

Tandheelkundige Materiaalkennis

door J. N. Tekenbroek, Hoogleraar te Groningen

(Vervolg)

HOOFDSTUK III

ATOOMBOUW EN PERIODIEK SYSTEEM

§ 1. Atoombouw

De atomen zijn opgebouwd uit een **positieve kern** waaromheen de **negatief geladen electronen** cirkelen als planeten om de zon.

Zet men de elementen volgens hun opklimmend atoomgewicht onder elkaar en nummert men hen beginnende met het lichtste element Waterstof en eindigende bij nummer 92 Uranium, het element met het hoogste atoomgewicht, dan krijgt ieder element zijn **atoomnummer**. (Tabel I).

Van een willekeurig element heeft de atoomkern een positieve lading gelijk aan het product van zijn atoomnummer \times de elementaire lading e . De **elementairlading** is een belangrijke natuurconstante; het is de lading van een electron en bedraagt $4,80 \times 10^{-10}$ e.s.e. (electro-statische-eenheden).

Omdat een atoom naar buiten electrisch neutraal is, moet de positieve lading van de kern gelijk zijn aan de gezamenlijke lading der electronen om de kern; het aantal electronen is daarom gelijk aan het atoomnummer van het betreffende element.

Natrium heeft het atoomnummer 11, de lading van de Na-kern is dus $11 \times e$, er moeten dan 11 electronen (met een negatieve lading van $11 \times e$) om de Na-kern aanwezig zijn. Koper met het atoomnummer 29 heeft 29 electronen om zijn atoomkern, goud, atoomnummer 79 heeft 79 electronen enz. enz.

De electronen om de kern staan niet stil; indien dat het geval was, zouden zij door de electrostatische aantrekkingskracht op de kern

TABEL I

1	Waterstof	H	1.008	47	Zilver	Ag	107.9
2	Helium	He	4.003	48	Cadmium	Cd	112.4
3	Lithium	Li	6.940	49	Indium	In	114.8
4	Beryllium	Be	9.02	50	Tin	Sn	118.7
5	Borium	B	10.82	51	Antimoon	Sb	121.8
6	Koolstof	C	12.01	52	Telluur	Te	127.6
7	Stikstof	N	14.01	53	Jodium	J	126.9
8	Zuurstof	O	16.00	54	Xenon	X	131.3
9	Fluoor	F	19.00	55	Caesium	Cs	132.9
10	Neon	Ne	20.18	56	Barium	Ba	137.4
11	Natrium	Na	23.00	57	Lanthaan	La	138.9
12	Magnesium	Mg	24.32	58	Cerium	Ce	140.1
13	Aluminium	Al	26.97	59	Praseodymium	Pr	140.9
14	Silicium	Si	28.06	60	Neodymium	Nd	144.3
15	Phosphor	P	30.98	61	Illinium	Il	—
16	Zwavel	S	32.06	62	Samarium	Sm	150.4
17	Chloor	Cl	35.46	63	Europium	Eu	152.0
18	Argon	Ar	39.94	64	Gadolinium	Gd	156.9
19	Kalium	K	39.10	65	Terbium	Tb	159.2
20	Calcium	Ca	40.08	66	Dysprosium	Dy	162.5
21	Scandium	Sc	45.10	67	Holmium	Ho	163.5
22	Titaan	Ti	47.90	68	Erbium	Er	167.6
23	Vanadium	V	50.95	69	Thulium	Tu	169.4
24	Chroom	Cr	52.01	70	Ytterbium	Yb	173.04
25	Mangaan	Mn	54.93	71	Cassiopeium	Cp	175.0
26	IJzer	Fe	55.85	72	Hafnium	Hf	178.6
27	Cobalt	Co	58.94	73	Tantaal	Ta	180.9
28	Nikkel	Ni	58.69	74	Wolfram	W	184.0
29	Koper	Cu	63.57	75	Rhenium	Rh	186.3
30	Zink	Zn	65.38	76	Osmium	Os	190.2
31	Gallium	Ga	69.72	77	Iridium	Ir	193.1
32	Germanium	Ge	72.60	78	Platina	Pt	195.2
33	Arseen	As	74.91	79	Goud	Au	197.2
34	Seleen	Se	78.96	80	Kwikzilver	Hg	200.6
35	Broom	Br	79.92	81	Thallium	Tl	204.4
36	Krypton	Kr	83.7	82	Lood	Pb	207.2
37	Rubidium	Rb	85.48	83	Bismuth	Bi	209.0
38	Strontium	Sr	87.63	84	Polonium	Po	—
39	Yttrium	Yt	88.92	85	—	—	—
40	Zirkoon	Zr	91.22	86	Niton	Nt	222
41	Nioob	Nb	92.91	87	—	—	—
42	Molybdeen	Mo	95.95	88	Radium	R	226.0
43	Masurium	Ma	—	89	Actinium	Ac	—
44	Ruthenium	Ru	101.7	90	Thorium	Th	232.1
45	Rhodium	Rh	102.9	91	Proto-actinium	Pa	231
46	Palladium	Pd	106.7	92	Uranium	U	238.1

terecht komen. De electronen doorlopen op verschillende afstanden van de kern cirkelvormige en elliptische **banen**, waarbij iedere baan slechts door een **tweetal** electronen bezet kan worden en wel met tegengestelde **spin** (draaiing om hun eigen as). De electronen bezetten dus **paarsgewijze** de om een kern mogelijke banen.

Bij de bestudering van de orde en regelmaat in het ingewikkelde mechanische stelsel van electronenbewegingen om de atoomkernen, komt men met de **klassieke mechanica** minder ver dan met be-

hulp van de zogenaamde **golf- of quantummechanica**. Deze nieuwe mechanica is in de moderne natuurkunde tot ontwikkeling gekomen als uitvloeisel van de **quantumtheorie**.

Over de quantumtheorie zij hier zeer in het kort het volgende opgemerkt.

§ 2. *Golfmechanica*

De quantumtheoretische opvatting van het licht (en van iedere andere straling) verschilt principieel van de klassieke opvatting.

De **golftheorie** van H u y g e n s vat het licht op als een golfbeweging; een lichtstraal is, volgens deze opvatting, een **continue stroom** van lichtenergie. De quantumtheorie stelt daar tegenover dat wij het licht moeten opvatten als een **discontinue stroom** van lichtenergie. Afzonderlijke brokjes energie (**quanta**) verplaatsen zich langs een lichtstraal als een discontinue stroom van een zeer groot aantal corpusculaire deeltjes, de **lichtquanta**. De **corpusculaire theorie** van N e w t o n , de emissie-theorie, is daarmee wat in ere hersteld, maar dat betekent geenszins dat de **undulatietheorie** van H u y g e n s , de golftheorie, nu verlaten is. De quantumtheorie sluit als het ware een compromis tussen beide.

Een andere stelling van de quantumtheorie is namelijk, dat men zowel aan de voortplanting van het licht (straling) als aan de voortplanting van materiële deeltjes een **tweeslachtig karakter** moet toekennen. Beide bezitten volgens deze opvatting **gelijktijdig een corpusculair- en een golfkarakter**.

P l a n c k gaf in zijn beroemde **formule** $\lambda = \frac{h}{m \times v}$, het verband aan tussen de golflengte, die een bewegend deeltje vergezelt (λ), en de massa van het deeltje (m) en de snelheid (v), waarmee het deeltje zich verplaatst. In deze formule is h een fundamentele natuurconstante, de zogenaamde constante van P l a n c k = $6,60 \times 10^{-27}$.

Volgens deze opvatting uit de moderne physica gaat dus b.v. de beweging van een stroom kogels uit een mitrailleur of van een rijdende auto vergezeld van een golfbeweging.

Dat een dergelijke voorstelling ons vreemd aandoet en wij ons afvragen met welk doel wij hier ook een golfbeweging zouden aannemen, vindt zijn verklaring in het feit, dat wij in de wereld van onze dagelijkse waarnemingen en ervaringen, waaraan wij onze voorstellingen ontleen, steeds met voorwerpen te maken hebben

die een aanzienlijke massa hebben. Bij de beweging van dergelijke voorwerpen treedt uitsluitend het corpusculaire karakter van de bewegingen op de voorgrond. De menselijke geest kan de wetten dezer bewegingen op doeltreffende wijze bestuderen en formuleren met behulp van de gewone klassieke mechanica, de mechanica van onze tastbare ervaringswereld, die ons zo logisch aandoet en van wier axioma's en wetten wij ons zo'n goede voorstelling kunnen maken.

Wil men echter de mechanica bestuderen van deeltjes met een **zeer kleine massa**, en dit is b.v. het geval als men de bewegingen van de **electronen** (massa = $9,10 \times 10^{-28}$) rond atoomkernen gaat beschouwen, dan komt men verder indien men bij die beschouwingen het golfkarakter van de bewegingen op de voorgrond plaatst.

De bewegingen dezer kleine deeltjes, hun mechanica, bestudeert men dan nader met een daartoe ontwikkelde **golfmechanica**. Daarbij verlaat men echter in zijn geest en bij zijn voorstellingen de corpusculaire aard van deze bewegingen. Maar, en hiervan moet men zich goed bewust zijn, daarmee geeft men ook de mogelijkheid prijs om zich een voorstelling te kunnen maken van deze mechanica, van haar axioma's en van de wetten die zij bij deze bewegingen vaststelt. Onze geest moet zich dan overgeven aan wiskundige formules, cijfers, getallen, waarvan de geldigheid, omdat wij er ons geen goede voorstelling van kunnen maken, echter niet minder is dan die van de uitkomsten der klassieke mechanica bij de bewegingen van macroscopische massa's.

Het golfkarakter waarvan hier gesproken wordt betreft geen golven in de lucht of in de hypothetische ether van de electromagnetische golven of anderszins. Van deze golven kan men zich en moet men zich dan ook niet een voorstelling maken of willen maken. Het is een zuiver hypothetische golfbeweging, een wiskundig hulpmiddel om de beweging dezer onvoorstelbare kleine deeltjes te kunnen bestuderen, om hun waarschijnlijke plaats en gedrag in de ruimte bij hun bewegingen zoveel als mogelijk te berekenen. De golfmechanica heeft zich als een onderdeel van de wiskundige wetenschappen ontwikkeld en het is deze mechanica die bij de bestudering van het gedrag der electronen, bij het ingewikkelde mechanische stelsel van hun wentelingen rond de atoomkernen betere diensten bewijst dan de klassieke mechanica, die haar nut heeft en altijd zal behouden in onze „tastbare” wereld.

Later zal bij de behandeling van de bindingskrachten in de vaste

stoffen er wel eens op gewezen moeten worden, dat men golfmechanisch een te bespreken verschijnsel kan verklaren. Dan zal daarop niet verder worden ingegaan, maar men is aan de hand van het bovenstaande mogelijk wat georiënteerd omtrent aard en de plaats van de golfmechanica in de natuurwetenschappen.

Hiermede verlaten wij de moderne physica om terug te keren tot de atoombouw, waarbij wij gebruik zullen kunnen maken van een beter voorstelbaar en meer klassiek beeld, dat voor ons doel voldoende is.

§ 3. *Periodiek systeem*

Omtrent de rangschikking van de electronen om de atoomkern laat zich bij de meer klassieke voorstelling opmerken, dat die rang-

TABEL II TABEL VAN ELECTRONENBEZETTINGEN

Schil Baantype	K 1s	L 2s 2p	M 3s 3p 3d	N 4s 4p 4d 4f	O 5s 5p 5d	P 6s 6p 6d	Q 7s
1 H	1	—	—	—	—	—	—
2 He	2	—	—	—	—	—	—
3 Li	2	1	—	—	—	—	—
4 Be	2	2	—	—	—	—	—
5 B	2	2	1	—	—	—	—
6 C	2	2	2	—	—	—	—
7 N	2	2	3	—	—	—	—
8 O	2	2	4	—	—	—	—
9 F	2	2	5	—	—	—	—
10 Ne	2	2	6	—	—	—	—
11 Na	2	2	6	1	—	—	—
12 Mg	2	2	6	2	—	—	—
13 Al	2	2	6	2	1	—	—
14 Si	2	2	6	2	2	—	—
15 P	2	2	6	2	3	—	—
16 S	2	2	6	2	4	—	—
17 Cl	2	2	6	2	5	—	—
18 Ar	2	2	6	2	6	—	—
19 K	2	2	6	2	6	1	—
20 Ca	2	2	6	2	6	2	—
21 Sc	2	2	6	2	6	1	2
22 Ti	2	2	6	2	6	2	2
23 V	2	2	6	2	6	3	2
24 Cr	2	2	6	2	6	5	1
25 Mn	2	2	6	2	6	5	2
26 Fe	2	2	6	2	6	6	2
27 Co	2	2	6	2	6	7	2
28 Ni	2	2	6	2	6	8	2
29 Cu	2	2	6	2	6	10	1
30 Zn	2	2	6	2	6	10	2
31 Ga	2	2	6	2	6	10	2
32 Ge	2	2	6	2	6	10	2
33 As	2	2	6	2	6	10	2
34 Se	2	2	6	2	6	10	2
35 Br	2	2	6	2	6	10	2
36 Kr	2	2	6	2	6	10	2

TABEL II (vervolg) TABEL VAN ELECTRONENBEZETTINGEN

Schil Baatype	K 1s	L		M			N				O			P			Q 7s
		2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	6s	6p	6d	
37 Rb	2	2	6	2	6	10	2	6	—	—	1						
38 Sr	2	2	6	2	6	10	2	6	—	—	2						
39 Y	2	2	6	2	6	10	2	6	1	—	2						
40 Zr	2	2	6	2	6	10	2	6	2	—	2						
41 Nb	2	2	6	2	6	10	2	6	4	—	1						
42 Mo	2	2	6	2	6	10	2	6	5	—	1						
43 —	2	2	6	2	6	10	2	6	6	—	1						
44 Ru	2	2	6	2	6	10	2	6	7	—	1						
45 Rh	2	2	6	2	6	10	2	6	8	—	1						
46 Pd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—							
47 Ag	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	1						
48 Cd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2						
49 In	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	1					
50 Sn	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	2					
51 Sb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	3					
52 Te	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	4					
53 J	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	5					
54 X	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	6					
55 Cs	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	6	1				
56 Ba	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	6	2				
57 La	2	2	6	2	6	10	2	6	10	—	2	6	1	2			
58 Ce	2	2	6	2	6	10	2	6	10	1	2	6	1	2			
59 Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	2	2	6	1	2			
60 Nd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	3	2	6	1	2			
61 —	2	2	6	2	6	10	2	6	10	4	2	6	1	2			
62 Sm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	5	2	6	1	2			
63 Eu	2	2	6	2	6	10	2	6	10	6	2	6	1	2			
64 Gd	2	2	6	2	6	10	2	6	10	7	2	6	1	2			
65 Tb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	8	2	6	1	2			
66 Dy	2	2	6	2	6	10	2	6	10	9	2	6	1	2			
67 Ho	2	2	6	2	6	10	2	6	10	10	2	6	1	2			
68 Er	2	2	6	2	6	10	2	6	10	11	2	6	1	2			
69 Tm	2	2	6	2	6	10	2	6	10	12	2	6	1	2			
70 Yb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	13	2	6	1	2			
71 Cp	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	1	2			
72 Hf	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	2	2			
73 Ta	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	3	2			
74 W	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	4	2			
75 Re	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	5	2			
76 Os	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	6	2			
77 Ir	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	7	2			
78 Pr	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	9	1			
79 Au	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	1			
80 Hg	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2			
81 Tl	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	1		
82 Pb	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	2		
83 Bi	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	3		
84 Po	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	4		
85 —	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	5		
86 Em	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6		
87 —	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1	
88 Ra	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	2	
89 Ac	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	1	
90 Th	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	2	
91 Pa	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	3	
92 U	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	2	6	4	

schikking in verschillende **lagen** of **schillen** plaats heeft, die men van binnen naar buiten gaande met de letters *K, L, M, N, O, P, Q* aanduidt.

In iedere schil kan een beperkt aantal electronen een plaats vinden, waarbij zij paarsgewijs de beschikbare omwentelingsbanen van de betreffende schil bezetten.

De K-schil is volledig bezet met 2 electronen (heeft één baan beschikbaar), de L-schil met $2 + 6 = 8$ electronen (4 banen beschikbaar), de M-schil met $2 + 6 + 10 = 18$ electronen (9 banen), de N-schil met $2 + 6 + 10 + 14 = 32$ electronen (16 banen) enz. (Tabel II)

Het zijn de electronen, welke zich aan de **buitenste zijde** van het atoom bevinden, die het **chemisch gedrag** van het betreffende element bepalen. Daarbij is naar voren gekomen, dat, wanneer er zich aan de buitenzijde van een atoom een **achtal electronen** bevinden, men met een chemisch zeer stabiel atoom te maken heeft. Men noemt deze configuratie van acht electronen aan de buitenzijde van de electronensfeer een **edelgas-configuratie** en wel omdat, zoals dan ook in tabel II te vinden is, de atomen van alle edelgas-elementen een dergelijke configuratie van acht electronen aan hun buitenzijde hebben. De stabiliteit van de edelgas-configuratie demonstreert zich in het feit dat alle edelgassen chemisch zeer inert zijn.

De **edelgasconfiguratie** treedt met het klimmen van het atoomnummer en het daarmee toenemen van het aantal electronen om de atoomkernen **periodiek** op. Hier ligt de oorzaak van de periodiciteit van de chemische eigenschappen bij de elementen, de verklaring dus van het periodiek systeem (Tabel III).

De elementen b.v. die aan hun buitenzijde één electron meer hebben dan een edelgasconfiguratie, hebben alle een sterke neiging dit éne electron dat zij meer hebben, af te staan. Hun atomen gaan daarbij dan over in éénwaardige positief geladen ionen, waarbij deze ionen aan hun buitenzijde een achtal electronen, de stabiele edelgasconfiguratie, krijgen.

In het periodiek systeem is het de groep van de **alkali-metalen** (Li, Na, K, Rb, Cs), die in deze omstandigheid verkeert. Al deze elementen hebben één electron meer dan het aan hen voorafgaande edelgaselement (resp. He, Ne, Ar, Kr, X). Zoals bekend vormen alle alkalimetalen gewillig **éénwaardige positieve ionen** (NaOH, KCl, CsCl enz.)

Aan de andere zijde in het periodiek systeem staat de groep van

elementen wier atomen aan hun buitenzijde een electron minder hebben dan het nabijgelegen edelgaselement. De elementen van deze groep zullen alle gaarne één electron opnemen, en daarbij overgaan in negatief geladen ionen, die dan aan hun buitenzijde een stabiele edelgasconfiguratie hebben. Het betreft hier **de groep der halogenen** (F, Cl, Br, J) en het is bekend dat deze elementen

TABEL III
Periodiek systeem

De elementen, die onder elkaar staan en dezelfde arcering hebben, zijn analoog

1 H 1,01								2 He 4,00		
3 Li 6,94	4 Be 9,02	5 B 10,82	6 C 12,01	7 N 14,01	8 O 16,00	9 F 19,00	10 Ne 20,18			
11 Na 23,00	12 Mg 24,32	13 Al 26,97	14 Si 28,06	15 P 31,02	16 S 32,06	17 Cl 35,46	18 Ar 39,94			
19 K 39,10	20 Ca 40,08	21 Sc 45,10	22 Ti 47,90	23 V 50,95	24 Cr 52,01	25 Mn 54,93	26 Fe 55,84	27 Co 58,94	28 Ni 58,69	
29 Cu 63,57	30 Zn 65,38	31 Ga 69,72	32 Ge 72,60	33 As 74,91	34 Se 78,96	35 Br 79,92	36 Kr 83,7			
37 Rb 85,48	38 Sr 87,63	39 Yt 88,92	40 Zr 91,22	41 Nb 92,91	42 Mo 95,95	43 —	44 Ru 101,7	45 Rh 102,91	46 Pd 106,7	
47 Ag 107,88	48 Cd 112,41	49 In 114,76	50 Sn 118,70	51 Sb 121,76	52 Te 127,61	53 J 126,92	54 Xe 131,3			
55 Cs 132,91	56 Ba 137,36	57 La 138,92	58 Ce 140,12	59 Pr 140,91	60 Nd 144,24	61 —	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93
79 Au 197,2	80 Hg 200,51	81 Tl 204,39	82 Pb 207,21	83 Bi 209,00	84 —	85 —	86 Em 222			
87 —	88 Ra 226,05	89 Ac	90 Th 232,12	91 Pa 231	92 U 238,07	Synoniem zijn: Cb = 41 Nb Lu = 71 Cp				

Zeldzame Aardmetalen

58 Ce 140,13	59 Pr 140,92	60 Nd 144,27	61 —	62 Sm 150,36	63 Eu 151,96	64 Gd 157,25	65 Tb 158,93	66 Dy 162,50	67 Ho 164,93	68 Er 167,26	69 Tm 168,93	70 Yb 173,05	71 Lu 174,97
-----------------	-----------------	-----------------	------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------	-----------------

alle **éénwaardige negatieve ionen** vormen (HCl, LiCl, KJ enz.).

Elementen van de groep der **aard-alkali metalen** (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) staan twee plaatsen voorbij de edelgassen. Hun atomen hebben aan de buitenzijde 10 electronen, dus 2 electronen meer dan de edelgasconfiguratie. Door het afstaan van deze 2 electronen verkrijgen hun aldus gevormde tweewaardig positieve ionen het stabiele achttal der edelgasconfiguratie. Alle aard-alkalimetalen vormen dan ook **tweewaardige positieve ionen** (CaO, MgO, BaCl₂ enz.).

Aan de andere zijde staat dan weer de groep van elementen die

twee plaatsen voor de edelgasgroep staat en dus zes in plaats van acht electronen aan hun buitenzijde hebben. Deze elementen zullen gaarne twee electronen opnemen om aan hun buitenzijde de edelgasconfiguratie te krijgen en vormen daarbij tweewaardige negatieve ionen. Het betreft hier de **zuurstofgroep** (O, S, Se, Te), waarvan de **negatieve tweewaardigheid** naar voren komt in verbindingen als H_2O , H_2S .

TABEL IV

Rangschikking van de elementen volgens het Periodiek Systeem. De elementen met overeenkomende eigenschappen zijn door lijnen verbonden.

		H										He										
		1										2										
		Li	Be	B	C	N	O	F	Ne													
		3	4	5	6	7	8	9	10													
		Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	A													
		11	12	13	14	15	16	17	18													
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr					
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36					
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Ma	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	J	X					
37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54					
Cs	Ba	La	Ce	Pr	...	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	...	Em
55	56	57	58	59	...	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86
		Ra	Ac	Th	Pa	U																
87	88	89	90	91	92																	

De chemisch aan elkaar verwante elementen zijn door lijnen aan elkaar verbonden

Zo kan men de waardigheid en het chemische gedrag van de elementen vaststellen uit hun plaats in het periodieke systeem t.o.v. de edelgassen en uit de neiging die bestaat om de electronen aan de buitenzijde om een stabiele edelgasconfiguratie te willen vormen.

Er doen zich bij het periodiek systeem meerdere complicaties voor; het zou te ver voeren daarop hier in te gaan. Een overzichtelijke rangschikking van de chemische elementen met verwante chemische eigenschappen wordt in tabel IV gegeven.

De hier gegeven zeer korte en geschematiseerde voorstelling van de atoombouw en het periodiek systeem, waarover men zich verder kan oriënteren in de chemische en fysieke handboeken, had slechts tot doel een eveneens globale bespreking van de bindingskrachten, die er in de vaste stoffen optreden, mogelijk te maken.

Men treft namelijk in de materie uiteenlopende bindingskrachten aan, waardoor voor een groot gedeelte de verscheidenheid in mechanische en andere eigenschappen van de materialen veroorzaakt wordt.

HOOFDSTUK IV

DE CHEMISCHE- EN ANDERE BINDINGSKRACHTEN

Bindingstypen

Men onderscheidt vier bindingstypen:

1. *Ionbinding*
2. *Atoombinding*
3. *Metallische binding*
4. *v. d. Waals bindingen*

§ 1. *De Ionbinding*

Voor dit bindingstype worden ook de namen **heteropolaire binding** en **electrovalente binding** gebruikt.

De bindingswijze treedt voornamelijk in de **anorganische chemie** op de voorgrond; in de kristallen der anorganische stoffen worden de plaatsen in het kristalrooster als regel niet door moleculen, atomen of atoomgroepen, maar door ionen ingenomen. In het NaCl-kristal b.v. zijn het niet NaCl-moleculen of Na- en Cl-atomen, die het kristalrooster bezetten maar **de positieve Na-ionen** en **de negatieve Cl-ionen**.

a) *Aard van de bindingskracht*

Bij de kristallen waarin de ionbinding optreedt is het de vertrouwde **electrostatistische aantrekkingskracht**, die de binding veroorzaakt. In een CaCO_3 -kristal b.v. zijn de positieve tweewaardige Ca-ionen met de negatieve CO_3 -ionen door electrostatistische krachten verbonden.

Van deze electrostatistische bindingskracht kunnen wij ons een goede voorstelling maken; het is immers dezelfde kracht die men in het laboratorium aan het gedrag van een positief en negatief ge-

laden bol kan demonstreren en bestuderen en zoals bekend geldt bij een dergelijke aantrekkingskracht de **Wet** van **C o u l o m b**.

$$K = \frac{e_1 \times e_2}{\epsilon \times r^2}$$

e_1 = lading van het ene lichaam

e_2 = lading van het andere lichaam

r = afstand tussen beide lichamen

ϵ = diëlectrische constante

Deze electrostatische aantrekkingskracht tussen de ionen is een **niet gerichte**, maar naar alle kanten werkende bindingskracht, dit in onderscheid met de straks te bespreken atoombinding. Aan de electrostatische bindingstheorie is de naam van de onderzoeker **K o s s e l** verbonden.

b) **Structuur van de kristallen waarin ionbinding optreedt**

Bij de opbouw van een kristal waarin de ionbinding aanwezig is, treden naast de aantrekkende krachten tussen de tegengesteld geladen ionen ook afstotende krachten tussen de gelijk geladen ionen op. De positieve ionen zullen zich zoveel mogelijk met negatieve ionen omgeven en omgekeerd trachten de negatieve ionen zich zoveel mogelijk met positieve ionen te omgeven, terwijl daarnaast de gelijk geladen ionen zich op een zo groot mogelijke afstand van elkaar zullen rangschikken bij de opbouw van het kristal.

In het NaCl-kristal zullen zich evenveel Cl-ionen om het Na-ion moeten scharen als omgekeerd Na-ionen om het Cl-ion. Ware dit niet het geval dan zouden in het kristal immers plaatselijke opeenhopingen van positieve en van negatieve electriciteit moeten voorkomen. Het coördinatiegetal (zie blz. 679) voor beide ionsoorten is hier gelijk.

Bij CaCl₂ b.v. zullen tweemaal zoveel Cl-ionen om het tweewaardige Ca-ion een plaats vinden als Ca-ionen om de eenwaardige chloorionen. De coördinatiegetallen verhouden zich hier omgekeerd evenredig met de waardigheid der ionen.

Wordt aan de ene zijde het coördinatiegetal bepaald door de waardigheid der aanwezige ionsoorten, ook zuiver **geometrische** factoren hebben daarop een invloed en daarmee op het rooster-type van een stof.

De **stralen van de ionen** lopen bij de verschillende elementen uiteen.

In de verschillende groepen van het periodiek systeem (alkali-groep, halogeengroep enz.) neemt de ionstraal met het toenemen van het atoomgewicht toe. Verder hebben **negatieve ionen een grotere diameter dan positieve ionen**; hoe hoger de lading van een positief ion is, hoe kleiner de diameter (niet alleen omdat het betreffende atoom electronen van de buitenzijde heeft afgestaan, maar de kern heeft een overschot aan positieve lading t.o.v. de resterende electronen gekregen, die dus alle dichter naar de kern getrokken zullen worden).

De invloed van de iondiameter op het kristalrooster laat zich fraai demonstreren aan de reeks NaCl, KCl en CsCl, waarbij de ionstralen van Na, K en Cs respectievelijk zijn 0,95, 1,44 en 1,69 Å.E., terwijl de straal van het Cl-ion 1,72 Å.E. is.

De beide eerste, NaCl en KCl, hebben hetzelfde kristalrooster, met voor beide ionsoorten een coördinatiegetal 6, waarbij door

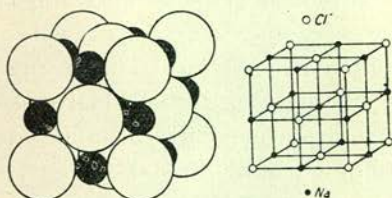


Fig. 14. NaCl-tralie, met waarschijnlijke ruimte vulling, rechts schematisch. KCl heeft hetzelfde tralietype met wat grotere tralieconstante, omdat het grotere K-ion de Cl-ionen meer uit elkaar drukt.

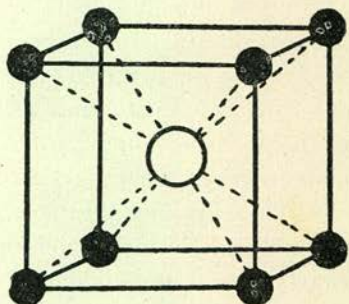


Fig. 15. Elementair CsCl. (Het betreft hier de in een vorig hoofdstuk besproken gecenterde kubus).

de grotere straal van het K-ion de roosterconstante van KCl iets groter is dan van een NaCl-kristal. (Fig. 14). Bij CsCl, waarbij kation en anion ongeveer dezelfde straal hebben, (1.69ÅE en 1.72ÅE resp. voor Cs⁺ en Cl⁻) ontstaat om zuiver geometrische redenen, een andere elementaircel, een ander roostertype met de coördinatie 8 voor beide ionsoorten. Fig. 15 geeft hiervan de elementaircel.

c) Mechanische eigenschappen

Hoe sterker de bouwstenen van een kristal aan elkaar gebonden zijn, hoe meer energie het kost om die bindingskracht te verbreken,

hoe harder het kristal en hoe hoger zijn smeltpunt zal zijn.

De aantrekkingskracht tussen twee ionsoorten is volgens de **Wet van C o u l o m b** :

$$K = \frac{e_1 \times e_2}{\epsilon \times r^2}$$

waarin e_1 en e_2 de lading der ionen is, r de afstand van hun middelpunt en ϵ de diëlectrische constante van het medium waarin de ionen zich bevinden. In de lucht beschouwd, van welk medium de diëlectrische constante = 1, kon deze constante weggelaten worden. In de formule is r gelijk aan de kortste afstand tussen de middelpunten der beide ionen en dus gelijk aan de som van hun beider straal:

$$r = r_{\text{kation}} + r_{\text{anion}}$$

Bij een verbinding als NaCl is $e_1 = e_2 = e =$ de elementaire lading (een éénwaardig ion heeft de lading van een electron = de elementaire lading).

Bij NaCl is de electrostatische aantrekkingskracht dus:

$$\frac{e^2}{(r_{\text{Na}^+} + r_{\text{Cl}^-})^2}$$

In een CaO kristal, waarin tweewaardige ionen aanwezig zijn, is de lading der beide ionsoorten $2e$ en is de aantrekkingskracht:

$$\frac{2e \times 2e}{(r_{\text{Ca}^{2+}} + r_{\text{O}^{2-}})^2} = \frac{4e^2}{(r_{\text{Ca}^{2+}} + r_{\text{O}^{2-}})^2}$$

Bij TiC (titaancarbide) zijn de beide ionsoorten vierwaardig en wordt de aantrekkingskracht:

$$\frac{4e \times 4e}{(r_{\text{Ti}^{4+}} + r_{\text{C}^{4-}})^2} = \frac{16e^2}{(r_{\text{Ti}^{4+}} + r_{\text{C}^{4-}})^2}$$

Met het toenemen van de waardigheid der ionen neemt de bindingskracht sterk toe, en daarmee de **hardheid** en het **smeltpunt** van de kristallen. Daartegenover zal bij toename van de straal der ionen hun onderlinge afstand groter worden en daarmee de bindingskracht afnemen; de hardheid van de kristallen is dan evenals hun smeltpunt lager.

De invloed van de ionstralen en de waardigheid op de hardheid en het smeltpunt van de kristallen wordt gedemonstreerd in tabel V.

Men kan hierin een bevestiging van de electrostatische bindingstheorie zien, welke theorie voor de anorganische chemie van grote

betekenis is en een algemeen verklarend inzicht in vele verschijnselen weet te geven.

TABEL V
Invloed van de ionstraal en ionlading (waardigheid) op het smeltpunt

Toename straal anion geeft lager smeltpunt				
	NaF	NaCl	NaBr	NaJ
$r_a + r_k$ (ÅE)	2.31	2.79	2.94	3.18
smeltpunt	988°	801°	740°	660°
Toename straal kation geeft lager smeltpunt				
	NaF	KF	RbF	CsF
$r_a + r_k$ (ÅE)	2.31	2.66	2.82	2.98
smeltpunt	988°	846°	775°	684°
Toename ionlading geeft hoger smeltpunt				
	NaF	CaO		
$r_a + r_k$ (ÅE)	2.31	2.40		
smeltpunt	988°	1995°		

Invloed van de ionstraal en ionlading (waardigheid) op de hardheid

Toename straal anion geeft afname hardheid				
	BeO	MgO	CaO	SrO
$r_a + r_k$ (ÅE)	1.65	2.10	2.40	2.57
hardheid	9.0	6.5	4.5	3.5
Toename straal kation geeft afname hardheid				
	CaO	CaS	CaSe	CaTe
$r_a + r_k$ (ÅE)	2.40	2.84	2.96	3.17
hardheid	4.5	4.0	3.2	2.9
Toename ionlading geeft toename hardheid				
	NaF	MgO	ScN	TiC
$r_a + r_k$ (ÅE)	2.31	2.10	2.23	2.23
hardheid	3.2	6.5	7.8	8.9

Een enkel voorbeeld daarvan zij hier vermeld. Dat stoffen met eenwaardige ionen b.v. NaCl, KBr, CsF enz., niettegenstaande hun kristallen met sterke chemische bindingen zijn opgebouwd, **in water oplosbaar zijn**, kan men redelijk verklaren. **De diëlectrische constante van water** is zeer hoog, namelijk 80, terwijl die van lucht 1 is.

Vult men deze waarde voor ϵ in de oorspronkelijke formule van C o u l o m b in, dan krijgt men:

$$\frac{e_1 \times e_2}{80 \times r^2}$$

Hieruit blijkt, dat de electrostatische bindingskrachten in deze kristallen onder water $80 \times$ kleiner zijn dan aan de lucht.

Dit is inderdaad één van de hoofdoorzaken dat deze stoffen in water oplosbaar zijn. Bij verbindingen van tweewaardige ionen als CaO , HgS , is de bindingskracht reeds te groot om onder water verbroken te kunnen worden; deze stoffen zijn onoplosbaar. (Hierbij spelen nog enkele andere factoren een rol, o.a. de hydratatie-energie, die in een later hoofdstuk nog ter sprake komt).

d) Electrische- en optische eigenschappen

De anorganische kristallen, waarin de ionbinding voornamelijk voorkomt, zijn slechte geleiders van warmte en electriciteit.

In gesmolten toestand geleiden zij de electriciteit wel, maar dit is een **iongeleiding**, d.w.z. bij doorgang van de stroom worden de geladen ionen naar de betreffende polen gevoerd. Wil een vaste stof **een goede geleider** zijn, dan moeten er **vrije electronen** in voorkomen. Dit is bij deze kristallen niet het geval, alle electronen zijn stevig gebonden aan hun banen om de atoomkernen van de ionen. Hier ligt ook de verklaring van het feit dat het zichtbare licht in deze kristallen niet geabsorbeerd wordt en dat zij dus doorzichtig zijn. (Metaalkristallen, waarin de later te bespreken metallische binding aanwezig is, zijn ondoorzichtig). De sterk gebonden electronen hebben een te hoge eigen frequentie en kunnen de frequenties van het zichtbare spectrum niet overnemen.

§ 2. De Atoombinding

Was omtrent de ionbinding op te merken, dat deze vooral in de anorganische chemie op de voorgrond treedt, de thans te bespreken atoombinding is de bindingswijze, die in de **organische chemie** een belangrijke plaats inneemt. Ook voor dit bindingstype worden andere namen gebruikt. In plaats van atoombinding gebruiken sommigen de namen **homopolaire binding**, **covalente binding** en ook wel **valentie binding**.

a) Aard van de bindingskracht

Was het mogelijk om zich van de aard der bij de ionbinding optredende krachten een voorstelling te maken, het betrof daar immers de vertrouwde electrostatische aantrekkingskracht; de atoombinding komt door krachten tot stand, waarvan moeilijker een voorstelling te maken is.

In een molecule van een gasvormig element b.v. chloor, hebben zich twee chlooratomen met elkaar verbonden tot het molecule Cl_2 .

De verklaring van deze binding (het betreft hier inderdaad een voorbeeld van de thans te bespreken atoombinding) moet gezocht worden in het gedrag der electronen van het chlooratoom.

Bij de korte bespreking van de quantumtheorie is opgemerkt, dat er geen goede voorstelling te maken is van het gedrag, van de mechanica, der electronen. Het golfkarakter treedt bij de beweging van deze lichte deeltjes op de voorgrond, en het is de golfmechanica, die zuiver wiskundig en niet voorstelbaar ons omtrent het gedrag der electronen wat nader kan inlichten.

De menselijke geest zoekt echter naar een voorstelling en als men daaraan tegemoetkomend een geschematiseerde voorstelling van de atoombinding tracht te geven, dan wordt daarbij gebruik gemaakt van enkele eigenschappen van de electronen, waarmede men reeds wat vertrouwd is.

Het is bekend dat de electronen aan de buitenzijde van een atoom er naar streven een stabiele edelgas-configuratie te vormen. Men zou kunnen spreken van een zekere neiging, van een zekere kracht, die de electronen naar zo'n stabiel **achtal** (**octet**) drijft.

Verder is bekend, dat de electronen de mogelijke banen om de atoomkernen paarsgewijze bezetten (met tegengestelde spin). Er is dus ook een neiging van de electronen om een **electronenpaar** te vormen en men zou ook hier kunnen spreken van een zekere kracht die hen daartoe drijft.

Het Chloor, dat tot de groep der halogenen behoort, staat in het periodieke systeem één plaats voor een edelgas-element (Argon). Het chlooratoom heeft in overeenstemming met die plaats aan zijn buitenzijde één electron minder dan het stabiele achtal der edelgassen. De zeven electronen, die chloor aan zijn buitenzijde heeft, kan men schematisch als volgt aangeven : $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}}$, zes electronen die paarsgewijze voorkomen en één **ongepaard** electron.

Verenigen zich tweechlooratomen tot het molecule Cl_2 dan kan men dat op de volgende wijze aangeven : $\overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} + \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} : \rightarrow : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} : \overset{\cdot\cdot}{\underset{\cdot\cdot}{\text{Cl}}} :$

De beide ongepaarde electronen hebben samen een electronenpaar gevormd en om de beide chlooratomen in het molecule bevinden zich thans acht electronen. Zowel aan de neiging om electronenparen te vormen als aan het streven naar de stabiele edelgas-configuratie is hier tot op zekere hoogte voldaan. Dit is zeer in het

kort de **octetttheorie** van Lewis - Langmuir, omtrent de atcombinering.

Men moet zich hierbij niet voorstellen dat het nieuw gevormde, gemeenschappelijke elektronenpaar tussen de beide atomen van het molecuul zou stilstaan, en door een elektrisch veld de beide chlooratomen zou binden. Beter is te veronderstellen dat de beide elektronen van het gemeenschappelijk elektronenpaar banen doorlopen afwisselend om de kernen van de beide chlooratomen in het molecuul.

Het chlooratoom heeft een enkel ongepaard elektron; de elementen van de zuurstofgroep, die in het periodieke systeem twee plaatsen voor de edelgassen staan, hebben zes elektronen aan hun buitenzijde. Zij hebben **twee ongepaarde elektronen**, b.v. zwavel $\cdot \ddot{\text{S}} \cdot$

De elementen van de stikstofgroep bevinden zich drie plaatsen voor de edelgassen; zij hebben **drie ongepaarde elektronen** b.v. phosphor



En tenslotte de elementen van de koolstofgroep op vier plaatsen voor de edelgassen; bij deze elementen treft men **vier ongepaarde elektronen** b.v. koolstof $\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$

Aan de bindingsmogelijkheid bij de **univalente** halogenen is een einde gekomen als twee atomen zich tot **een molecuul** hebben verenigd. Er bestaat geen mogelijkheid dat zich aan het molecuul Cl_2 nog een derde Cl bindt. Men kent dan ook een verbinding Cl_3 b.v. niet.

Bij de **divalente atomen** treft men twee bindingsmogelijkheden en hier doet zich de mogelijkheid voor dat de atomen zich tot lange **ketens** aan elkaar koppelen, b.v. bij zwavel $\cdot \ddot{\text{S}} : \ddot{\text{S}} : \ddot{\text{S}} : \ddot{\text{S}} \cdot$

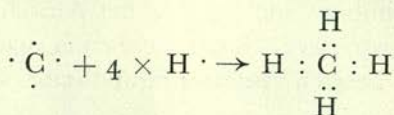
Inderdaad zijn van zwavel en van de tot dezelfde groep behorende elementen selenium en tellurium lange ketenvormige moleculen bekend.

Maar met dergelijke in slechts één dimensie uitgroeiende ketenvormige moleculen laat zich geen, in drie dimensies zich uitstrekkend kristal opbouwen.

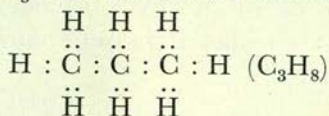
Ook bij de **trivalente elementen** van de stikstofgroep is dit nog niet mogelijk, aangezien zich hier de bindingsmogelijkheden nog tot twee dimensies beperken. Eerst bij de **quadrivalente elementen**

der koolstofgroep doet zich de mogelijkheid voor om een kristal op te bouwen met zuiver en alleen atoombindingen. Er bestaan inderdaad niet veel vaste stoffen waarin uitsluitend atoombindingen aanwezig zijn; diamant is het klassieke voorbeeld van een stof waarin uitsluitend dit bindingstype als bindingskracht aanwezig is.

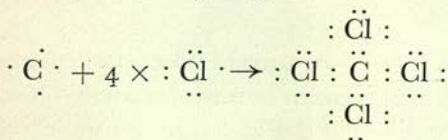
Koolstof, dat vier ongepaarde electronen heeft, biedt de mogelijkheid om met vier ongepaarde electronen van andere atomen bindingen aan te gaan. Met vier waterstofatomen, die alle één ongepaard electron hebben, ontstaat b.v. het methaan (CH_4)



en op dezelfde wijze zijn ook de andere koolwaterstoffen opgebouwd b.v. propaan



Met vier chlooratomen, die alle één ongepaard electron bezitten, kan koolstof zich verbinden tot het tetrachloorkoolstof, waarvan de volgende voorstelling te geven is



Op dezelfde wijze zijn alle koolstofverbindingen opgebouwd; in de organische chemie heeft men, zoals reeds vermeld, hoofdzakelijk met dit bindingstype te maken.

Kristallen van organische stoffen hebben in hun moleculen atoombindingen, maar de krachten, die de moleculen in het kristalrooster onderling binden zijn van andere aard (de later te bespreken v. d. Waals bindingen).

In amorfe stoffen als b.v. kunsthars, treft men in de macromoleculen, waaruit deze stof is opgebouwd, atoombindingen, doch tussen deze macromoleculen onderling, wederom andere bindingskrachten, de v. d. Waals bindingen.

Vaste stoffen met uitsluitend atoombindingen zijn, zoals opgemerkt, niet talrijk. Naast diamant kan nog op een andere, in de tandheelkunde gebruikte stof, waarin de atoombinding overheerst, gewezen worden en wel op het **carborundum**, dat chemisch ge-

sproken siliciumcarbide is (SiC). Silicium behorende tot de koolstofgroep is ook quadrivalent. Men zou het carborundumkristal kunnen opvatten als een diamantkristal, waarin 50 % der C-atomen door Si vervangen is.

Tenslotte zij opgemerkt, dat er tussen de ionbinding, de atoombinding en de nog te bespreken metallische binding overgangen bestaan; de bindingstypen zijn niet altijd scherp van elkaar te onderscheiden.

b) Structuur en eigenschappen

De atoombinding is een **gerichte** valentiekraft, met een beperkt aantal bindingsmogelijkheden. De vier valenties van koolstof, die, zoals v. 't Hoff reeds aangaf, naar de vier hoekpunten van een **regelmatiger tetraeder** gericht zijn, bieden slechts vier bindingsmogelijkheden. Het coördinatiegetal van het diamantkristal is vier, en de daardoor veroorzaakte vrij ijle vulling van de ruimte demonstreert zich in het betrekkelijk lage s.g. van diamant. De hoge hardheid dankt diamant aan de grote energie-inhoud, de sterkte van de atoombinding tussen koolstofatomen.

In de stoffen waar de atoombinding alleen voorkomt, zijn alle electronen stevig aan vaste banen gebonden, zodat dergelijke stoffen slechte geleiders van warmte en electriciteit zijn. Om dezelfde reden worden de frequenties van het zichtbare spectrum niet geabsorbeerd. Diamant is dan ook ongekleurd en doorzichtig.