

Tabel III. Indeling van de zandige gesteenten

cement of matrix	> 15% matrix, geen cement	< 15% matrix, tussenruimten leeg of gevuld met cement		
meer veldspaat dan gesteentefragm.	veldspaat-houdende grauwacke	arkose	subarkose of veldsp.houdende zandsteen	< 5% vuursteen ortho-zandsteen
meer gest. fragm. dan veldspaat	lithische grauwacke	lithische zandsteen subgrauwacke protozandsteen		> 5% vuursteen
kwartsgehalte	minder dan 75%		tussen 75 en 95%	> 95%

Mineralogie en Chemie: *silicaten in formules gevangen*

door D.J. Liefink *)

Bij het openslaan van een boek over mineralen vinden we vaak naast de naam en de beschrijving van de mineralen een ingewikkelde scheikundige formule die de samenstelling van het mineraal weergeeft. Voor sommige mineralen is die schijnbaar zeer eenvoudig (b.v. sfaleriet: ZnS, galeniet: PbS), maar soms staat er een lange rij symbolen met allerlei getallen ertussen (b.v. toermalijn, hoornblend).

In dit verhaal wil ik enige uitleg geven over de informatie die zo'n formule ons geeft. Ook zal blijken dat in de verschillende formules wel degelijk een systeem zit. Voor een goed begrip van deze formules is een stukje scheikundige en natuurkundige kennis nodig van atomen en kristalstructuren die ik zo eenvoudig mogelijk zal behandelen. Ik zal daarnaast veel aandacht schenken aan de silicaten, omdat dit de meest voorkomende groep mineralen op aarde is.

Onze bouwstenen: atomen, protonen, neutronen en elektronen

Om het begrip van de scheikunde van de mineralen op te bouwen, gaan we eerst de mineralen ontleden in de kleinste elementaire deeltjes. Vervolgens gaan we die deeltjes weer samenvoegen om weer mineralen te maken.

Ieder mineraal bestaat uit een opstapeling van kleine deeltjes die we atomen noemen. Deze atomen kunnen we ons voorstellen als bolletjes. Er komen in de natuur ongeveer 90 verschillende soorten atomen voor, bijvoorbeeld zuurstof, aluminium en goud. Het verschil tussen deze atomen zit in de bouwstenen van die atomen. Iedere soort atoom is opgebouwd uit drie bouwstenen: protonen, neutronen en elektronen.

Deze drie bouwstenen hebben verschillende natuurkundige eigenschappen. Protonen en neutronen zijn even zwaar, we zullen het gewicht van deze bouwstenen op 1 stellen. Ten opzichte van protonen en neutronen weegt een elektron niets, dus stellen we dit gewicht op 0. (In de praktijk hebben alle drie de bouwstenen een massa die uit te drukken is in grammen, maar het gaat hier om de verhoudingen van de gewichten.) Zowel protonen als elektronen hebben een elektrische lading.

Protonen hebben een lading die we aangeven met + (plus) en elektronen hebben een - (min)lading. Neutronen hebben geen lading, ofwel ze zijn neutraal. Nu is het van belang aan te nemen dat positieve ladingen negatieve ladingen aantrekken en andere positieve ladingen afstoten. Dus protonen trekken elektronen aan en stoten andere protonen af. Evenzo stoten elektronen elkaar af en trekken ze protonen aan.

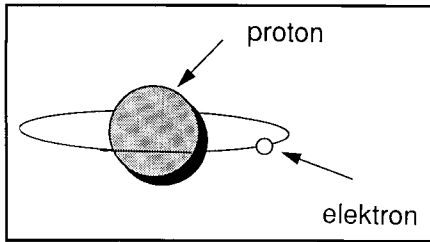
Nu we de bouwstenen kennen, kunnen we atomen gaan maken. Van te voren stellen we de voorwaarde, dat atomen opgebouwd zijn uit alleen de drie bovengenoemde bouwstenen. Ook stellen we dat de lading van atomen 0 is, dus in een atoom zitten evenveel protonen (+) als elektronen (-). Uit lang natuurkundig onderzoek is gebleken, dat protonen en neutronen samenklonteren tot een geheel dat we de atoomkern noemen. Rond deze kern draaien elektronen. Het onderscheid in de verschillende atomen is het aantal protonen en neutronen in de kern (en dus het aantal elektronen dat eromheen cirkelt).

Wanneer we atomen gaan bouwen, beginnen we simpel: de atoomkern bestaat uit één proton, daaromheen cirkelt één elektron. Ziedaar het eerste atoom: waterstof (afb. 1). Het elektron wordt aangetrokken door de kern, maar botst er niet tegenaan vanwege nog andere natuurkundige verschijnselen, die ik niet behandel.

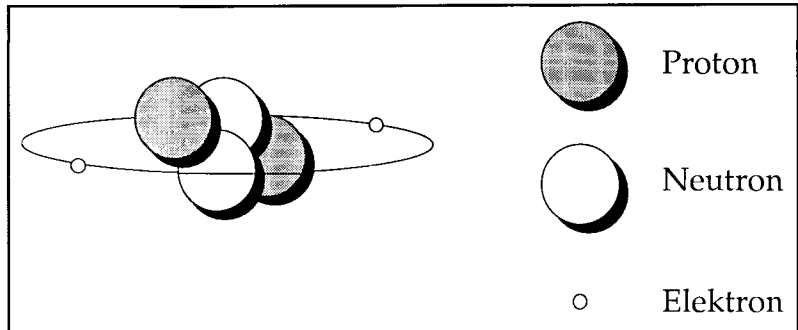
We bouwen verder aan atomen door kernen te maken met meer protonen en dus meer elektronen die eromheen draaien. We moeten ervoor zorgen dat het aantal protonen in de kern even groot is als het aantal neutronen. Omdat protonen elkaar afstoten vanwege de positieve lading, moeten neutronen ervoor zorgen dat de kern niet uit elkaar valt.

Na het waterstof komt een kern met twee protonen en twee neutronen, waaromheen twee elektronen draaien. Dit is het volgende element: helium (afb. 2). Vervolgens krijgen we drie protonen, drie neutronen en drie elektronen: lithium. Bij een bepaald aantal protonen in de kern willen deze elkaar zo graag afstoten, dat er meer neutronen nodig zijn dan één per proton. Het element uranium bevat bijvoorbeeld 92 protonen en ongeveer 146 neutronen.

*) Drs. Dick J. Liefink is afgestudeerd geoloog en is als A.I.O. verbonden aan de vakgroep Anorganische Chemie van de Universiteit Utrecht.



Afb. 1. Schematische opbouw van een waterstofatoom.



Afb. 2. (Links) Schematische opbouw van een heliumatoom.

Het onderscheid tussen de atomen is dus gemaakt in het gewicht. Waterstof heeft een gewicht 1 (een proton), helium heeft een gewicht van 4 (twee protonen en twee neutronen), uranium een gewicht van 238 (92 protonen en 146 neutronen). Zoals eerder gezegd, komen in de natuur ongeveer 90 verschillende atomen voor. Deze zijn naar hun atoomgewicht gerangschikt in het zogenaamd periodiek systeem van de elementen.

Lijst van elementen

Hieronder volgt een lijst van 92 elementen. De elementen met een sterretje komen niet in de natuur voor. Soms worden ze gevonden bij radioactief afval, waar ze ontstaan uit uranium en thorium. Het nummer voor elk element staat voor het aantal protonen in de kern. Vervolgens is de afkorting van elk element gegeven en de volledige naam. In laboratoria worden atomen gemaakt met nog meer protonen in de kern. Deze komen niet in de natuur voor en staan dan ook niet in deze lijst.

1. H	waterstof	32. Ge	germanium	63. Eu	europium
2. He	helium	33. As	arseen	64. Gd	gadolinium
3. Li	lithium	34. Se	selenium	65. Tb	terbium
4. Be	beryllium	35. Br	broom	66. Dy	dysprosium
5. B	borium	36. Kr	krypton	67. Ho	holmium
6. C	koolstof	37. Rb	rubidium	68. Er	erbium
7. N	stikstof	38. Sr	strontium	69. Tm	thulium
8. O	zuurstof	39. Y	yttrium	70. Yb	ytterbium
9. F	fluor	40. Zr	zirkonium	71. Lu	lutetium
10. Ne	neon	41. Nb	niobium	72. Hf	hafnium
11. Na	natrium	42. Mo	molybdeen	73. Ta	tantaal
12. Mg	magnesium	43. Tc*	technetium	74. W	wolfram
13. Al	aluminium	44. Ru	ruthenium	75. Re	rhenium
14. Si	silicium	45. Rh	rhodium	76. Os	osmium
15. P	fosfor	46. Pd	palladium	77. Ir	iridium
16. S	zwavel	47. Ag	zilver	78. Pt	platina
17. Cl	chloor	48. Cd	cadmium	79. Au	goud
18. Ar	argon	49. In	indium	80. Hg	kwik
19. K	kalium	50. Sn	tin	81. Tl	thallium
20. Ca	calcium	51. Sb	antimoon	82. Pb	lood
21. Sc	scandium	52. Te	tellurium	83. Bi	bismut
22. Ti	titanium	53. I	jodium	84. Po*	polonium
23. V	vanadium	54. Xe	xenon	85. At*	astaat
24. Cr	chromium	55. Cs	cesium	86. Rn*	radon
25. Mn	mangaan	56. Ba	barium	87. Fr*	francium
26. Fe	ijzer	57. La	lanthaan	88. Ra*	radium
27. Co	cobalt	58. Ce	cerium	89. Ac*	actinium
28. Ni	nikkel	59. Pr	praeseodinium	90. Th	thorium
29. Cu	koper	60. Nd	neodymium	91. Pa	protactinium
30. Zn	zink	61. Pm*	promethium	92. U	uranium
31. Ga	gallium	62. Sm	samarium		

Lading van atomen

Zoals boven beschreven, zijn atomen opgebouwd uit een kern van protonen en neutronen met daaromheen cirkelende elektronen. Deze elektronen vliegen niet zomaar kriskras door elkaar om die kern, maar op bepaalde afstanden van de kern. Het is vergelijkbaar met de schillen van een ui (afb. 3). In elke schil "past" een vast aantal elektronen: in de eerste schil, het dichtst bij de kern 2, in de volgende 8, vervolgens 18, en verder

bij hogere atoomgewichten. Nu kunnen er in bepaalde gevallen elektronen uit een schil verwijderd worden. Wat we dan overhouden, noemen we een **ion**.

Een eenvoudige rekensom leert ons welke lading een ion heeft, bijvoorbeeld natrium: de kern bevat 11 protonen. In een normaal atoom cirkelen daar dan 11 elektronen omheen. De lading van zo'n atoom is dus $11(p) - 11(e) = 0$. Een natriumatoom staat makkelijk een elektron af en wordt dus $11(p) - 10(e) = 1+$. Uit de atoombouw kunnen we afleiden wat voor soort ionen ieder atoom kan vormen. De lading van een ion wordt de **valentie** of ook wel oxidatie-toestand genoemd. Een atoom met lading $2+$ noemen we **tweewaardig**.

De belangrijkste ionen voor ons geologen zijn:

$1+$: Na, K, Li, Rb

$2+$: Mg, Ca, Fe, Mn, Co, Ni, Cu, Zn, Sr, Ba, Pb

$3+$: Al, Fe

$4+$: Si, Ti, C

$5+$: As, Sb, P, N

$6+$: S, Mo, V

Atomen die veel elektronen kunnen afstaan, zoals S, V en Mo, kunnen dat met wisselende aantallen elektronen.

Zoals sommige atomen elektronen kunnen afstaan, kunnen andere atomen elektronen opnemen, bijvoorbeeld zuurstof. Dit atoom bevat 8 protonen en dus 8 elektronen, maar kan twee elektronen extra kwijt in zijn schillen en wordt zo $8(p) - 10(e) = 2-$, een **tweewaardig negatief ion** dus.

De belangrijkste negatieve ionen zijn:

$1-$: F, Cl, Br, I

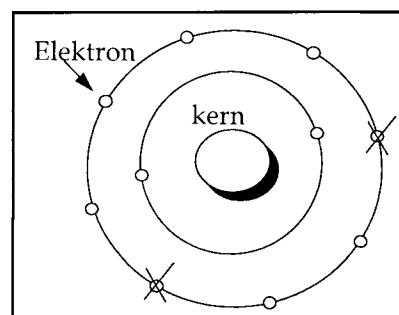
$2-$: O, S.

Wanneer we nu een mineraal willen bouwen uit verschillende atomen, moeten we zorgen dat de lading van de gebruikte atomen en ionen bij elkaar opgeteld 0 is.

Bijvoorbeeld: galeniet is $Pb(2+)$ en $S(2-)$, samen $PbS(0)$.

Complexe ionen

Hierboven zijn de ionen beschreven die uit één atoom bestaan. Vaak bestaan ionen uit verscheidene atomen, bijvoorbeeld het sulfaat-ion (SO_4) bestaat uit 1 atoom zwavel en 4 zuurstoffen. Ook zo'n complex ion heeft een lading. Zwavel is $6+$ en zuurstof $2-$, de lading van het sulfaat-ion is dan $(6+) + 4 * (2-) = (2-)$. Het sulfaat-ion wordt dus geschreven als $(SO_4)^{2-}$.



Afb. 3. Uienschildmodel van een zuurstofatoom. Om de kern cirkelen 8 elektronen: twee in de binnenste schil en 6 in de buitenste schil kunnen maximaal 8 elektronen plaatsnemen.

Bekende complexe ionen zijn:

- 1-: NO₃ (nitraat), OH (hydroxide)
- 2-: CO₃ (carbonaat), SO₄ (sulfaat)
- 3-: PO₄ (fosfaat)

Het complex is opgebouwd uit het centrale atoom: bijvoorbeeld S, N, C of P. Dit centrale atoom is omgeven door de zuurstofatomen. Het aantal zuurstofatomen in een complex hangt af van de lading van het centrale atoom en de afmetingen van het atoom.

Zoals al eens eerder in Gea geschreven is, is de systematiek in de mineralogie gebaseerd op de negatief geladen ionen (op de elementen na).

1. elementen
2. sulfiden (S²⁻)
3. halogeniden (F⁻, Cl⁻, Br en I⁻)
4. oxiden (O²⁻)
5. carbonaten (CO₃)²⁻
6. sulfaten (SO₄)²⁻
7. fosfaten (PO₄)²⁻
8. silicaten (Si_xO_y)^{z-}

Er zijn nog veel meer complexe ionen die in mineralen voorkomen, maar de bovenstaande zijn de belangrijkste. Zoals er in een mineraal meerdere verschillende positieve ionen kunnen voorkomen, kunnen er ook meerdere complexe ionen voorkomen. Het hydroxyl (OH⁻) ion komt vaak voor in combinatie met een ander complex.

Met bovenstaande informatie is een groot deel van de chemische formules die u in de literatuur tegenkomt te begrijpen. Alleen de laatste groep, de silicaten, zijn een beetje ingewikkelder, daarom wil ik daar nu wat dieper op ingaan.

Silicaten

De belangrijkste bouwstenen van silicaten zijn silicium en zuurstof. Silicaten zijn op aarde de meest voorkomende mineralen. De aardmantel bestaat voor het grootste deel uit het magnesium-ijzer-silicaat olivijn en de aardkorst uit veldspaten die kalium-, natrium- en/of calciumhoudende aluminiumsilicaten zijn. Om aan te geven hoe belangrijk het element silicium in de geologie is: na veldspaat is het meest voorkomende mineraal in de aardkorst het silicium-oxide: kwarts.

Wanneer u in een mineralogieboek kijkt, ziet u dat er een enorme hoeveelheid silicaten is met schijnbaar willekeurige hoeveelheden silicium, zuurstof en andere atomen, als metalen. Sommige zijn simpel zoals

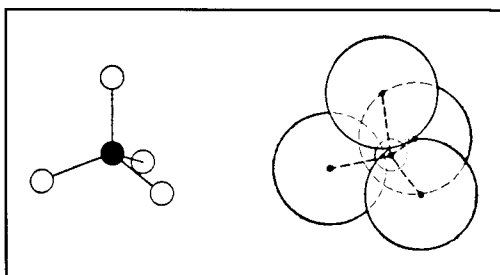
olivijn: (Mg, Fe)₂SiO₄, andere zijn veel ingewikkelder, als

biotiet: K(Mg,Fe)₃(Si₃Al)O₁₀(OH)₂.

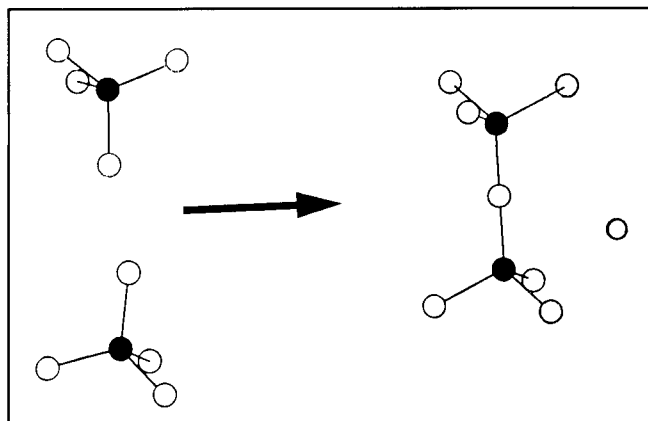
Ik zal proberen wat helderheid in deze silicaatchemie te brengen.

We beginnen heel eenvoudig met het siliciumatoom. Dit is in alle gevallen direct omgeven door 4 zuurstofatomen. Dit gebeurt in de vorm van een zogenaamde tetraeder (= viervlak), zie afb. 4. Dit complexe ion heeft een lading van: Si: (4+) + 4 * O: (2-) = 4-

Een belangrijke eigenschap van het (SiO₄)⁴⁻-ion is dat het kan **polymeriseren**. Dit is een reactie tussen twee molekulen (SiO₄)⁴⁻ tot een groter molecuul: Si₂O₇. Afb. 5 laat zien hoe zo'n chemi-



Afb. 4. SiO₄-molecuul. Het zwarte bolletje is steeds het siliciumatoom, de witte bolletjes zijn de zuurstofatomen. De rechter afbeelding geeft de relatieve grootte van zuurstof t.o.v. silicium weer, de linker alleen de positie.



Afb. 5. Polymerisatie-reactie van twee SiO₄-groepen tot een Si₂O₇-molecuul. Bij de reactie komt een zuurstofatoom vrij.

sche reactie in zijn werk gaat. De twee siliciumatomen delen één zuurstof.

Deze polymerisatiereactie kan weer plaats vinden met dat nieuwe Si₂O₇-molecuul om een Si₃O₁₀-molecuul te vormen. De reactie kan in principe eindeloos doorgaan en aangezien elk siliciumatoom door 4 zuurstoffen omringd is en die zuurstof altijd te delen is met andere siliciumatomen, kan een uitgebreid driedimensionaal netwerk ontstaan.

Nu komen in de natuur verschillende manieren van aan elkaar verbonden (SiO₄)⁴⁻-eenheden voor, die de basis vormen voor de silicaatclassificatie.

Nesosilicaten

De eerste klasse wordt nesosilicaten genoemd. De (SiO₄)-molekulen zijn niet gepolymeriseerd en met elkaar verbonden door andere atomen. Het bekendste voorbeeld hiervan is olivijn (Mg,Fe)₂SiO₄. Zoals we al gezien hebben, is het silicaatmolecuul 4-. Deze lading wordt gecompenseerd door de twee magnesium- (of ijzer-)atomen die beide 2+ zijn. In de natuur zijn dit de twee meest voorkomende elementen in olivijn. Ook andere atoomsoorten kunnen echter in deze structuur plaatsnemen. Voorwaarde blijft: er moeten per SiO₄-molecuul twee atomen komen, die samen een lading 4+ hebben. Een andere voorwaarde voor de atomen is: ze moeten passen tussen de SiO₄-molekulen. Er is maar beperkt ruimte tussen de tetraeders en sommige atomen zijn simpelweg te groot.

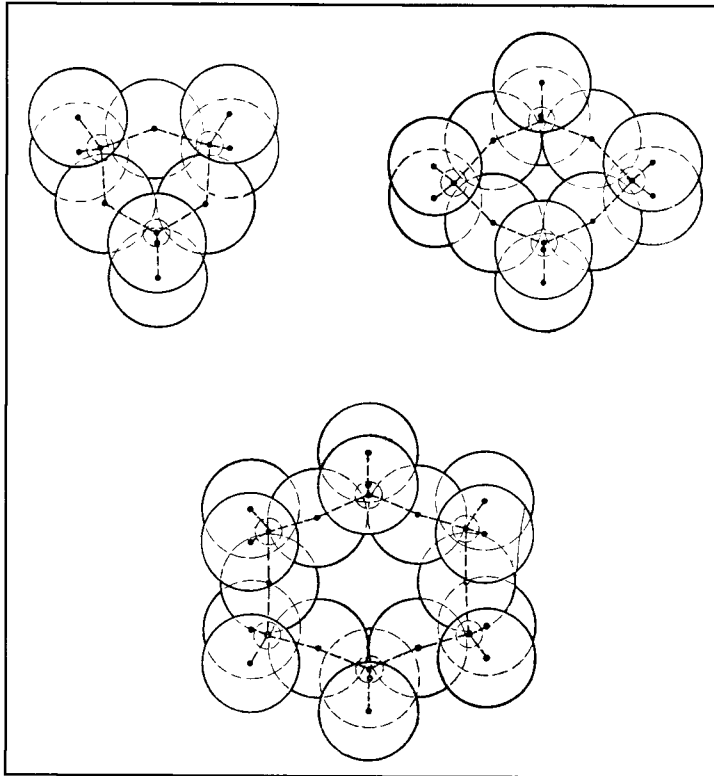
Een ander nesosilicaat is zirkoon, met als positief ion het Zr⁴⁺. Hiervan is één atoom genoeg om de lading te compenseren. Een derde voorbeeld zijn de granaten. Deze zijn wat ingewikkelder: er zijn drie SiO₄-molekulen, die samen een lading 12- hebben. Deze wordt gecompenseerd door twee atomen met een lading 3+ en drie met een lading 2+.

Voorbeelden: Almandien: (Fe²⁺)₃(Al³⁺)₂(SiO₄)₃, deze wordt samengevat door Fe₃Al₂Si₃O₁₂.

Door nu verschillende twee- en driewaardige ionen te gebruiken, kunnen we een heel scala aan verschillende chemische combinaties maken: de granaatgroep met grossulaar, pyroop, almandien etc.

Sorosilicaten

De tweede klasse silicaten zijn de sorosilicaten. Hierbij zijn twee SiO₄-molekulen gepolymeriseerd tot een Si₂O₇-molecuul, zie afb. 6. Deze heeft een lading van 6-. Deze lading moet ook weer gecompenseerd worden door positieve ionen. Voorbeelden van sorosilicaten zijn:



Afb. 6. Drie-, vier- en zes-silicaatringen.

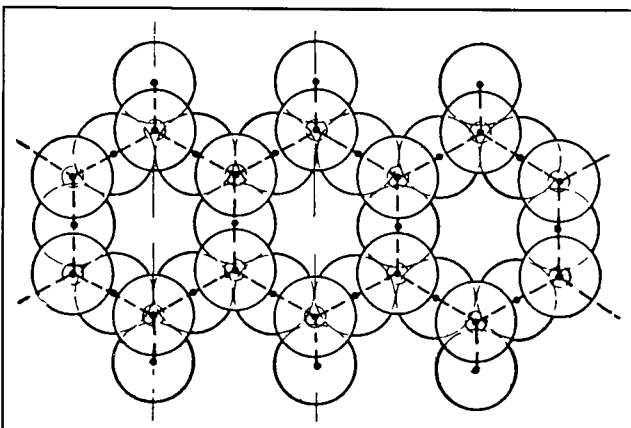
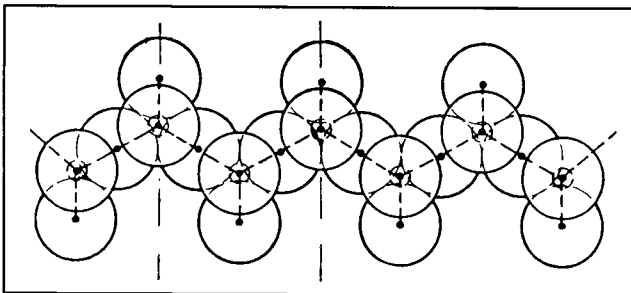
Åkermaniet: $\text{Ca}_2\text{MgSi}_2\text{O}_7$
Thortveitiet: $\text{Sc}_2\text{Si}_2\text{O}_7$

Cyclosilicaten

De derde klasse silicaten zijn de cyclosilicaten. Hierin zijn de SiO_4 -tetraeders verbonden tot ringen. Meestal zijn dit ringen van zes tetraeders. De formule wordt dan $(\text{Si}_6\text{O}_{18})$.

Een voorbeeld hiervan is:

Beryl: $\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$



Toermalijn wordt ook ingedeeld bij de cyclosilicaten. Behalve het Si_6O_{18} -ion, komen hierin het boraat (BO₃) en het hydroxylion (OH) voor.

Bijvoorbeeld: $\text{NaFe}_3\text{Al}_6\text{Si}_6\text{O}_{18}(\text{BO}_3)_3(\text{OH})_4$

Andere ringstructuren zijn ook mogelijk, zoals een 3-ring: (Si_3O_9)

Voorbeeld: Benitoiet: $\text{BaTi}(\text{Si}_3\text{O}_9)$

Voorbeelden van diverse soorten ringen ziet u in afb. 6.

Inosilicaten

De vierde klasse betreft de inosilicaten. Hierin zijn de SiO_4 tetraeders aan elkaar verbonden langs een lijn (afb. 7). Hierin heeft elk SiO_4 -molekuul twee burens. Elk molekuul deelt dus twee zuurstoffen met een buuratoom. De formule wordt dan (SiO_3) .

Voorbeeld is de pyroxeengroep:

Enstatiet: MgSiO_3

Diopsied: $\text{CaMg}(\text{SiO}_3)_2$ ofwel $\text{CaMgSi}_2\text{O}_6$

Het kan ook gebeuren dat twee linten SiO_4 -tetraeders zijdelings aan elkaar gebonden zijn (afb. 8). De formule die daarbij hoort is Si_4O_{11} . We spreken dan van de amfiboolgroep. Hierin is ook weer het hydroxylion betrokken:

Tremoliet: $\text{Ca}_2\text{Mg}_5(\text{Si}_4\text{O}_{11})_2(\text{OH})_2$, ofwel:

$\text{Ca}_2\text{Mg}_5(\text{Si}_8\text{O}_{22})(\text{OH})_2$

Phyllosilicaten

Bij de inosilicaten zijn de SiO_4 -tetraeders dus in één dimensie (een lijn) aan elkaar gebonden. Bij de volgende groep, de phyllosilicaten, zijn de tetraeders verbonden in twee dimensies, ofwel in een vlak (afb. 9). De formule wordt Si_2O_5 . Voorbeelden van deze groep zijn:

Talk: $\text{Mg}_3(\text{Si}_2\text{O}_5)_2(\text{OH})_2$, ofwel $\text{Mg}_3(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_2$

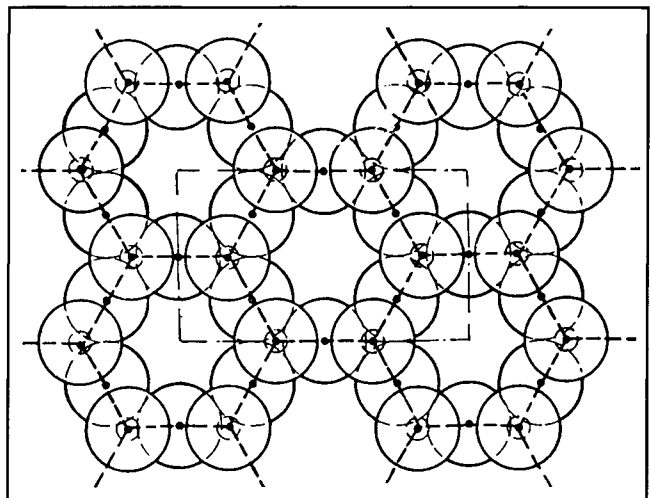
Kaolien: $\text{Al}_4(\text{Si}_2\text{O}_5)_2(\text{OH})_8$, ofwel $\text{Al}_4(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_8$

Tot deze groep silicaten behoren ook de mica's. Hierbij treedt echter nog een complicatie op, waar ik later op in zal gaan.

Tektosilicaten

Ten slotte de tektosilicaten. Hier zijn de SiO_4 -tetraeders in een driedimensionaal netwerk verbonden. Een extreem geval van een driedimensionaal silicaatnetwerk is het mineraal kwarts (SiO_2). Hierin zijn geen andere atomen meer aanwezig en er is geen duidelijk complex silicaation meer aan te wijzen. Kwarts wordt dan ook meestal ingedeeld bij de oxiden.

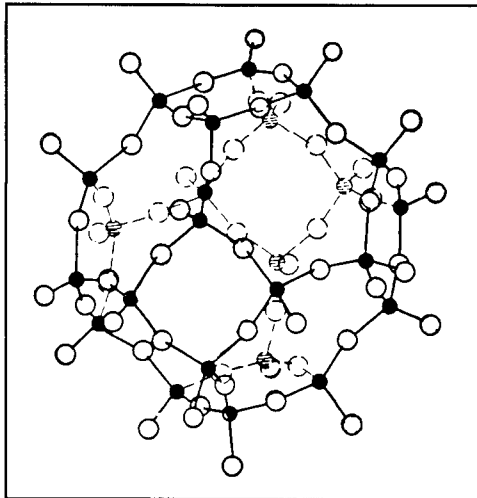
Wanneer er wel andere atomen aanwezig zijn, kunnen we allerlei silicaationen krijgen, zoals voor veldspaten (Si_3O_8), als in albiet: $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ en kali-veldspaat: KAlSi_3O_8 .



Afb. 7. (Links-boven) SiO_3 -keten van een inosilicaat, pyroxenen.

Afb. 8. (Links-onder) Si_4O_{11} -keten van een inosilicaat, amfibolen.

Afb. 9. (Rechts) Si_2O_5 -vlak van een phyllosilicaat.



Een driedimensionale silicaatstructuur is weergegeven in afb. 10. Dit is een kristalstructuur van een zeoliet, een groep binnen de tektosilicaten.

Vervangingen van silicium

Tot nu toe ben ik ervan uitgegaan dat alle complexe silicaationen alleen silicium en zuurstof bevatten. Vaak echter wordt een gedeelte van de hoeveelheid silicium vervangen door een ander atoom. Dit atoom heeft dan ongeveer dezelfde afmetingen als het silicium, alleen een andere lading. Aluminium is een veel voorkomende vervanger van silicium. Omdat aluminium 3+ is en silicium 4+, zal er ergens anders in het mineraal een compensatie voor dat tekort aan positieve lading plaatsvinden. Een voorbeeld is albit: $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$. Wanneer we uitgaan van SiO_2 , dan kunnen we één op de vier siliciumatomen vervangen door een Al. We krijgen dan AlSi_3O_8 , waarin een positieve lading tekort is. Deze positieve lading kunnen we inbrengen in de vorm van een natriumatoom. De vervanging van 1Si door 1Al en 1Na past niet in de regelmatige structuur van kwarts. De hele kristalstructuur moet veranderen om ruimte te maken voor het relatief grote natriumatoom om zo'n vervanging te kunnen laten optreden. Kwarts heeft dan ook een heel andere kristalstructuur dan albit.

Veel voorkomende vervangingen binnen de silicaten zijn:

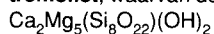
1. $\text{Si} \rightarrow \text{Al} + \text{K}$ (of Na)
2. $\text{Si} + \text{Mg} \rightarrow \text{Al} + \text{Al}$

Vervanging 1 komt ook voor bij de mica's.

Voorbeeld: talk $\text{Mg}_3(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_2$ geeft $\text{K}(\text{Mg})_3(\text{Si}_2\text{AlO}_{10})(\text{OH})_2$. Deze laatste is de formule van flogopiet. Behalve de vervanging $\text{Si} \rightarrow \text{Al} + \text{K}$ kan ook de vervanging van $\text{Mg} \rightarrow \text{Fe}$ plaatsvinden. We spreken dan van biotiet, met als formule: $\text{K}(\text{Mg,Fe})_3(\text{Si}_2\text{AlO}_{10})(\text{OH})_2$.

Vervanging 2 komt onder andere voor in cordieriet: $\text{Mg}_2\text{Al}_3(\text{Si}_5\text{AlO}_{18})$. Hierin is in de Si_6O_{18} -ring een Si vervangen door een Al. In plaats van drie tweewaardige ionen (zie Be in beryl), is hier één Mg vervangen door één Al. Deze vervanging komt ook voor bij pyroxenen, vanuit diopsied is dan bijvoorbeeld de pyroxeen augiet te maken.

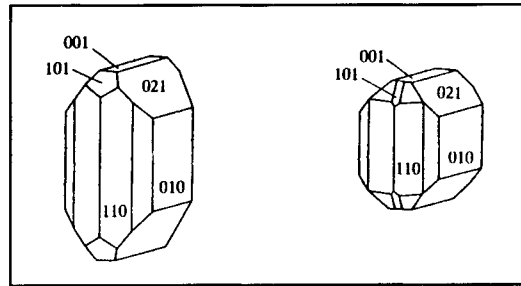
Vervangingen in de chemie van mineralen zijn vrij normaal. Sommige mineralen maken het heel bont, bijvoorbeeld de amfibolen. We beginnen simpel met **tremoliet**, waarvan de formule luidt:



Allereerst is de magnesium te vervangen voor ijzer, het uiterste geval wordt dan $\text{Ca}_2\text{Fe}_5(\text{Si}_8\text{O}_{22})(\text{OH})_2$. Dit mineraal heet: **ferro-aktinoliet**. Meestal zal er zowel magnesium als ijzer aanwezig zijn en wordt het

Afb. 10. (Links) Driedimensionale structuur van een tektosilicaat.

Afb. 11. (Rechts) Olivijn: links forsteriet, rechts fayaliet. Door het verschil in magnesium- en ijzerhoudende olivijn treedt een andere kristalvorm op, die vooral tot uiting komt in de grootte van verschillende kristalvlakken.



mineraal aangeduid met **aktinoliet**, met als formule: $\text{Ca}_2(\text{Mg,Fe})_5(\text{Si}_8\text{O}_{22})(\text{OH})_2$.

Vervolgens kan ook de vervanging $\text{Si} \rightarrow \text{Al} + \text{Na}$ plaatsvinden. We krijgen dan $\text{NaCa}_2(\text{Mg,Fe})_5(\text{Si}_7\text{AlO}_{22})(\text{OH})_2$, dit mineraal heet **edeniet**.

Ook kunnen we vanuit aktinoliet de vervanging $\text{Si} + \text{Mg} \rightarrow \text{Al} + \text{Al}$ laten plaatsvinden. We krijgen dan $\text{Ca}_2(\text{Mg,Fe})_4\text{Al}(\text{Si}_7\text{AlO}_{22})(\text{OH})_2$. Deze samenstelling heeft de naam **hoornblende**.

Wanneer beide Si-vervangingen optreden, krijgen we de amfibool **pargasiet**: $\text{NaCa}_2(\text{Mg,Fe})_4\text{Al}(\text{Si}_6\text{Al}_2\text{O}_{22})(\text{OH})_2$.

Ook kan de calcium nog geheel of gedeeltelijk vervangen worden door natrium: $\text{Ca} \rightarrow 2\text{Na}$ en $\text{Ca} + \text{Mg} \rightarrow \text{Na} + \text{Al}$.

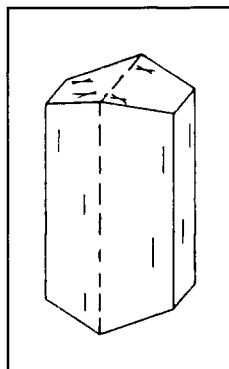
Door deze vervangingen kan nog een heel scala aan andere amfibolen gevormd worden, zoals bijvoorbeeld **glaucofaan** en **riebeckiet**.

U ziet: er is veel mogelijk met de chemie van amfibolen. Ik heb maar enkele vervangingen genoemd, maar er zijn er nog veel meer mogelijk. Om nog enkele te noemen: natrium \rightarrow kalium en aluminium \rightarrow driewaardig ijzer.

Mengreeksen

Sommige atomen lijken erg veel op elkaar. Magnesium en ijzer hebben, wanneer ze beide een lading 2+ hebben, ongeveer dezelfde afmetingen. Dit betekent dat de één makkelijk voor de ander in de plaats kan gaan zitten in een kristalrooster. Dit gebeurt dan ook regelmatig, zoals bijvoorbeeld in olivijn. We hebben daar een magnesiumsilicaat (Mg_2SiO_4) genaamd **forsteriet** en een ijzersilicaat (Fe_2SiO_4) dat we **fayaliet** noemen. Deze twee mineralen hebben allebei verschillende eigenschappen: forsteriet is kleurloos, terwijl pure fayaliet zwart is. Het kleine verschil in afmetingen van het metaalion uit zich onder andere in een iets andere kristalvorm van forsteriet en fayaliet (afb. 11). De fayaliet geeft een iets gedrongener kristal. Vanwege de ongeveer gelijke afmetingen van de beide metaalionen kunnen ze in alle verhoudingen in de olivijnstructuur gepast worden. Dit noemen we een **mengreeks** (Engels: *solid solution*). In het geval van olivijn hebben we dus een mengreeks van forsteriet en fayaliet. We zetten

de in alle verhoudingen mengbare atomen bij elkaar tussen haakjes in de formule: $(\text{Mg, Fe})_2\text{SiO}_4$. In het bovenstaande geval hebben we een algemene naam, olivijn, voor een willekeurig lid van deze mengreeks.



Afb. 12. Amfiboolkristal: langerekt in de richting van de ketens.

Welk silicaat?

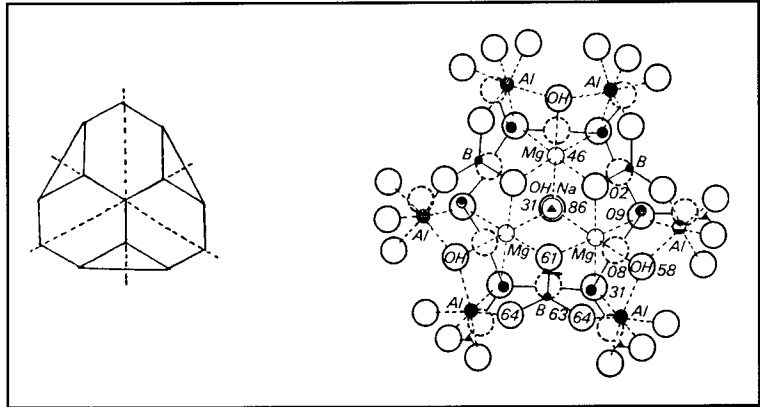
Er zijn een heleboel silicaten mogelijk, die wel op een logische manier te classificeren zijn. Het voorkomen van een bepaald silicaat hangt af van vele factoren. De chemische samenstelling van het gesteente bepaalt welk silicaat gevormd wordt.

Niet alleen de hoeveelheid silicium bepaalt het silicaat, maar ook kleine hoeveelheden van andere elementen kunnen de mate van polymerisatie van silicium en dus de aard van het silicaat bepalen. Ook andere, niet-chemische omstandigheden bepalen de graad van polymerisatie van silica, bijvoorbeeld druk, temperatuur en de hoeveelheid water, die in een silicaatsmelt zit, waaruit silicaten kristalliseren.

Wat merken we van de chemie?

De chemische samenstelling bepaalt voor een groot deel het uiterlijk van het mineraal. Enkele voorbeelden: De inosilicaten, pyroxenen en amfibolen, hebben allemaal een karakteristieke langgerekte vorm (afb. 12). Deze wordt veroorzaakt door de lintvormige silicaatstrengen die zij aan zij verbonden zijn door metaal-ionen. Bij de inosilicaten vormen de silicaatlinten de "ruggegraat" van het kristal, net zoals bij de phyllosilicaten de plaatvormige silicaatstructuur dat is. De ruggegraat van een silicaat kapot maken kost veel moeite, terwijl evenwijdig aan de silicaatlinten en -vlakken de kristallen heel makkelijk uitelkaar vallen. Dit uit zich in bepaalde richtingen in een kristal waarin het goed kapot gaat ofwel splijt. Inosilicaten splijten goed in de richting van de silicaatlinten. Hetzelfde effect zien we bij de phyllosilicaten. Het is u misschien wel eens opgevallen dat biotiet of muscoviet heel makkelijk te splijten is in flinterdunne laagjes. De silicaatstructuur bestaat uit tweedimensionale platen, onderling verbonden door platen metaalionen. Deze platen liggen evenwijdig aan de splijtvlakken. Het is veel moeilijker om de platen door te breken, dan ze van elkaar af te splijten. Nesosilicaten en tekto-silicaten hebben geen silicaatstructuur die een bepaalde voorkeursrichting geeft. Vandaar dat deze kristallen een meer compacte, blokkige vorm hebben. Dit is duidelijk te zien bij olivijn- en bij veldspaatkristallen (afb. 11). Bij de cyclosilicaten als beryl en toermalijn is heel goed de zes- en drietallige symmetrie-as die het Si_6O_{18} molecuul heeft, te zien in de kopse aansnede van de kristallen (afb. 13).

Tot zover de vorm van de kristallen. Ook de kleur van mineralen wordt bepaald door de chemie. Er zijn verschillende elementen, die een duidelijke kleur aan een mineraal geven. Het meest voorkomende kleurende element is ijzer. Het veroorzaakt een bruine of groene kleur. In biotiet is er een willekeurige verhouding van magnesium en ijzer mogelijk. Wanneer er alleen magnesium aanwezig is, het mineraal heet dan flogopiet, is het mineraal kleurloos. Pure magnesium-flogopiet komt voor in sommige marmers. Wanneer er maar een beetje ijzer in de mica zit, zal deze bruin gekleurd worden. De naam is dan nog steeds flogopiet. Het pure ijzereindlid van deze **mengreeks** heet anniet en is zwart. Omdat het moeilijk is om uit het handstuk de precieze chemische samenstelling te achterhalen, wordt een donker bladspijlend mineraal aangeduid met de naam biotiet als hij zwart is en flogopiet als hij bruin tot kleurloos is. Bij amfibolen treedt dezelfde vervanging van magnesium en ijzer op. Ook hier is het aan de kleur te zien of het het magnesiumrijke tremoliet betreft, deze is kleurloos. Met een beetje ijzer in het kristalrooster wordt de kleur al snel groen en noemen we het aktinolit.



Afb. 13. Kopse snede en moleculaire structuur van toermalijn. In beide is de drietallige symmetrie terug te vinden.

Voor geologen kan een specifieke kleur van een mineraal (en op die manier de chemie) aanwijzingen geven over de ontstaansomstandigheden. In de amfiboolgroep kan zoals gezegd een vervanging van $\text{Ca} + \text{Mg} \rightarrow \text{Na} + \text{Al}$ voorkomen en zo glaucofaan vormen. Dit mineraal kan ontstaan bij zeer hoge drukken. Het typische kenmerk van dit mineraal is, dat wanneer bovengenoemde vervanging plaats vindt, de kleur van de amfibool blauw-paars wordt. Een langwerpige, goed splijtende, blauw-paars mineraal kan dus duiden op een zeer hoge druk waaraan het gesteente blootgestaan heeft. Dezelfde vervanging kan (ook bij hoge druk) bij pyroxenen plaats vinden. De kleur van het dan gevormde jadeïet is groen.

De chemie van mineralen is een ingewikkelde zaak, die met enige natuurkundige en scheikundige achtergrond in een aantal wetmatigheden is te vangen. Ik hoop met dit verhaal iets van de chemische sluier van de mineraalformules opgeheven te hebben. Voor systematische verzamelaars van silicaten is het goed mogelijk om een collectie in te delen op grond van de verschillende complexe silicaationen. Op grond van de formule is het vaak mogelijk om de silicaten in een bepaalde groep te plaatsen.

Literatuur

Deer, W.A., Howie, R.A. en Zussman, J. (1985): An introduction to the rock forming minerals (15e druk); Longman Group Ltd, London.

Winchell, A.N. en Winchell, H. (1964): Elements of optical mineralogy, Part 2: Descriptions of minerals (4e druk); Wiley & Sons, New York.

Enkele interessante Noorse mineraal-voorkomens

Bazziet, van een pegmatiet in Tørdal (Telemarken)

door Ronald Werner

Wie de Gea-special over Noorwegen (1994, nr. 1) erop naslaat, zal daar op pag. 24 een foto van een fraai blauw mineraal aantreffen. Het zeldzame mineraal *bazziet* lijkt als twee druppels water op aquamarijn, maar bevat een hoog gehalte scandium, dat in de plaats treedt voor

aluminium. Scandiummineralen zijn wereldwijd zeer zeldzaam, en daarom verdient de ontdekking van een pegmatiet waar alle blauwe "beryl" niet aquamarijn maar *bazziet* blijkt te zijn, de speciale aandacht van zowel verzamelaars als wetenschappers.