

Aluminium: Kilder, løselighet og tilstandsformer

Av Espen Lydersen.

Espen Lydersen er stipendiat ved Isotop-laboratoriet, Ås — NLH.

Innledning

I sure jordsystemer vil ofte aluminium kunne opptre som enkle, uorganiske forbindelser i jordvæsken. Mange steder vil disse aluminiumsforbindelsene transporteres videre ut i vann og vassdrag i slike mengder at organismer dør eller ikke kan greie å gjennomføre sin livssyklus. Dette har gjort aluminium til et nøkkelement innenfor forskningsfelter som jordforsuring og sur nedbør. Likefullt er grunnleggende aluminium fysisk-kjemisk kunnskap glemt eller undervurdert. Temperaturen betydning for aluminiumskjemien er godt kjent, men at temperaturen kan være helt avgjørende, er nok færre klar over. Denne artikkelen vil derfor inneholde en del grunnleggende teoretisk informasjon om aluminium, samtidig som det trekkes sammenlikninger med eksperimentelle resultater.

1. Al kilder

Naturlige Al kilder kan i hovedsak inndeles i 3 hovedgrupper:

1. Primære kilder
2. Sekundære kilder
3. Tertiære kilder.

Primære kilder

Med primære kilder menes moder-mineraler hvor Al inngår i selve

mineralet. Al-silikat-mineraler er de mest vanlige, og blandt disse er feltspat (eks. Na-Ca plagioklaser, Ca-Na plagioklaser, K-feltspat) dominerende i jord-skorpen.

Hvor raskt og lett de primære kildene forvitres er svært forskjellig. Blandt feltspatene forvitrer plagioklaser gjennomgående raskere enn eksempelvis K-feltspat, og Ca-plagioklas raskere enn Na-plagioklas.

Under forvittringsprosessen vil basekationene (Na, K, Mg og Ca) lett løses ut, slik at forvittringsproduktet gradvis vil få en reduksjon av disse komponentene. Noe Si vil også løses, mens mengden H₂O og Al i forvittringsproduktet, relativt sett, vil øke.

Det er også påvist at feltspat forholdsvis raskt kan løses opp i sine enkelte ioniske bestanddeler, uten å gå veien om flere forvittringsproduktstadier (Forsk.ass. S. Teveldal, NISK).

Sekundære kilder

Sekundære kilder representerer alle forvittringsproduktene som inngår i en forvittringsprosess som starter med de primære kildene og avsluttes med at mineralene oppløses i sine enkelte ioniske bestanddeler. Kaolinit, illitt og smektitt er typiske sekundære Al kilder. Hvilke sekundære Al kilder som dannes og hvor raskt den kjemiske forvit-

ringen går er bl.a. avhengig av temperatur, pH, humus-konsentrasjon, samt i hvilken grad de oppløste ionene kan transporteres ut av systemet. Dette gjør at forholdet mellom nedbør og evaporasjon og bergartenes/løsmassenes permeabilitet også er svært avgjørende for hvilke sekundære Al kilder som vil kunne dannes.

Tertiære kilder

De tertiære Al kilder blir dannet ved at enkle, lavmolekylære Al forbindelser, fra forvitringen av primære og sekundære Al kilder, felles ut eller på annen måte holdes tilbake i løsmassene. Dette skyldes i hovedsak to prosesser:

A. Ionebytting

Al bytter ut andre kationer som sitter på overflaten av uorganiske og organiske molekyler. Hvor sterk denne bindingen er, avhenger bl.a. av pH, temperatur, ladningsfordeling og hvilken funksjonell gruppe som inngår.

A. Utfelling

Lavmolekylært, uorganisk Al felles ut som følge av en kompleks-bindingsreaksjon med løste uorganiske eller organiske ligander. En slik utfelling er svært ustrukturert, og blir ofte beskrevet som en amorf fase. Hvilken løselighetsstabilitet en slik felling får er bl.a. avhengig av pH, temperatur samt mengde og type uorganisk/organisk ligand.

2. Mengden Al og løseligheten til Al kildene

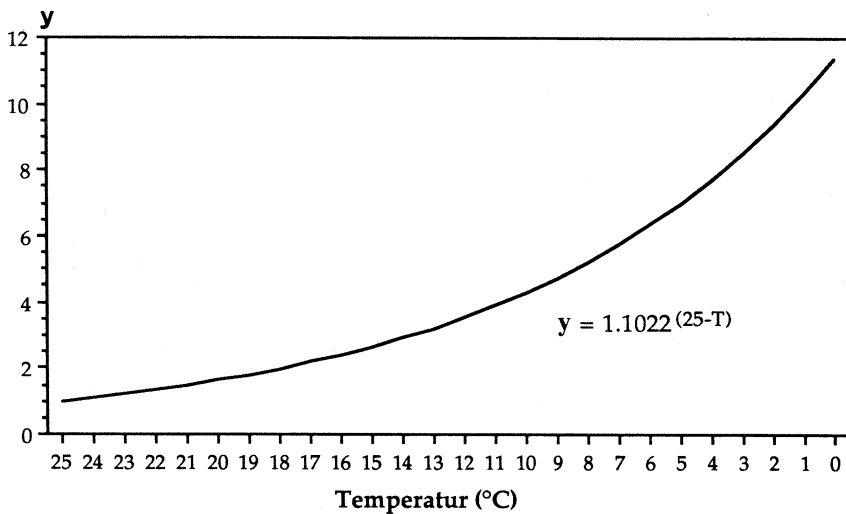
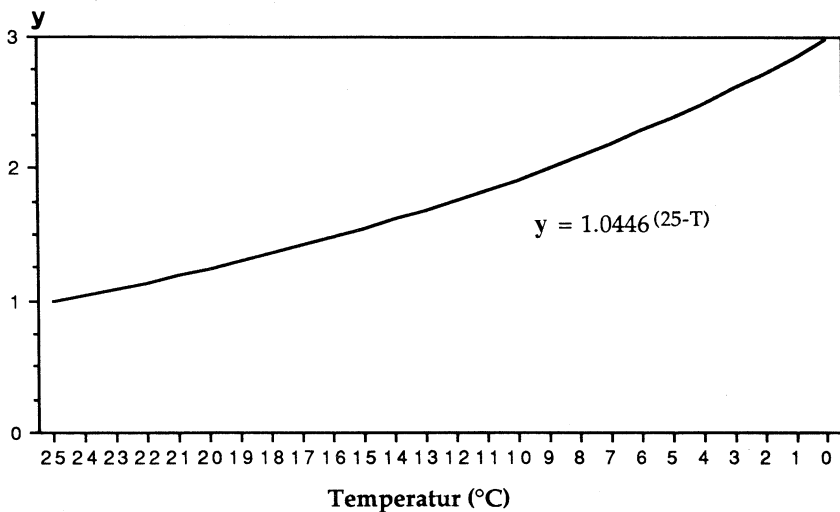
Det finnes enorme mengder Al i våre bergarter og mineraler. I en K-feltspat er det ca. 100 mg Al pr. gram. I forvitningsproduktene er konsentrasjonen enda høyere, slik at eksempelvis kaoli-

nitt og gipsitt inneholder h.h.v. 210 mg og 350 mg Al pr. gram. Fordi det kun er Al i kantflateposisjoner på overflaten av slike mineraler som potensielt kan løses, vil mulighetene for å løse ut Al bli dramatisk redusert. For en kaolinitt vil dette medføre at kun 0.7—1.4 mg Al kan mobiliseres pr. gram. I tillegg vil mineralenes stabilitet og løselighetskinetikk være helt avgjørende for hvor mye og hvor raskt kantflatebundet Al løses.

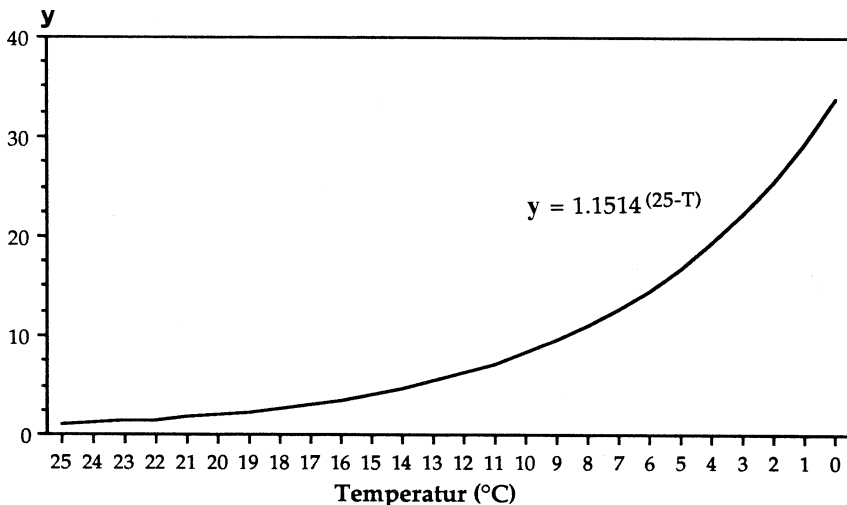
Den lave løseligheten og den trege løselighetskinetikk hos de primære og sekundære Al kildene, medfører at tertiært Al vil dannes relativt sakte. En naturlig jordforsuring i kombinasjon med sur nedbør vil kunne akselerere denne dannelsen. Selv om løseligheten til de tertiære Al kildene er høyere enn løseligheten til de primære og sekundære Al kildene, er også løselighetskinetikken til de tertiære Al kildene meget treg. Dette gjør at løselighetsresponsen ikke blir så stor som forventet på bakgrunn av den pH og temperatur som observeres (1). Den trege løselighetskinetikken gjør at *mengden* av lettløselige Al kilder i hvert enkelt nedslagsfelt blir svært avgjørende for hvilke konsentrasjoner en vil kunne få av enkle, uorganisk Al former i vann.

I områder med ekstremt langt framskredet jordforsuring, er det påvist at enkle, uorganisk Al forbindelser i vann vil avta (2). Årsaken er trolig at den tertiære Al kilden har blitt kraftig redusert. Da er en kommet til et stadium hvor mengden og løseligheten til de primære og sekundære Al kildene i større grad blir avgjørende for jordvæskens og vassdragenes Al kjemi.

I de fleste upåvirkede, naturlig systemer vil Al normalt forbli i jordsmon-



Figur 1. a) Økning i K_s^* for $Al(OH)_3$ når temperaturen reduseres fra $25^\circ C$ til $0^\circ C$, som en følge av at vannets ioneprodukt (K_w) endres. Økning i K_s^* (y) = $A^{(25-T)}$. $A = 1.0446$.
 b) Økning i K_s^* for $Al(OH)_3$ når temperaturen reduseres fra $25^\circ C$ til $0^\circ C$, som en følge av andre temperatur-effekter enn endringen i K_w . Økning i K_s^* (y) = $B^{(25-T)}$. $B = 1.1022$.



Figur 2. Den totale økning i $\log K_s^*$ for $Al(OH)_3$ når temperaturen reduseres fra $25^\circ C$ til $0^\circ C$. Økning i K_s^* (y) = $(A \times B)^{(25-T)}$. $A \times B = 1.1514$.

net, eller komme ut i vann og vassdrag som inerte, biologisk ufarlige Al komplekser. Hadde Al-kildenes løselighet vært høy, ville enkle, uorganiske Al forbindelser vært naturlig i alle akvatiske systemer helt fra tidenes morgen. Biologien hadde da trolig tilpasset seg disse tilstandsformene for lenge siden.

I humusrike systemer vil mye uorganisk Al kompleksbindes og danne Al-humuskomplekser. Disse Al-organiske kompleksene ser ikke ut til å ha noen skadelig, biologisk effekt, i alle fall ikke på kort sikt (egen observ., arbeidet under publisering).

Tertiære Al kilders løselighet

Generelt sett er løseligheten til de tertiære Al kildene høy sammenliknet med de primære og sekundære Al kildene. Som et eksempel på en tertiær kilde kan nevnes ulike $Al(OH)_3$ former som er dannet fra uorganisk, monomert Al.

Løselighetsproduktet til et $Al(OH)_3$ i likevekt med en fast fase kan bestemmes ut i fra forholdet $[Al^{3+}]/[H^+]^3$ (K_s^*) eller som logaritmen til dette forholdet ($\log K_s^*$). $[H^+]$ eller pH ($-\log[H^+]$) inngår i selve produktet og er derfor av vesentlig betydning for hvilket løselighetsprodukt en vil kunne få. Temperaturen inngår ikke i selve produktet men kan korrigeres for. Endringer i løselighetsproduktet med temperaturen kan uttrykkes med følgende ligning:

$$\log K_s^*(T) = \log K_s^*(298^\circ K) + \frac{H_r^O}{2.303 R} [1/298^\circ K - 1/T] \quad (1)$$

$$\begin{aligned} H_r^O &: -95.395 \text{ KJ mol}^{-1} \\ R &: 8.31441 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \\ T &: ^\circ K \end{aligned}$$

eller

$$\log K_s^*(T) = \log K_s^*(298^\circ K) - 4.982 [3.356 - 1000/T] \quad (1)$$

Forskjellen i $\log K_s^*$ ved to forskjellige

temperaturer, målt i °C, blir da dette uttrykket:

$$\log K_s^*(T_1) - \log K_s^*(T_2) = 0.0612 (T_1 - T_2) \quad (2)$$

eller

$$K_s^*(T_1) - K_s^*(T_2) = 1.1514^{(T_2 - T_1)}$$

Positive verdier (≥ 0) når $T_2 \geq T_1$

Når temperaturen endres vil også vannets ionepunkt (K_w) endres. Dette vil da direkte være med på å endre $\log K_s^*$ for $\text{Al}(\text{OH})_3$ i forhold til standard temperatur, 25°C. Hvis temperaturen blir lavere enn 25°C vil ioneproduktet for vann reduseres, med det resultat at løselighetsproduktet vil øke. Denne økningen kan beskrives med følgende likning:

$$\log[\text{H}^+] (25^\circ\text{C}) - \log[\text{H}^+] (T) = 0.01895 (25 - T) \quad (3)$$

eller

$$[\text{H}^+] (25^\circ\text{C}) - \log[\text{H}^+] (T) = A^{(25 - T)}$$

$$A = 1.0446$$

I tillegg til endringen i vannets ioneprodukt med temperaturen (Fig. 1a), vil også andre, mindre definerbare temperatureffekter komme inn og endre løselighetsproduktet i forhold til standard temperatur, 25°C. (Fig. 1b). Hvis temperaturen blir lavere enn 25°C (Fig. 1a), vil disse effektene bidra til å øke løselighetsproduktet. Denne økningen kan beskrives med følgende likning:

$$y = B^{(25 - T)} \quad B = 1.022 \quad (4)$$

Den totale økning i $\log K_s^*$ (25°C) for $\text{Al}(\text{OH})_3$ som følge av redusert temperatur blir da:

$$K_s(25^\circ\text{C}) - K_s^*(T) = (A \times B)^{(25 - T)} = 1.1514^{(25 - T)} \quad (5)$$

Denne økning i løselighetsproduktet til $\text{Al}(\text{OH})_3$ som følge av redusert temperatur (Fig. 2), gjelder for alle $\text{Al}(\text{OH})_3$ former, selv om standard løselighetsprodukt ved 25°C varierer sterkt for de ulike formene.

1. Godt krystallinsk gibsitt.
($\log K_s^* = 7.97$ ved 25°C) (3)
2. Mikrokrystallinsk gibsitt.
($\log K_s^* = 9.35$ ved 25°C) (4)
3. Mikrokrystallinsk $\text{Al}(\text{OH})_3$.
($\log K_s^* = 10.05$ ved 25°C) (5)
4. Amorf $\text{Al}(\text{OH})_3$.
($\log K_s^* = 10.40$ ved 25°C) (5)

Hva er så avgjørende for om en får et høyt eller lavt løselighetsprodukt for $\text{Al}(\text{OH})_3$, om en eksempelvis får dannet en mikrokrystallinsk gibsitt eller et amorf $\text{Al}(\text{OH})_3$?

Forsøk viser at temperaturen er svært avgjørende også her. Følgende forsøk ble utført:

Al løsninger (400, 600 og 800 µg Al/l) ble titrert med NaOH. Etter tiltrering ble løsningene satt på ristebord i 15 min. Deretter ble hver løsning delt i to. Utgangspunktet var da to identiske løsninger. Den ene parallellen ble lagret ved 2°C, den andre ved 25°C. Etter 1 månedens lagringstid ble pH målt og Al bestemt v.h.a. Barnes/Driscoll's metode (6,7). Mengden Al^{3+} ble så beregnet for at løselighetsproduktene ($\log K_s^*$) kunne estimeres:

$$\log K_s^* = [\text{Al}^{3+}]/[\text{H}^+]^3$$

I løsningene som var lagret ved 25°C varierte pH mellom 4.83 og 5.07, mens pH lå mellom 5.64 og 5.78 i de løsningene som var lagret ved 2°C. Selv om pH var langt høyere i de løsningene som var lagret ved 2°C, var konsentra-

sjonen av uorganiske monomert Al (Al₁) ca. 3 ganger høyere ved denne temperaturen sammenliknet med 25°C.

Hvis samme Al(OH)₃ form var dannet ved begge temperaturer, skulle den teoretiske forskjellen i K_s* eller logK_s* for Al(OH)₃ ved disse to temperaturene være:

$$\delta K_s^* = 1.1514^{(25-2)} = 25.5978$$

$$\delta \log K_s^* = \log 25.5978 = 1.408$$

Ved denne korreksjonen ble alle løselighetsproduktene standardiserte m.h.p. temperatur, 25°C. Produktene ble nå direkte sammenlignbare.

Etter denne korreksjonen var middel logK_s* 10.32 [K_s* = [(1.05 ± 0.19) × 10⁹] (n=6)] og 9.02 [K_s* = [(2.11 ± 0.20) × 10¹⁰] (n=6)] i løsningene lagret ved h.h.v. 2°C og 25°C. Gjennomsnittlig lå løselighetsproduktet K_s* (25°C) 18.5 ± 3 ganger høyere i de løsningene som var lagret ved 2°C sammenliknet med løsningene som var lagret ved 25°C. Løselighetsproduktet til det Al(OH)₃ som var dannet etter 1 månedes lagringstid ved 2°C, er tilnærmet det samme som for amorf Al(OH)₃, mens løselighetsproduktet ved 25°C ligger noe lavere enn løselighetsproduktet for mikrokrySTALLINSK gIBSITT.

Fra enkle, uorganiske Al forbindelser vil en anta at det ikke vil kunne dannes et Al(OH)₃ med lavt løselighetsprodukt når temperaturen også er lav. LogK_s* < 9.0 vil nok i et slikt tilfelle (2°C) være uoppnåelig, innenfor et tidsperspektiv på noen måneder. Temperaturen under og etter en Al(OH)₃ dannelse, vil være helt avgjørende for hvilket løselighetsprodukt en vil få, om løselighetsproduktet til Al(OH)₃ vil tilsvare en gibsitt eller en amorf fase.

Løselighetsproduktet for Al(OH)₃

var 18.5 ganger høyere ved 2°C enn ved 25°C. Lagringstemperaturen var den eneste forskjellen. Ulik temperatur har resultert i ulik fordeling av den tilsatte OH⁻ mengden. Det er i hovedsak 3 prosesser hvor OH⁻ inngår:

1. Endring av pH i vann
2. Al hydrolysen
3. Al felling.

I de Al løsningene som ble lagret ved 2°C ble, mindre mengder OH⁻ (11.5 ± 0.6 µg OH⁻/l) bundet til Al (hydrolyse + felling). Av dette ble i gjennomsnitt 8.8 ± 2 µg OH⁻/l brukt til å nøytralisere H⁺, d.v.s. til å øke pH. Fordi HCO₃⁻ sikkert var til stede, spesielt ved 2°C, der pH i løsningene var ca. 5.7, er det noe vanskelig å kvantifisere den reelle effekten av endringene i vannets ioneprodukt med temperaturen. I rent vann ville en reduksjon av temperaturen fra 25°C til 2°C ført til at endringen i vannets ioneprodukt alene hadde endret pH fra 4.97 (middelverdi i Al løsningene lagret ved 25°C) til 5.42 (2°C). De målte pH verdiene i aluminiums løsningene (ved 2°C) lå noe høyere, mellom 5.64 og 5.78.

Hvorfor temperaturen er så viktig for Al(OH)₃ formenes løselighetsprodukt eller løseligheten til disse, kan ha mange årsaksforklaringer:

— *Vannets ioneprodukt* endres med temperaturen. Hvis pH målingene utføres riktig, vil eksempelvis pH=5 ved 0°C og 25°C indikere at H⁺ aktiviteten er den samme ved begge temperaturer. Fordi vannets ioneprodukt er langt mindre ved 0°C enn ved 25°C, må OH⁻ aktiviteten (konsentrasjonen) være langt lavere ved 0°C enn ved 25°C. Den [OH⁻] som er tilstede i en vannløsning med pH 5, 0°C, er den samme [OH⁻]

som er tilstede i en vannløsning med pH 4,05, 25°C. Forholdet mellom OH-grupper bundet til Al og frie OH⁻ ioner i løsning blir i et slikt tilfelle svært forskjellig som følge av ulike temperaturer i løsningene.

— *Høy temperatur* gir termisk og kinetisk langt gunstigere betingelser for Al(OH)₃ felling samtidig som en høy temperatur sannsynligvis medfører at fellingen får en langt mer ordnet molekylær struktur. Dette gjør at overflatespenningen pr. mol Al(OH)₃ vil kunne reduseres betraktelig sammenliknet med den amorf fase som vanligvis dannes i løsninger med lav temperatur. Resultatet blir at Al løsninger med høy temperatur får lavere logK_s* verdier enn tilsvarende løsninger med lavere temperatur.

— *Lav temperatur* fører til en økning i antall hydrogen bindinger mellom vannmolekylene. Vannmolekylene vil da opptre i større aggregater enn hva som er tilfelle ved høyere temperatur. Dette kan rent fysisk føre til at Al-ionene får større hydratisert radius som igjen vil kunne føre til at hydrolysen og felingsprosessen hemmes. Resultatet blir at Al løsninger med lav temperatur får høyere logK_s* enn tilsvarende løsninger med høyere temperatur.

3. Metningskonsentrasjoner av Al

For å danne seg et bilde av hvor mye uorganisk Al som er løst, blir bidraget av Al³⁺ i den løste uorganiske Al fraksjonen beregnet. Denne konsentrasjonen blir så sammenliknet med den Al³⁺ konsentrasjonen en vil kunne ha i likevekt med en eller annen fast fase av Al(OH)₃. Dette forholdet betegnes som Al metningsgraden. Ulike gibsitter blir vanligvis brukt som «fast fase referan-

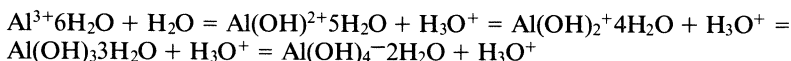
se». Gibsittene er blandt de minst løselige tertiære Al kildene. Så lenge det i hovedsak er andre mere lettløselige tertiære Al kilder som er kilden til de løste, uorganiske Al forbindelsene, vil det å beregne metningsgraden av Al i overflatevann i forhold til en gibsitt *kun* ha teoretisk interesse.

Felling av Al(OH)₃ er som tidligere nevnt en rask prosess, mens løselighetskinetikken derimot er treg, slik at det vil ta lang tid å oppnå en løselighetslikevekt (1). De fysiske og kjemiske skiftningene i skandinavisk jord/vann systemer er ofte langt raskere. I Skandinavia må derfor Al mettede og overmettede systemer høre til sjeldenheten. Hvis en sammenligner mengden løst Al³⁺ med mengden løst Al³⁺ i likevekt med en lite løselig gibsitt, vil Al overmettede systemer være svært vanlige, men noen overmetning i forhold til den eller de opprinnelige tertiære Al kildene, vil det ikke være.

Ved kalking av sure, Al rike vann, vil Al overmetning kunne finne sted, men kun over en kortere periode. Etter kalking (pH økning) vil konsentrasjonen av uorganisk, løst Al raskt komme i likevekt med et eller annet Al(OH)₃ og dette løselighetsprodukt endres ubetydelig over tid (1). Derimot vil temperaturen være helt avgjørende for om en får et høyt løselighetsprodukt tilsvarende en amorf fase (lav temperatur), eller om løselighetsproduktet vil være lavere (høyere temperatur).

4. Al hydrolysen

Hydrolysen av Al^{3+} kan beskrives på følgende måte:



Al hydrolysen er svært pH og temperaturbestemt, men virker noe villledende da $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ som inngår i likevekten ikke er utfelt $\text{Al}(\text{OH})_3$, men mengden monomert $\text{Al}(\text{OH})_3$ som kan eksistere i en ekte løsning. Denne mengden er så liten at en godt kan se bort fra den.

Når pH og temperatur betingelsene er lagt til rette for en $\text{Al}(\text{OH})_3$ dannelse, vil $\text{Al}(\text{OH})_3$ molekylene polymerisere og danne $\text{Al}(\text{OH})_3$ aggregater. I hvilken grad disse aggregatene felles ut eller eksisterer som kolloider i løsning er svært temperaturavhengig.

I en hver $\text{Al}(\text{OH})_3$ polymer vil overflatespenningen bli mindre enn om hvert $\text{Al}(\text{OH})_3$ molekyl skulle opptre enkeltvis i løsningen. $\text{Al}(\text{OH})_3$ polymerene er derfor mer stabile, med den følge at løseligheten blir mindre og løselighetskinetikken tregere. Den trege løselighetskinetikken gjør at pH/temperatur betingelsene bør være slik at vesentlige mengder Al^{3+} kan dannes før en vil kunne registrere en økning i løst Al. Ved relativt høye pH verdier, $\text{pH} = 5.5$, vil målbare mengder uorganisk, løst Al *kun* være tilstede hvis pH har vært langt lavere tidligere. Slike situasjoner vil kunne oppstå ved kalking av sure Al-holdige vann eller vassdrag. Å løse $\text{Al}(\text{OH})_3$ i vann med $\text{pH} = 5.5$, vil være bortimot umulig, eller i det minste ta svært lang tid. Dette er også hva en erfarer ute i naturen hvor eksempelvis en elv eller innsjø med pH 5.5 aldri vil inneholde målbare konsentrasjoner av løst, uorganisk Al.

5. Løste Al specier i vann

De fysiske/kjemiske former av Al i vann er svært avhengig av pH, temperatur og tilstedeværelsen av uorganiske og organiske ligander som F^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_4^{4-} , og ulike humus substanser. Temperaturen er også her av vesentlig betydning, spesielt for hydrolysen av Al^{3+} , molekylvektfordelingen av forskjellige Al former, og i hvilken grad uorganiske Al-kolloider kan holdes i suspensjon eller vil felle ut. I kaldt vann (2°C) vil tilnærmet alle høymolekylære $\text{Al}(\text{OH})_3$ -forbindelser forbli som kolloider i løsning i lang tid (måneder). I varmt vann (25°C) vil mesteparten av kollidalt Al sedimentere ut (1). Dette er av vesentlig betydning både analytisk og for den videre tolkning av Al data.

Ved biotest studier med uorganisk Al er det helt nødvendig å vurdere temperaturen langt mer seriøst enn det som til nå har vært tilfelle, spesielt hvis en antar at de biologiske effektene av uorganisk Al er knyttet til enkelte tilstandsformer.

Al-kildenes løselighetsegenskaper må heller ikke glemmes når en skal tolke resultatene av biotest forsøk med Al. Selv om det kan være nyttig, spesielt i kalknings-sammenheng, å utføre biologiske testforsøk med Al i vann hvor pH er godt over 5, må en samtidig være klar over at det ikke vil være nevneverdige mengder av enkle, uorganiske Al former i naturlige vann med en tilsvarende pH. Resultater av slike testforsøk må derfor tolkes med forstand.

KONKLUSJON

Aluminium forekommer i en rekke bergarter og mineraler. Disse utgjør de primære Al-kilder. Gjennom forvitring av primærkildene vil det kunne dannes en rekke ulike forvitningsprodukter før hele strukturen løses opp i sine enkelte, ioniske bestanddeler. Disse utgjør de sekundære Al kildene. Som endeprodukt i forvitringsprosessen vil Al opptre som enkle, uorganiske Al forbindelser i jordvæsken. Disse vil igjen kunne holdes tilbake i jordsystemet som følge av ionbyttings-prosesser og kompleks-dannelser. Disse Al forbindelsene utgjør de tertiære Al kildene.

Generelt vil de tertiære Al kildene lettest kunne mobilisere Al. Enkle, uorganiske Al forbindelser som lekker ut i våre vann og vassdrag vil derfor i hovedsak komme fra disse kildene. Løseligheten til disse kildene er svært avhengig av pH, temperatur, samt hvilke ligander som er tilstede og hvor mye det er av disse.

Hvilket løselighetsprodukt som dannes er primært avhengig av hvilken temperatur som til enhver tid er i systemet. I kaldt vann vil det trolig ikke

kunne dannes et $\text{Al}(\text{OH})_3$ med et løselighetsprodukt tilsvarende det en finner for de vanligste gipsitter, ikke under noen omstendigheter innen et tidsperspektiv på noen måneder.

Et løselighetsprodukt gir kun informasjon om hvor mye fast stoff som kan løses ved likevekt. Løselighetsproduktet gir ingen informasjon om fellings- eller løselighets-kinetikk, m.a.o. hvor lang tid det tar for å oppnå denne likevekten. Felling av $\text{Al}(\text{OH})_3$ er en svært rask prosess sammenliknet med det å løse tilsvarende $\text{Al}(\text{OH})_3$. Dette er helt vesentlig informasjon for tolkningen av de vannkjemiske Al prosessene.

Aluminiums løselighet, hydrolyse og molekylvektfordeling varierer tildels dramatisk med temperaturen. En har lenge vært klar over at temperaturen har betydning for aluminiums-kjemien i jordakvatiske/akvatiske systemer, men pH har stort sett blitt vurdert som langt viktigere. På våre breddegrader hvor temperaturvariasjonene er store, vil temperaturen mange ganger være like avgjørende for aluminiums-kjemien som vannets pH.

REFERANSER

- (1) Lydersen, E., Salbu, B., Poleo, A.B.S. & Muniz, I. P. (1989): The Solubility, Hydrolysis and Molecular Weight Distribution of Al Species in Synthetic Solutions. (Under publ.).
- (2) Wright, R. F., Lotse, E. & Semb, A. (1988): *Nature*, 334, 670—675.
- (3) Kittrick, J. A. (1966): *Soil. Sci. Soc. Am. Proc.* 30, 595—598.
- (4) Hem, J. D. & Roberson, C. E. (1967): U.S. Geol. Survey Water-Supply Paper 1827-A, 55 s.
- (5) Hayden, P. L. & Rubin, A. J. (1974): In *Aqueous — Environmental Chemistry of Metals* (A. J. Rubin, ed.) Ann Arbor, 317—381.
- (6) Barnes, R. B. (1975): *Chem. Geol.*, Vol. 15, 177—191.
- (7) Driscoll, C. T. (1980): Ph.D. Thesis, Cornell University.