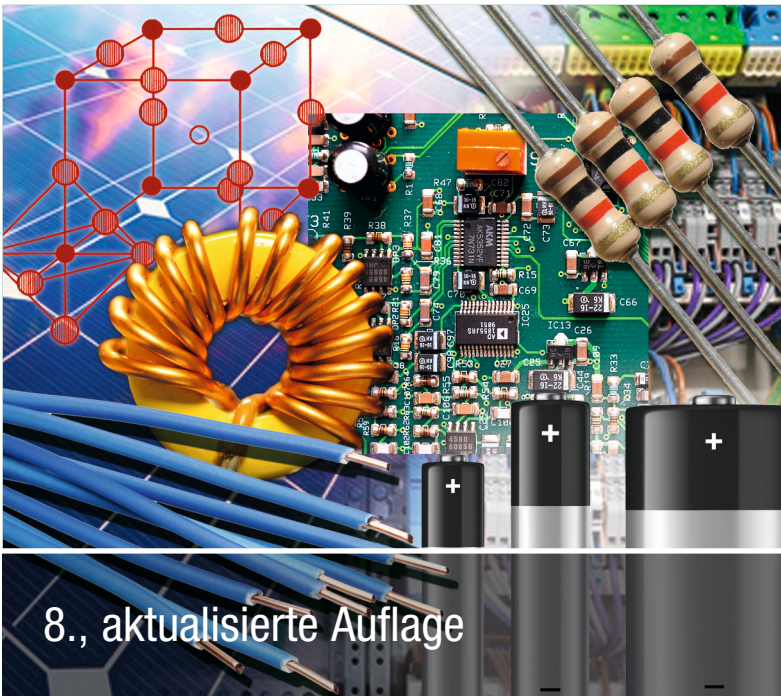


Hansgeorg Hofmann
Jürgen Spindler

Mit zahlreichen
Beispielen,
Übungen und
Textaufgaben

Werkstoffe in der Elektrotechnik

Grundlagen – Struktur – Eigenschaften
Prüfung – Anwendung – Technologie



8., aktualisierte Auflage



HANSER

Lernbücher der Technik

herausgegeben von Dipl.-Gewerbelehrer Manfred Mettke,
Oberstudiendirektor a. D.

Bisher liegen vor:

Bauckholt, Grundlagen und Bauelemente der Elektrotechnik, 7. Auflage

Felderhoff/Busch, Leistungselektronik, 4. Auflage

Felderhoff/Freyer, Elektrische und elektronische Messtechnik, 8. Auflage

Hofmann/Spindler, Werkstoffe in der Elektrotechnik, 8. Auflage

Freyer, Nachrichten-Übertragungstechnik, 7. Auflage

Heiderich/Meyer, Probleme lösen mit C/C++, 3. Auflage

Knies/Schierack, Elektrische Anlagentechnik, 6. Auflage

Schaaf, Mikrocomputertechnik, 6. Auflage

Seidel/Hahn, Werkstofftechnik, 11. Auflage

HANSER

Werkstoffe in der Elektrotechnik

Grundlagen – Struktur – Eigenschaften
Prüfung – Anwendung – Technologie

von Hansgeorg Hofmann und Jürgen Spindler

begründet von Hans Fischer †

8., aktualisierte Auflage

mit 331 Bildern, 91 Tabellen
sowie zahlreichen Beispielen, Übungen und Testaufgaben

HANSER

Die Autoren

Dr.-Ing. Hans Fischer † (Begründer des Lehrbuches)

Prof. Dr. rer. nat. Hansgeorg Hofmann
Hochschule Mittweida, Fakultät Maschinenbau

Prof. Dr.-Ing. habil. Jürgen Spindler
Hochschule Mittweida, Fakultät Maschinenbau



Bibliografische Information der Deutschen Nationalbibliothek

Die Deutsche Nationalbibliothek verzeichnet diese Publikation in der Deutschen Nationalbibliografie; detaillierte bibliografische Daten sind im Internet über <http://dnb.ddb.d-nb.de> abrufbar.

ISBN 978-3-446-45853-6

E-Book-ISBN 978-3-446-45863-5

Dieses Werk ist urheberrechtlich geschützt.

Alle Rechte, auch die der Übersetzung, des Nachdruckes und der Vervielfältigung des Buches, oder Teilen daraus, vorbehalten. Kein Teil des Werkes darf ohne schriftliche Genehmigung des Verlages in irgendeiner Form (Fotokopie, Mikrofilm oder ein anderes Verfahren), auch nicht für Zwecke der Unterrichtsgestaltung mit Ausnahme der in den §§ 53, 54 URG genannten Sonderfälle –, reproduziert oder unter Verwendung elektronischer Systeme verarbeitet, vervielfältigt oder verbreitet werden.

© 2018 Carl Hanser Verlag München

www.hanser-fachbuch.de

Lektorat: Manuel Leppert, M. A.

Herstellung: Katrin Wulst

Satz: Werksatz Schmidt & Schulz GmbH, Gräfenhainichen

Druck und Bindung: Hubert & Co. GmbH & Co. KG BuchPartner, Göttingen

Printed in Germany

Vorwort des Herausgebers

Was können Sie mit diesem Buch lernen?

Wenn Sie dieses Lernbuch durcharbeiten, dann erwerben Sie umfassende Kenntnisse über Werkstoffe, die Sie bei der Entwicklung von Projekten und für die Lösung produktionstechnischer Aufgaben benötigen.

Der Umfang dessen, was wir Ihnen anbieten, orientiert sich an:

- den Studienplänen der Hochschulen und Fachhochschulen für Technik,
- den Lehrplänen der Fachschulen für Technik in den Bundesländern.

Jeder Problemkreis wird in praxisgerechter, dem Stand der Technik entsprechender Form aufgearbeitet.

Das heißt, Sie können dabei stets folgenden Fragen nachgehen:

- Welches werkstofftechnologische Problem stellt sich dar?
- Welche Struktur und Eigenschaften der Werkstoffe liegen vor?
- Wo liegen die Lösungsmöglichkeiten und Grenzen?
- Welche Prüfverfahren sind einzusetzen?

Wer kann mit diesem Buch lernen?

Jeder, der

- sich weiterbilden möchte,
- elementare Kenntnisse in der Mathematik und den Naturwissenschaften besitzt,
- grundlegende Kenntnisse in der Elektrotechnik erworben hat.

Das können sein:

- Studierende an Hochschulen und Fachhochschulen in Bachelor- und Masterstudiengängen,
- Studierende an Berufsakademien und Ingenieure,
- Schüler an Fachschulen für Technik und Techniker,
- Schüler an beruflichen Gymnasien, Berufsoberschulen und Berufsfachschulen,
- Facharbeiter, Gesellen und Meister während und nach der Berufsausbildung,
- Umschüler und Rehabilitanden,
- Teilnehmer an Fort- und Weiterbildungskursen,
- Autodidakten

vor allem im Bereich der Elektrotechnik.

Wie können Sie mit diesem Buch lernen?

Ganz gleich, ob Sie mit diesem Buch in Schule, Betrieb, Lehrgang oder zu Hause im „stillen Kämmerlein“ arbeiten, es wird Ihnen endlich Freude machen.

Warum?

Ganz einfach, weil Ihnen hierzu in der technischen Literatur ein Buch vorgelegt wird, das bei der Gestaltung die Gesetze des menschlichen Lernens zur Grundlage macht. Deshalb werden Sie am Anfang jedes Kapitels über die **Kompetenzen** zuerst mit dem bekannt gemacht, was Sie am Ende gelernt haben sollen.

– Ein Lernbuch also –

Danach beginnen Sie, sich mit den **Lerninhalten** auseinander zu setzen. Schrittweise dargestellt, ausführlich beschrieben in der linken Spalte des Buches und umgesetzt in die technisch-wissenschaftliche Darstellung auf der rechten Spalte des Buches. Die eindeutige Zuordnung des behandelten Stoffes in beiden Spalten macht das Lernen leichter, umblättern ist nicht mehr nötig. Zur Vertiefung stellen Ihnen die Autoren **Beispiele** vor.

– Ein unterrichtsbegleitendes Lehrbuch. –

Jetzt können und sollten Sie sofort die **Übungsaufgaben** durcharbeiten, um das Gelernte zu festigen. Den wesentlichen **Lösungsgang** und das **Ergebnis** der Übungen haben die Autoren **am Ende des Buches** für Sie aufgeschrieben.

– Also, auch ein Arbeitsbuch mit Lösungen. –

Sie wollen sicher sein, dass Sie richtig und vollständig gelernt haben. Deshalb bieten Ihnen die Autoren am Ende jedes Kapitels **anwendungsorientierte Aufgaben als Selbstkontrolle** an. Ob Sie richtig geantwortet haben, sagen Ihnen die Lösungen zur Lernerfolgskontrolle am Ende des Buches.

– Eine Selbstkontrolle mit Lösungen. –

Trotz intensiven Lernens über Beispiele, Übungen und Selbstkontrollen verliert sich ein Teil des Wissens und Könnens wieder, wenn Sie nicht bereit sind, am Anfang oft und dann in immer längeren Zeiträumen zu wiederholen!

Das wollen Ihnen die Autoren erleichtern.

Sie haben die jeweils rechten Spalten des Buches so geschrieben, dass die wesentlichen Lerninhalte als Satz, stichwortartig, als Formel oder als Skizze zusammengefasst sind. Sie brauchen deshalb beim **Wiederholen und Festigen meistens nur die Zusammenfassungen nach den Unterkapiteln** zu lesen.

– Schließlich noch Repetitorium! –

Diese Arbeit ist notwendigerweise mit dem **Aufsuchen** der entsprechenden **Kapitel** oder dem Suchen von bestimmten **Begriffen** verbunden. Dafür verwenden Sie bitte das Inhaltsverzeichnis am Anfang und das Sachwortverzeichnis am Ende des Buches.

– Selbstverständlich mit Inhaltsverzeichnis und Sachwortverzeichnis. –

Sicherlich werden Sie durch die intensive Arbeit mit dem Buch **Ihre Bemerkungen zur Sache** unterbringen wollen, um es so zum individuellen Arbeitsmittel zu machen, das Sie auch später gerne benutzen. Deshalb haben wir für Ihre Notizen auf den Seiten Platz gelassen.

– Am Ende ist „Ihr“ Buch entstanden. –

Möglich wurde dieses Lernbuch für Sie durch die Bereitschaft der Autoren und die intensive Unterstützung durch den Verlag und seine Mitarbeiter. Beiden sollten wir herzlich danken.

Nun darf ich Ihnen viel Freude und Erfolg beim Lernen wünschen!

Der Herausgeber
Manfred Mettke

Vorwort

Mit der nun vorliegenden 8. Auflage der „Werkstoffe in der Elektrotechnik“ verfolgen die Autoren weiterhin das Ziel der Aktualisierung. Es sind Ergänzungen und Änderungen gegenüber der 7. Auflage notwendig geworden. Darüber hinaus besteht die Notwendigkeit einer Erweiterung der Darstellung eingesetzter neuer Werkstoffe, wie z. B. flüssigkristalliner Ferroelektrika. Unter Beibehaltung des Umfangs ergibt sich daraus zwangsläufig das Erfordernis, Kapitel zu Grundlagenkenntnissen aus Chemie und Physik zu komprimieren. Die für das Verständnis der Eigenschaften von Werkstoffen der Elektrotechnik unbedingt notwendigen Kenntnisse zu Atombau und Bindungszuständen behandeln die Lehrbücher der allgemein bildenden Schulen in hervorragender Weise. Die Autoren beschränken sich deshalb auf eine übersichtliche Zusammenfassung dieser Komplexe in Form von Begriffen, Tabellen und Definitionen.

Die didaktische Grundstruktur eines Lernbuches bleibt auch weiterhin erhalten. Im Aufbau der einzelnen Kapitel vermittelt der Gliederungspunkt Überblick eine Einführung in den zu behandelnden Stoff, die Formulierung der Kompetenzen am Beginn jedes Abschnittes gibt den Studierenden notwendige Hinweise für die Erarbeitung des Fachinhaltes. Durch die Zusammenfassungen besteht die Möglichkeit, den jeweils erreichten Wissensstand zu prüfen. Definitionen, Merksätze, Formeln u. ä. sind mit einer Schattierung unterlegt und damit hervorgehoben.

Die vorgenommenen Kürzungen und Streichungen seit der 7. Auflage zeigen sich besonders deutlich im Kapitel 2 „Das mechanische Verhalten von Werkstoffen“. Hier wurde der Teil „Ausgewählte Verfahren zur Bestimmung nichtelektrischer Werkstoffeigenschaften“ herausgenommen. Es werden nur diejenigen Prüfverfahren für mechanische und thermische Kenngrößen behandelt, die im Zusammenhang mit den nachfolgenden Kapiteln stehen. Die Darstellung der Leitungsmechanismen im Kapitel „Elektrisches Verhalten von Werkstoffen“ erfolgt nach gleichen Prinzipien.

Aus den Beurteilungen der Prüfaxemplare zur 7. Auflage konnten wir wiederum wertvolle Anregungen zur Aktualisierung der Normenangaben sowie eine Vereinheitlichung von Begriffen und Schreibweisen entnehmen.

Für die Hinweise der aufmerksamen und kritischen Leser sei herzlich gedankt. Trotz vielfältiger anderer Möglichkeiten, Informationen zu Werkstoffeigenschaften zu erhalten, bestätigen die positiven Einschätzungen zu unserem Buch die Richtigkeit der gewählten Methode der Stoffdarstellung in gedruckter Form für den angesprochenen Leserkreis.

Mittweida, im Sommer 2018

*Hansgeorg Hofmann
Jürgen Spindler*

Dank der Autoren

Es ist uns ein Bedürfnis an erster Stelle dem Herausgeber, Herrn Dipl.-Gewerbelehrer Manfred Mettke für seine freundliche Begleitung und wertvolle fachliche Beratung herzlich zu danken.

Wir bedanken uns bei den Mitarbeiterinnen und Mitarbeitern im HANSER-Verlag, insbesondere Frau Wulst und Herrn Leppert, für die Unterstützung zur Herausgabe der achten Auflage.

Mittweida, im Sommer 2018

*Hansgeorg Hofmann
Jürgen Spindler*

Inhalt

Verwendete Formelzeichen (Fz) mit Einheiten (E) und Abkürzungen	13
1 Grundlagen	
1.0 Überblick	19
1.1 Atombau und Bindungen	21
1.1.1 Elektronenverteilung im Einzelatom	21
1.1.2 Bindungszustände	24
1.1.2.1 Atombindung	24
1.1.2.2 Ionenbindung	29
1.1.2.3 Metallbindung	31
1.2 Bildung von Ordnungszuständen in festen metallischen und nichtmetallischen anorganischen Werkstoffen	34
1.2.1 Ideale Kristallstruktur	36
1.2.2 Gittertypen	37
1.2.3 MILLERSche Indizierung zur Angabe der Lage von Gitterebenen	42
1.2.4 Reale Kristallstruktur	43
1.3 Bildung von Ordnungszuständen in flüssigkristallinen Werkstoffen	48
1.3.1 Nematische Phasen	49
1.3.2 Cholesterische Phasen	51
1.3.3 Smektische Phasen	52
1.3.4 Kolumnare Phasen	53
1.3.5 Ausblick	53
1.4 Bildung von Phasen, Phasengleichgewichtsdiagramme	55
1.4.1 Phasenübergang flüssig-fest und fest-flüssig; Schmelzen und Erstarren	55
1.4.2 Zustandsdiagramme von metallischen Zweistoffsystemen	59
1.4.2.1 Legierungen mit vollständiger Löslichkeit der Komponenten im flüssigen Zustand und Unlöslichkeit im festen Zustand (V-Diagramm)	62
1.4.2.2 Legierung mit vollständiger Löslichkeit der Komponenten im flüssigen und völliger Löslichkeit im festen Zustand (Linsendiagramm)	64
1.4.2.3 Legierungen mit vollständiger Löslichkeit der Komponenten im flüssigen und teilweiser Löslichkeit im festen Zustand (Mischungslücke)	66
Selbstkontrolle zu Kapitel 1	69
2 Das mechanische Verhalten von Werkstoffen	
2.0 Überblick	71
2.1 Ausgewählte mechanische und thermische Kenngrößen	72
2.1.1 Mechanische Werkstoffkenngrößen	72
2.1.1.1 Zugversuch nach DIN EN ISO 6892-1 für Metalle	72
2.1.1.2 Zugversuch für Kunststoffe nach DIN EN ISO 527-1	75
2.1.1.3 Härteprüfung	77
2.1.1.4 Schlagfestigkeit	78
2.1.2 Thermische Werkstoffkenngrößen	79
2.2 Das Verformungsverhalten metallischer Werkstoffe	82
2.2.1 Elastische und plastische Verformung	82
2.2.2 Kristallerholung und Rekristallisation	85

2.3	Das Verformungsverhalten nichtmetallischer Werkstoffe	90
2.3.1	Das Verformungsverhalten polymerer organischer Werkstoffe	90
2.3.2	Das Verformungsverhalten nichtmetallischer anorganischer Werkstoffe	93
	Selbstkontrolle zu Kapitel 2	97
3	Das elektrische Verhalten von Werkstoffen	
3.0	Überblick	99
3.1	Ursachen der elektrischen Leitfähigkeit im Festkörper	99
3.2	Leitungsmechanismen	102
3.2.1	Leiter	102
3.2.2	Nichtleiter	105
3.2.3	Halbleiter	105
3.2.4	Supraleiter	107
	Selbstkontrolle zu Kapitel 3	110
4	Elektrochemisches Verhalten metallischer Werkstoffe	
4.0	Überblick	111
4.1	Redox-Reaktionen und das elektrochemische Potenzial	111
4.2	Galvanische Zellen	116
4.2.1	Zellen mit Metall-Anoden (Minuspole)	119
4.2.2	Zelle mit Li ⁺ -Ionen als Elektroden	121
4.3	Brennstoffzellen	125
4.4	Die Elektrolyse	128
4.5	Die elektrochemische Korrosion	130
	Selbstkontrolle zu Kapitel 4	134
5	Leiterwerkstoffe	
5.0	Überblick	136
5.1	Der spezifische elektrische Widerstand	136
5.2	Werkstoffe für kompakte Leiter	144
5.3	Werkstoffe für Leitschichten und Schichtkombinationen	155
	Selbstkontrolle zu Kapitel 5	162
6	Widerstandswerkstoffe	
6.0	Überblick	163
6.1	Werkstoffe für kompakte Widerstände	163
6.1.1	Präzisions- und Messwiderstände	164
6.1.2	Heizwiderstände (DIN 17470)	165
6.1.3	Werkstoffe für Dehnungsmessstreifen	166
6.2	Werkstoffe für Widerstandsschichten	168
	Selbstkontrolle zu Kapitel 6	172
7	Kontaktwerkstoffe	
7.0	Überblick	174
7.1	Der bewegte Kontakt	174
7.1.1	Physikalische und chemische Vorgänge am Kontakt	175
7.1.2	Werkstoffe für bewegte Kontakte	178
7.2	Der feste Kontakt	182
	Selbstkontrolle zu Kapitel 7	189

8 Halbleiterwerkstoffe	
8.0 Überblick	190
8.1 Werkstoffe für Sperrschicht gesteuerte Halbleiterbauelemente	191
8.1.1 Leitungsmechanismen, die n- und p-Leitung	193
8.1.2 Die spezifische elektrische Leitfähigkeit von Halbleiterwerkstoffen	196
8.1.3 Vorgänge am p-n-Übergang	198
8.1.4 Vorgänge in der p-n-p- bzw. n-p-n-Grenzschicht	206
8.1.5 Vorgänge im Feldeffekttransistor (FET)	208
8.2 Werkstoffe für Volumenhalbleiterbauelemente	210
8.2.1 Werkstoffe für Fotowiderstände	211
8.2.2 Werkstoffe für HALL-Sonden	212
8.2.3 Werkstoffe für Thermistoren und Varistoren	213
Selbstkontrolle zu Kapitel 8	216
9 Isolierstoffe und dielektrische Werkstoffe	
9.0 Überblick	218
9.1 Elektrische Kenngrößen	220
9.1.1 Spezifischer Durchgangswiderstand (Innenwiderstand)	220
9.1.2 Oberflächenwiderstand	221
9.1.3 Kriechstromfestigkeit	222
9.1.4 Durchschlagfestigkeit	222
9.2 Dielektrisches Verhalten	225
9.2.1 Polarisierung und Polarisationsmechanismen	225
9.2.2 Permittivitätszahl (Dielektrizitätszahl)	228
9.2.3 Dielektrischer Verlustfaktor	230
9.2.4 Temperatur- und Frequenzabhängigkeit	231
9.3 Isolierstoffe	233
9.3.1 Isolierstoffe für Kabel und Leitungen	234
9.3.2 Isolierstoffe für elektronische Baugruppen und Bauelemente	235
9.4 Dielektrika für Kondensatoren	244
9.5 Dielektrika für Sensoren und Aktuatoren	249
Selbstkontrolle zu Kapitel 9	255
10 Supraleitende Werkstoffe	
10.0 Überblick	257
10.1 Werkstoffentwicklung und Anwendungsmöglichkeiten	257
Selbstkontrolle zu Kapitel 10	263
11 Magnetwerkstoffe	
11.0 Überblick	264
11.1 Das magnetische Verhalten von Werkstoffen	264
11.1.1 Magnetische Größen	264
11.1.2 Ursachen des Magnetismus	266
11.2 Ferromagnetische Werkstoffe	272
11.2.1 Hartmagnetische Ferromagnetika	276
11.2.2 Weichmagnetische Ferromagnetika	281
11.3 Ferrimagnetische Werkstoffe	288
11.4 Magnetwerkstoffe für Speicher	292
Selbstkontrolle zu Kapitel 11	299

12 Lichtwellenleiter	
12.0 Überblick	301
12.1 Physikalische Grundlagen	301
12.2 Werkstoffe und Technologie	306
Selbstkontrolle zu Kapitel 12	311
13 Fertigungsverfahren in der Elektrotechnik und Elektronik	
13.0 Überblick	312
13.1 Verfahren der Si-Technologie	312
13.1.1 Einkristallines Silizium	312
13.1.2 Planartechnik	315
13.2 Metallisierung von Dielektrika	316
13.3 Leiterplattentechnik	321
13.3.1 Allgemeines	321
13.3.2 Technologische Varianten zur Leiterplattenherstellung	323
Selbstkontrolle zu Kapitel 13	331
Lösungsteil	
Lösungen der Übungen	332
Lösungen zur Selbstkontrolle	362
Verwendete und weiterführende Literatur	364
Bildnachweis	369
Sachwortverzeichnis	370

Verwendete Formelzeichen (Fz) mit Einheiten (E) und Abkürzungen

A	Bruchdehnung (Zugversuch)	1; %
A	Fläche, Querschnitt	m^2
A_N	Akzeptorniveau	eV
A_N	numerische Apertur	1
a	Abstand	m
a	Achsabschnitt, Gitterkonstante	1; nm
B	magnetische Flussdichte	$T = V \cdot s/m^2$
B_r	magnetische Remanenz (Flussdichte)	$T = V \cdot s/m^2$
B_S	Sättigungsinduktion	$T = V \cdot s/m^2$
b	Breite	m
b	Achsabschnitt, Gitterkonstante	1; nm
C	Kapazität	$A \cdot s/m^2$
C_S	Sperrschichtkapazität	$F = A/m$
c	Lichtgeschwindigkeit in Luft	m/s
c_0	Lichtgeschwindigkeit im Vakuum	m/s
c_1	Lichtgeschwindigkeit im Werkstoff	m/s
c	Achsabschnitt, Gitterkonstante	1; nm
D	elektrische Flussdichte (Verschiebungsdichte)	$A \cdot s/m^2$
D_0	elektrische Flussdichte im Vakuum	$A \cdot s/m^2$
D_N	Donatorniveau	eV
d	Durchmesser	m
d_0	Ausgangsdurchmesser	m
d	Plattenabstand	m
d	dielektrischer Verlustfaktor = $\tan \delta$	1
d	piezoelektrischer Koeffizient	$A \cdot s/N$
E	elektrische Feldstärke	V/m
E	elektrochemisches Potenzial	V
E_D	Durchschlagfestigkeit	V/m
E_{kin}	Energie der Bewegung	$N \cdot m = J$
E	Elastizitätsmodul	N/mm^2
E_0	Standardpotenzial, Normalpotenzial	V
e_0	Ladung eines Elektrons; 1 Elektron	$A \cdot s$
e^+	Ladung eines Defektelektrons (Loch)	$A \cdot s$
F	FARADAYSche Konstante	$A \cdot s/mol$
F	Kaft	N
F_0	Gewichtskraft	N
F_{max}	Höchstkraft	N
Fp	Schmelzpunkt	°C
f	Frequenz	1/s
HB	Härtezahl nach BRINELL	1
HR	Härtezahl nach ROCKWELL	1
HV	Härtezahl nach VICKERS	1
h	MILLERScher Index	1
h	PLANCKSches Wirkungsquantum	$W \cdot s^2, J \cdot s$
H	magnetische Feldstärke	A/m

H_c	Koerzitiv-Feldstärke	A/m
H_c	kritische Feldstärke	A/m
h	Höhe	m
I	elektrische Stromstärke	A
I_D	Durchlassstrom	A
I_{Diff}	Diffusionsstromstärke	A
I_E	Feldstrom	A
I_S	Sperrstrom	A
j	Stromdichte	C/m ² s
J	magnetische Polarisation	V · s/m ²
j_c	kritische Stromdichte	C/m ² s
J_r	magnetische remanente Polarisation	V · s/m ²
J_s	magnetische Polarisation bei Sättigung	V · s/m ²
K	K-Faktor für Dehnmessstreifen	1
K_c	Gleichgewichtskonstante	%
Kp	Siedepunkt	°C
k	MILLERScher Index	1
L, l	Länge	m
L_B	Länge nach dem Bruch	m
L_0	Ausgangslänge	m
l	MILLERScher Index	1
l	Nebenquantenzahl	1
M	Magnetisierung	A/m
$M(X)$	molare Masse	g
m	Masse	kg
m	Magnetquantenzahl	1
N_A	AVOGADROSche Zahl	N/mol
n	Anzahl	1
n	Anzahl der ausgetauschten Elektronen	1
n	Hauptquantenzahl	1
n	Brechzahl	1
n^-, ne^-	Dichte der Elektronen = Ladungskonzentration (-)	A · s/m ³
n^+, ne^+	Dichte der Defektelektroden = Ladungskonzentration (+)	A · s/m ³
n_i	Dichte der Ladungsträger (intrinsic) = Ladungskonzentration	A · s/m ³
$n(X)$	Anzahl der Mole (Stoffmenge)	1
p	Druck	N/m ² , bar, Pa
P	Leistung	W
P_0	Eingangslichtleistung	W
P_1	Ausgangslichtleistung	W
P	elektrische Polarisation	A · s/m ²
P_0	elektrische Polarisation des Vakuums	A · s/m ²
Q	elektrische Ladung	C = A · s
Q	spezifischer Energieverlust	W/m ³ ; W/kg
R	allgemeine Gaskonstante	J/kg · mol
R	elektrischer Widerstand	Ω
R_D	elektrischer Durchlasswiderstand	Ω
R_E	Engewiderstand	Ω
R_F	Fremdschichtwiderstand	Ω
R_H	Hallkonstante	m ³ /A · s
R_K	Kontaktübergangswiderstand	Ω
R_L	Leitungswiderstand	Ω

R_0	Oberflächenwiderstand	Ω
R_F	Flächenwiderstand	Ω/\square
R_m	Zugfestigkeit	N/mm^2
R_e	Streckgrenze	N/mm^2
$R_{p0,2}$	0,2-Dehngrenze	N/mm^2
R_{eH}	obere Streckgrenze	N/mm^2
R_{eL}	untere Streckgrenze	N/mm^2
R_p	Spannung bei einem bestimmten Betrag bleibender Dehnung	N/mm^2
r	Radius; Abstand	m
S	Stromdichte	A/m^2
S	Querschnitt der Probe (beim Zugversuch)	mm^2
S_0	Ausgangsquerschnitt	mm^2
s	Spinquantenzahl	1
t	Zeit	s
T	absolute Temperatur	K
T_c	kritische Temperatur, Sprungtemperatur	K
T_g	Glastemperatur	$^{\circ}C$
T_{Rmin}	Mindestrekristallisationstemperatur	K
T_s	Schmelztemperatur	K
TK	Temperaturkoeffizient	1/K
$TKQ = \alpha$	Temperaturkoeffizient des spezifischen elektrischen Widerstandes	1/K
U	elektrische Spannung	V
U_D	Durchlassspannung	V
U_{GS}	Steuerspannung	V
U_H	Hallspannung	V
U_S	Sperrspannung	V
U_T	Thermospannung	V
U_W	elektrische Spannung des Wirkstromes	V
v_D	Driftgeschwindigkeit von Ladungsträgern	m/s
v_{e-}	Driftgeschwindigkeit der Elektronen	m/s
v_{e+}	Driftgeschwindigkeit der Defektelektronen	m/s
V	Volumen	m^3
V	Verformungsgrad	%
V_{Ab}	Abkühlungsgeschwindigkeit	%s
V	magnetische Verluste	W/kg
V_h	magnetischer Hystereseverlust	W/kg
V_n	Nachwirkungsverlust	W/kg
V_w	magnetischer Wirbelstromverlust	W/kg
V_{krit}	kritischer Verformungsgrad	%
V_1	magnetischer Verlust bei 1 T	W/kg
v	Geschwindigkeit	m/s
W	Energie, Arbeit	Nm = J = Ws
W	Bindungsenergie	kJ/mol
W	elektrische Arbeit $W = Q \cdot U$	Ws
W_i	Bandabstand	eV
W_n	Abstand Donatorniveau/Leitungsband	eV
W_p	Abstand Akzeptorniveau/Grundband	eV
W_R^*	Höhe des Potenzialberges	eV
Z	Brucheinschnürung beim Zugversuch	%
Z	Zahl der Leitungselektronen in der Volumeneinheit	$1/m^3$
α (Alpha)	linearer Wärmeausdehnungskoeffizient	1/K

α	Dissoziationsgrad	%
α	differentielle Thermokraft (SEEBECK-Koeffizient)	mV/K
α	Dehnungszahl = $1/E$	mm ² /N
α	Dämpfungskoeffizient, kilometrische Dämpfung	dB/km α_s
	Streuungsverluste	dB/km
α_A	Absorptionsverluste	dB/km
α_V	Strahlungsverluste	dB/km
δ (Delta)	Bruchdehnung	%
δ	Verlustwinkel	Grad
ε (Epsilon)	Dehnung	1; %
ε	Permittivität	A · s/V · m
ε_0	Permittivität im Vakuum	A · s/V · m
ε_R	Reißdehnung	N/mm ²
ε_r	Permittivitätszahl	1
ε''	Verlustzahl = $\varepsilon_r \cdot d = \varepsilon_r \cdot \tan \delta$	1
η (Eta)	Wirkungsgrad	1; %
ϑ (Theta)	Temperatur	°C
ϑ_E	eutektische Temperatur	°C
ϑ_S	Schmelztemperatur	°C
κ (Kappa)	spezifische elektrische Leitfähigkeit	S/m
κ^-	Elektronenleitfähigkeit	S/m
κ^+	Defektelektronenleitfähigkeit	S/m
λ (Lambda)	spezifische thermische Leitfähigkeit	W/m · K
λ	Wellenlänge	m
λ_S	magnetostruktive Längenänderung bei der Sättigung	1
μ (My)	Permeabilität	V · s/A · m
μ	Ladungsträgerbeweglichkeit	m ² /V · s
μ^-	Beweglichkeit der Elektronen	m ² /V · s
μ^+	Beweglichkeit der Defektelektronen	m ² /V · s
μ_a	Anfangspermeabilität	V · s/A · m
μ_{\max}	maximale Permeabilität	V · s/A · m
μ_r	Permeabilitätszahl	1
μ_0	magnetische Feldkonstante	V · s/A · m
μ_4	Permeabilität bei 0,4 A/m	V · s/A · m
μ_B	BOHR'Sches Magneton = kleinstes magnetisches Moment	A/m ²
ν (Ny)	Strahlungsfrequenz	1/s
ρ (Rho)	spezifischer elektrischer Widerstand	$\Omega \cdot m$
ρ_D	spezifischer Durchgangswiderstand	$\Omega \cdot m$
ρ	Dichte eines Stoffes	g/cm ³
ρ_H	spezifischer Hautwiderstand	$\Omega \cdot m$
ρ_{th}	thermischer Anteil an ρ	$\Omega \cdot \mu$
ρ_S	Strukturfehleranteil an ρ	W · m
σ (Sigma)	mechanische Spannung = Zugspannung = Normalspannung	N/mm ²
σ_O	Oberflächenwiderstand	W
σ_R	Reißfestigkeit	N/mm ²
τ (Tau)	Schubspannung	N/mm ²
χ_e (Chi)	elektrische Suszeptibilität	1
χ_m	magnetische Suszeptibilität	1
ψ (Psi)	elektrischer Fluss	A · s/m ²
ΔE	abgestrahlter Energiebetrag	eV
ΔL	Längenzunahme	m
ΔT_U	Unterkühlung	°
Θ (Theta)	Akzeptanzwinkel	Grad

Abkürzungen

AFC	Alkaline Fuel Cell
AFM	Atomic Force Microscopy (Rasterkraftmikroskopie)
BCS-Theorie	BARDEEN-COOPER-SCHRIEFFER-Theorie
CAD	Computer-aided design
CCM	Ceramic Coated Metal
CECC	CENELEC Electronic Components Comitee
CNC	Computerized Numerical Control
CPU	Central Processing Unit
CVD	Chemical Vapor Deposition
DKL	Durchkontaktierte Leiterplatte
DMFC	Direct Methanol Fuel Cell
DMS	Dehnungsmessstreifen
DTA	differentielle Thermoanalyse
EMV	elektromagnetische Verträglichkeit
EN	Elektronegativität
ESS	emailliertes Stahlsubstrat
FELIX	Ferroelektrische Flüssigkristalle
FET	Feld-Effekt-Transistor
FLC	Ferroelectric Liquid Crystals
GB	Grundband
HAL	Hot Air Levelling
HOPG	hochorientierter pyrolytischer Grafit
HTSL	Hochtemperatur-Supraleiter
IEC	International Electronic Commission
IRED	Infrared Emitting Diode
LB	Leitungsband
LCD	Liquid Cristal Display
LCP	Liquid Cristal Polymers
LED	Light Emitting Diode
LP	Leiterplatte
LWL	Lichtwellenleiter
MASFET	Metal Alumina Semiconductor FET
MCFC	Molten Carbonate Fuel Cell
MELF	Metal Electrode Face Bonding
MIL	Military Standard (USA)
MISFET	Metal Insulator Semiconductor FET
MLL	Mehrlagagenleiterplatte (Multilayer)
MOSFET	Metal Oxide Semiconductor FET
MRI	Magnetic Resonance Imaging
NEMA	National Electrical Manufactures Association (USA)
NMA	nichtmetallisch-anorganisch
NMO	nichtmetallisch-organisch
NTC	Negativer Temperaturkoeffizient des elektrischen Widerstandes
OSP	Organische Passivierung
PAFC	Phosphoric Acid Fuel Cell
PBB	Polybromierte Biphenyle
PBDE	Polybromierte Diphenylether
PCF-LWL	Polymer Cladded Fibres-LWL
PEMFC	Proton Exchange Membran Fuel Cell

PZT	Blei-Zirkonat-Titanat
RoHS	Restriction of Hazardous Substances
RSFQ	Rapid Single Flux Quantum
SMD	Surface-mounted device
SMES	Superconducting Magnetic Energy Storage
SOFC	Solid Oxide Fuel Cell
SQUID	Superconducting Quantum Interference Device
SRP	Self Reinforcing Polymers
WEEE	Waste Electrical and Electronic Equipment

1 Grundlagen

1.0 Überblick

Die Eignung der Werkstoffe für eine praktische Anwendung beruht auf ihrer chemischen Zusammensetzung sowie der Art und Weise der räumlichen Verteilung der sich bindenden Teilchen. Damit werden die Eigenschaften der Werkstoffe im Wesentlichen durch den vorherrschenden Bindungszustand und ihre Struktur bestimmt (vgl. Bild 1.0-1). Die theoretischen Grundlagen für das Verständnis des Werkstoffverhaltens vermitteln Physik und Chemie. Zur Veranschaulichung der Bindungs- und Strukturverhältnisse finden vereinfachte Modellvorstellungen Verwendung.

Nicht ohne Grund ist das Elementarteilchen *Elektron* der Namenspatre der Elektrotechnik, hat es doch für die in der Elektrotechnik benutzten Werkstoffe eine fundamentale Bedeutung und wird uns deshalb vom Anfang bis zum Ende des Buches beschäftigen.

Der Elektrotechniker benötigt neben physikalischen und chemischen auch technologische Kenntnisse zum Verständnis und der Nutzbarkeit der Werkstoffeigenschaften, wie sie im Bild 1.0-2 zusammengefasst sind. Darüber hinaus gewinnt die Abschätzung der Umwelteinflüsse bei der Herstellung und Anwendung von Werkstoffen zunehmend Bedeutung.

Mit dem Begriff *Stoff* stehen andere geläufige Begriffe im Zusammenhang, wie *Masse*, *Materie* und *Aggregatzustand*.

Alle Werkstoffe lassen sich nach chemischen Gesichtspunkten einteilen in *Metalle* und *Nichtmetalle*; die Nichtmetalle in nichtmetallisch-organische (NMO) und nichtmetallisch-anorganische (NMA), die Metalle in Eisen- und Nichteisenermetalle. Dieses Einteilungsprinzip findet in der Darstellung des Bildes 1.0-3 Anwendung.

Neben den reinen Stoffen (chemisches Element, chemische Verbindung) begegnen uns in der Praxis Werkstoffe in Form von Mehrstoffsystemen (Legierungen, Lösungen, Mischungen). Ihr Eigenschaftsspektrum sowie die Verarbeitungs-

Physik: Lehre von messbaren Vorgängen in den Stoffen, ohne Umwandlung in andere Stoffe.

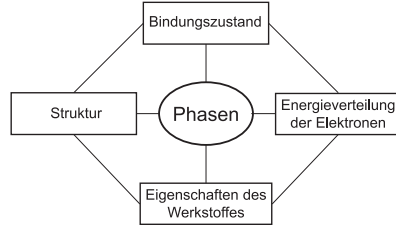


Bild 1.0-1 Ursachen der Werkstoffeigenschaften

Chemie: Lehre von den Stoffen und ihren Umwandlungen (chemische Bindungen und Reaktionen).

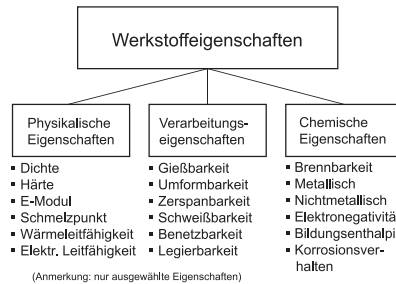


Bild 1.0-2 Übersicht wichtiger Eigenschaften von Werkstoffen der Elektrotechnik

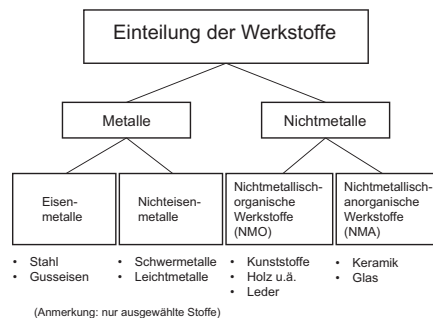


Bild 1.0-3 Einteilung der Werkstoffe

und Anwendungseigenschaften sind wesentlich variabler, die Methoden ihrer Darstellung sind wesentlich komplexer. Ein wichtiges Hilfsmittel dazu ist die exakte Beschreibung des Gefüges und die Auswertung der entsprechenden Phasengleichgewichtsdiagramme (Zustandsdiagramme).

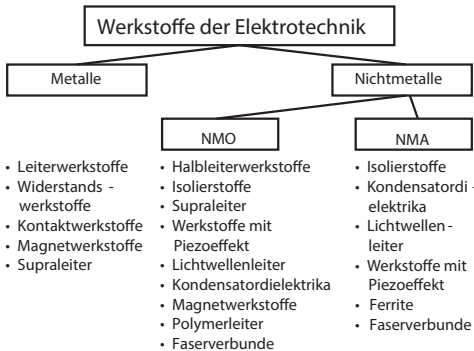


Bild 1.0-4 Einteilung der Werkstoffe der Elektrotechnik

Eine Übertragung des Prinzips der Werkstoff-einteilung des Bildes 1.0-3 auf die Werkstoffe der Elektrotechnik führt zur Darstellung im Bild 1.0-4. Sie entspricht der Gliederung dieses Lernbuches.

Die aktuelle Werkstoffssituation lässt sich durch die technische Ausschöpfung aller Eigenschaften bisher genutzter Werkstoffe charakterisieren und schließt die ständige Erweiterung der Werkstoffpalette ein. Das setzt solides Grundlagenwissen der Werkstofftechnik voraus.

Merkmale der aktuellen Werkstoffssituation:

- zunehmende Anforderungen hinsichtlich thermischer und chemischer Belastbarkeit,
- geringe Masse bei gleichem Leistungsvermögen (Energie),
- frei von Materialfehlern (Zuverlässigkeit),
- Mangel an Rohstoffen und Energie,
- Möglichkeit des Recycling,
- Kostendruck.

Materie:

Materie kann in verschiedenen Erscheinungsformen existieren, z.B. als Masse in Form von Teilchen oder Energie in Form der Welle.

Der Begriff *Materie* kann demzufolge nicht nur auf die *Masse* reduziert werden.

Masse:

Die Angabe der Masse erfolgt üblicherweise in den Einheiten g, kg und t; die SI-Einheit ist das *Kilogramm* (kg).

Aggregatzustand:

Stoffe können fest, flüssig, gasförmig oder plasmatisch vorliegen.

Bevorzugt kommen Werkstoffe im festen Zustand zum Einsatz.

1.1 Atombau und Bindungen

Kompetenzen

Für die chemische Reaktivität eines Atoms ist die Struktur seiner Elektronenhülle entscheidend. Ihre Beschreibung erfolgt mithilfe der Quantenzahlen: Haupt-, Neben-, Magnet- und Spinquantenzahl. Das findet sich wieder in der Anordnung der Elemente im Periodensystem.

In Abhängigkeit vom Atombau einzelner Elemente ergeben sich bei der Wechselwirkung mehrerer Atome unterschiedliche Bindungszustände. Bei gleichartigen Atomen ist die Elektronegativitätsdifferenz gleich Null. Das Ergebnis der Bindungsbildung sind Moleküle. Es bilden sich Molekülorbitale aus, in denen sich die Elektronen in einer gemeinsamen Elektronenhülle aufhalten oder es entsteht ein Metallgitter aus Metallkationen und einem sogenannten Elektronengas. Binden sich Atome unterschiedlicher Elemente, ergibt sich jetzt eine Elektronegativitätsdifferenz, es entsteht eine polarisierte Bindung, auch hier entstehen Moleküle. Die Wechselwirkung zwischen ihnen fasst man unter den Begriffen zwischenmolekulare Bindung oder auch nebenvalente Bindung zusammen. Das Ausmaß der Wechselwirkung bestimmt wesentlich die Eigenschaften dieser Stoffe. Überschreitet die Elektronegativitätsdifferenz ein bestimmtes Maß, entstehen keine Moleküle, sondern Ionen, deren elektrostatische Anziehung zum Ionengitter führt.

1.1.1 Elektronenverteilung im Einzelatom

In den Lehrbüchern der Chemie und der Physik werden die in diesem Zusammenhang verwendeten Begriffe ausführlich dargelegt. Darum kann in diesem Lernbuch auf eine nochmalige Darstellung verzichtet werden. Die erforderlichen theoretischen Grundlagen werden deshalb in einer zusammenfassenden Form aufgeführt.

- Ein Atom besteht aus einem Kern und einer Elektronenhülle (siehe Tabelle 1.1-1).
- Im Kern sind die Protonen konzentriert. Jedes Proton trägt die positive Elementarladung. Außerdem enthält der Kern noch Neutronen. (→ Isotope)
- Die Hülle ist Aufenthaltsort der Elektronen. Jedes Elektron trägt die negative Elementarladung und besitzt gleichzeitig Teilchen- und Wellencharakter.
- Die Struktur der Elektronenhülle wird bestimmt durch die Quantelung der Energiezustände. Ihre Grundstruktur entspricht der Schalennummer aus dem BOHR'schen Atommodell und ist die Hauptquantenzahl n (siehe Tabelle 1.1-2).
- Die Elektronen halten sich mit einer bestimmten Wahrscheinlichkeit in Orbitalen auf.

Tabelle 1.1-1 Größen der Elementarteilchen

Einheit	Proton	Neutron	Elektron	
Masse	10^{-27} kg	1,6726	1,6749	0,00091
Ladung	10^{-19} As	+1,6	0–	–1,6

Kernladungszahl = Anzahl der Protonen im Kern
= Ordnungszahl

Tabelle 1.1-2 Besetzung der Elektronenniveaus

Hauptquantenzahl n	1	2	3	4	
Schale	K	L	M	N	
Orbital	s	2	2	2	2
	p	–	6	6	6
	d	–	–	10	10
	f	–	–	–	14
$2n^2$		2	8	18	32

- Je nach Geometrie des Orbitals unterscheidet man s-, p-, d- und f-Orbitale, die Form des Orbitals korrespondiert mit der Nebenquantenzahl l .
- Das s-Orbital ist kugelsymmetrisch, p-, d- und f-Orbitale besitzen bevorzugte Raumorientierung. Sie korrespondiert mit der Magnetquantenzahl m .
- Das Elektron besitzt einen Eigendrehimpuls. Daraus resultiert die Spinquantenzahl s . Sie charakterisiert zwei Zustände $+1/2 h$ bzw. $-1/2 h$.
- Jedes Orbital kann maximal 2 Elektronen mit entgegengesetztem Spin aufnehmen. (→ PAULI-Prinzip)
- Für die Auffüllung der Orbitale gilt das Prinzip der größten Multiplizität. Die p-, d- und f-Orbitale werden erst einfach mit Elektronen mit gleichgerichtetem Spin besetzt, erst danach erfolgt die maximale Besetzung mit Elektronen mit entgegengesetztem Spin. (→ HUNDSche Regel)

Die Elektronen der Hülle unterscheiden sich in ihrem Energieinhalt und ihrer räumlichen Verteilung um den Kern. Die Energieverteilung der Elektronen ist experimentell erfassbar durch die Aufnahme von Spektren. Die Entstehung von Linienspektren (Absorption, Emission) ist der praktische Beweis für die Existenz bestimmter erlaubter Energieniveaus der Elektronen.

Die räumliche Verteilung wird durch vier Quantenzahlen ausgedrückt. Die Elektronen halten sich als stehende Elektronenwellen in räumlichen Aufenthaltsgebieten, den Orbitalen auf. Durch Zufuhr von Energie (Wärme, elektrischer Funken, Bogen u. a.) erfolgt die Anregung von Elektronen der äußeren Niveaus. Sie gelangen sprunghaft von energetisch niederen zu höheren Niveaus, fallen nach sehr kurzer Zeit unter Abgabe des Energiebetrages ΔE zurück. Der ausgetauschte Energiebetrag ergibt sich nach der von M. PLANCK aufgestellten Formel (1).

$$\Delta E = h \cdot \nu = \frac{h \cdot c}{\lambda} \quad (1)$$

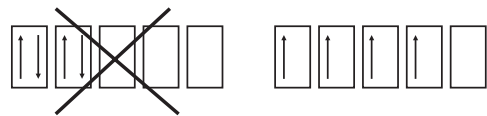
h = PLANCKsches Wirkungsquantum

ν = Strahlungsfrequenz

λ = Wellenlänge

c = Lichtgeschwindigkeit

z. B. $3d^4$



HUNDSche Regel

Charakteristika zur Besetzung der Energieniveaus

- Maximale Anzahl der e^- auf der Schale $= 2n^2$
- Orbitale gleichen Typs werden erst einzeln und dann paarig besetzt.
- Hauptquantenzahl = Periodennummer = Schale.
- Die Besetzung erfolgt nach einem energetischen und nicht nach einem räumlichen Prinzip.
- Hauptgruppenelemente füllen s- und p-Orbitale, Nebengruppenelemente die d-Orbitale auf.
- Die Hauptgruppennummer im Periodensystem entspricht der Anzahl der äußeren Elektronen.
- Die Besetzung mit 8 Elektronen (Edelgas-konfiguration) stellt einen sehr stabilen, d. h. reaktionsträgen Zustand dar.

Übung 1.1.1-1

Eisen hat das chemische Symbol ${}^{56}_{26}\text{Fe}$. Interpretieren Sie diese Symbolik. Nennen Sie die Zahl der Protonen, Neutronen und Elektronen. Ermitteln Sie die Anzahl der unpaarigen Elektronen im Eisenatom.

Übung 1.1.1-2

Identifizieren Sie die folgenden Elemente anhand nachstehender Aussagen über ihre neutralen Atome:

Atom (A): enthält 4 Protonen

Atom (B): hat die Ordnungszahl 12

Atom (C): enthält 11 Elektronen

Übung 1.1.1-3

Wenden Sie die Formel zur Errechnung der maximalen Besetzung einer Schale mit Elektronen für $n = 1, 2, 3$ und 4 an und stellen Sie das Ergebnis tabellarisch dar.

Übung 1.1.1-4

Welche der genannten Atomorbitale sind nicht existent: $3f, 3d, 4s, 4f, 2d, 2p$?

Übung 1.1.1-5

Ein Körper trägt eine elektrostatische Ladung von $3,93\text{ C}$. Welcher Anzahl von Elektronen entspricht diese Ladungsmenge?

Übung 1.1.1-6

Schreiben Sie die Elektronenkonfiguration (einschließlich Orbitaldiagramm) für die Atome der Elemente: Al, Si, Fe, Cu.

Übung 1.1.1-7

Ordnen Sie die folgenden Orbitale in der Reihenfolge, in der sie mit Elektronen besetzt werden: $4d, 4f, 3p, 3s, 5s$.

Übung 1.1.1-8

Viele der in der Elektrotechnik verwendeten Metalle sind Nebengruppenelemente. Begründen Sie mithilfe der Elektronenkonfiguration der Atome die Ähnlichkeit der Eigenschaften dieser Metalle.

1.1.2 Bindungszustände

In der Elektronenverteilung der Atome des jeweiligen Elementes finden wir wesentliche Ursachen für die Möglichkeiten der Ausbildung von Bindungen von zwei oder mehreren Atomen unter Bildung chemischer Verbindungen. In der Folge chemischer Reaktionen ergeben sich Änderungen in der Wechselwirkung der atomaren Stoffbausteine. Ihre Elektronen, hauptsächlich die äußeren, die Valenzelektronen, ordnen sich um. Durch chemische Reaktion von Ausgangsstoffen entstehen Reaktionsprodukte, die sich durch zwei prinzipielle Merkmale von den Ausgangsstoffen abheben:

- Reaktionsprodukte haben einen anderen Energieinhalt,
- Reaktionsprodukte erreichen einen neuen Ordnungszustand.

Das Zustandekommen chemischer Bindungen lässt sich von verschiedenen theoretischen Ansätzen aus beschreiben, wobei man sich idealisierter Modelle bedient. Die Vielfalt von Bindungszuständen in Stoffen vereinfacht man zu drei Modellen von Grundbindungstypen:

- Atombindung (homöopolare Bindung, kovalente Bindung),
- Ionenbindung (heteropolare Bindung, elektrovalente Bindung),
- Metallbindung.

1.1.2.1 Atombindung

Eine klassische Methode zur Erklärung der Umordnung von Elektronen beim Bindungsvorgang ist die Anwendung der von LEWIS aufgestellten Oktettregel, die im Wesentlichen aber nur auf Bindungszustände der ersten Achterperiode (2. Periode des PSE) zutrifft. Sie drückt das Bestreben jedes Atoms aus, sich beim Binden, so wie die Edelgasatome, mit acht Valenzelektronen zu umgeben, damit können z. B. vier Elektronenpaare entstehen. Das korrespondiert auch mit den hohen Ionisierungsenergien der Edelgasatome (siehe Bild 1.1-1). Elemente mit höheren Ordnungszahlen können darüber hinaus mehr als vier Elektronenpaare ausbilden (Aufweitung der Oktettregel).

Bei der Atombindung kommt es durch das Ineinandereindringen oder Überlappen von Atom-

Chemische Bindung:

Die Art der Wechselwirkung von Atomen und Atomgruppen in Molekülen, Kristallen, an Grenzflächen u. a. m.

Ionisierungsenergie:

Unter Ionisierungsenergie versteht man die Energie, die nötig ist, um ein Elektron aus der Hülle eines Atoms im Gaszustand zu entfernen.

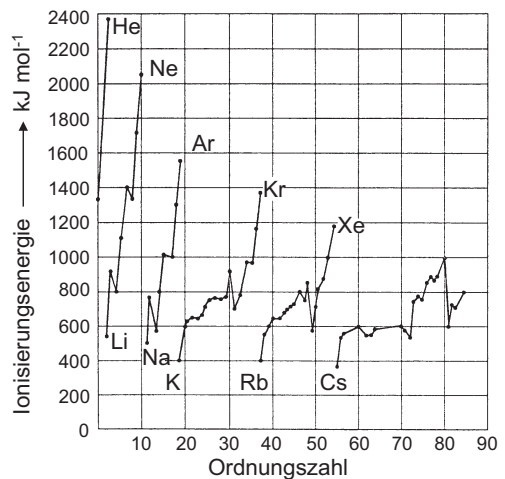


Bild 1.1-1 Ionisierungsenergie der Elemente

orbitalen zur Entstehung von Molekülorbitalen. Im einfachsten Fall ist das im Bild 1.1-2 für das H_2 -Molekül dargestellt. Es überlappen zwei kugelsymmetrische s-Orbitale.

Für das Zustandekommen der Atombindung gilt das Prinzip der maximalen Überlappung von bindenden Orbitalen mit dem Ergebnis des stabilsten Bindungszustandes. Sind am Bindungsvorgang p- oder d-Orbitale mitbeteiligt, dann kann eine maximale Überlappung nur in bestimmten Raumrichtungen erfolgen. Die Atome in einem solchen Molekül bilden untereinander stofftypische Bindungswinkel.

Im Falle der Bildung des Wassermoleküls stellt sich das folgendermaßen dar (Bild 1.1-3): Das Sauerstoffatom besitzt zwei unpaarig besetzte p-Orbitale, die senkrecht aufeinander stehen. Die s-Orbitale der sich bindenden zwei Wasserstoffatome könnten demzufolge mit einem Bindungswinkel von 90° überlappen. Eine Aufweitung auf ca. 105° , wie er auch real im Wassermolekül vorliegt, führt erst zur größtmöglichen Überlappung.

Vergleichbare Verhältnisse finden wir in solchen Molekülen wie NH_3 , CH_4 u. a. Damit entsteht die Frage, woraus resultieren die Kräfte, die zwischen den Molekülen im Stoff wirken, z. B. im flüssigen Wasser oder gar im Eis, im flüssigen Ammoniak usw.?

Moleküle aus Atomen des gleichen Elementes, wie z. B. H_2 , N_2 , O_2 sind unpolar, sie wirken nach außen elektrisch neutral. Bilden zwei verschiedene Atome eine Atombindung, dann ist diese Bindung polar. Aufgrund der unterschiedlichen Kernladungszahl und verschiedener Atomradien der sich bindenden Atome ist die elektrostatische Anziehung der beiden Kerne auf die Bindungselektronen unterschiedlich intensiv (unterschiedliche Elektronegativität). Die gemeinsame Elektronenwolke verschiebt sich zum Bindungspartner mit der höheren Elektronegativität (EN). Die Atombindung zwischen dem Sauerstoff- und Wasserstoffatom im Wassermolekül ist demzufolge polarisiert (EN Sauerstoff = 3,5, EN Wasserstoff = 2,1). Dadurch erhält das O-Atom eine partielle negative Ladung, das Wasserstoffatom eine partielle positive.

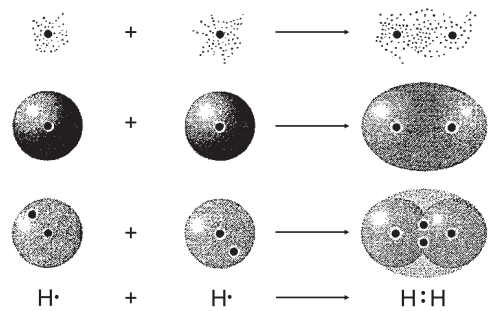
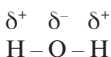


Bild 1.1-2 Bildung eines Wasserstoffmoleküls aus Wasserstoffatomen in der Schreibweise mit dem sog. gemeinsamen Elektronenpaar und in der Darstellung der Ausbildung des Molekülorbitals

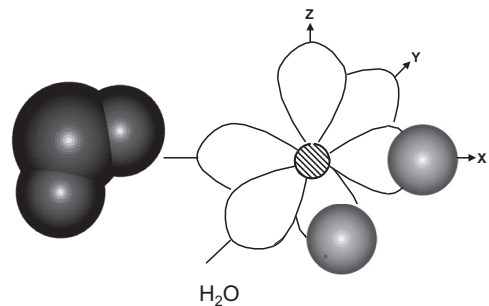


Bild 1.1-3 Bildung eines Wassermoleküls, Molekülorbital und Kalottenmodell

Wasserstoff-Brückenbindung:

In Stoffen aus Dipolmolekülen ziehen sich gebundene Wasserstoffatome und benachbarte freie Elektronenpaare von Sauerstoff-, Stickstoff- oder Halogenatomen elektrostatisch an.

Im Wassermolekül sind die Bindungen H-O-H gewinkelt. Dadurch fallen die Ladungen nicht in einem Schwerpunkt zusammen und es entsteht ein elektrischer Dipol (siehe Bild 1.1-4).

Für die Entstehung von Dipolen sind zwei Bedingungen erforderlich:

1. Ausbildung polarisierter Atombindungen durch unterschiedliche Elektronegativität der Bindungspartner.
2. Unsymmetrische Anordnung der Bindungspartner.

Zusätzlich zum Dipol bildet sich zwischen den H_2O -Molekülen die sogenannte *Wasserstoffbrückenbindung* aus. Im Methanmolekül beträgt die Elektronegativitätsdifferenz der C-H-Bindung 0,4; damit ist sie polarisiert. Da aber die Bindungspartner symmetrisch angeordnet sind, entsteht kein Dipolmolekül. Diese Symmetrie hat ihre Ursache im Vorgang der Hybridisierung der bindenden Orbitale des Kohlenstoffatoms. Im Grundzustand entspricht die Elektronenverteilung der in Bild 1.1-5 für das C-Atom dargestellten. Im Verlauf der Bindung entstehen vier bindungsenergetisch gleichwertige Hybridorbitale, die sich tetraedisch anordnen. Mit diesen vier unpaarig besetzten Hybridorbitalen können die s-Orbitale von vier Wasserstoffatomen maximal überlappen, es entsteht das symmetrische CH_4 -Molekül (Bild 1.1-6).

Das Kohlenstoffatom kann sich im Zustand der sp^3 -Hybridisierung nicht nur mit Wasserstoffatomen, sondern auch mit einem weiteren C-Atom und drei Wasserstoffatomen binden. Es entsteht das Molekül Ethan $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$. Das setzt sich in der homologen Reihe der Alkane fort.

Kommt es am C-Atom zur sp^2 -Hybridisierung (nur 3 Elektronen nehmen am Vorgang der Hybridisierung teil), entsteht zwischen den zwei C-Atomen eine Doppelbindung. Es entsteht das Molekül Ethen $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$. Derartige Moleküle lassen sich polymerisieren.

Bestimmte Werkstoffe, wie organische Stoffe, sind aus Molekülen aufgebaut. „Handhabbare“ Mengen solcher Stoffe bestehen aus einer großen Anzahl derartiger Moleküle. Ihre Wechselwirkung untereinander bestimmt wesentlich die Eigenschaften dieser Stoffe. Zur Veranschaulichung sollen uns das H_2O - und das CH_4 -Molekül dienen.

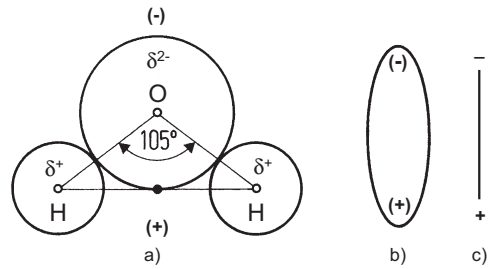


Bild 1.1-4 Das Wassermolekül als Dipol
a) realer Bindungswinkel
b) und c) vereinfachte Darstellung

Elektronegativität:

Sie ist ein relatives Maß für das Bestreben eines Atoms, in Verbindungen bindende Elektronen anzuziehen. Sie ist nicht direkt messbar und wird als dimensionslose Zahl angegeben.

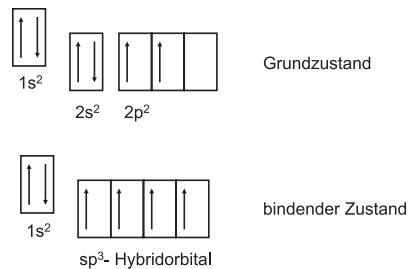


Bild 1.1-5 Besetzung der Energieniveaus des C-Atoms im Grundzustand und im bindenden Zustand, sp^3 -Hybridorbital

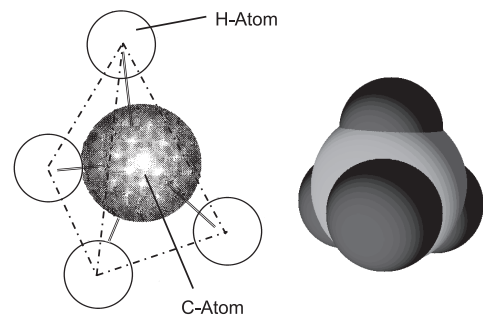


Bild 1.1-6 Tetraedermodele des Methans (sp^3 -Hybrid)

In einem Liter Wasser (1000 g) befinden sich ca. $3 \cdot 10^{25}$ H_2O -Moleküle, analoges gilt für CH_4 . Durch die elektrostatische Anziehung der Wasserdipole und der Entstehung von Wasserstoff-Brückenbindungen ordnen sich diese bei 0°C zu einem festen Verband, dem Molekülgitter (vgl. Bild 1.1-7).

Methan dagegen erstarrt erst bei -184°C in Form eines Molekülgitters, da es unpolar ist. Während im Molekül hauptvalente Bindungen mit einer Bindungsenergie von ca. $500 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ ausgebildet werden, bilden sich zwischen den Molekülen die sog. zwischenmolekularen Bindungen mit einer Bindungsenergie um eine bzw. zwei Größenordnungen kleiner aus. Gleichwertige Begriffe für zwischenmolekulare Bindungen sind nebenvalente Bindungen, Restvalenzbindungen und VAN DER WAALSsche Bindungen.

Neben der Dipol-Dipol-Wechselwirkung treten noch die Wasserstoff-Brückenbindung, der induzierte Dipol und die Dispersionskräfte (LONDON-Kräfte) als Nebenvalenzbindungen auf (Bild 1.1-8). Bei der Entstehung der Wasserstoff-Brückenbindung kommt es zwischen einer Gruppe R-H und dem freien Elektronenpaar des benachbarten Moleküls zu einer Wechselwirkung. Voraussetzung dafür ist die starke Elektronegativität von R, wodurch H eine partiell positive Ladung erhält.

Die Ladungswolke der Elektronen um jeden Atomkern ist zu irgendeinem beliebigen Zeitpunkt unsymmetrisch verteilt. Damit tritt eine momentane negative Ladungshäufung und damit verbunden ein momentanes Dipolmoment auf. Dieses induziert in benachbarten Atomen ebenfalls momentane Dipolmomente. Die so bewirkte elektrostatische Anziehung zwischen diesen Atomen nennt man LONDON-Kraft. Es sind sehr schwache nebenvalente Bindungskräfte, die allerdings immer wirksam sind.

Unter Berücksichtigung der VAN DER WAALSschen Bindungskräfte lassen sich Eigenschaften von z. B. Kunststoffen erklären. Die aus organischen Makromolekülen bestehenden Kunststoffe besitzen im Allgemeinen eine geringe thermische Stabilität sowie ein hohes Isoliervermögen für den elektrischen Strom. Mit der Größe der Moleküle nimmt die Anzahl der

Berechnung der Stoffmenge $n_X = \text{Anzahl der Mole (SI-Basiseinheit Mol)}$:

Die Anzahl von $6,02205 \dots \cdot 10^{23}$ Teilchen entspricht der Stoffmenge von einem Mol. Diese Angabe erhält die Bezeichnung AVOGADROSche Konstante $N_A [\text{mol}^{-1}]$.

Die Stoffmenge n_X einer chemischen Substanz ergibt sich als Quotient aus der jeweilig vorliegenden Teilchenzahl N_X und N_A :

$$n_X = N_X \cdot N_A^{-1} \quad (2)$$

Molare Masse: M_X

Sie ergibt sich als Produkt aus der absoluten (wahren) Masse des Teilchens n_X (Atom, Molekül) und N_A :

Beispiel:

1 mol $\text{H}_2\text{O} = 6 \cdot 10^{23}$ Moleküle $\text{H}_2\text{O} = 18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$M_X = N_A \cdot n_X \quad (3)$$

Der Index X steht für: Atome, Moleküle, Ionen, Elektronen, Protonen, Neutronen, Photonen usw.

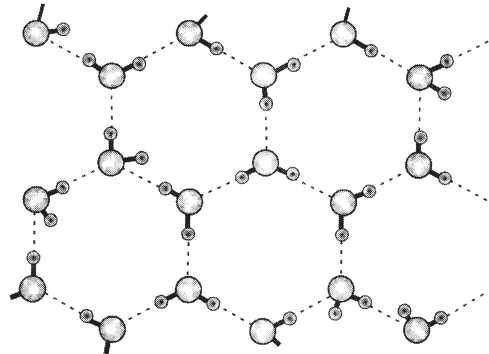


Bild 1.1-7 Zwischenmolekulare Bindungen im Eiskristall (H_2O fest)

			W/kJmol ⁻¹	
Dipol - Dipol	$\ominus \oplus$	$\oplus \ominus$	20	Orientierungskräfte
Dipol - Ind. Dipol	$\ominus \oplus$	$\oplus \ominus$	2	Induktionskräfte (Debye-Kräfte)
Wasserstoff-Brücke	R - H ... I - R'		50	
Dispersionskräfte (Londonkräfte)			1	temporäre Dipole

Bild 1.1-8 Arten zwischenmolekularer Bindungen (VAN DER WAALSsche Bindungen)

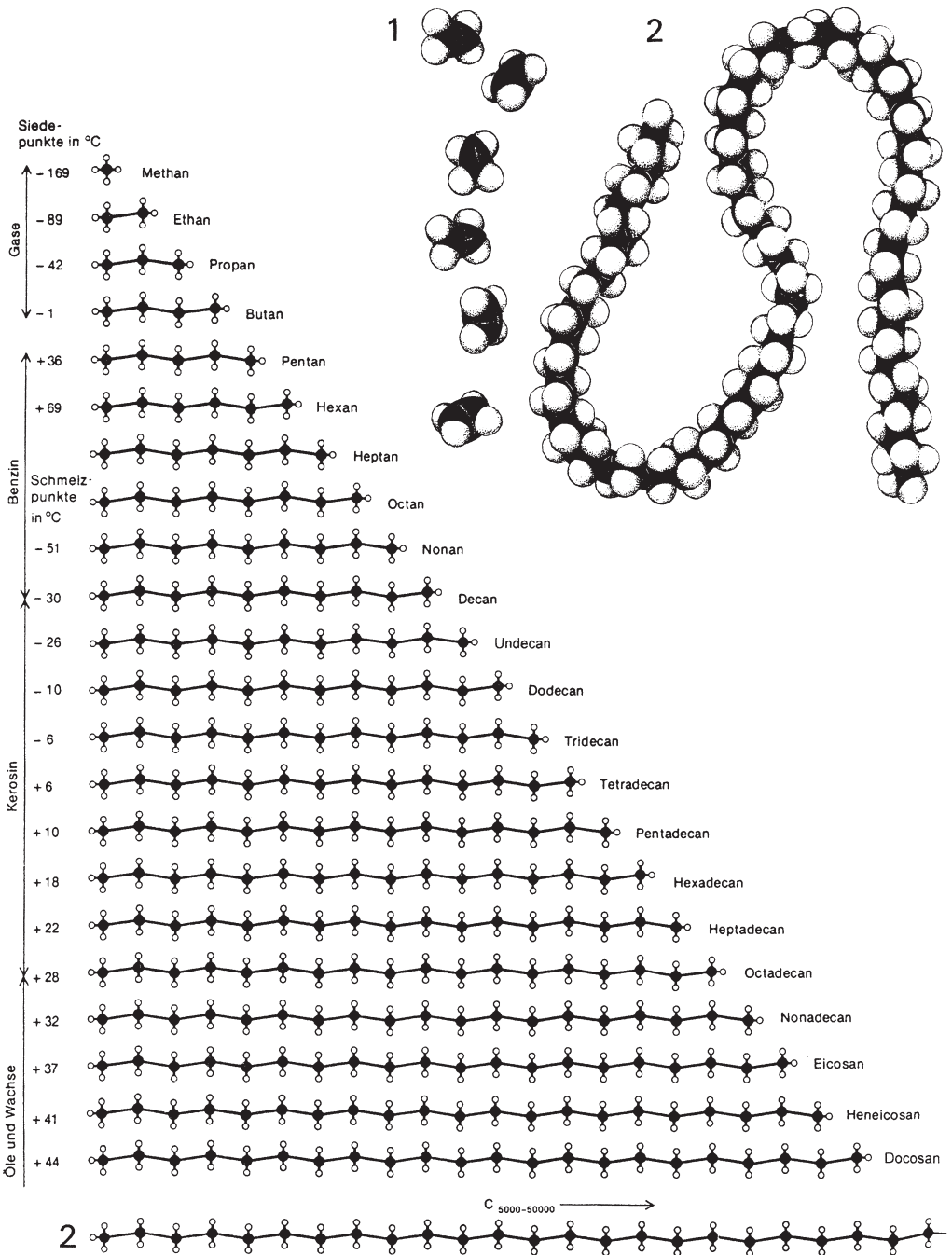


Bild 1.1-9 Thermisches Verhalten von Kohlenwasserstoffen (Siede- bzw. Schmelzpunkte)

1 = Ethenmolekül, 2 = Polyethenmakromolekül

nebenvalenten Bindungsmöglichkeiten (VAN DER WAALS-Kräfte) zu. In der homologen Reihe der Alkane nimmt mit steigender Größe der Moleküle der Schmelzpunkt zu, bis letztlich bei einem „Polyalkan“, wie dem Kunststoff Polyethen mit ca. 10.000 CH_2 -Gruppen ein technisch vielseitig verwendbarer Werkstoff vorliegt. Das wird im Kalottenmodell des Polyethens, siehe Bild 1.1-9, veranschaulicht.

Im Zustand der sp^3 -Hybridisierung kann jedes der vier Orbitale des C-Atoms mit einem benachbarten sp^3 -Orbital eines anderen C-Atoms überlappen. Von jedem C-Atom gehen zu vier benachbarten C-Atomen völlig gleichwertige Bindungen aus, die in die Ecken eines Tetraeders gerichtet sind. Es entsteht ein Ordnungszustand, der sich aus vielen elektrisch neutralen C-Atomen zusammensetzt – das Diamantgitter (siehe Bild 1.1-10).

Verallgemeinert spricht man von einem Atomgitter. Da die Bindungen in einem Atomgitter sehr stabil sind, zeigen solche Werkstoffe eine hohe thermische und mechanische Stabilität. Alle Elektronen sind am jeweiligen Atom lokalisiert, der Werkstoff ist ein Isolator.

Silizium als Werkstoff mit einem Atomgitter ist ebenfalls ein Isolator; allerdings nur bei tiefen Temperaturen. Mit steigender Temperatur nimmt die Leitfähigkeit zu (Eigenhalbleitung, siehe Kapitel 8).

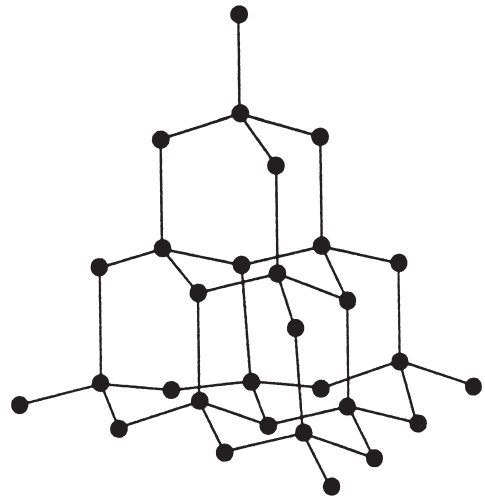


Bild 1.1-10 Ausschnitt aus dem Diamantgitter (● = C-Atom)

Ion:

Die Bezeichnung Ion (griechisch) bedeutet „Wanderer“, da unter Einwirkung eines elektrischen Feldes die positiv geladenen Kationen zur negativen Katode und die negativ geladenen Anionen zur positiven Anode wandern können.

1.1.2.2 Ionenbindung

Eine kovalente Bindung zwischen Atomen verschiedener Elemente ist immer polar. Wird die Polarisierung immer stärker, die Elektronegativitätsdifferenz immer größer, geht die polarisierte Atombindung in eine Ionenbindung über, Bild 1.1-11. Es kommt zur Elektronenabgabe unter Bildung eines positiven Atomrests, dem Kation und zur Elektronenaufnahme, unter Bildung eines negativen Teilchens, dem Anion. Stark vereinfacht entspricht das der Theorie von LEWIS zur Ausbildung der *Edelgaskonfiguration* (siehe Bild 1.1-12).

Zur Bildung von Kationen neigen insbesondere Elemente mit geringer Valenzelektronenzahl, z. B. die Metalle (Ionisierungsenergie klein, siehe Bild 1.1-1). Nichtmetalle bilden bevorzugt Anionen, Elemente der VI. und VII. Haupt-

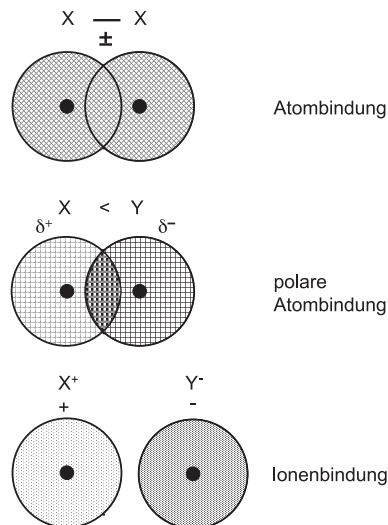
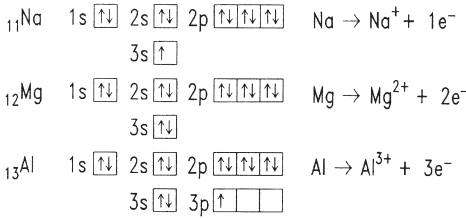
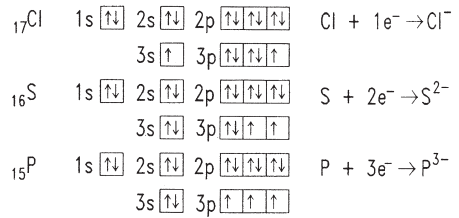


Bild 1.1-11 Übergang der polarisierten Atombindung in die Ionenbindung

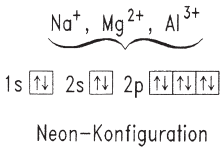
Elektronenkonfiguration des Atoms (Metall)



Elektronenkonfiguration des Atoms (Nichtmetall)



Elektronenkonfiguration des Kations



Elektronenkonfiguration des Anions

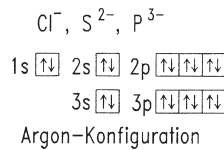


Bild 1.1-12 Entstehung von Ionen durch Ausbildung der Edelgaskonfiguration

gruppe. Die Zahl der abgegebenen bzw. aufgenommenen Elektronen bei der Ausbildung einer Ionenbindung stimmt immer überein. Zwischen Kationen und Anionen besteht eine starke elektrostatische Wechselwirkung. Die Anziehungskraft zwischen einem Kation und Anion lässt sich durch das COULOMBSche Gesetz beschreiben.

Im festen Zustand bilden Anionen und Kationen einen Ordnungszustand, das Ionengitter (Bild 1.1-13). Die Anziehungskräfte sind ungerichtet, sie wirken nach allen Richtungen des Raumes gleichermaßen. Die Ionen ordnen sich dabei so, dass ihr Verband ein minimales Volumen einnimmt und die Ladungen weitestgehend kompensiert sind. Das Ionengitter besitzt demzufolge eine hohe Bindungsenergie. Diese Stoffe haben deshalb hohe Schmelztemperaturen und sind spröde. Wird die COULOMBSche Anziehung abgeschwächt, so werden diese Ionen beweglich und das Gitter zerfällt.

Wasser als Dipolmolekül kann in Wechselwirkung mit den Ionen treten und die Auflösung derartiger Stoffe, z. B. von Salzen bewirken. Diesen Vorgang bezeichnet man als elektrolytische Dissoziation (Bild 1.1-14).

Mithilfe des elektrischen Stromes lassen sich die Ionen wieder entladen, es entsteht das Elementatom. Bei der galvanischen Abscheidung

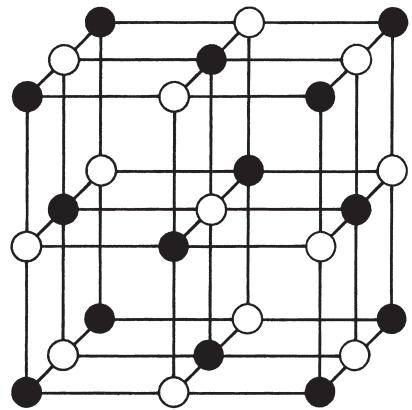


Bild 1.1-13 Ionengitter von NaF

COULOMBSches Gesetz:

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon} \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} \tag{4}$$

In SI-Einheiten:

F/N
 $\epsilon/\text{As} \cdot (\text{V} \cdot \text{m})^{-1}$
 Q/As

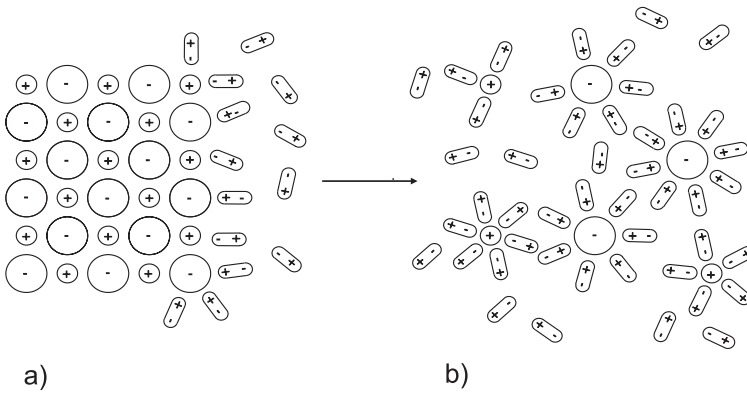


Bild 1.1-14 Auflösen eines Ionenkristalls durch Wasser
 a) Anlagerung der Dipolmoleküle an die Ionen des Kristallgitters
 b) Hydratisierte Ionen in der Lösung

von Metallen kommt diese Tatsache zur Anwendung. Das in der Elektrotechnik als Leitermetall bevorzugt verwendete Kupfer stellt man auf diesem Wege her.

Wird einem Salz Wärmeenergie zugeführt und es schmilzt, entstehen ebenfalls bewegliche Ionen. Dieser Vorgang trägt die Bezeichnung thermische Dissoziation. Aus solchen Schmelzen kann man wiederum durch Entladung der Kationen das Metall gewinnen, wie im Falle der Aluminiumherstellung (Schmelzflusselektrolyse).

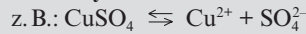
1.1.2.3 Metallbindung

Da die Außenelektronen der Metalle nur schwach gebunden sind (Ionisierungsenergie gering, siehe Bild 1.1-1) können sie daher leicht vom Atom abgegeben werden. Diese Elektronen sind nicht im Gitter lokalisiert und bilden das sog. „Elektronengas“. Zurück bleiben die im Metallgitter lokalisierten positiven „Atomrümpfe“. So entsteht die Metallbindung (Bild 1.1-15). Sie beruht also auf der elektrostatischen Wechselwirkung zwischen Metallkationen und im Festkörperverband beweglichen Elektronen, den Leitungselektronen.

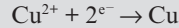
Eine für das Metall Aluminium stabile Konfiguration entsteht dann, wenn jedes Al-Atom seine Valenzelektronen abgibt. Die nun entstandene Gesamtheit aller Al-Kationen wird im Verband des festen Körpers durch die sie um-

Bildung und Entladung von Ionen:

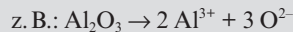
Elektrolytische Dissoziation



Galvanische Abscheidung



Thermische Dissoziation



Schmelzflusselektrolyse



Metallbindung:

elektrostatische Wechselwirkung zwischen Metallkationen und Elektronengas

Metallcharakter:

- Gute elektrische Leitfähigkeit
- Gute Wärmeleitfähigkeit
- Legierbarkeit
- Elektronenemission
- Metallischer Glanz

gebenden Elektronen zusammengehalten, sie sind gebunden. Die elektrostatische Anziehung zwischen den Elektronen und Kationen wirkt in allen Raumrichtungen gleichermaßen. Deshalb ist eine hohe Konzentration von Bausteinen, den Metallkationen, im Raumelement möglich. Es ergeben sich, ähnlich wie beim Bindungstyp *Ionenbindung*, dichtgepackte Gitterstrukturen.

Ein wesentlicher Unterschied des Metallgitters zum Ionengitter besteht darin, dass hier das Kationengitter durch die so gut wie masse- und volumenlosen Leitungselektronen zusammengehalten wird. Dadurch ergibt sich eine Verschiebbarkeit der Kationen zueinander. Die Metalle sind in vielen Fällen gut verformbar, sie sind duktil. Durch thermische Anregung (Aktivierung) können die Kationen des Metallgitters zum Verlassen ihres Gitterplatzes angeregt werden. Es kommt zur Erscheinung der Diffusion. Ebenso können andere Metallatome von außen in ein Metallgitter hinein diffundieren. Geht man von der Existenz des Elektronengases in Metallen aus, ist die charakteristische Eigenschaft der Metalle, die elektrische Leitfähigkeit, verständlich.

Das Kationengitter ermöglicht die Austauschbarkeit der Kationen eines Metalls gegen die eines anderen. So ist es z. B. möglich, im Gitter des Kupfers die Kupferionen durch Silberionen zu ersetzen, das Kupfer wird mit Silber legiert.

Auch viele andere charakteristische Eigenschaften der Metalle, wie das hohe Wärmeleitvermögen, die Elektronenemission, Metallglanz u. a. stehen in engem Zusammenhang mit dem Zustand der metallischen Bindung.

Übung 1.1.2-1

Geben Sie an, ob es sich bei den folgenden Substanzen um Elemente, Verbindungen oder Gemische handelt:

Milch, Silber, Kochsalz, Benzin.

Übung 1.1.2-2

Wie muss sich die Elektronenkonfiguration der Atome der Elemente Br, Ba, O und K verändern, damit eine Edelgaskonfiguration erreicht wird?

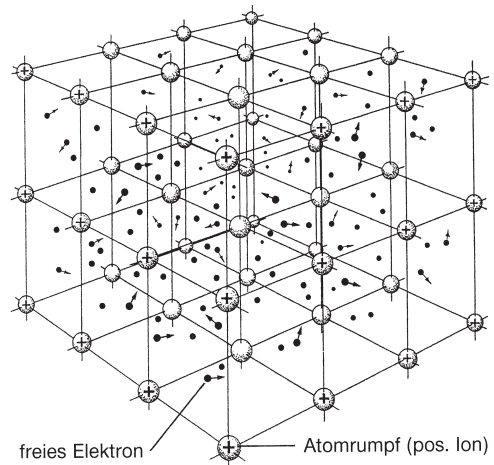


Bild 1.1-15 Metallgitter

Übung 1.1.2-3

Begründen Sie unter Verwendung der Ionisierungsenergien die Reaktionsfreudigkeit der Alkalimetalle und das reaktionsträge Verhalten der Edelgase. Wo finden Edelgase in der E-Technik Anwendung?

Übung 1.1.2-4

Was ist damit gemeint, wenn man sagt, dass die H-Cl-Bindung eine polare kovalente Bindung darstellt?

Übung 1.1.2-5

Wasser ist ein Dipolmolekül. Begründen Sie durch Betrachtung des Bindungszustandes diese Tatsache. Leiten Sie daraus die für die Elektrotechnik wichtigen Anwendungsfälle der Elektrolyse und der galvanischen Beschichtung ab.

Übung 1.1.2-6

Aluminium wird durch Schmelzflusselektrolyse aus Al_2O_3 hergestellt. Welcher Bindungszustand muss im Aluminiumoxid vorherrschen? Formulieren Sie die Gleichung für den Kationen- und Anodenvorgang.

Übung 1.1.2-7

Welcher Bindungstyp liegt in den folgenden Substanzen vor:

Zinkchlorid (ZnCl_2),
 Siliziumdioxid (SiO_2),
 Ammoniak (NH_3),
 Kupfer (Cu) und
 Ethan (C_2H_6).

Übung 1.1.2-9

In welchen Anwendungen in der Elektrotechnik haben die ähnlichen physikalischen und chemischen Eigenschaften Bedeutung?

Übung 1.1.2-8

Bestimmen Sie die molaren Massen von:

H_2SO_4 (Schwefelsäure; 30 % als Akkusäure),
 Al_2O_3 (Aluminiumoxid, Substratwerkstoff für Hybridschaltkreise),
 PbO_2 (Bleioxid; Plusplatte des Bleiakkus) und
 Fe_2O_3 (Eisen-III-oxid; Bestandteil von Ferriten)

Zusammenfassung: Atombau, Bindungen

- Aus der Ordnungszahl eines Elements ergibt sich die Anzahl der Elektronen in der Hülle.
- Eine modellhafte Darstellung der Quantenzahlen ergibt:
 - Die Hauptquantenzahl entspricht der Schalennummer im BOHRschen Modell ($n = 1, 2, 3, \dots$),
 - mit der Nebenquantenzahl erfolgt die Beschreibung der Geometrie des jeweiligen Orbitals (s, p, d, f),
 - die Magnetquantenzahl beschreibt die räumliche Orientierung der Orbitale ($m = 0, \pm 1, \pm 2, \dots$) und
 - aus der Spinquantenzahl ergibt sich der sogenannte „Drehsinn“ des Elektrons.
- Für eine Schale beträgt die maximale Besetzung $2n^2$.
- Jedes Orbital kann maximal zwei Elektronen mit entgegengesetztem Spin enthalten.
- Die Besetzung der Orbitale mit gleicher Nebenquantenzahl erfolgt erst einzeln und danach paarig.
- Als Hauptbindungsarten treten auf:
 - Atombindung (homöopolar), auch kovalente Bindung
 - Ionenbindung (heteropolar)
 - Metallbindung
- Zwischenmolekulare Bindungen entstehen durch:
 - Dipol-Dipol-Wechselwirkungen
 - Dipol-Ionen-Wechselwirkungen
 - Wasserstoff-Brückenbindungen
 - LONDONkräfte (temporäre Dipole)
- Der Bindungszustand bestimmt grundlegend die Eigenschaften eines Werkstoffes.

1.2 Bildung von Ordnungszuständen in festen metallischen und nichtmetallischen anorganischen Werkstoffen

Kompetenzen

Neben dem Bindungstyp der im festen Zustand vorliegenden Werkstoffe bestimmen ihre Eigenschaften die Anordnung der Bausteine (Atome, Ionen, Moleküle) im Raum. Den Zustand sehr hoher Ordnung widerspiegelt der Begriff Kristall, deren Struktur man zur Veranschaulichung in Modellen dargestellt. Dazu dient unter anderem die Elementarzelle, aus der Koordinationszahl und Gitterkonstante hervorgehen.

Metalle kristallisieren bevorzugt im kubischen und hexagonalen Kristallsystem. Nichtmetallisch-anorganische Werkstoffe, wie Keramik, bilden wesentlich kompliziertere Kristallgitter, Gläser liegen hauptsächlich im amorphen Zustand vor.

Durch Angabe von Gitterpunkt, Gittergerade und Gitterebene lässt sich das Gitter analytisch beschreiben. Für unsere Betrachtung steht die Lage von Gitterebenen im Vordergrund, sie erfolgt durch die MILLERSche Indizierung. Aufgrund der unterschiedlichen Besetzungsdichte der jeweiligen Gitterebenen folgt die Anisotropie des einzelnen Kristalls. In Abhängigkeit von den Zustandsgrößen Druck und Temperatur können sowohl Elemente als auch Verbindungen in verschiedenen Gittertypen, den Modifikationen, vorliegen, man spricht von Polymorphie.

Das reale Kristallgitter weist gegenüber dem idealisierten Modellfall eine Vielzahl von Defekten auf, die von bestimmendem Einfluss auf das Werkstoffverhalten sind.

In einem festen Körper können die Bausteine Atom, Ion und Molekül nach einem Ordnungsprinzip über das gesamte Volumen angeordnet sein. Das entspricht dem kristallinen Zustand. Dieser Zustand tritt uns in der Natur in mannigfacher Form entgegen. Wir treffen ihn in Form der Edelsteine, der Salze, der Erze bis hin zur Eisblume am Fenster. Auch ein Stück Metall ist aus solchen Kristallen aufgebaut, obwohl wir es nicht einfach mit bloßem Auge erkennen können.

Kristall:

Kristalle sind Anordnungen von Atomen, Ionen oder Molekülen, deren Abstände sich periodisch im Raum über eine Fernordnung wiederholen.

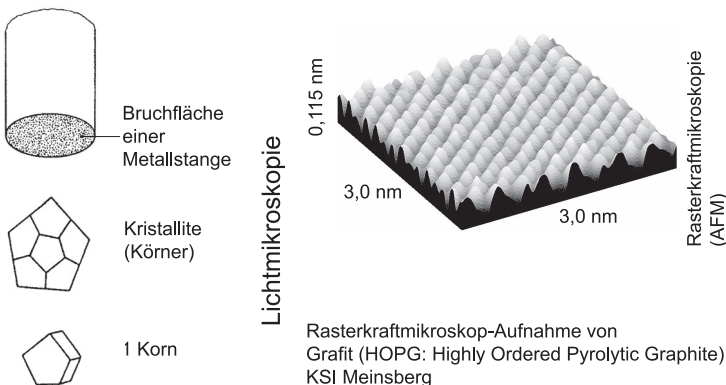


Bild 1.2-1 Experimentelle Möglichkeiten der Strukturuntersuchung von Metallen

Die Eigenschaft kristallin ist nicht unmittelbar an das äußere Erscheinungsbild von regelmäßigen geometrischen Körpern mit ebenen Flächen gebunden, sondern bezieht sich auf die Anordnung der „atomaren“ Bausteine in Kristallgittern. Zur Veranschaulichung des kristallinen Zustandes verwendet man Gittermodelle.

Im Bild 1.2-1 finden Sie eine schematische Übersicht zu experimentellen Möglichkeiten, den kristallinen Aufbau von Werkstoffen sichtbar zu machen.

Kristalliner Aufbau bedeutet die Anordnung der Bausteine (Ionen, Atome, Moleküle) wiederholt sich periodisch im Raum im Sinne einer Fernordnung. Eine Reihe von Stoffen besitzt eine derartige Fernordnung nicht. Es handelt sich um amorphe Stoffe, wie Kunststoffe, Gläser und amorphe Metalle (metallische Gläser).

Ein Instrument zur Entscheidung der Frage: kristallin oder amorph? ist die Röntgenstrahlung.

In gleicher Weise wie sichtbares Licht an einem Gitter gebeugt wird, werden die kurzwelligeren Röntgenstrahlen am Kristallgitter gebeugt. Eine Methode zur Strukturuntersuchung stellt die Röntgendiffraktometrie dar. Dabei setzt man eine Probe des Stoffes (Pulver oder Polykristall) monochromatischer Röntgenstrahlung aus. Ein Röntgendetektor wird so um die Probe herum bewegt, dass er einen Winkelbereich von etwa 120° erfasst. Es ergibt sich ein Diffraktogramm, in dem in Form von Peaks Intensitäten bei bestimmten Werten von 2θ auftreten (siehe Bilder 1.2-2 u. 1.2-3). Sie sind immer dann vorhanden, wenn es in der Kristallstruktur der Substanz Ebenen gibt, die mit der gewählten Wellenlänge die BRAGGSche Gleichung erfüllen. Die Methode der Röntgendiffraktometrie entwickelte sich zu einem wesentlichen experimentellen Instrument der Untersuchung kristalliner Strukturen. Mit ihrer Hilfe kann man außerdem den Gittertyp und damit Modifikationen eines Stoffes, kristalline Anteile, Reinheit, Kristallorientierung infolge Wärmebehandlung und Bearbeitung bestimmen. Anhand des Diffraktogramms lässt sich eine Substanz durch Vergleich mit den in Powder Diffraction File der Firma ICDD enthaltenen Daten identifizieren. Die für die Werkstoffforschung unentbehrliche

BRAGGSche Gleichung:
 $2d \sin\theta = n\lambda$

Baugruppen eines θ-θ-Diffraktometers

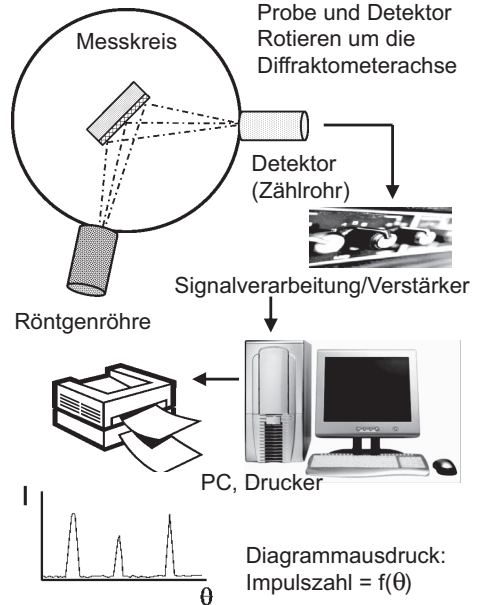


Bild 1.2-2 Schematischer Aufbau einer Röntgendiffraktometer-Anlage

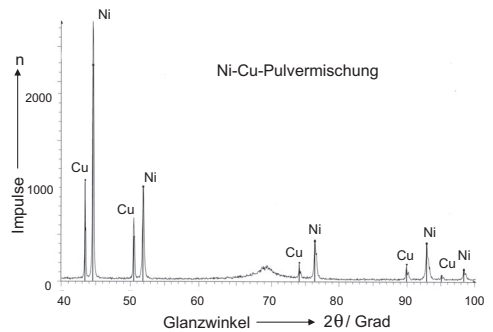
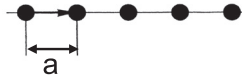
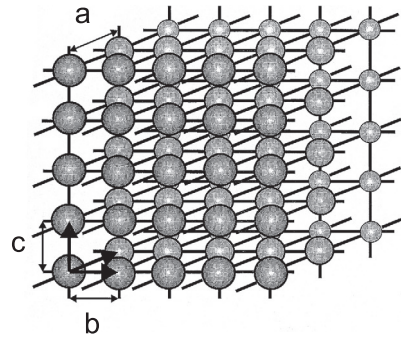
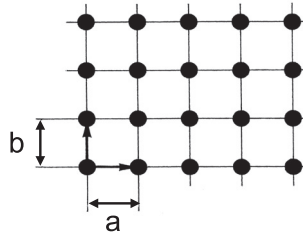


Bild 1.2-3 Röntgendiffraktogramm Ni-Cu-Pulvermischung

Punktreihe



Netzebene



Punkte = Gitterbausteine

Bild 1.2-4 Schema zur Bildung des Raumgitters

Methode der Röntgenstrukturanalyse geht zurück auf die Arbeiten des Nobelpreisträgers MAX VON LAUE und seinen Mitarbeitern aus dem Jahre 1912.

1.2.1 Ideale Kristallstruktur

In den Modellen zur Darstellung der Kristallstrukturen liegen die Gitterbausteine im Abstand a periodisch angeordnet vor. Es entsteht eine Punktreihe. Das Aneinanderlegen von Punktreihen mit dem Abstand b , der auch gleich a sein kann, ergibt die Netzebene oder Gitterebene. Das Stapeln von Netzebenen mit dem Abstand c führt zum Raumgitter, Bild 1.2-4.

Um die räumliche Verteilung der Bausteine im Kristall beschreiben zu können, legt man in das Raumgitter ein Koordinatensystem. Dabei gibt es folgende Festlegungen:

- Die Koordinatenachsen x , y und z sollen sich möglichst unter 90° bzw. 120° schneiden.
- Die Achsenkreuze sind „Rechtssysteme“, wie das im Bild 1.2-5 verdeutlicht ist.
- Der Periodenabstand der Gitterbausteine in x -, y - und z -Richtung erhält die Symbole a , b und c , sie sind die Gitterkonstanten.
- Die von den Achsen eingeschlossenen Winkel werden, wie im Bild 1.2-5 ersichtlich, mit α , β und γ bezeichnet.

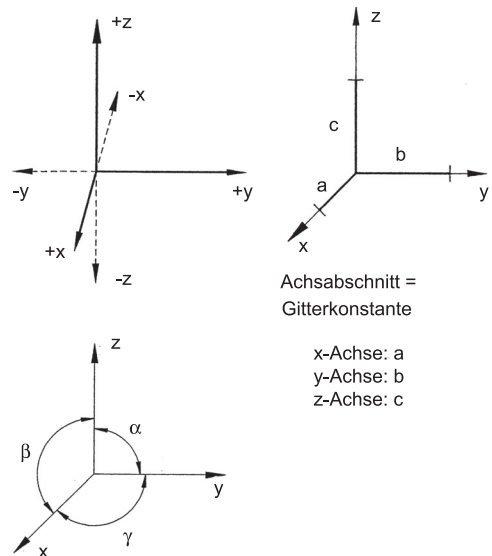


Bild 1.2-5 Achsrichtungen, Winkel und Achsenabschnitte im Koordinatensystem

Unter Berücksichtigung dieser vier Festlegungen lässt sich die Elementarzelle des Kristallgitters beschreiben. Alle möglichen Raumgitter kann man sieben verschiedenen Kristallsystemen zuordnen, die sich in der Variation von Gitterkonstanten und Achsenwinkeln unterscheiden (BRAVAIS-Gitter). In Abhängigkeit von der Packungsdichte der Gitterbausteine ergeben sich innerhalb eines Kristallsystems, z. B. dem kubischen, unterschiedliche Elementarzellen. Sie stellen den Gittertyp dar.

Die überwiegende Mehrzahl der Metalle kristallisiert in zwei Kristallsystemen, dem kubischen und dem hexagonalen. Nur diese sollen deshalb im Folgenden beschrieben werden.

1.2.2 Gittertypen

Das hexagonale Gitter (hdp)

Legt man gleich große Kugeln auf einer Ebene so dicht wie möglich aneinander, dann entsteht eine Struktur von Sechsecken (Hexagonen) mit einem Atom im Zentrum nach Bild 1.2-6. Sie stellt die hexagonaldichteste Kugel-Packung (hdp) dar.

Legt man in die drei Kugelmulden eines solchen Sechsecks drei „Atomkugeln“ als zweite Lage und auf diese als dritte Lage sieben Kugeln senkrecht über die sieben Kugeln der ersten Lage, so entsteht ein von 17 Kugeln gebildeter sechseckiger Körper, den man hexagonale Elementarzelle nennt (Bild 1.2-7). Für das hexagonale Kristallsystem gilt:

$a_1 = a_2 (= b) \neq c$ für die Gitterkonstanten und $\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$ für die Achsenwinkel.

Die Packungsdichte, so bezeichnet man das Verhältnis von massegefülltem zum Gesamt-raum einer Elementarzelle, beträgt hier 74 %. Die Packungsdichte korrespondiert mit der Koordinationszahl. Sie ist die Anzahl der nächstgelegenen Nachbarn eines Gitterbausteins. Im Gittertyp hdp beträgt sie 12.

Nach dem hdp-Typ kristallisieren:

Magnesium (Mg),
Zink (Zn),
Cadmium (Cd),
Kobalt (Co),
Titan (Ti),
Beryllium (Be).

Elementarzelle:

Sie ist die kleinste, sich im Gitteraufbau wiederholende Volumeneinheit.

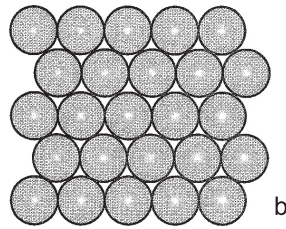
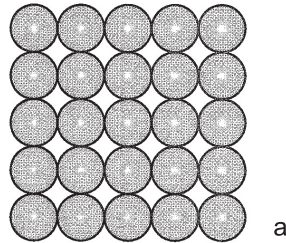


Bild 1.2-6 Packungsdichte von gleich großen Kugeln

a) einfache Packung von Kugeln in einer Ebene
b) dichteste Packung von Kugeln in einer Ebene

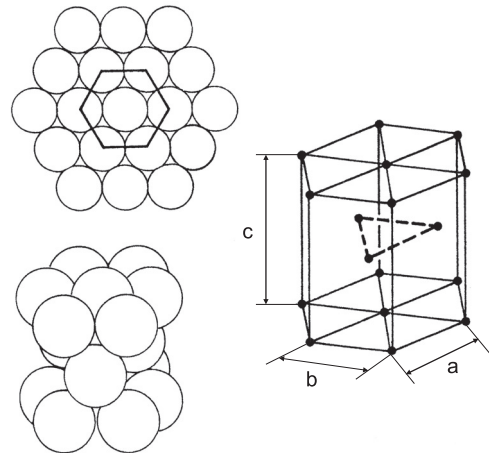


Bild 1.2-7 Hexagonales Raumgitter in dichtester Packung (hdp), Elementarzellen links Kugelmodell, rechts vereinfachte Darstellung

Für das mechanische Verhalten spielt der Gittertyp eine wesentliche Rolle. Die Verformbarkeit der hexagonal kristallisierenden Metalle ist im Allgemeinen gering.

Das kubische flächenzentrierte Gitter (kfz)

Das kubische System beinhaltet als Elementarzelle einen Würfel (Kubus), für den gilt:

$$a = b = c \text{ für die Gitterkonstanten und } \alpha = \beta = \gamma = 90^\circ \text{ für die Achsenwinkel.}$$

Das Raumgitter hat als Elementarzelle einen Würfel, dessen 8 Eckpunkte mit Bausteinen besetzt sind. Das entspricht dem sogenannten kubisch primitiven Raumgitter. Salze wie NaF, NaCl u. a. kristallisieren in diesem Typ. Metalle bilden Gittertypen höherer Packungsdichte. In dem kfz-Gitter, nach Bild 1.2-8, befindet sich im Schnittpunkt der Flächendiagonalen jeder der sechs Würfelflächen ein Baustein. Diese Elementarzelle kann man sich nach Bild 1.2-9 durch vier einfache (primitive) ineinander geschachtelte Kuben gebildet denken. Die Packungsdichte des kfz-Gitters hat denselben Wert von 74%, wie die des hdp-Gitters; die Koordinationszahl ist ebenfalls 12. Bild 1.2-10 veranschaulicht ein Gitter mit höchster Packungsdichte und einer Koordinationszahl von 12.

Nach dem kfz-Typ kristallisieren:

Aluminium (Al),
 γ -Eisen (γ -Fe),
 Nickel (Ni),
 Kupfer (Cu),
 Palladium (Pd),
 Silber (Ag),
 Platin (Pt),
 Gold (Au),
 Blei (Pb).

Alle im kfz-Typ kristallisierenden Metalle sind allgemein gut verformbar (duktil).

Das kubische raumzentrierte Gitter (krz)

Die Elementarzelle dieses Gittertyps ist nach Bild 1.2-11 ein Kubus, in dessen Raummittelpunkt ein neunter Baustein angeordnet ist. Man könnte sie sich nach Bild 1.2-12 durch zwei ineinander geschachtelte Kuben gebildet denken. Deshalb ist die Packungsdichte geringer, sie beträgt 68 %, die Koordinationszahl ist 8.

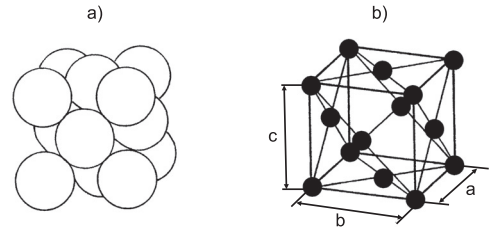


Bild 1.2-8 Elementarzelle des kfz-Gitters
 a) Kugelmodell
 b) schematische Darstellung

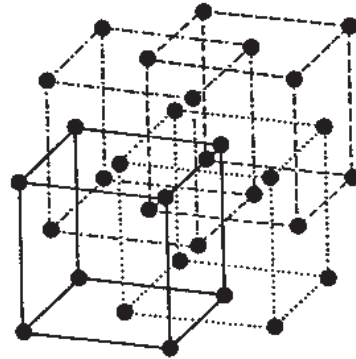


Bild 1.2-9 Entstehung des kfz-Gitters aus einfachen Kuben

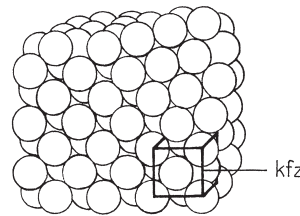


Bild 1.2-10 Kugelmodell vom kfz-Gitter

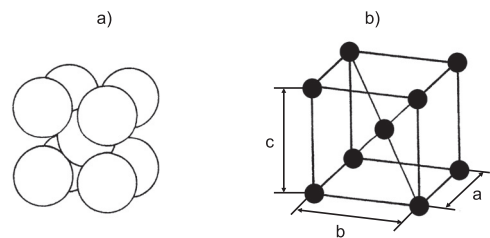


Bild 1.2-11 Elementarzelle des krz-Gitters
 a) Kugelmodell
 b) schematische Darstellung