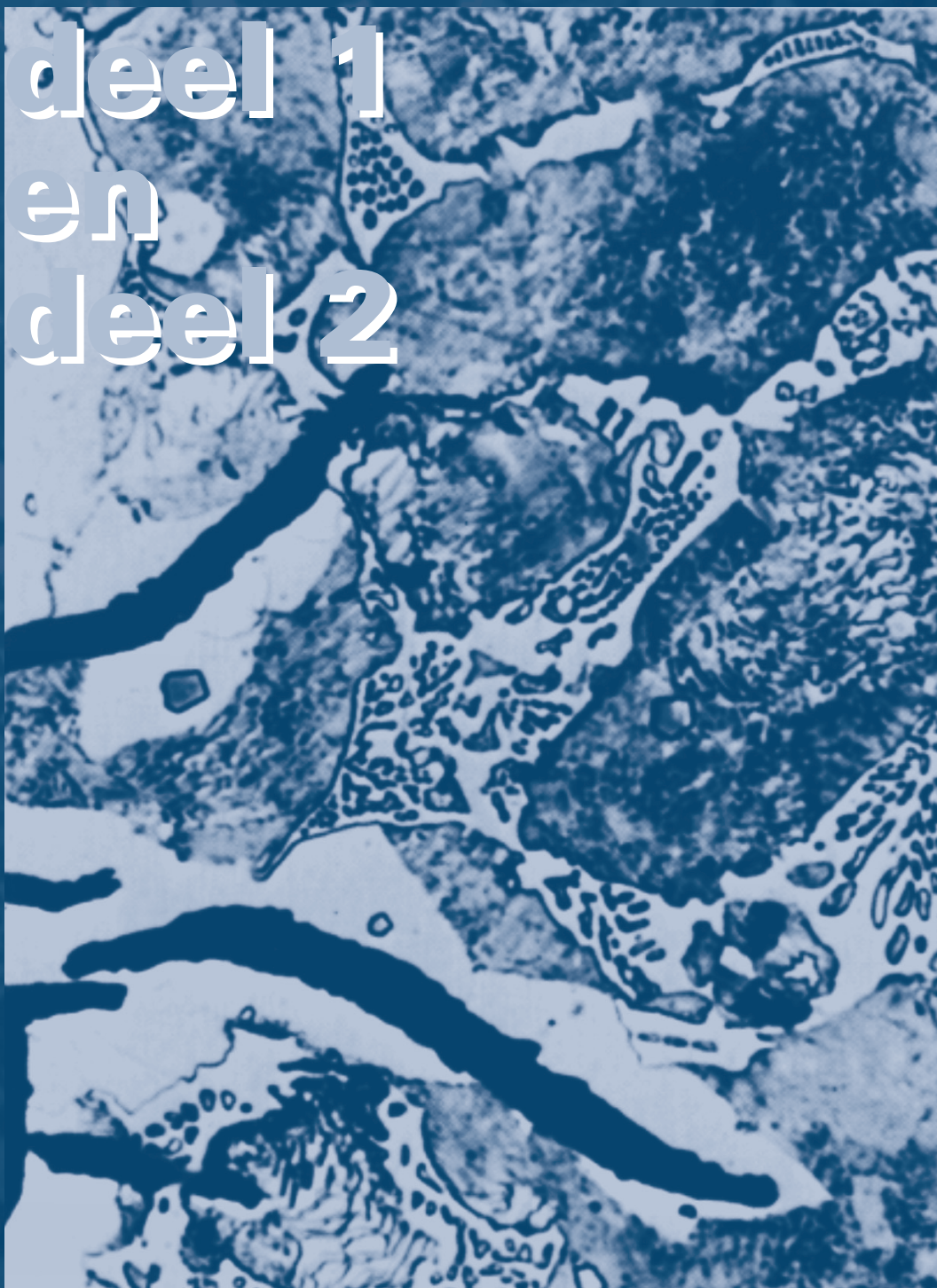


Metaalkunde

deel 1
en
deel 2

B.M. Korevaar
G. den Ouden



Metaalkunde, deel 1

Metaalkunde, deel 1

G. den Ouden

B.M. Korevaar

© VSSD

Eerste druk 1991, verbeterd 1994, 1996, 2005

Uitgegeven door:

VSSD

Leeghwaterstraat 42, 2628 CA Delft, The Netherlands

tel. +31 15 2782124, telefax +31 15 2787585, e-mail: hlf@vssd.nl

internet: <http://www.vssd.nl/hlf>

URL over dit boek: <http://www.vssd.nl/hlf/m001.htm>

Voor docenten zijn de collectie illustraties en een elektronische versie beschikbaar.

Men kan de bestanden aanvragen bij e-mail hlf@vssd.nl

Alle rechten voorbehouden. Niets uit deze uitgave mag worden verveelvoudigd, opgeslagen in een geautomatiseerd gegevensbestand, of openbaar gemaakt, in enige vorm of op enige wijze, hetzij elektronisch, mechanisch, door fotokopieën, opnamen, of op enige andere manier, zonder voorafgaande schriftelijke toestemming van de uitgever.

All rights reserved. No part of this publication may be reproduced, stored in a retrieval system, or transmitted, in any form or by any means, electronic, mechanical, photocopying, recording, or otherwise, without the prior written permission of the publisher.

Gedrukte versie deel 1

ISBN-10 90-407-1281-6

ISBN-13 978-90-407-1281-4

Gedrukte versie deel 2

ISBN-10 90-407-1284-4

ISBN-13 978-90-407-1282-1

Elektronische versie, deel 1 + deel 2

ISBN-10 90-71301-94-x

ISBN-13 978-90-71301-94-0

NUR 971

Trefw.: metaalkunde

Voorwoord

Dit boek is bedoeld voor studenten van de construerende faculteiten van technische universiteiten en hogescholen als handleiding bij de studie der metaalkunde. Daarnaast kan het tevens van nut zijn voor degenen die uit hoofde van hun werk in dit onderwerp geïnteresseerd zijn. De inhoud is in het bijzonder gericht op het verwerven van een algemene kennis van metalen als constructiemateriaal en het mogelijk maken van een verantwoorde materiaalkeuze door constructeurs van metaalconstructies.

Het boek is grotendeels gebaseerd op collegedictaten in gebruik voor het onderwijs aan studenten van de studierichtingen Werktuigbouwkunde, Maritieme Techniek, Lucht- en Ruimtevaart en Industrieel Ontwerpen van de Technische Universiteit Delft. Het is te beschouwen als opvolger van het boek 'Kennis der Metalen' van prof.ir. P. Jongenburger, dat lange tijd door velen binnen en buiten de T.U.Delft als inleiding in de metaalkunde werd gebruikt.

Het boek bestaat uit twee delen.

In het eerste deel worden de grondslagen van de metaalkunde en de meest voorkomende begrippen besproken. Hierbij worden de belangrijkste metaalstructuren en de daaruit voortvloeiende fysische en mechanische eigenschappen van metalen en legeringen behandeld. Verder komen de effecten van plastische vervormingen en van warmtebehandelingen op de structuren en de eigenschappen aan de orde. De bereiding en vormgeving van metalen en legeringen en de effecten daarvan op de constructieve eigenschappen worden kort besproken.

Het tweede deel is voornamelijk gericht op de materiaalkeuze bij toepassing van metalen. Eerst worden de faseformaties en warmtebehandelingen van staal besproken en het belang daarvan voor de toepassingen van staal. Vervolgens wordt een overzicht gegeven van de belangrijkste staalsoorten en hun toepassingsmogelijkheden. Daarnaast wordt aandacht besteed aan de gietijzersoorten en aan aluminium- en koperlegeringen voor constructieve toepassingen.

De schrijvers zijn dank verschuldigd aan velen die, direct of indirect, aan het tot stand komen van dit boek hebben bijgedragen.

december 1990

G. den Ouden
B.M. Korevaar

Inhoud

VOORWOORD	5
1. STRUCTUUR	11
1.1. Atomen	11
1.2. Binding van atomen	12
1.3. Kristallijne structuur	14
1.4. Miller indices	19
1.5. Afwijkingen van de ideale kristalstructuur	20
Opgaven	27
2. FYSISCHE EIGENSCHAPPEN	28
2.1. Inleiding	28
2.2. De soortelijke massa	28
2.3. Warmte en uitzetting	29
2.4. Het elektrisch geleidingsvermogen	30
2.5. Warmtegeleiding	32
Opgaven	33
3. MECHANISCHE EIGENSCHAPPEN	36
3.1. Elastisch gedrag	36
3.2. Dwarscontractie	39
3.3. Normaalspanning en schuifspanning	40
3.4. De trekproef	43
3.5. Plastisch gedrag	44
3.6. Verstevinging	47
3.7. Insnoering en breuk	49
3.8. De ware trekkromme	50
3.9. De verrichte arbeid	53
3.10. Invloed van de temperatuur	55
3.11. Invloed van de reksnelheid	56
3.12. Hardheid	57
3.13. Thermische spanningen	60
Opgaven	63
4. DEFORMATIE EN STRUCTUUR	66
4.1. Deformatie van éénkristallen	66
4.2. De rol van dislocaties	69
4.3. Anisotropie	71
4.4. Gedrag van polykristallen	73
Opgaven	76

5.	WARMTEBEHANDELING NA PLASTISCHE DEFORMATIE	77
5.1.	Negatieve effecten van plastische deformatie	77
5.2.	Spanningsarm gloeien	77
5.3.	Rekristallisatie	80
5.4.	Korrelgroei	84
	Opgaven	85
6.	KRUIP	86
	Opgaven	90
7.	VERMOEIING	91
7.1.	Algemene beschrijving van het verschijnsel	91
7.2.	Het mechanisme	93
7.3.	Cyclische belastingen	95
7.4.	Vermoeiingsdiagrammen	96
7.5.	Invloedsfactoren	98
7.6.	Variabele amplitude	101
	Opgaven	102
8.	BROSSE BREUK	104
8.1.	Algemene beschrijving van het verschijnsel	104
8.2.	Invloedsfactoren	106
8.3.	De kerfslagproef	108
8.4.	De scheurweerstand	111
	Opgaven	113
9.	FASENLEER	114
9.1.	Het begrip legering	114
9.2.	De structuur van legeringen	116
9.3.	Toestandsdiagrammen	119
9.4.	Binaire legeringen	124
9.5.	Onoplosbaarheid in vaste toestand	128
9.6.	Volledige oplosbaarheid in vaste toestand	135
9.7.	Beperkte oplosbaarheid in vaste toestand	140
9.8.	Componenten met een overgangspunt; gecompliceerde diagrammen	144
9.9.	Het lezen van ingewikkelde binaire toestandsdiagrammen	144
9.10.	Ternaire toestandsdiagrammen	145
	Opgaven	149
10.	WARMTEBEHANDELINGEN VAN LEGERINGEN	151
10.1.	Inleiding	151
10.2.	Zachtgloeien	152
10.3.	Precipitatieharding	153

10.4. Veroudering van staal	157
Opgaven	158
11. VORMGEVING VAN LEGERINGEN	159
11.1. Inleiding	159
11.2. Smelten en gieten van legeringen	159
11.3. De gietstructuur van legeringen	161
11.4. Nevenverschijnselen van de stolling	168
11.5. Vormgeving door persen en sinteren van metaalpoeders	174
11.6. Plastische vormgeving	178
Opgaven	183
12. METALEN EN HUN TOEPASSING	185
12.1. Staal	185
12.2. Gietijzer	189
12.3. Non-ferro metalen	191
12.4. Materiaalkeuze	192
TREFWOORDENLIJST	195



Figuur 1.1. Periodiek systeem der elementen.

1

Structuur

1.1. Atomen

Een metaal in vaste toestand is opgebouwd uit atomen, die volgens een bepaald patroon in de ruimte zijn gerangschikt.

De atomen bestaan uit een positief geladen kern, waaromheen zich negatieve elektronen bewegen (elektronenwolk). De atoomkern is samengesteld uit positieve eenheidsladingdragers, de protonen, en elektrisch ongeladen deeltjes, de neutronen. Daar het atoom als geheel elektrisch neutraal is, moet het aantal protonen in de kern gelijk zijn aan het aantal elektronen. De massa van het atoom is vrijwel geheel geconcentreerd in de kern, het proton is ruim 1800 maal zo zwaar als een elektron. De diameter van de atoomkern is uiterst klein (grootte-orde 10^{-6} nm) in vergelijking met de atoomdiameter (0,2-0,4 nm).

Rondom de atoomkern bewegen de negatief geladen elektronen. De elektronen bevinden zich in een aantal schillen, genummerd van 1 tot 7. Naarmate het rangnummer hoger is, liggen ze op grotere afstand van de kern. De laagst genummerde schil wordt altijd eerst met elektronen bezet. De eerste elektronenschil kan maximaal 2 elektronen bevatten, de tweede 8, de derde 18, de vierde 32. Dit maximum aantal is steeds gelijk aan $2n^2$, waarbij n het rangnummer van de schil is. In de buitenste schil kunnen zich echter nooit meer dan 8 elektronen bevinden. Het zijn de elektronen van deze buitenste schil, de zogenaamde valentie-elektronen, die voornamelijk het chemisch karakter van de verschillende atoomsoorten (elementen) bevatten. Dit komt tot uitdrukking in het Periodiek Systeem der Elementen dat hiernaast is weergegeven. De elementen, die volledig gevulde elektronenschillen hebben, dus respectievelijk: 2, 2 + 8, 2 + 8 + 8, 2 + 8 + 18 + 8 enzovoort elektronen bevatten, zijn chemisch inactief. Dit zijn de edelgassen He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn. Het blijkt nu, dat alle elementen in hun verbindingen streven naar deze zogenaamde edelgasconfiguratie.

Dit kan door afstaan van valentie-elektronen (metalen) of door opname van elektronen in de buitenste schil (metalloïden).

Elementen met een gelijk aantal elektronen in de buitenste schil, maar met verschillende binnenschillen gedragen zich chemisch analoog. Voorbeelden zijn de alkalimetalen: Li, Na, K, Rb, Cs en de halogenen: F, Cl, Br, J, die respectievelijk 1 en 7 elektronen in de buitenste schil hebben.

In het Periodiek Systeem zijn de elementen gerangschikt volgens oplopend aantal elektronen (atoomnummer) in rijen met een gelijk aantal elektronenschillen, op een zodanige wijze dat elementen met eenzelfde aantal valentie-elektronen in kolommen onder elkaar staan. De elementen die aan de linkerkant van het Periodiek Systeem staan geven gemakkelijk elektronen af en hebben een metallisch karakter, terwijl zich aan de rechterzijde de metalloïden bevinden.

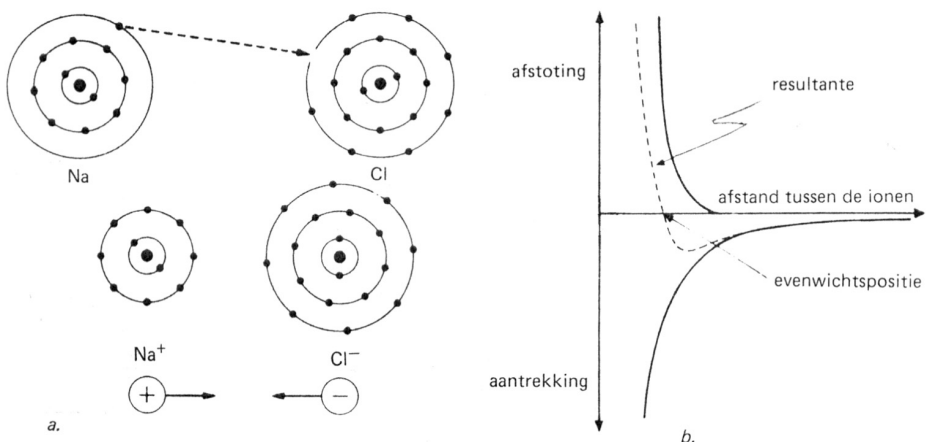
1.2. Binding van atomen

Atomen komen in de natuur bijna altijd in gebonden toestand voor. De binding tussen atomen wordt voornamelijk verzorgd door de buitenste elektronen. De bindingsenergie komt tot stand door een verlaging van de elektronenenergie ten opzichte van de omringende ongebonden atomen. De drie belangrijkste bindingstypen zijn: ionenbinding, covalente binding en metallische binding.

Ionenbinding

De ionenbinding is het gevolg van de onderlinge aantreking van positieve en negatieve elektrische ladingen. Metaal-atomen geven gemakkelijk hun valentie-elektronen af en worden dan positief geladen ionen. Metalloïden nemen graag elektronen op in hun buitenste schil en vormen aldus negatieve ionen. Door de elektrostatische aantrekkingskracht kan een binding tussen verschillend geladen ionen ontstaan, waardoor bijvoorbeeld een molecuule wordt gevormd.

Naast de elektrostatische aantrekkingskracht treedt er ook een afstotende kracht op die wordt veroorzaakt door de gelijksoortige ladingen van de atoomkernen en de volle elektronenschillen. Het evenwicht van deze krachten bepaalt de onderlinge afstand van de atomen in de verbinding. De situatie is vereenvoudigd weergegeven in figuur 1.1 voor NaCl.



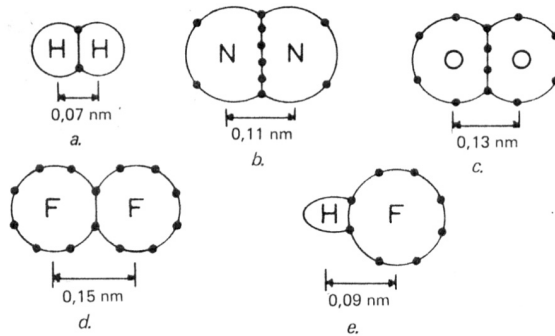
Figuur 1.2. Ionenbinding voor NaCl. (a) elektronenconfiguratie, (b) krachteenwicht.

In de vaste stof leidt de ionenbinding tot een regelmatige stapeling van de atomen. Dit is een gevolg van het feit dat een positief ion iedere negatieve lading in zijn buurt aantrekt en zich dus volledig met negatieve ionen probeert te omringen, terwijl ieder negatief ion zich omringt met positieve ionen. De ionenbinding komt in de vaste stof voor bij een aantal zouten, bijvoorbeeld NaCl.

Covalente binding

Een andere mogelijkheid is de covalente binding, die onder andere voorkomt bij veel niet-metallische moleculen zoals H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , HF enzovoort. In dit geval wordt de edelgasconfiguratie (dat wil zeggen de toestand van minimum energie) verkregen door uitwisseling van één of meer valentie-elektronen tussen beide atomen (figuur 1.3).

Vaste stoffen met covalente binding zijn de elementen die gekenmerkt worden door de zogenaamde diamantstructuur (zoals koolstof, silicium en germanium), de meeste kunststoffen en veel keramische materialen.



Figuur 1.3. Twee-atomige moleculen met covalente binding. De verdeling van de valentie-elektronen is schematisch aangegeven. (a) H_2 , (b) N_2 , (c) O_2 , (d) F_2 , (e) HF.

Metallische binding

De binding tussen de atomen in een metaal berust in het kort op het volgende. De metaalatomen ordenen zich in groepen, waar tussendoor de valentie-elektronen zich vrij kunnen bewegen. Op deze manier zal dan weer eens het ene, dan weer het andere atoom een volle buitenste schil hebben. De binding die hiervan het gevolg is, is in het algemeen wat zwakker dan de ionenbinding en de covalente binding. De valentie-elektronen zijn in het geval van de metallische binding vrije elektronen en deze vormen als het ware een elektronengas tussen de atomen. De vrije elektronen zijn dus verantwoordelijk voor de cohesiekrachten die de atomen bijeenhouden. Deze cohesiekrachten zijn in alle richtingen even groot en zó sterk dat de atomen dicht tegen elkaar worden getrokken. Op deze wijze ontstaat een geordende stapeling.

Naast de bovenbeschreven bindingstypen moet nog de Van der Waals-binding worden genoemd. Deze is van elektrostatische oorsprong en in de meeste gevallen

relatief zwak.

Voorbeelden zijn de vaste fase van de edelgassen en van de twee-atomige gassen H_2 , O_2 en N_2 . Ook de binding van een aantal vloeistoffen, waaronder water, behoort tot deze categorie.

1.3. Kristallijne structuur

Een structuur die gekenmerkt wordt door een geordende stapeling van atomen, dat wil zeggen een stapeling die in alle richtingen regelmaat vertoont, heet een kristallijne structuur. Is de atoomstapeling niet regelmatig maar willekeurig, dan wordt de structuur amorf genoemd. Metalen hebben onder normale omstandigheden een kristallijne structuur.

Kristallen die in de natuur voorkomen (zoutkristallen, bergkristal), vertonen vaak ook uitwendig een grote mate van symmetrie en regelmaat. De term kristallijn slaat evenwel niet op de uitwendige vorm van het kristal, maar op de regelmatige atoomstapeling. Zoutkristallen bezitten evenals metalen zo'n regelmatige atoomstapeling; hun regelmatige, uitwendige vorm is daarvan een gevolg. Regelmatige, uitwendige vormen komen soms ook voor bij metaalkristallen, maar meestal is de vorm willekeurig.

De atomen in het kristalrooster zijn volgens een vast patroon in de ruimte gestapeld, zodanig dat ze de hele ruimte vullen. De onderlinge afstand der atomen is meestal in de orde van 0,2-0,4 nm. Regelmatige rangschikking betekent, dat het rooster is opgebouwd uit kleine, gelijke volume-elementjes, die door stapeling in alle richtingen de hele ruimte vullen. Deze volume-elementjes worden eenheidscellen genoemd (zie figuur 1.4).

Het blijkt, dat in principe slechts zeven verschillende ruimtefiguren geschikt zijn om als eenheidscellen de ruimte door stapeling in alle richtingen te vullen. Op basis hiervan worden de volgende zeven kristalstelsels onderscheiden.

Om de stapeling van atomen in een kristal volledig te kunnen beschrijven, moet niet alleen de vorm van de eenheidscel gegeven zijn, maar ook de plaats van de verschillende atomen binnen de eenheidscel. Dit leidt dan tot de verschillende kristalroosters. De meest voorkomende kristalroosters bij metalen zijn (figuur 1.5):

a. Kubisch vlakken gecentreerd rooster (kvg).

De eenheidscel is een kubus, waarvan de hoekpunten en de middens van de zijvlakken bezet zijn met atomen. Deze structuur komt onder andere voor bij Al, Cu, Ag, Au en γ -Fe.

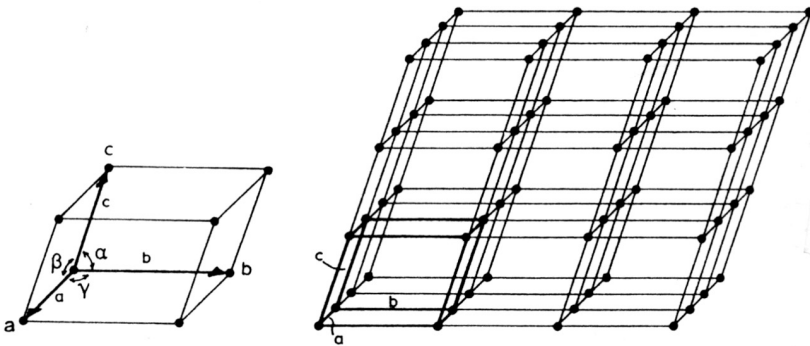
Engelse naam: face centered cubic (fcc).

b. Kubisch ruimtelijk gecentreerd rooster (krv).

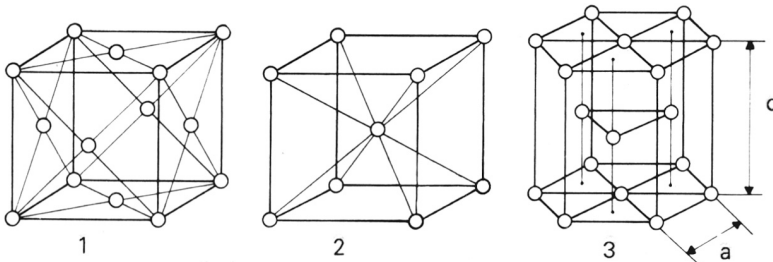
De eenheidscel is een kubus, waarvan de hoekpunten en het ruimtelijk middelpunt bezet zijn met atomen. Deze structuur komt onder andere voor bij W, Mo en α -Fe.

Engelse naam: body centered cubic (bcc).

kubisch	$a = b = c ; \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
hexagonaal	$a = b \neq c ; \alpha = \beta = 90^\circ ; \gamma = 120^\circ$
trigonaal	$a = b = c ; \alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$
tetragonaal	$a = b \neq c ; \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
orthorhombisch	$a \neq b \neq c ; \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$
monoklien	$a \neq b \neq c ; \alpha = \gamma = 90^\circ ; \beta \neq 90^\circ$
triklien	$a \neq b \neq c ; \alpha \neq \beta \neq \gamma$



Figuur 1.4. Een kristalrooster gevuld met eenheidscellen.



Figuur 1.5. De meest voorkomende kristalstructuren bij metalen: kubisch vlakken gecentreerd (1), kubisch ruimtelijk gecentreerd (2), hexagonale dichtste stapeling (3).

c. Hexagonale dichtste stapeling (hds).

De eenheidscel is een hexagonaal prisma, waarin de atomen geplaatst zijn als aangegeven in figuur 1.5. Deze structuur komt onder andere voor bij Be, Mg, Zn en Cd.

Engelse naam: hexagonal close packed (hcp).

Er wordt met nadruk op gewezen, dat in figuur 1.5 de atomen door kleine cirkeltjes zijn aangegeven om een duidelijk inzicht in de structuur te krijgen. In werkelijkheid zijn de atomen echter zo groot, dat ze (dat wil zeggen hun buitenste elektronenschillen) elkaar raken.

Voorts dient men zich te realiseren, dat bepaalde atomen van een eenheidscel slechts voor een gedeelte tot de eenheidscel behoren, aangezien door stapeling van de eenheidscellen een rooster moet ontstaan met slechts 1 atoom per roosterplaats. Zo

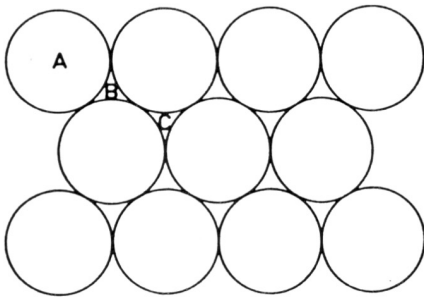
behoort een atoom op een hoekpunt van de kubische eenheidscel slechts voor $\frac{1}{8}$ deel tot de eenheidscel, een atoom op een hoekpunt van de hexagonale eenheidscel voor $\frac{1}{6}$ deel en een atoom op een zijvlak van een eenheidscel voor de helft, terwijl een atoom dat zich binnen de eenheidscel bevindt geheel tot de eenheidscel behoort.

Wanneer de bindingskrachten tussen de atomen voldoende groot zijn, ontstaat een kristalstructuur met dichtste bolstapeling, waarin elk atoom het grootst mogelijke aantal van 12 naaste burenen heeft. Van een dergelijke stapeling is sprake bij de kvg-structuur en de hds-structuur, zoals in het volgende zal worden aangetoond.

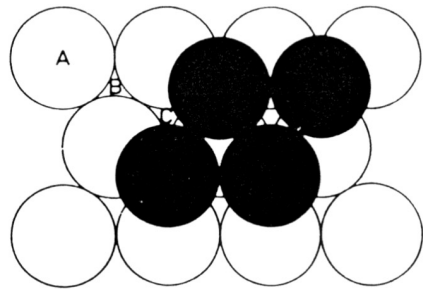
Wanneer de bindingskrachten wat minder effectief werken, ontstaat een iets ijlere stapeling, zoals de krg-structuur, waarin ieder atoom 8 naaste burenen heeft.

We zullen nu de dichtste bolstapelingen wat nader beschouwen. We gaan daartoe uit van een dichtstgepakte laag, figuur 1.6. Het zal duidelijk zijn, dat een effectievere benutting van het beschikbare vlak niet mogelijk is. Elk atoom heeft in het vlak 6 naaste burenen. Tussen de atomen bevinden zich holten van min of meer driehoekige gedaante; de helft hiervan heeft in de figuur een punt naar boven (B-holten), de helft een punt naar beneden (C-holten). Elk atoom heeft 6 holten om zich heen; 3 van type B en 3 van type C. Alle B-holten zijn precies zo gerangschikt als de atomen, evenzo alle C-holten. Als we dus alle atoommiddelpunten aanduiden met een A, dan vormen de letters B net zo'n netwerk als de A's, evenzo de letters C. De laag als geheel heeft om elk atoom hexagonale symmetrie.

We nemen nu een tweede dichtst gestapelde laag en leggen die goed passend op de eerste. Stel dat één der atomen van de tweede laag boven een B-holte van de eerste ligt (figuur 1.7).



Figuur 1.6. Een dichtst gepakte laag.

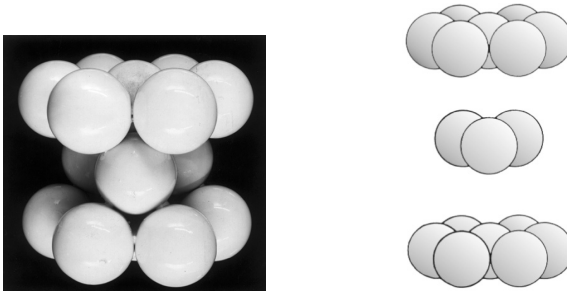


Figuur 1.7. Twee boven elkaar liggende dichtst gepakte lagen.

Uit het voorgaande volgt dan, dat elk atoom van de tweede laag boven een B-holte van de eerste ligt: de tweede laag ligt in B-positie. De verkregen stapeling wordt aangeduid als AB, dat wil zeggen de atomen van de tweede laag liggen boven de B's van de eerste. De B-holten van de tweede laag liggen boven de C's van de eerste, de C-holten boven de A's van de eerste. De atomen van de tweede laag waren ook boven de C-holten van de eerste te plaatsen geweest: principieel verschil zou dat niet

hebben gemaakt, omdat de dan ontstane figuur door draaiing over 180° in het vlak van tekening, in figuur 1.7 zou overgaan.

Er moet nu een derde laag worden aangebracht. De atomen daarvan kunnen weer boven de B- of boven de C-holten van de tweede laag worden gelegd. Nu maakt dat echter wel een principieel verschil. In het laatste geval komen de atomen van de derde laag terecht boven die van de eerste laag, dus in A-positie; de stapeling is dus ABA en uit die regelmaat ontstaat de stapeling ABABAB...; dit is de hexagonale dichtste stapeling (figuur 1.8). De dichtst gestapelde vlakken worden de basisvlakken van de hexagonale cel; het zijn ook de enige dichtst gepakte vlakken in deze structuur. In het dichtst gepakte vlak van figuur 1.6 kan men gemakkelijk drie dichtst gepakte richtingen aanwijzen (richtingen waarin de atomen elkaar raken). In de hexagonale cel zijn geen andere dichtst gepakte richtingen aan te wijzen; er zijn in deze structuur dus drie dichtst gepakte richtingen, die alle drie in het basisvlak liggen.

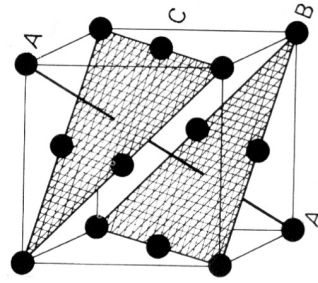
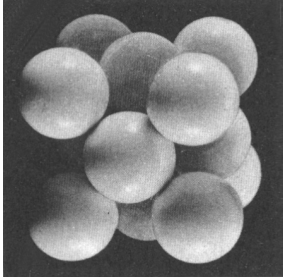


Figuur 1.8. De hexagonale dichtste stapeling.

Als de atomen van de derde laag boven de B-holten van de tweede worden gelegd, liggen ze boven de C-posities van de eerste. De stapeling is dus ABC, en bij voortgaand stapelen onder behoud van deze regelmaat ontstaat de stapeling ABCABC... Dit is de kubisch vlakken gecentreerde structuur (figuur 1.9). De dichtst gestapelde vlakken blijken loodrecht op een lichaamsdiagonaal te staan en worden octaëdervlakken genoemd. Zet men de kubus met de lichaamsdiagonaal vertikaal (zodat de octaëdervlakken horizontaal liggen), dan ligt uiteraard het bovenste hoekatoom precies recht boven het onderste. Wegens de regelmaat ABCABC moet dat ook, want als het onderste hoekatoom er één uit de eerste laag is, is het bovenste hoekatoom er één uit de vierde laag, en dat moet er weer één in A-positie zijn.

Wellicht wekt het enige bevreemding, dat uit een stapeling met een drievoudige symmetrie een kubus te voorschijn komt, maar deze denkmoeilijkheid verdwijnt, als men zich realiseert dat de lichaamsdiagonaal een as van drievoudige symmetrie is.

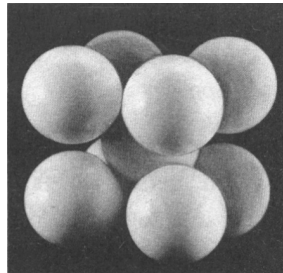
In een kubische structuur zijn vier octaëdervlakken aan te wijzen. Op grond van symmetrie-overwegingen moeten die in het geval van de kvg-structuur alle vier dichtst gepakt zijn. In elk van die vlakken kan men, zoals reeds bekend, drie dichtst gepakte richtingen aanwijzen. Uit figuur 1.9 blijkt, dat deze richtingen gegeven worden door de diagonalen van de kubusvlakken, en dat er dus zes dichtst gepakte



Figuur 1.9. De kubisch vlakken gecentreerde structuur.

richtingen zijn.

De kubisch ruimtelijk gecentreerde structuur is geen dichtste stapeling; de ruimte is dus wat minder effectief met ballen gevuld dan in de voorgaande gevallen (de vulgraad – het percentage van de ruimte dat door atomen wordt bezet – is 68% tegen 74% bij een dichtste stapeling); elk atoom raakt dan ook slechts acht andere atomen (naaste burens), zie figuur 1.10. Ook is er in deze structuur nergens een vlak aan te wijzen, waarin de pakkingsdichtheid even groot is als in de hds- en kvg-structuur; wel zijn er vier dichtst gestapelde richtingen, namelijk de vier lichaamsdiagonalen van de kubus.

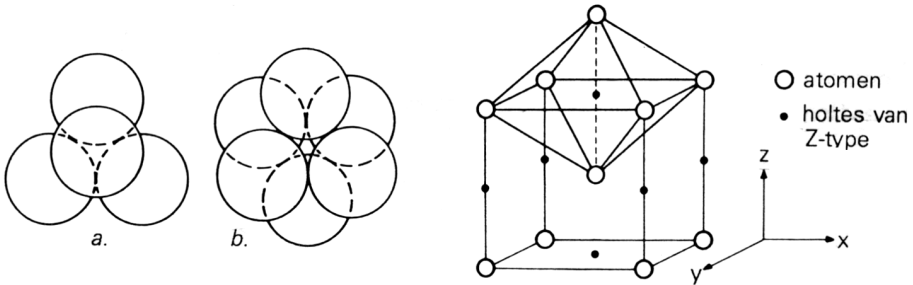


Figuur 1.10. De kubisch ruimtelijk gecentreerde structuur.

Voor de vorming van interstitiële oplossingen (zie paragraaf 1.5) zijn de holten tussen de atomen van belang. In de dichtste bolstapeling komen twee soorten holten voor, de tetraëdrische en de oktaëdrische holten (figuur 1.11). Men kan gemakkelijk bewijzen, dat het aantal oktaëdrische holten in een dichtste bolstapeling gelijk is aan het aantal atomen, het aantal tetraëdrische holten is tweemaal zo groot. De tetraëdrische holten zijn kleiner dan de octaëdrische. Als de diameter van de atomen D is, zijn de diameters van de bolletjes die juist in de holten zouden passen $0,225 D$ in het geval van tetraëdrische en $0,414 D$ in het geval van octaëdrische holten.

De kubisch ruimtelijk gecentreerde structuur is geen dichtste stapeling; de holten in deze structuur hebben dan ook een ander karakter. Er zijn weer twee soorten, maar slechts één daarvan is hier van belang. Elke holte is omringd door 6 atomen (2 dichtbij en 4 op wat grotere afstand), die samen een onregelmatige achthoek vormen

(figuur 1.12). Een bolletje met een diameter van $0,154 D$ past juist tussen de twee dichtstbijgelegen atomen. De verbindinglijn van deze twee geeft de as van het achthoekvlak aan. Al naar gelang deze evenwijdig is aan de x -, de y - of de z -richting, zegt men dat de holte van het x -, het y - of z -type is. Op elk atoom is één holte van elk type aanwezig; het totale aantal holten van deze soort is dus driemaal zo groot als het aantal atomen.



Figuur 1.11. (a) tetraëdrische holten; (b) octaëdrische holten. De cirkels stellen (bolvormige) atomen voor.

Figuur 1.12. Holten van het z -type in de kubisch ruimtelijk gecentreerde structuur.

1.4. Miller indices

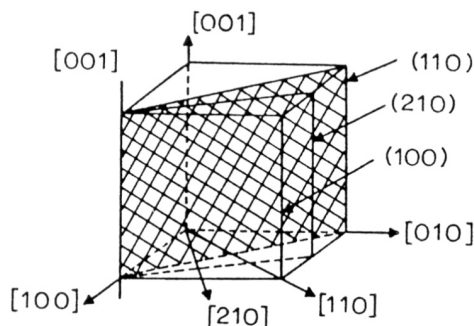
Om richtingen en vlakken in een kristalrooster aan te geven, kan gebruik gemaakt worden van Miller indices. In het geval van de kubische structuur vormen de Miller indices een groep van drie cijfers, in het geval van de hexagonale structuur een groep van vier cijfers.

Beschouwen we allereerst het geval van de kubische structuur. Voor het vastleggen van de richting wordt een rechte evenwijdig aan die richting door de oorsprong van het coördinatenstelsel getrokken. De Miller indices van de richting worden nu gegeven door de richtingscoördinaten van deze rechte, waarbij wordt afgesproken daarvoor de combinatie van de kleinst mogelijke gehele getallen te nemen en een negatieve waarde aan te duiden door een streepje boven het getal. Om een specifieke richting aan te geven, worden de drie getallen tussen rechte haakjes geplaatst, $[hkl]$. Een groep van gelijksoortige richtingen (bijv. de vier lichaamsdiagonalen van een kubus) wordt aangegeven door de drie getallen tussen scherpe haakjes te plaatsen $\langle hkl \rangle$.

In figuur 1.13 worden als voorbeeld enkele belangrijke richtingen in de kubische structuur aangegeven met behulp van Miller indices.

Om de oriëntatie van een vlak aan te geven, wordt allereerst een vlak gekozen dat daaraan evenwijdig is en niet door de oorsprong van het coördinatenstelsel gaat. Dit vlak snijdt de assen op afstanden p , q en r van de oorsprong. De Miller indices van het vlak zijn nu de drie kleinste gehele getallen, die evenredig zijn met $1/p$, $1/q$ en $1/r$. Ook hier geldt de afspraak, dat een negatieve waarde wordt aangeduid door een

streepje boven het getal. Om een specifiek vlak aan te geven worden de drie getallen tussen ronde haakjes geplaatst, (hkl) . Accolades worden gebruikt om een groep van gelijksoortige vlakken (bijvoorbeeld de vier oktaëdervlakken van een kubus) aan te geven, $\{hkl\}$.



Figuur 1.13. Enkele belangrijke richtingen en vlakken in de kubische structuur.

Als voorbeeld worden in figuur 1.13 naast de reeds aangegeven richtingen ook enkele belangrijke vlakken in de kubische structuur aangegeven met behulp van Miller indices.

In het geval van de hexagonale structuur worden meestal vier indices gebruikt om richtingen en vlakken aan te geven. De eerste drie daarvan hebben betrekking op drie assen, die in het basisvlak liggen en een hoek van 120° met elkaar maken, de vierde heeft betrekking op de as loodrecht op het basisvlak. De regels die voor deze vier indices gelden, zijn geheel analoog aan de regels die gelden voor de drie indices van de kubische structuur.

1.5. Afwijkingen van de ideale kristalstructuur

In het voorgaande was er steeds sprake van een perfecte kristalstructuur, dat wil zeggen van kristallen zonder fouten. In werkelijkheid zijn metaalkristallen echter onvolmaakt en zullen ze altijd in meer of mindere mate kristalfouten bevatten.

Kristalfouten kunnen onderverdeeld worden in:

- puntfouten, zoals substitusionele en interstitiële atomen en vacatures;
- lijnvormige fouten of dislocaties;
- oppervlaktefouten, zoals korrelgrenzen en tweelingen.

a. Substitutionele en interstitiële atomen

Bij perfecte kristallen is slechts één atoomsoort in het geding. De vraag rijst, of er ook kristallen bestaan waarin meer dan één atoomsoort voorkomt. Dit is inderdaad het geval. Zulke kristallen worden mengkristallen genoemd. Als het mogelijk blijkt uit atomen A en B een mengkristal te maken, zegt men dat B in A oplost of omgekeerd.

We gaan nu uit van een kristal bestaande uit A-atomen en lossen daarin B-atomen op. In vele gevallen gebeurt dit, doordat de B-atomen terechtkomen op plaatsen, die oorspronkelijk door A-atomen bezet waren: de beschikbare roosterpunten worden zowel door A- als door B-atomen bezet. Men spreekt in dit geval van een substitutionele plaatsing van de opgeloste atomen. Dit is het normale geval bij mengkristalvorming door metalen onderling.

Meestal is het niet mogelijk willekeurig veel B-atomen in A op te lossen: de oplosbaarheid is beperkt. In sommige gevallen echter kunnen A en B in elke verhouding mengkristallen vormen: A en B kunnen dan een continue reeks mengkristallen vormen. Nodige, maar niet voldoende voorwaarden daarvoor zijn, dat A en B dezelfde kristalstructuur hebben, dat de A- en B-atomen niet teveel in grootte verschillen en dat de A- en B-atomen hetzelfde aantal valentie-elektronen hebben (Hume-Rothery regels). Als metalen onderling mengkristallen vormen, zullen de opgeloste atomen als regel substitutioneel geplaatst zijn. Meestal zitten de A- en de B-atomen onregelmatig over de beschikbare roosterplaatsen verdeeld; soms bestaat er een bepaalde regelmaat in de plaatsing. Dit heet ordening.

In sommige gevallen, bijvoorbeeld als stikstof of koolstof in ijzer oplost, vinden de opgeloste atomen een plaats in de holten tussen de atomen van het metaal (zie paragraaf 1.3). In een dergelijke geval zijn de opgeloste atomen interstitieel geplaatst. Een dergelijke plaatsing wordt bevorderd door kleine afmetingen van de opgeloste atomen. Waterstof, stikstof en koolstof lossen daarom vaak interstitieel in metalen op. Hoewel de interstitiële plaatsing veel minder voorkomt dan de substitutionele, zijn de voorkomende gevallen technisch zeer belangrijk.

b. Vacatures

De hierboven genoemde opgeloste vreemde atomen zijn te beschouwen als puntfouten, puntvormige afwijkingen van de ideale kristalstapeling. Een andere puntfout is de onbezette roosterplaats of vacature.

Vacatures zijn van groot belang voor de fysische eigenschappen van metalen. Ze kunnen ontstaan bij de vorming van het kristal door een foutieve stapeling. Ook kunnen ze ontstaan als gevolg van de warmtebeweging van de atomen. Door die warmtebeweging kan een atoom zo hevig gaan trillen, dat het zijn normale plaats verlaat en daardoor een vacature vormt. Deze vacature kan zich binnen het kristal verplaatsen, doordat naburige atomen in de vacature springen (stuivertje wisselen met de vacature). Bij hoge temperaturen, als de atoomtrilling sterker is, zullen dus meer vacatures aanwezig zijn dan bij lage. Bij temperaturen dicht beneden het smeltpunt bedraagt de vacatureconcentratie ca. 0,01-0,1%; dat wil zeggen dat 1 op de 1.000-10.000 roosterplaatsen onbezet is. Door de warmtebeweging zal het verspringen van de vacature zeer vaak voorkomen. Het verspringen van een vacature houdt in, dat een naburig atoom in de vacature springt en dan op zijn plaats een vacature achterlaat. Daarin kan dan weer een ander atoom springen. Hierdoor is

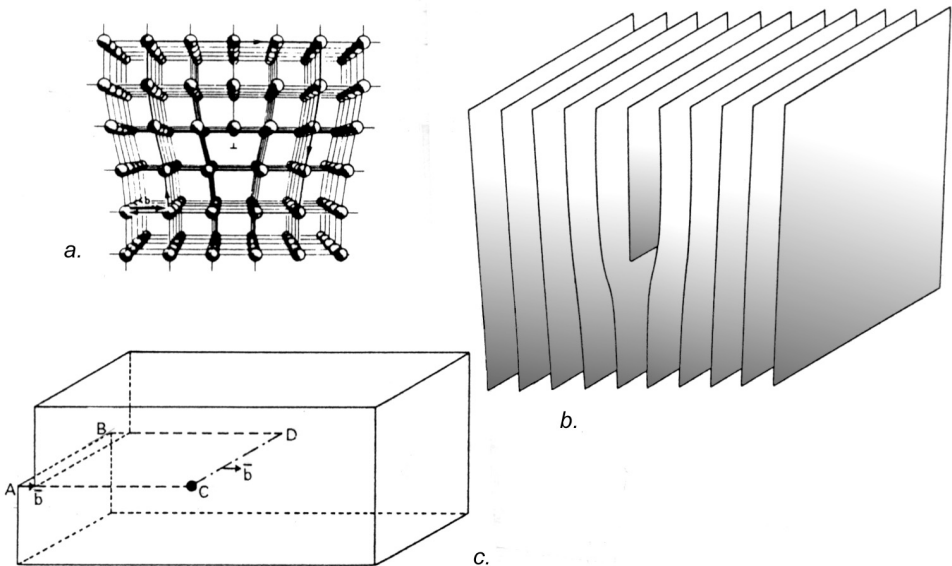
materiaaltransport (diffusie) binnen het kristal mogelijk.

Bij de zojuist genoemde temperaturen zal een vacature op deze wijze ongeveer 10^9 tot 10^{10} sprongetjes per seconde maken, waarbij dus evenveel atomen een sprongetje gemaakt hebben. Bij lage temperaturen is zowel de vacatureconcentratie als de sprongfrequentie veel kleiner. Vreemde atomen die in een kristal voorkomen, kunnen dus door gloeien op hoge temperatuur een andere verdeling krijgen. De vreemde atomen diffunderen dan naar andere plaatsen door bemiddeling van de vele vacatures, die bij hoge temperatuur voorkomen. Hiervan wordt veelvuldig gebruik gemaakt. Door de toepassing van warmtebehandelingen wordt de verdeling van legeringselementen en daarmee de mechanische eigenschappen beïnvloed.

Bij een interstitiële plaatsing kunnen de opgeloste (altijd kleine) atomen dikwijls vrij gemakkelijk van de ene naar de andere tussenroosterplaats springen, omdat de 'kanalen' die de tussenroosterplaatsen met elkaar verbinden tamelijk breed zijn (merk op dat vacatures hier niet nodig zijn). Omdat het springen hier zo gemakkelijk gaat, zal de afstand waarover het diffusieverschijnsel zich in een bepaalde tijd doet gevoelen (onder overigens analoge omstandigheden), veel groter zijn dan in het vorige geval. De diffusiesnelheid van C en N in Fe is dan ook relatief groot.

c. Dislocaties

Een dislocatie is een lijnvormige fout in de regelmatige stapeling van het kristalrooster. Er bestaan twee typen dislocaties, namelijk randdislocaties en schroefdislocaties.

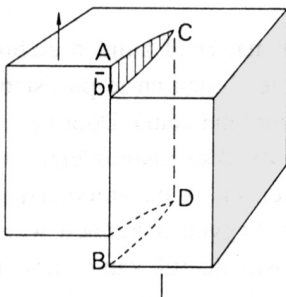


Figuur 1.14. De randdislocatie.

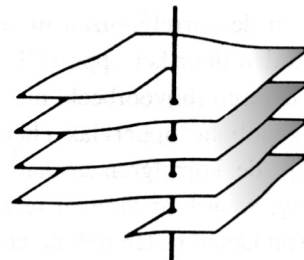
In figuur 1.14a wordt een eenvoudig kubisch rooster getoond met een randdislocatie. De drie buitenste atoomlagen aan de linker- en rechterkant lopen door het hele kristal. De middelste atoomlaag houdt halverwege op. In de bovenste helft van het kristal bevindt zich dus een extra halfvlak met atomen (oftewel: in de onderste helft ontbreekt een halfvlak). De onderste begrenzing van het extra halfvlak vormt een lijnvormigefout in de stapeling: de randdislocatie. De situatie kan nog duidelijker worden geïllustreerd door alleen de atoomvlakken te tekenen zonder daarin de atoomposities aan te geven (figuur 1.14b). Door de aanwezigheid van de dislocatie zijn de atoomlagen ter plaatse enigszins gebogen. Verder naar buiten gelegen lagen vertonen ook een kromming, maar deze neemt af naarmate de afstand van de laag tot de dislocatie groter wordt. Wat de plaats van de atomen betreft: boven de dislocatie worden ze enigszins naar elkaar toe gedrukt, onder de dislocatie worden ze uit elkaar getrokken.

Het ontstaan van de randdislocatie kan worden voorgesteld met behulp van figuur 1.14c. Deze figuur geeft een kristal weer, waarin een denkbeeldige snede ABCD is aangebracht tussen twee atoomlagen. Verplaats nu alle atomen boven de snede over één atoomafstand (vector \bar{b}) ten opzichte van de atomen onder de snede. Het kristalrooster aan weerszijden van de snede zal dan weer precies passen, behalve in de buurt van de lijn CD, waar een randdislocatie is ontstaan. De verplaatsingsvector \bar{b} wordt de Burgersvector genoemd. Deze staat loodrecht op de randdislocatie.

Een tweede type dislocatie is de schroefdislocatie. Deze is schematisch weergegeven in figuur 1.15. Het ontstaan van de schroefdislocatie kan worden verduidelijkt door het gedeelte van het kristal rechts van de denkbeeldige snede ABCD over één atoomafstand te verplaatsen (vector \bar{b}) ten opzichte van het linkergedeelte. Het kristalrooster aan weerszijden van de snede past dan weer precies, behalve in de buurt van de lijn CD, waar een schroefdislocatie is ontstaan. De Burgersvector \bar{b} loopt in dit geval evenwijdig aan de dislocatie.



Figuur 1.15. De schroefdislocatie.



Figuur 1.16. Het verloop van de 'horizontale' atoomvlakken rondom een schroefdislocatie.

In figuur 1.16 is het verloop van de ‘horizontale’ atoomvlakken rondom de schroefdislocatie weergegeven. De benaming schroefdislocatie wordt duidelijk wanneer men langs het oppervlak om de dislocatie heendraait, bijvoorbeeld in de richting van de wijzers van de klok. Men maakt dan een neerwaartse schroefbeweging, waarbij men bij elke rondgang één roosterafstand lager uitkomt.

Hoewel rand- en schroefdislocaties beide in zuivere vorm kunnen voorkomen, zal er in het algemeen sprake zijn van dislocaties met een gemengd rand- en schroefkarakter.

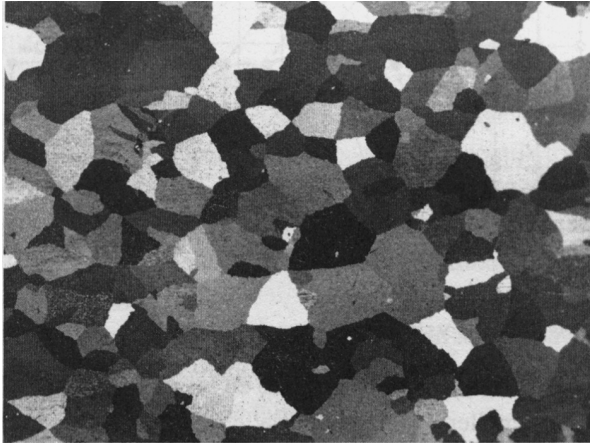
Op de eigenschappen en het gedrag van dislocaties zal in dit kader niet verder worden ingegaan. Wel moet worden opgemerkt, dat dislocaties een essentiële rol spelen bij de plastische deformatie van metalen. Hierop komen we in paragraaf 4.2 terug.

d. Korrelgrenzen

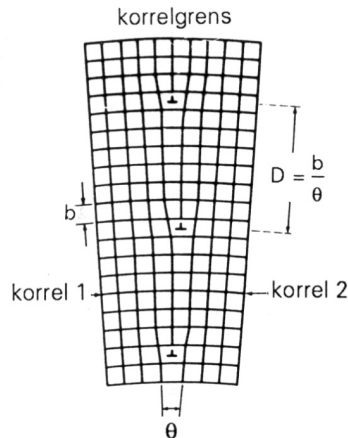
De in de techniek gebruikte metalen bestaan meestal uit zeer vele kristallen of korrels; men spreekt van polykristallijne structuur. De polykristallijne structuur ontstaat tijdens de stolling uit de smelt. In het gesmolten materiaal zijn de atomen willekeurig gerangschikt. Bij afkoeling tot het smeltpunt ontstaan op verschillende plaatsen groepen atomen, die door onderlinge aantrekking de kristallijne structuur aannemen. Dit zijn de kiemen voor de kristallen. Tijdens de verdergaande stolling groeien de kiemen, doordat atomen uit de smelt zich op de kiem stapelen in de voor dat metaal geldende stapelingsregelmaat. Op deze manier ontstaan er vele kristallen, die naar elkaar toegroeien, hetgeen tenslotte leidt tot de polykristallijne structuur. De gemiddelde korrelgrootte zal in de meeste gevallen tussen 0,01 en 1 mm liggen. De kristallen grenzen aan elkaar met vlakken, die men de korrelgrenzen noemt. Daar twee aan elkaar grenzende kristallen, ook al hebben ze dezelfde kristalstructuur, een verschillende oriëntatie zullen hebben, moet er aan de korrelgrens een min of meer discontinue overgang plaatsvinden van het ene kristal naar het andere. Het is vanzelfsprekend, dat in de grenslaag de atomen niet zo regelmatig gerangschikt kunnen zitten als in het kristal. Men kan echter aannemen, dat dit grenslaagje slechts ongeveer 2 atomen dik is. Meestal zullen de oriëntaties van de kristallen geheel willekeurig zijn, dat wil zeggen alle oriëntaties komen even vaak voor.

De korrels en de korrelgrenzen in een polykristallijn materiaal kunnen zichtbaar gemaakt worden door het oppervlak eerst zorgvuldig te slijpen en te polijsten, en vervolgens te etsen (bijvoorbeeld met behulp van een verdund zuur). Door het etsen wordt het gepolijste oppervlak chemisch aangetast. Zwakke etsmiddelen tasten voornamelijk de korrelgrenzen aan. Op de korrelgrenzen is de atoomstapelingsregelmaat onregelmatig, waardoor atomen relatief gemakkelijk weggeëet kunnen worden. Sterkere etsmiddelen tasten ook de korrelvlakken aan. Afhankelijk van de oriëntatie zullen verschillende korrels meer of minder sterk worden aangetast. Het geëetste preparaat kan nu worden bekeken met behulp van een microscoop. Tengevolge van de door etsing ontstane onregelmatigheden in het oppervlak wordt het licht op verschillende

plaatsen verschillend teruggekaatst. Aldus kunnen de korrels en de korrelgrenzen via de microscoop worden bestudeerd. Een voorbeeld van een met de microscoop waargenomen polykristallijne structuur wordt gegeven in figuur 1.17. Opgemerkt moet worden, dat binnen de korrels vaak nog subkorrels onderscheiden kunnen worden. Dit zijn gebiedjes die een zeer klein oriëntatieverschil ten opzichte van elkaar hebben en van elkaar gescheiden worden door subkorrelgrenzen, soms ook wel kleine-hoek korrelgrenzen genoemd. Zoals uit figuur 1.18 blijkt, kan een kleine-hoek korrelgrens voorgesteld worden als een rij randdislocaties.



Figuur 1.17. Polykristallijne structuur (uitgegloeid aluminium).

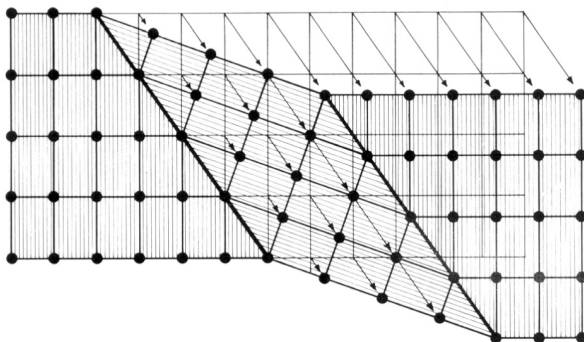


Figuur 1.18. Een kleine-hoek korrelgrens, voorgesteld als een rij randdislocaties.

e. Tweelingen

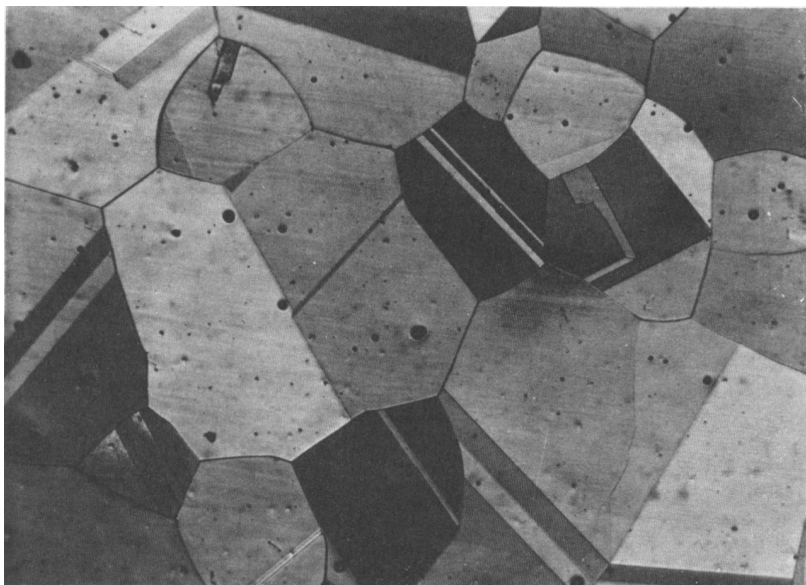
Het is mogelijk, dat twee verschillend georiënteerde kristallen langs een bepaald kristalvlak precies aan elkaar passen op een zodanige wijze, dat de atoomposities aan weerszijden van het vlak elkaars spiegelbeeld zijn. Men spreekt in dit geval van tweelingen en het spiegelvlak wordt tweelingvlak genoemd. De situatie is schematisch weergegeven in figuur 1.19.

Tweelingvorming leidt in het algemeen tot smalle langwerpige gebieden, waarin de kristalstructuur gespiegeld is ten opzichte van de omgeving.



Figuur 1.19. Schematische voorstelling van tweelingvorming.

Tweelingen kunnen ontstaan door deformatie en bij rekristallisatie. Deformatietweelingen zijn meestal smaller dan rekristalliatietweelingen. Doordat tweelingen een andere kristaloriëntatie hebben dan hun omgeving, zijn ze door etsen duidelijk zicht-



Figuur 1.20. Rekristalliatietweelingen in messing.

baar te maken. Een voorbeeld van rekristallisatietweelingen wordt gegeven in figuur 1.20. Het zal duidelijk zijn, dat als tweelingvlak slechts bepaalde kristallografische vlakken kunnen optreden. Voor de kvg-structuur zijn dat de $\{111\}$ -vlakken, voor de krg-structuur de $\{112\}$ -vlakken en voor de hds-structuur de $\{1012\}$ -vlakken.

Opgaven

- 1.1. Op welk principe berust
 - de ionenbinding?
 - de covalente binding
 - de metallische binding?
- 1.2. Beschouw de atomen op de hoekpunten van een eenheidscel (kubus) van het krg-rooster. Ieder hoekpuntatoom kan ook worden opgevat als hoekpuntatoom van 7 naburige kubussen. Het atoom behoort dus eigenlijk tot 8 kubussen. Elk hoekpuntatoom draagt daarom $\frac{1}{8}$ atoom bij tot de bezetting van de kubus. Er zijn 8 hoekpuntatomen; deze leveren totaal $8 \times \frac{1}{8} = 1$ atoom. Het atoom in het midden van de kubus behoort alleen tot deze ene kubus. De eenheidscel bevat dus $1 + 1 = 2$ atomen.
Maak gelijksoortige berekeningen voor de kvg- en de hds-structuur.
- 1.3. Geef met behulp van een schets aan, waar in het geval van de kvg-structuur de octaëdrische en de tetraëdrische holten liggen.
- 1.4. Geef met behulp van een schets aan, waar zich in de krg-structuur de grootste holten bevinden.
- 1.5. Bereken de vulgraad (het percentage van de ruimte dat door atomen wordt bezet) voor de kvg-, de hds- en de krg-structuur.
- 1.6. Geef met behulp van een schets de dichtstgepakte vlakken en dichtstgepakte richtingen aan van de kvg-structuur. Idem van de krg- en hds-structuur.
- 1.7. Geef met behulp van een schets de $[1\ 2\ 0]$ richting en het (113) vlak aan in een kubische structuur.
- 1.8. Wat wordt verstaan onder de Burgersvector van een dislocatie en hoe staat deze t.o.v. een randdislocatie en t.o.v. een schroefdislocatie.

2

Fysische eigenschappen

2.1. Inleiding

De eigenschappen van metalen worden bepaald door

- de bouw van de atomen;
- de manier waarop de atomen zich verbinden met andere atomen tot moleculen of kristallen (het bindingstype);
- de wijze van stapelen van de atomen in kristallen (de kristalstructuur);
- de afwijkingen van de ideale kristalstructuur;
- de afmetingen en de begrenzing van de kristallen.

Zoals gebleken is in het vorige hoofdstuk, bestaat een metaalkristal uit een stapeling van ionen (atomen, die hun valentie-elektronen — meestal 1 of 2 — hebben afgegaan). De bindingskrachten tussen de ionen in het kristal worden verzorgd door de zich vrij door het kristal bewegende valentie-elektronen. Deze zijn dus niet aan een vaste plaats gebonden, maar vormen als het ware het cement dat de ionen bij elkaar houdt.

Onderscheid kan worden gemaakt tussen eigenschappen die voornamelijk worden bepaald door de ionen van het metaal en eigenschappen, die hun oorsprong vinden in de (vrije) valentie-elektronen. Bij de organische en keramische stoffen treden andere bindingsvormen op (de covalente en de ionenbinding), waarbij geen vrije elektronen optreden. Hierbij berusten dus de eigenschappen alleen op de atoombouw en de kristal- of molecuulvorm.

In het licht van het voorgaande zullen nu de voornaamste fysische eigenschappen van metalen en legeringen kort worden besproken. Een overzicht van deze fysische eigenschappen wordt gegeven in tabel 2.1 aan het einde van dit hoofdstuk. Ter vergelijking worden in tabel 2.2 dezelfde eigenschappen gegeven van een aantal niet-metallische constructiematerialen.

2.2. De soortelijke massa

De soortelijke massa of dichtheid van een metaal is afhankelijk van twee factoren, namelijk

- de atoommassa;

– de gemiddelde onderlinge afstand van de atomen in het kristalrooster.

De laatste factor wordt bepaald door de atoomdiameter en de stapeldichtheid (de kristalstructuur) en blijkt bij metalen in het algemeen weinig te variëren (zie tabel 2.1). Dit heeft tot gevolg, dat de soortelijke massa in grote lijnen evenredig is met de atoommassa. De werkelijke soortelijke massa hangt uiteraard ook af van de zuiverheid van het materiaal en van het porievolume, en is voorts in geringe mate afhankelijk van de temperatuur ten gevolge van de thermische uitzetting bij temperatuurstijging.

Op basis van de soortelijke massa kunnen de metalen verdeeld worden in lichte en zware metalen. Lichte metalen zijn bijvoorbeeld magnesium en aluminium; zware metalen zink, lood, ijzer, koper enzovoort. De grens wordt gelegd bij titaan met een soortelijke massa van 4.510 kg/m^3 .

De soortelijke massa is van belang voor het berekenen van de massa van constructies, een grootte, die men om meerdere redenen moet kennen; bijvoorbeeld in verband met transportmogelijkheden. Ook voor de prijsbepaling is de massa belangrijk, daar van veel constructiematerialen de prijs wordt berekend per massa-eenheid. Bij de bouw van transportmiddelen, vooral in de vliegtuigbouw, is de sterkte per massa-eenheid vaak bepalend voor de materiaalkeuze.

2.3. Warmte en uitzetting

De atomen in een kristalrooster bevinden zich in een evenwichtspositie: de afstotende en aantrekkende krachten tussen de atomen onderling zijn in evenwicht. Dit betekent evenwel niet dat de atomen in rust zijn. In werkelijkheid zijn ze in voortdurende ruimtelijke trilling rondom de evenwichtsstand. Tengevolge van deze trilling bezitten de atomen een zekere kinetische energie. Deze kinetische energie, die bepaald wordt door de trillingsamplitude, manifesteert zich voornamelijk als warmte.

Wanneer een stuk metaal in temperatuur wordt verhoogd door warmtetoevoer, dan neemt de kinetische energie, en daarmee de trillingsamplitude, van de atomen toe. Wordt de temperatuur van het metaal nog verder verhoogd, dan wordt de trillingsamplitude op een bepaald moment zo groot dat de roosterstapeling verloren gaat: het metaal smelt. De onderlinge atoomafstand wordt daardoor in het algemeen groter en de atomen bewegen min of meer vrij ten opzichte van elkaar.

Doordat de atomen van het vaste metaal door opwarming in heftiger trilling komen, neemt de gemiddelde onderlinge afstand enigszins toe: het metaal zet uit.

Beschouw een metalen staaf van lengte L_0 , waarvan de temperatuur met ΔT wordt verhoogd. De relatieve lengteverandering $\frac{\Delta L}{L_0}$ die daarvan het gevolg is, is evenredig met ΔT en kan geschreven worden als

$$\frac{\Delta L}{L_0} = \alpha \Delta T \quad (2.1)$$

waarin α de lineaire uitzettingscoëfficiënt voorstelt (dimensie: $1/\text{K}$ of $1/^\circ\text{C}$). Een staaf die bij de begintemperatuur een lengte L_0 heeft, zal dus na temperatuurverhoging ΔT een lengte L krijgen gelijk aan

$$L = L_0 + \Delta L = L_0(1 + \alpha\Delta T) \quad (2.2)$$

Het volume neemt ook toe ten gevolge van de uitzetting.

Beschouw een rechthoekig blok met zijden B_0 , H_0 , L_0 . Elk van deze zijden ondergaat een uitzetting volgens vergelijking (2.2). Het volume $V_0 = B_0H_0L_0$ wordt dan $V = BHL$, zodat:

$$V = B_0H_0L_0(1 + \alpha\Delta T)^3 = V_0(1 + \alpha\Delta T)^3 \approx V_0(1 + 3\alpha\Delta T) \quad (2.3)$$

waarbij de zeer kleine termen $3(\alpha\Delta T)^2$ en $(\alpha\Delta T)^3$ die ontstaan bij uitwerking van $(1 + \alpha\Delta T)^3$ zijn verwaarloosd.

Vergelijking (2.3) is analoog aan vergelijking (2.2). Blijkbaar is de volumetrische uitzettingscoëfficiënt bij benadering gelijk aan driemaal de lineaire uitzettingscoëfficiënt.

Bij de relatief dichtgepakte metaalroosters blijkt steeds het kristalverband verloren te gaan bij een totale uitzetting van circa 2% (trillingsamplitude circa 12% van de atoomafstand), waarbij het metaal dus smelt. Blijkbaar is de uitzettingscoëfficiënt omgekeerd evenredig met de smelttemperatuur in K, zoals ook blijkt uit tabel 2.1.

Thermische uitzetting kan onder bepaalde omstandigheden aanleiding geven tot zogenaamde thermische spanningen. Dat deze spanningen een belangrijke rol kunnen spelen bij metalen, wordt duidelijk wanneer men zich realiseert dat metalen tijdens hun productie in veel gevallen warmtebehandelingen moeten ondergaan en in toegepaste toestand vaak aan temperatuurwisselingen onderhevig zijn. Op het verschijnsel thermische spanning wordt teruggekomen in paragraaf 3.13.

2.4. Het elektrisch geleidingsvermogen

Het elektrisch geleidingsvermogen van metalen berust op het feit, dat het metaalrooster een groot aantal vrij beweeglijke valentie-elektronen bevat. In de aanwezigheid van een elektrisch veld zullen deze gaan bewegen (in een richting tegengesteld aan het veld, vanwege de negatieve lading van de elektronen). De stroomdichtheid j is evenredig met de aangelegde spanning E , of

$$j = \sigma E \quad (2.4)$$

waarin σ het elektrisch geleidingsvermogen voorstelt, een grootheid die gelijk is aan de reciproke waarde van de soortelijke elektrische weerstand ρ .

De stroomdichtheid kan ook geschreven worden als

$$j = nev \quad (2.5)$$

met n het aantal vrije elektronen per volume-eenheid, e de lading van het elektron en v de gemiddelde snelheid van de elektronen.

Combinatie van vergelijkingen (2.4) en (2.5) leidt tot

$$\sigma = nev/E \quad (2.6)$$

Blijkens vergelijking (2.6) is het elektrisch geleidingsvermogen evenredig met het aantal vrije elektronen en met de bewegingssnelheid van het elektron.

In een homogeen elektrisch veld worden de elektronen eenparig versneld. De snelheid wordt echter beperkt doordat regelmatig botsingen optreden met allerlei obstakels in het kristal, zodat zich tenslotte een constante gemiddelde snelheid instelt. Deze obstakels hangen samen met afwijkingen van het volkomen regelmatige kristalrooster, zoals

- de warmtebeweging van de atomen;
- fouten in de kristalbouw;
- vreemde atomen.

De botsingskans tussen elektronen en atomen (eigenlijk ionen) wordt groter naarmate de amplitude van de atoomtrillingen toeneemt. Tengevolge daarvan neemt ook de weerstand van metalen met stijgende temperatuur toe. Boven circa 100 K is de weerstand van zuivere metalen praktisch evenredig met de temperatuur, of

$$\rho_T = \rho_0[1 + \alpha(T - T_0)] \quad (2.7)$$

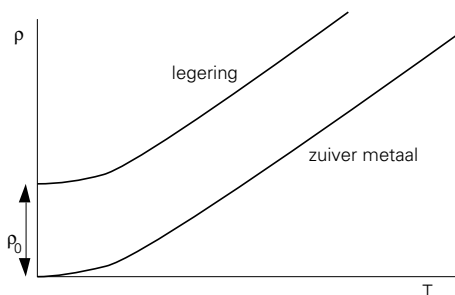
waarin ρ_T de soortelijke weerstand bij temperatuur T , ρ_0 de soortelijke weerstand bij T_0 (meestal kamertemperatuur) en α de temperatuurscoëfficiënt van de soortelijke weerstand voorstelt.

Beneden 100 K daalt de soortelijke weerstand met afnemende temperatuur ongeveer evenredig met T^5 tot bij het absolute nulpunt de weerstand nul is geworden.

Roosterfouten en vreemde atomen in het rooster vergroten eveneens de botsingskansen tussen elektronen en atomen doordat de regelmaat van het rooster plaatselijk wordt verstoord. Legeringen zullen hierdoor altijd een grotere elektrische weerstand hebben dan zuivere metalen; zelfs als de vreemde atomen van een beter geleidend element zijn dan het moedermateriaal. Brons (koper + 10% tin), bijvoorbeeld, heeft bij kamertemperatuur een ongeveer vijf maal zo grote soortelijke weerstand als zuiver koper.

Ook door plastische vervorming, waardoor fouten worden geïntroduceerd in het rooster, neemt de elektrische weerstand toe.

De weerstandstoename tengevolge van roosterfouten en vreemde atomen is niet afhankelijk van de temperatuur (Wet van Matthiesen). Dit is schematisch weergegeven in figuur 2.1.



Figuur 2.1. Elektrische soortelijke weerstand ρ als functie van de absolute temperatuur.

Aangezien de soortelijke weerstand van een metaal bij lage temperatuur vrijwel geheel veroorzaakt wordt door roosterfouten en vreemde atomen moet voor het verkrijgen van een goede elektrische geleidbaarheid dus worden gestreefd naar een zo hoog mogelijke zuiverheid.

Van de hoge soortelijke weerstand van bepaalde Ni-Cu- en Ni-Cr-legeringen wordt gebruik gemaakt voor toepassing als elektrische weerstandsdraad, bijvoorbeeld in regelweerstand, verhittingselementen en dergelijke. De weerstand tengevolge van de legeringselementen is bij deze materialen zoveel groter dan de warmtebewegingsweerstand, dat de temperatuurafhankelijkheid van de totale weerstand praktisch te verwaarlozen is.

2.5. Warmtegeleiding

Het warmtegeleidingsvermogen van metalen wordt gekwantificeerd door de warmtegeleidingscoëfficiënt κ , gedefinieerd als de verhouding tussen de warmtestroom dQ door een oppervlakte-eenheid en de temperatuurgradient dT/dx , in formulevorm

$$dQ = \kappa(dT/dx) \quad (2.8)$$

De warmtegeleiding vindt plaats door twee verschillende mechanismen, namelijk

- warmte-overdracht door roostertrillingen;
- warmtetransport door de geleidingselektronen.

Bij isolatoren treedt vrijwel alleen het eerste mechanisme op; deze stoffen zijn dan ook slechte warmtegeleiders. Bij metalen daarentegen is het tweede mechanisme ongeveer een factor honderd maal zo effectief als het eerste.

Dezelfde factoren, die de elektrische geleiding van metalen beïnvloeden doen, dit ook bij de warmtegeleiding. Bij zuivere metalen blijkt er dan ook een nagenoeg lineair verband te bestaan tussen het elektrische geleidingsvermogen en het warmtegeleidingsvermogen. Dit komt tot uiting in de wet van Wiedemann-Franz

$$\kappa/\sigma = LT \quad (2.9)$$

waarin de evenredigheidsconstante L het Lorenzgetal wordt genoemd. De wet van Wiedemann-Franz is van belang omdat de meting van de warmtegeleiding van metalen veelal moeilijk is. Men volstaat dan met een meting van het elektrisch geleidingsvermogen, hetgeen in het algemeen makkelijker is, en berekent daaruit het warmtegeleidingsvermogen. Voor legeringen geldt de wet van Wiedemann-Franz meestal slechts bij benadering, zodat deze methode voor de bepaling van het warmtegeleidingsvermogen dan minder betrouwbaar is.

Opgaven

- 2.1. Een koperen staaf heeft bij $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ een lengte van 1 m. Bereken de lengte bij $200\text{ }^{\circ}\text{C}$, gebruik makend van de gegevens van tabel 2.1.
- 2.2. Een stalen bol heeft bij $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ een diameter van 10 cm. Bereken het volume en de dichtheid bij $400\text{ }^{\circ}\text{C}$, gebruik makend van de gegevens van tabel 2.1.
- 2.3. Bereken de soortelijke weerstand van koper bij $500\text{ }^{\circ}\text{C}$, gebruik makend van de gegevens van tabel 2.1.
- 2.4. Wat is de elektrische weerstand van een koperdraad van 10 m lengte en met een doorsnede van 1 mm^2 , gebruik makend van de gegevens van tabel 2.1?

Tabel 2.1. Fysische eigenschappen van een aantal metalen en legeringen bij kamertemperatuur.

Metaal	Atoom- nummer	Atoom- gewicht	Kristal- rooster	Kleinste atoom- afstand Å (10 ⁻¹⁰ m)	Soortelijke massa kg/m ³	Lineaire uitzettingcoëff. 1/°C	Soortel. warmte J/kgK	Smelt- temp. °C	Elektr. S.W. 10 ⁻⁸ Ωm	Temp. coëff. S.W. 1/°C	Warmte- geleidings- verm. J/msK
magnesium	12	24,3	hds	3,20	1.740	26·10 ⁻⁶	1.050	651	3,9	0,0042	170
aluminium	13	27,0	kvg	2,86	2.700	24·10 ⁻⁶	925	660	2,7	0,0036	210
titaan	22	47,9	hds	2,89	4.510	8,4·10 ⁻⁶	525	1.670	42	—	17
ijzer	26	55,9	krq	2,48	7.870	12·10 ⁻⁶	460	1.537	9,7	0,0065	71
nikkel	28	58,7	kvg	2,49	8.890	13·10 ⁻⁶	460	1.453	6,8	0,0068	88
koper	29	63,6	kvg	2,56	8.960	17·10 ⁻⁶	380	1.083	1,67	0,0043	385
zink	30	65,4	hds	2,66	7.140	31·10 ⁻⁶	380	420	5,9	0,0042	110
molybdeen	42	96,0	krq	2,72	10.200	5,1·10 ⁻⁶	250	2.600	5,7	0,0046	145
zilver	47	107,9	kvg	2,89	10.500	19·10 ⁻⁶	225	961	1,62	0,0041	420
tin	50	118,7	tetragonaal	3,20	7.300	23·10 ⁻⁶	225	232	12,8	0,0042	67
wolfram	74	183,9	krq	2,63	19.300	4,5·10 ⁻⁶	140	3.400	5,5	0,0046	165
platina	78	195,2	kvg	2,78	21.400	9·10 ⁻⁶	135	1.769	10,6	0,0039	71
goud	79	197,2	kvg	2,88	19.300	9·10 ⁻⁶	130	1.063	2,30	0,0039	295
lood	82	207	kvg	3,50	11.300	28·10 ⁻⁶	130	327	10,6	0,0034	34
duraluminium	—	—	kvg	—	2.800	22,5·10 ⁻⁶	1.050	520-650	5,0	0,0023	146
silumin	—	—	kvg	—	2.650	20·10 ⁻⁶	—	580	4,6	—	142
MgAl ₉ Zn ₁	—	—	hds	—	1.800	27,3·10 ⁻⁶	1.000	510-610	14,3	—	80
brons (7,5% Sn)	—	—	kvg	—	8.900	18,6·10 ⁻⁶	380	1.032	10	0,0035	67
messing (30% Zn)	—	—	kvg	—	8.500	20·10 ⁻⁶	380	954	6	0,0015	122
beryllium-koper	—	—	kvg	—	8.200	18·10 ⁻⁶	380	955	7,4	—	84
konstantaan	—	—	kvg	—	8.900	15·10 ⁻⁶	420	1.290	49	0,00001	23
monel	—	—	kvg	—	8.800	14·10 ⁻⁶	530	—	48	—	26
ongel. staal	—	—	krq	—	7.800	12·10 ⁻⁶	460	1.530	14	0,0033	59
aust. roestvast staal (0,1% C)	—	—	kvg	—	7.900	16·10 ⁻⁶	500	1.450	70	—	16
grijs giet ijzer	—	—	krq	—	7.200	10,5·10 ⁻⁶	460	1.150	66	—	46
invar	—	—	kvg	—	8.000	1·10 ⁻⁶	500	1.500	78	0,002	—
nichroom (20% Cr)	—	—	kvg	—	8.400	12,5·10 ⁻⁶	420	1.500	109	0,0001	16

Tabel 2.2. Fysische eigenschappen van enige niet-metallische constructiematerialen bij kamertemperatuur.

Material	Omschrijving	Soort, massa kg/m ³	Lineaire uitz. coëff. per °C	Soort, warmte J/kgK	Elektr. soort. weerstand Ωm	Warmtegeleidings- vermogen J/msK
hout	cellulose-polymeren	500-900	(60-120)·10 ⁻⁶	1.700	10 ⁷⁻¹⁰ 11	0,125-0,34
polyetheen		920	(150-300)·10 ⁻⁶	2.300	10 ¹⁷	
polyvinylchloride	P.V.C.	1.300-1.400	(50-60)·10 ⁻⁶	1.050	10 ¹⁰⁻¹⁰ 14	0,38
polystyreen	thermo- plastische polymeren	1.050	(60-80)·10 ⁻⁶	1.350	10 ¹⁵⁻¹⁰ 19	0,085
polymethylmetacrylaat	plexiglas	1.180	90·10 ⁻⁶	1.450	< 10 ¹²	0,17
ureum-formaldehyde	bakeliet	1.300-1.500	(20-40)·10 ⁻⁶	1.450	10 ⁷⁻¹⁰ 10	0,21
fenol-formaldehyde	hardende polymeren	1.500	30·10 ⁻⁶	1.700	10 ¹⁰	0,34
polyesters		1.350-1.800	(50-100)·10 ⁻⁶		10 ⁹⁻¹⁰ 12	
nylon		1.100	(80-100)·10 ⁻⁶	1.250-2.100	10 ¹¹⁻¹⁰ 12	0,21-0,25
cellulose-acetaat	kunstvezels	1.300	(80-160)·10 ⁻⁶	1.250-1.900	10 ⁸⁻¹⁰ 11	0,21-0,34
polyisopreen	rubber	930	170·10 ⁻⁶	1.700	10 ¹⁵	0,13
Buna S	eboniet	1.150	84·10 ⁻⁶	1.700	2·10 ¹³	0,16
polytetrafluoretheen	kunstrubber	940	150·10 ⁻⁶		10 ¹³	
siliconenrubber	teflon	2.200	55·10 ⁻⁶	1.050	10 ¹⁷	
aluminiumoxyde	Si-O polymeren	1.200-2.600	390·10 ⁻⁶		10 ⁹	
siliciumcarbide	ionenkristal	3.900	9·10 ⁻⁶	30	10 ¹⁰	29
portland-cement	diamantstructuur	3.200	4·10 ⁻⁶	2.500	10 ⁻²	84
asbest (plaat)	silicaat- ketens	1.300-3.000		840		0,42-0,84
mika		1.500-2.000			5·10 ⁹	
kwartsglas	amorfe	2.600-3.200	0,42·10 ⁻⁶		5·10 ¹⁶	1,0
glas	silicaten	2.100-2.200	(4-10)·10 ⁻⁶	670	10 ¹⁰⁻¹⁰ 13	0,71
porcelein		2.400-2.800	4·10 ⁻⁶	840	10 ¹²⁻¹⁰ 14	
chamotte		2.400	4·10 ⁻⁶	840	10 ⁶	1,7
grafiet	vuurvaste steen	2.200	4·10 ⁻⁶		10 ⁻⁵	4,2
baksteen		2.200	5,5·10 ⁻⁶	840		0,5
beton		2.100-2.500	(4-9)·10 ⁻⁶			1,05
		2.400	12·10 ⁻⁶			