter.

### 6.3. Grondwater

Grondwater is regenwater dat door de grond is gesijpeld. In grondwater kunnen de aanwezige mineralen oplossen, in zandgronden onder andere tweewaardige ijzerverbindingen. Dit komt doordat grondwater zuurstofarm is. Wij vinden het vrijwel kleurloze  $Fe^{++}$  pas terug als wij het water aan de lucht blootstellen en het bruin gaat verkleuren.

Verklaring:

Het  $Fe^{++}$  wordt na beluchting geoxydeerd tot  $Fe^{+++}$  door luchtzuurstof.

### 6.4. Regenwater

Regenwater ontstaat door condensatie van verdampt water. Bij verdamping blijven de opgeloste stoffen achter (residu).

Als de lucht niet sterk vervuild is, is het regenwater schoon.

Het bevat geen  $Ca^{++}$ -zouten en is dus niet hard. In stedelijke gebieden met industrie is de lucht echter flink vervuild met o.a.  $SO_2$  en  $HCl$ . Deze stoffen lossen in het regenwater op. Als een stof als  $SO_2$  oplost, ontstaat in regenwater  $H_2SO_4$ .

Het water wordt zuurder. Soms wordt de pH zelfs 3 of 4.

Vergelijking:

Zuiver water heeft een pH van 7. Wij willen de pH verlagen naar 4 door middel van salpeterzuur. Om de pH van 7 naar 4 te verlagen, moeten wij

$0,0001 - 0,0000001 \text{ mol} = 0,0000999 \text{ mol}$  salpeterzuur ( $HNO_3$ ) toevoegen. 1 mol  $HNO_3$  weegt 63 gram. Wij hebben dus nodig  $0,0000999 \times 63 = 0,00629$  gram salpeterzuur (= 6.29 mg).

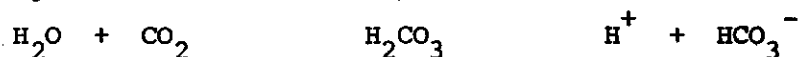
Bevat bronwater echter 1 mmol  $\text{HCO}_3^-$ , dan zal dit eerst geheel geneutraliseerd moeten worden voordat de pH verlaagd kan worden. Dus moet aan dit water eerst 1 mmol  $\text{HNO}_3$  (1 mmol is 63 mg) toegevoegd worden.

**Conclusie:**

Om de pH van regenwater te verhogen of te verlagen zijn slechts geringe hoeveelheden zuur of base nodig. Zijn er stoffen in water opgelost, dan hangt het sterk van de samenstelling af hoeveel zuur of base nodig is. In de meeste gevallen zijn dan aanzienlijk grotere hoeveelheden nodig.

**6.5. Bicarbonaat**

Veel buffer-effecten in de natuur berusten op het bicarbonaatgehalte. De volgende reacties kunnen optreden:

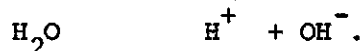


Worden aan het water waarin bovengenoemd evenwicht voorkomt,  $\text{H}^+$ -ionen toegevoegd, dan verschuift het evenwicht naar links en zal er  $\text{CO}_2$  uit het water ontsnappen.

De pH van de oplossing blijft gelijk. Dit noemen wij de bufferwerking van het bicarbonaat.

Zit een te grote hoeveelheid bicarbonaat ( $\text{HCO}_3^-$ ) in het water, en voegen wij hieraan meststoffen toe in de vorm van zouten dan zullen de zouten van sterke zuren er voor zorgen dat de  $\text{H}^+$ -ionenconcentratie stijgt. Het bovengenoemde evenwicht verschuift naar links.

De  $\text{H}^+$  in de oplossing is ontstaan door dissociatie van water



De concentratie  $\text{OH}^-$ -ionen stijgt dus, en de pH dus ook.

**Literatuur**

Pol, H.W. van L.G.M. Gilissen en H.J.G.M. van Soest: Scheikunde in land- en tuinbouw.

## 7. EC

7.1. Het begrip EC

De EC (elektrisch geleidingsvermogen) is een maat voor alle zouten die in het bodem (substraat) vocht aanwezig zijn.

Stoffen die volledig in water oplossen en daarbij in ionen splitsen bezitten de potentie stroom te geleiden, vandaar ook wel de naam elektrolyten.

De kunstmeststoffen gebruikt voor substraatteelt dienen alle volledig in water op te lossen.

Het geleiden van de stroom hangt af van:

- de aard van het opgeloste ion (elektrolyt);
- temperatuur van de oplossing;
- concentratie van het opgeloste ion (elektrolyt).

Tweewaardige ionen geven in het algemeen een hogere EC dan eenwaardige ionen. De EC neemt toe bij een stijgende temperatuur met 2% per °C, dit gerekend vanaf 25°C, bij een dalende temperatuur ook 2% afwijking per °C.

Door toename van ionenconcentratie zal ook de EC toenemen.

Het meten van het elektrisch geleidingsvermogen gebeurt met een ampère meter, dit is dan tevens een maat voor de ionenconcentratie.

Een kleine geleidbaarheid betekent een grote weerstand.

De EC wordt uitgedrukt in mS/1 cm bij 25°C.

Een moderne concentratiemeter heeft een ingebouwde temperatuurcorrectie.

Voor de plant is de osmotische spanning van belang en niet de EC op zich.

In de substraatteelt maken wij gebruik van meststoffen die volledig splitsen in ionen in water, deze meststoffen vertonen een duidelijke correlatie met de osmotische spanning, namelijk 3 EC = + 1 atmosfeer (osmotische spanning).

Behalve voedingsionen  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$  en andere kunnen in water ook andere ionen aanwezig zijn bijvoorbeeld:

- $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Na}^+$ .

Deze laatste twee ionen verhogen wel de EC doch zijn voor de plant van weinig waarde met andere woorden als de EC een goede waarde heeft wil dit nog niet zeggen dat de onderlinge ionenverhouding ook goed is.

Indien men slootwater bijmengt kan het voorkomen dat men 40 à 50% moet overdraineren om accumulatie van onder andere  $\text{Cl}^-$  te voorkomen.

Voorbeeld 1.: Een praktijkproef gootje/broodje recirculerend, gootlengte 30 meter.

Gewas: tomaat; cijfers uitgedrukt in mmol/l.

Bemonste- ringsplaats	$\text{NH}_4^+$	$\text{K}^+$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Mg}^{2+}$	$\text{NO}_3^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{SO}_4^{2-}$	P	pH	EC
aanvoer	0,1	7,8	7,2	2,1	15	0,9	3,6	1,71	5,7	2,5
na 6 meter	0,1	4,5	8,4	2,1	13,8	0,6	4,2	1,68	5,5	2,3
na 12 meter	0,2	3,0	8,7	2,4	13,2	0,3	4,5	1,80	5,3	2,3
na 18 meter	0,1	2,1	8,7	2,4	12,3	0,3	4,5	1,68	5,1	2,2
na 28 meter	0,1	1,5	9,3	2,4	12,9	0,3	4,8	1,59	4,9	2,2
retour	0,1	1,8	9,0	2,4	12,9	0,3	4,8	1,56	4,8	2,2

- Helling van de goot 0,1%.
- Ondanks de aardig gelijkblijvende EC is de  $\text{K}^+$ -verhouding ten opzichte van de andere ionen in het retour water volledig verstoord.
- Door de uitwisseling van  $\text{H}^+$ -ionen tegen  $\text{K}^+$ -ionen ziet men de pH met 1 punt dalen.



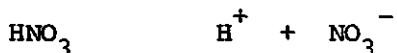
- De tweewaardige ionen worden moeilijker opgenomen, zullen dus accumuleren en dientengevolge een hogere waarde geven verder in de goot (zie  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ).
- De eenwaardige ionen worden gemakkelijker opgenomen en vertonen met het verloop van de goot een lagere waarde.

#### Conclusie:

Men zal voldoende moeten circuleren of het systeem meer op helling leggen.

#### Voorbeeld 2.:

Heeft men een te hoge pH dan wordt salpeterzuur ( $\text{HNO}_3$ ) of fosforzuur ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) toegevoegd om de pH te verlagen. Stel wij nemen salpeterzuur  $\text{HNO}_3$



De  $\text{H}^+$  wordt gebruikt om de pH te verlagen

( $\text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ ) maar de  $\text{NO}_3^-$  blijft over.

Bij veel zuur toevoegen kan dus te veel  $\text{NO}_3^-$  in de oplossing komen.

Bij gebruik van bassinwater is toevoegen van zuur maar in geringe mate nodig. In de gevallen dat het nodig is, heeft men aan + 4 liter  $\text{HNO}_3$  in de meeste gevallen voldoende ( $\text{NO}_3^-$  cijfer zal dan 0,3 punten stijgen).

#### Voorbeeld 3.:

##### Komkommer substraat

- Open goot niet afgedekt.
- Komkommer geplant 5 januari.

datum	Fe		Mn	
	steenwol	goot	steenwol	goot
08/04	30	19	12	20
07/05	47	12	4,3	8,9
03/06	21	4,3	3,1	5,2
30/07	18	14	1,9	7,2
Streefcijfers	11	20	6	10

#### Conclusies:

1. De Fe-chelaten worden onder invloed van het zonlicht afgebroken zodat er lagere waarden gevonden worden.
2. In de steenwolmat wordt Mn vastgelegd.
3. Voor de overige elementen werden geen verschillen waargenomen.
4. Een hoog Zn-cijfer (30 - 50 mmol) kan de Fe-opname nadelig beïnvloeden.

Advies met betrekking tot Fe-dosering indien men gebruik maakt v.d. open goot:

Tot 1 maart 2 x de normale dosering.

Maart 1½ x de normale dosering.

April en later de normale dosering.

In de substraatteelt maken wij gebruik van een voedingsoplossing welke berekend wordt per m3 en 100-voudig geconcentreerd.

Een enkelvoudige oplossing (dus niet 100 x geconcentreerd) geeft bijvoorbeeld een EC van 2,2 mS.

Deze 2,2 wil dus zeggen dat als die waarde wordt ingesteld de plant de beschik-

king heeft over die voedingsionen die voor een optimale (= maximale) groei noodzakelijk zijn.

Stelt men in dit geval de EC in op 1,5 dan geeft men eenvoudigweg de plant te weinig voeding omdat men het aantal deeltjes (= mmol) per liter niet haalt. Een EC van 3,1 is niet optimaal daar het zouteffect om de hoek komt kijken en tot produktievermindering kan leiden.

Samenvattend ten aanzien van de EC twee effecten:

- Voedingseffect (dat wat de plant nodig heeft).
- Groei-beheersingseffect (bij tomaat) waar de zoutconcentratie de juiste verhouding tussen generatief en vegetatief moet bewerkstelligen.

Als in de zomer de zoutgehalten oplopen dan mag de EC niet zomaar verlaagd worden, maar eerder verhogen. Indien dit het geval is zal men liever de voorkeur geven aan doorspoelen, dan EC verhogen.

Bij hoge lichtintensiteit en temperatuur moet de ionenconcentratie lager zijn.

Bij hoge lichtintensiteit en temperatuur groeit de plant sneller maar heeft relatief meer water nodig.

De verhouding van water/voeding wordt dus groter of de ionenconcentratie kleiner.

Men regelt gewasafhankelijk naar een streefcijfer wat de EC betreft.

Het kan zijn dat men in het voorjaar en de zomer en met sterke groei een hogere druppel EC-waarde mee moet geven om het streefcijfer te halen.

Men moet onderscheid maken tussen druppel EC en de EC die men in de mat vindt (en dus bepalend is voor de wortels).

De relatie tussen deze twee waarden is erg belangrijk.

## 7.2. Aanpassing EC

Schoksgewijze aanpassingen (vandaag 2 EC en morgen 6 EC) kunnen schadelijk zijn. De concentratie van ionen in en om de wortel bepaalt namelijk de osmotische waarde om de wortel. Bij plotseling sterke verhoging van de EC zal de osmotische waarde van de voedingsoplossing hoger worden dan die van de wortel.

Gevolg: waterontwikkeling aan de wortel.

Maak daarom de aanpassingen geleidelijk met stapjes van een paar tienden van EC-waarden (maximaal 0,5 EC).

Bij plotselinge verlaging van de EC zal de zuigkracht van de wortel toenemen met als gevolg een hogere worteldruk (scheurtjes in de vruchthuid?).

Een wortel is dankbaar voor een constant milieu te weten vochtigheid, concentratie, zuurstofvoorziening, temperatuur en duisternis.

## 7.3. Sporenelementen ten opzichte van EC

De hoeveelheid van de sporenelementen in de voedingsoplossing is zo gering dat deze geen invloed uitoefent op de EC-waarde.

Bij berekenen wordt hiermee dan ook geen rekening gehouden.

Voorbeeld:

Plant nodig aan ijzer 10 umol Fe-chelaat 330.

1 mmol/l Fe weegt 621 mg/l

1 umol/l Fe weegt 621 ug/l.

nodig 10 umol/l dus  $10 \times 621 \text{ ug/l} = 6210 \text{ ug/l} = 6,21 \text{ mg/l}$ .

$621 \text{ mg/l} = 6,21 \text{ g/m}^3 = 621 \text{ g/m}^3$  100-voudig geconcentreerd.

Sporenelementen worden bijna niet selectief opgenomen, bij hogere EC-waarden zullen de gehalten aan sporenelementen ook hoger zijn.

Fe en Zn hebben ruime grenzen. Mangaan kan echter wel vergiftigend werken, dat geldt in mindere mate ook voor Zn.

Bij een EC van 5 à 6 en hoger (bijvoorbeeld beheersingsperiode bij tomaat) de hoeveelheid sporenelementen in de voedingsoplossing die men bij de plant druppelt verlagen bijvoorbeeld - 25%.

Bij een EC van 4 à 5 en lager geen aanpassing nodig ten aanzien van de sporenelementen.

Bij sporenelementen moet men de "grenzen" ten opzichte van het streefwaardevoedingscijfer in de gaten houden.

Geeft men een lange tijd een lage EC bijvoorbeeld druppel EC 1,0 dan is het mogelijk dat de grenzen overschreden worden, met andere woorden er kan een gebrek ontstaan.

## 8. pH

Definitie

pH is de afkorting van de potentie Hydrogenium (= waterstof);  
 is de hoeveelheid  $H^+$ -ionen die in een oplossing aanwezig zijn in mol/l;  
 is de negatieve logaritme van de  $H^+$ -concentratie (grondtal = 10).

Voorbeeld:

pH 8	=	$10^{-8}$	=	0,00000001	mol $H^+$ /l (= tevens g/l)
pH 7	=	$10^{-7}$	=	0,0000001	"
pH 6	=	$10^{-6}$	=	0,000001	"
pH 5	=	$10^{-5}$	=	0,00001	"
pH 4	=	$10^{-4}$	=	0,0001	"
pH 3	=	$10^{-3}$	=	0,001	"
pH 2	=	$10^{-2}$	=	0,01	"
pH 1	=	$10^{-1}$	=	0,1	"
pH 0	=	$10^0$	=	1	"
pH - 1	=	$10^1$	=	10	"

Een eenheid verschil in pH wil dus zeggen 10 x zoveel of 10 x zo weinig  $H^+$ -ionen in de oplossing.

In schoon water is bij 22°C de pH 7,0.

Wij noemen de pH neutraal als het aantal  $H^+$ -ionen gelijk is aan het aantal  $OH^-$ -ionen.

pH 7,0 = neutraal  
 pH lager dan 7,0 = zuur  
 pH hoger dan 7,0 = basisch.

8.1. pH ten opzichte van de plant

pH is belangrijk in verband met wortelfuncties. Bij zeer lage en zeer hoge pH wordt het wortelstelsel beschadigd, tussen pH 4,0 en 8,0 gebeurt dit niet.

Invloed pH op de voeding

Te hoge pH

- tekort of minder opneembaar zijn van Mn, Al en Fe
- P slechter oplosbaar
- tekort B, Zn, Cu

Te lage pH

- overmaat Mn en Al
- zelden overmaat aan Fe
- P beter oplosbaar
- gemakkelijk Mg- + Mo-gebrek
- B, Zn, Cu zelden toxisch.

De oplosbaarheid van Fe en Al is beter bij:

- zure omstandigheden (lage pH);
- te weinig zuurstof, namelijk normaal worden de verbindingen geoxydeerd, bij te weinig zuurstof gereduceerd.

8.2. pH in relatie met Fe

Bij het element ijzer maken wij gebruik van chelaten omdat  $Fe^{3+}$  en  $OH^-$  zeer snel neerslaan.

Een chelaat is een organische molecuul dat  $Fe^{3+}$  inkapselt en als complex in oplossing blijft.

Het Fe-complex kan afgebroken worden onder invloed van het zonlicht, zodat de dosering in het begin van de teelt opgevoerd moet worden.

De complexen zijn pH-afhankelijk.

Bij een pH van 6 binden alle chelaten het  $Fe^{3+}$  voor 100%.

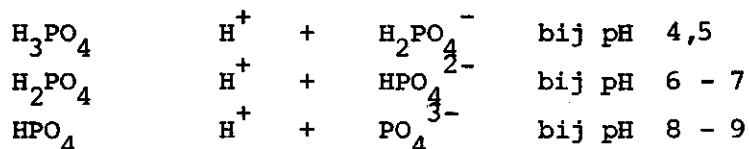
Voorbeelden van complexen:

EDTA  
DTPA  
EDDHA

Het chelaat EDTA wordt gemakkelijker afgebroken dan EDDHA. Omdat EDTA gemakkelijker wordt afgebroken is de werkingsduur korter en moet er dus meer toegevoegd worden dan bij het EDDHA-chelaat.

### 8.3. pH in relatie met fosfaat

De oplosbaarheid van het fosfaat hangt nauw samen met de pH en men kan de volgende splitsingsprodukten onderscheiden:



Bij een pH van 7 is 50% van het fosfaat aanwezig als  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  en 50% als  $\text{HPO}_4^{2-}$ .

De pH van het voedingswater dat naar de kas gaat liever niet hoger dan 6 omdat bij pH van 6 en hoger er neerslag kan plaatsvinden van calciumfosfaat.

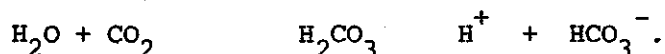
### 8.4. Befinvloeding van de pH

Befinvloeding van de pH kan plaatsvinden door:

- meststoffen;
- waterkwaliteit;
- afscheiding van de plantewortel.

Ook het substraat kan ondanks het geringe bufferend vermogen invloed uitoefenen op de pH.

In de meeste gevallen wordt de pH bepaald door het volgende evenwicht:



Bufferend ten opzichte van pH werken:

1.  $\text{HCO}_3^-$  = belangrijkste;
2. fosfaat;
3. humuszuren (afkomstig van bijvoorbeeld stof).



Deze reactie stoelt op een evenwichtssituatie, onttrekken wij  $\text{CO}_2$  dan zal de rechterhelft kleiner worden.

Een nieuw evenwicht stelt zich in doordat de linkerhelft kleiner wordt.

Kleiner worden houdt in ook minder zuur dus de pH zal oplopen.

- Algegroeï deze onttrekken  $\text{CO}_2$  dus de pH zal oplopen.
- Schudden van het water  $\text{CO}_2$  verdwijnt uit het water dus pH zal oplopen.
- Verzadigen wij het water met  $\text{CO}_2$  dan zal de pH lager worden (doordat de rechterhelft groter wordt zal de reactie naar links gaan, dus meer  $\text{HCO}_3^-$  en  $\text{H}_3\text{O}^+$  dus zuurder).

#### 8.4.1. pH verlagen

Wij voegen zuur toe om de pH te verlagen.  $\text{HCO}_3^-$ -gehalte is in deze van groot belang, deze buffert de  $\text{H}^+$  met andere woorden voegen wij zuur toe dan vangt de  $\text{HCO}_3^-$  de  $\text{H}^+$  weg en zal de pH niet zo sterk schommelen als men zou verwachten.

Bevat het water bijvoorbeeld 4 mmol  $\text{HCO}_3^-$  dan neutraliseren wij 3,5 à 3 mmol met  $\text{H}^+$ .

Bij pH 5,3 is er vrijwel geen  $\text{HCO}_3^-$  aanwezig - is dus een omslagpunt.

Voegen wij, nadat alle  $\text{HCO}_3^-$  weg is, nog meer zuur toe dan daalt de pH ineens sterk.

In de praktijk worden twee zuren gebruikt namelijk:

- Salpeterzuur             $\text{HNO}_3$              $\text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
- Fosforzuur              $\text{H}_3\text{PO}_4$             $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ .

Ook kan men ammoniumnitraat toevoegen om de pH te verlagen.

Voegt men 4 kg ammoniumnitraat toe dan kan men afgerond 10 kg kalksalpeter weg laten.

Ammonium is een zuurwerkende meststof namelijk  $\text{NH}_4^+$  wordt bij opname gewisseld met  $\text{H}^+$ , zodat de oplossing zuurder wordt.

Water met een hoog gehalte  $\text{HCO}_3^-$  zal een hoge pH hebben.

Regenwater en water afkomstig van omgekeerde osmose bevatten bijna geen  $\text{HCO}_3^-$  (paar tienden mmol/l).

Leidingwater kan 3 à 4 mmol/l  $\text{HCO}_3^-$  bevatten.

Hoe zuiverder het water hoe neutraler met betrekking tot de pH, echter ook eerder schommelingen te verwachten.

Een plantewortel zal in een medium hierin snel een buffer gaan vormen door afgifte van  $\text{CO}_2$  (vormt  $\text{HCO}_3^-$ ).

Bij gebruik van leidingwater alleen zou de pH te hoog worden door het hoge bicarbonaatgehalte.

Een juiste hoeveelheid buffer is 0,5 tot 1,0 mmol  $\text{HCO}_3^-$ /l.

8.4.2. pH verhogen

De pH kan op verschillende manieren verhoogd worden, namelijk:

1. Bicarbonaathoudend water, bijvoorbeeld leidingwater.
2.  $\text{KHCO}_3$ .
3.  $\text{KOH}$ .

1. en 2. genieten de voorkeur daar deze het water een pH-buffer geven.

Dosering eerst een 0,5 mmol/l verhogen, eventueel tot 1 mmol/l toe.

Middel	0,5 mmol/l	1,0 mmol/l
Leidingwater e/m3 bevat 4 mmol $\text{HCO}_3^-$	125	250
$\text{KHCO}_3$ g/m3	50	100
$\text{KOH}$ g/m3	28	56

Opmerking

- pH van het druppelwater niet hoger dan 6 doseren. Moet dit wel geschieden dan apart (gescheiden van de voedingsoplossing) 0,75 EC  $\text{KHCO}_3$  doseren.
- Bij langdurig gebruik, of van grote hoeveelheden middelen die de pH moeten verhogen de extra toegevoegde K of Ca verrekenen.

## 9. SOORTEN WATER EN SCHEMA KEUZE

### 9.1. Regenwater en ontzout water

In de regel bevatten deze soorten water weinig zout en is de pH niet hoog.

Gewoonlijk heeft geen zuur toegevoegd te worden of  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ .

Men kan bij steenwol in het begin wel  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  toevoegen daar nieuwe steenwol de neiging heeft in pH wat op te lopen.

Regenwater met een wat hogere pH kan ook - indien nodig -  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  toegepast worden.

Basisschema A 0.0.0.

Is de pH te hoog dan A 0.0.0. + ammonium.

nog te hoog dan A 1.1.0. + of - ammonium.

nog te hoog dan A 2.2.0. + of - ammonium.

### 9.2. Bronwater, oppervlakte water en leidingwater

Schema's kiezen afhankelijk van  $\text{HCO}_3^-$ -gehalte,  $\text{Ca}^{2+}$  en  $\text{Mg}^{2+}$  verrekenen.

Keuze van het 1e cijfer van het schema =  $2 \times (\text{HCO}_3^- - 0,5)$ .

Het bicarbonaatcijfer kan mag moet met een halve eenheid naar beneden afgerond worden.

Voorbeeld 1:

Regenwater met bicarbonaatgehalte van 0,1 mmol/l, afgerond op een halve eenheid naar beneden is 0.

Regenwater bevat geen  $\text{Ca}^{2+}$  +  $\text{Mg}^{2+}$ , men hoeft dus niets te verrekenen met andere woorden,

2e cijfer  $\text{Ca}^{2+} = 0$

3e cijfer  $\text{Mg}^{2+} = 0$  men kiest dus schema A.0.0.0.

Voorbeeld 2: (voor komkommer)

Aanwezig:

$\text{HCO}_3^-$  4,8 mmol/l

$\text{Ca}^{2+}$  1,4 mmol/l

$\text{Mg}^{2+}$  0,8 mmol/l.

$\text{HCO}_3^-$  4,8 afgerond op een half punt naar beneden = 4,5.

1e nummer =  $2 \times (\text{HCO}_3^- - 0,5) = 2 \times (4,5 - 0,5) = 8$ .

Verder  $\text{Mg}^{2+}$  en  $\text{Ca}^{2+}$  zoveel mogelijk kloppend maken.

In de brochure staat vermeld datgene wat er aan  $\text{Ca}^{2+}$  en  $\text{Mg}^{2+}$  weggelaten is, dat moet dus zo goed mogelijk corresponderen met het uitgangswater omdat daar  $\text{Ca}^{2+}$ - en  $\text{Mg}^{2+}$ -ionen in zitten.

In dit voorbeeld komen wij met verrekening van  $\text{Ca}^{2+}$  en  $\text{Mg}^{2+}$  uit op schema A.8.5.3.

Namelijk in de voedingsoplossing 1,25 mmol  $\text{Ca}^{2+}$  minder en  
0.75 mmol  $\text{Mg}^{2+}$  minder.

1e cijfer gedeeld door 2 = aantal mmol zuur toegevoegd.

In ons voorbeeld  $8 : 2 = 4$  mmol.

2e cijfer gedeeld door 4 = mmol  $\text{Ca}^{2+}$ . Hier dus  $5 : 4 = 1,25$  mmol.

3e cijfer gedeeld door 4 = mmol  $\text{Mg}^{2+}$ . Hier dus  $3 : 4 = 0,75$  mmol.

Dit delen door 2 en 4 is gestoeld op de regel dat 1 mmol per liter zuur = 0,5 mmol per liter calcium en/of magnesium.

Schemacode: A = standaardsamenstelling

N = extra stikstof

K = extra kali.

In de tijd kan een schema iets te veel of iets te weinig zuur bevatten.

pH te laag: dan schema nemen waarvan 1e cijfer 1 punt lager ligt.

Men voegt dan namelijk minder zuur toe.

pH te hoog: schema nemen waarvan het 1e cijfer 1 punt hoger ligt.

Men voegt dan namelijk meer zuur toe.

Voedingsoplossingen zijn berekend op een EC van 2,0. Werkt men met een schema dat zuur bevat en verhoogt men de EC bijvoorbeeld naar 4,0 dan geeft men ook eens zoveel zuur waardoor de pH te ver kan dalen.

Geeft men meer dan 2 EC dan een schema kiezen met 1e cijfer 1 punt lager dan berekend (zie voorbeeld 2).

Naast  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{Ca}^{2+}$  en  $\text{Mg}^{2+}$  kan in bepaalde soorten water ook  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  of  $\text{NH}_4^+$  en  $\text{K}^+$  voorkomen.

Zijn de waarden van de laatste drie ionen lager dan 0,5 mmol/l dan verwaarlozen wij deze, zijn ze echter hoger dan passen wij de voedingsoplossing aan.

De in het water voorkomende ionen  $\text{Na}^+$  en  $\text{Cl}^-$  werken spoedig schadelijk voor de plant, de waarde liever kleiner dan 1,5 mmol/l.

#### De keuze van een voedingsschema bij een mengsel van regenwater en leidingwater

Als regenwater met leidingwater versneden wordt, bevat het mengwater een zekere hoeveelheid  $\text{HCO}_3^-$ , afkomstig uit het leidingwater.

Voor de keuze van het juiste voedingsschema moet de concentratie aan  $\text{HCO}_3^-$  bekend zijn.

Deze concentratie is op de volgende manier te berekenen.

Uitgaande van de gegevens:

	EC	( $\text{HCO}_3^-$ )
leidingwater	0,7	3,5
regenwater	0	0

is duidelijk dat de EC van het mengwater tussen 0 en 0,7 mS/cm, en de ( $\text{HCO}_3^-$ ) tussen 0 en 3,5 mmol/l ligt.

Dit bij respectievelijk 0 en 100% leidingwater.

Is de EC van het mengwater bijvoorbeeld 0,4 dan bevat dit

$$\frac{0,4}{0,7} \times 100\% = 57\% \text{ leidingwater.}$$

Het gehalte  $\text{HCO}_3^-$  is dus ook 57% van 3,5 mmol/l = 2 mmol  $\text{HCO}_3^-$ /l.

Om dit te compenseren moet de voedingsoplossing 2 mmol zuur/l bevatten.

Dit leidt tot de keuze van een A 4.x.y.-schema.

x en y worden bepaald door de concentraties van  $\text{Ca}^{2+}$  en  $\text{Mg}^{2+}$  in het mengwater; maar de aanpassing hierop is echter minder ingrijpend dan de aanpassing op  $\text{HCO}_3^-$ .



## 10. FUNCTIES VAN DE DIVERSE VOEDINGSELEMENTEN

### Stikstof

1. In de plant van groot belang voor de vorming van eiwitten, bladgroen en andere organische verbindingen. Ongeveer 70% van de stikstof zit in het blad.
2. Bevordert de stengel- en bladmassa.  
blad      stengel      wortel      afnemend gehalte stikstof.

### Fosfaat

1. Is een element in de plant dat diverse functies uitoefent onder andere bouwstof voor de vorming van bepaalde eiwitten en andere organische stoffen.
2. Speelt een rol bij de assimilatie en ademhaling.
3. Bodemtemperatuur voldoende hoog (andere blauwkleuring), sterkste gebrek-tekening bij een jong gewas.
4. Gunstige werking op het wortelstelsel en bevordert het afrijpen van het gewas.  
vrucht      wortel      stengel/blad      afnemend gehalte fosfaat.

### Kali

1. Geen bestanddeel van organische stoffen waaruit de plant is samengesteld.
2. In celvocht uitsluitend  $K^+$ -ionen, deze zijn onmisbaar bij de stofwisselingsprocessen in de plant.
3. Bevordert de koolhydratenproductie en speelt een rol bij het transport van de koolhydraten.
4. Vermindert de gevoeligheid, kali bevordert de vochtopname door de wortels en gaat afgifte door blad tegen.
5. Verbeterd kwalitatieve eigenschappen (smaak, kleur, geur, bewaarbaarheid).
6. Met het afnemen van het licht liever wat hogere K-cijfers.
7. Let op verhouding K/Ca, K/Mg, grote giften K bevordert Bo-gebrek.

### Magnesium

1. Bouwelement voor het bladgroen (chlorophyl).
2.  $H^+$ -ionen belemmeren de  $Mg^{2+}$  opname.
3. Mg niet aanwezig: acuut gebrek.  
Mg wel aanwezig; niet beschikbaar door te veel  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $NH_4^+$ .

### Calcium

1. Calcium in de plant vooral van belang ter neutralisatie van zuren.
2. Komt voor in verschillende verbindingen als bestanddeel van de celwanden.
3. Let op de verhouding K/Ca,  $NH_4^+/Ca$ .  
Bij sterke gewasvermeerdering meer  $Ca^{2+}$ ,  $NO_3^-$  en  $Fe^{2+}$  nodig.  
Bij sterke vruchtgroei goede verhouding K/Ca/Mg.

## 11. ANALYSEREN VAN SUBSTRATEN

Gedurende de teelt is het van belang regelmatig de voedingstoestand in het substraat te controleren.

Door opname van de plant en door ophoping of uitspoeling kan deze min of meer sterk veranderen.

Door de tuinder zelf dient minstens twee keer per week de EC en de pH gecontroleerd te worden.

Stelregel hiervoor is dat per hectare 10 vaste monsterplaatsen worden gekozen. Een eventuele stijgende of dalende tendens voor wat betreft de EC of pH is dan eenvoudig te signaleren.

Verder moet minstens éénmaal per maand een onderzoek plaatsvinden op hoofd- en spoorelementen.

Het is gebruikelijk in de praktijk dat tweemaal per maand een analyse van de voedingsoplossing gemaakt wordt, waarbij steeds de gehalten van de hoofdelementen worden bepaald, en éénmaal per maand die van de spoorelementen.

Het voedingswater uit een steenwolmat of watergoot is eenvoudig te analyseren.

In het laboratorium kunnen de diverse bepalingen rechtstreeks gedaan worden.

Bij een veensubstraat heeft men te maken met het 1 : 1,5 volume extract.

Het 1 : 1,5 volume extract wil zeggen dat 1 deel vochtig groeimedium bij 0,1 kg/cm<sup>2</sup> wordt verdund met 1,5 deel gedemineraliseerd water.

Voorbeeld:

1 liter veen	- vaste delen	45%	
	- lucht	30%	
	- water	25%	= 250 cc
1,5 liter water			= 1500 cc
	Totaal		<u>1750 cc.</u>

Wij hebben dus 1750 cc water op 450 cc grond ofwel een verdunningsfactor van 4 (varieert van 3 - 4).

De verdunningsfactor geldt ook voor kasgrond.