

Institut für Werkstoffe des Bauwesens  
Fakultät für Bauingenieurwesen und Umweltwissenschaften

# Werkstoffe und Bauchemie I

## Einführung in die Bauchemie

Univ.-Prof. Dr.-Ing. K.-Ch. Thienel

Dr. rer. nat. M. Köberl

Herbsttrimester 2023

# Inhaltsverzeichnis

1	Einführung	5
2	Allgemeine Grundlagen	7
2.1	Aufbau der Atome	7
2.2	Das Periodensystem der Elemente	11
2.3	Atommasse, Stoffmenge, Mol, Stöchiometrie	14
2.4	Ionen, Elektronegativität, Oxidationszahl	15
3	Bindungsarten	18
3.1	Atombindung	18
3.2	Ionenbindung	20
3.3	Metallbindung	22
4	Aggregatzustände	26
4.1	Allgemeines	26
4.1.1	Der feste Zustand (s: solid)	26
4.1.2	Der flüssige Zustand (l: liquide)	26
4.1.3	Der gasförmige Zustand (g: gaseous)	26
4.2	Gasförmiger Zustand	26
4.3	Fester Zustand	27
4.3.1	Kristallaufbau	29
4.3.2	Baufehler in Kristallen	31
4.4	Phasengleichgewicht	35
4.5	Mischphasengleichgewicht, feste Lösungen	37
4.6	Lösungen, Kolloide, Dispersionen	39
4.6.1	Allgemeines	39
4.6.2	Echte Lösungen	40
4.6.3	Kolloiddisperse Systeme	41
5	Chemische Reaktionen	43

5.1	Chemisches Gleichgewicht, Massenwirkungsgesetz	43
5.2	Geschwindigkeit chemischer Reaktionen	43
5.2.1	Temperatur	44
5.2.2	Konzentration der Reaktionspartner	44
5.2.3	Druck	44
5.2.4	Reaktive Oberfläche	44
5.2.5	Katalyse	45
5.3	Arten chemischer Reaktionen	45
5.3.1	Redoxreaktion	45
5.3.1.1	Die Redoxreihe der Metalle	45
5.3.1.2	Die elektrochemische Spannungsreihe	46
5.3.2	Säure - Base - Reaktion	47
5.3.2.1	Allgemeines	47
5.3.2.1.1	Neutralisation	48
5.3.2.1.2	Verdrängung	49
5.3.2.2	Stärke von Säuren und Basen, <i>pH</i> -Wert	49
5.3.2.3	Wichtige Säuren, Salze, Indikatoren	50
5.3.3	Fällungsreaktion	51
5.3.4	Oxide und Hydroxide	52
5.3.4.1	Oxide	52
5.3.4.2	Hydroxide der Metalle	53
5.3.4.3	Hydroxide der Nichtmetalle	54
6	Chemie und Umwelt	56
6.1	Chemie der Luft	56
6.1.1	Zusammensetzung	56
6.1.2	Physikalische Eigenschaften von Luft	57
6.1.3	Chemische Eigenschaften von Luft	57

6.1.4	Luftverunreinigungen	58
6.1.4.1	Kohlendioxid	58
6.1.4.2	Ozon	59
6.1.4.3	Schwefeldioxid	61
6.1.4.4	Entschwefelung von Rauchgasen	62
6.1.4.5	Stickoxide	63
6.2	Chemie des Wassers	63
6.2.1	Wasserhärte	64
6.2.2	Baugrundwasser	65
6.2.3	Dampfdruck	66
6.2.4	Oberflächenspannung	67
6.2.5	Hydratation, Kristallwasser	68
7	Literatur	69

# 1 Einführung

Die „Einführung in die Bauchemie“ bildet zusammen mit „Allgemeine Grundlagen - Stoffkennwerte“ eine Vorlesung und gehört zum Modul „Werkstoffe und Bauchemie I“, das Bestandteil des Studiengangs „Bauingenieurwesen und Umweltwissenschaften“ an der Universität der Bundeswehr München ist. Die Einführung in die Bauchemie ist die erste Vorlesung, die sich im Zuge des Studiums mit den als Baustoffen eingesetzten Werkstoffen auseinandersetzt. Baustoffe sind in vielen Fällen nicht reine Stoffe, sondern Gemische, die mit anderen Baustoffen und ihrer Umgebung in unterschiedlicher Weise in Wechselwirkung treten können. Die Interaktionsfähigkeit der Baustoffe hängt von ihren chemischen und ihren physikalischen Eigenschaften ab. Zwischen beiden bestehen enge Zusammenhänge.

Das vorliegende Manuskript greift zunächst die allgemeinen chemischen Grundlagen auf, sofern sie für das Verständnis der im Folgenden behandelten Eigenschaften der Baustoffe benötigt werden. Ausgehend von den Grundelementen werden die Bindungsarten, die Aggregatzustände und die unterschiedlichen chemischen Reaktionen besprochen. Der Abschnitt Chemie und Umwelt behandelt zum einen die für die Wechselwirkung mit Baustoffen relevanten Bestandteile der Luft. Zum anderen werden einige baustoffrelevante Eigenschaften des Wassers angesprochen.

Im Verlauf des Produktlebenszyklus der Baustoffe gewinnen zunehmend die chemischen Mechanismen an Bedeutung, die zur Korrosion und damit letztlich zur Zerstörung von Baustoffen und im schlimmsten Fall von Bauwerken führen. Um diese gegenseitige Einwirkung zwischen Baustoffen und ihrer Umgebung verstehen zu können, sind grundlegende Kenntnisse der Chemie der Baustoffe erforderlich. Ungeachtet dessen gewinnt die Chemie – ähnlich wie im alltäglichen Leben - auch bei der maßgeschneiderten Entwicklung neuer Baustoffe und der Weiterentwicklung bekannter Baustoffe eine immer größere Bedeutung.

In den verbundenen Vorlesungen im Rahmen der Module Werkstoffe und Bauchemie I sowie Werkstoffe und Bauchemie II des Bachelorstudiums „Bauingenieurwesen und Umweltwissenschaften“ werden immer wieder die baustoffrelevanten chemischen Grundlagen aufgegriffen. Bei jeder Baustoffgruppe steht zunächst die Herstellung und die daraus zum Teil resultierenden Eigenschaften der Baustoffe im Vordergrund. Diese Teile leiten jeweils die entsprechenden werkstoffspezifischen Abschnitte der Vorlesungen ein. Durch diese Gliederung kann der Zusammenhang zwischen den chemischen Eigenschaften und den Konsequenzen für die Anwendung der Werkstoffe besser vermittelt werden, als bei der häufig üblichen strikten Trennung der Vorlesungen „Bauchemie“ und „Werkstoffe“.

Im Zuge des Moduls Werkstoffe und Bauchemie I wird zusammen mit dem Skript „Allgemeine Grundlagen - Stoffkennwerte“ die Basis bereitet, um sich im weiteren Teilen des Moduls „Werkstoffe und Bauchemie I“ mit den metallischen und organischen Baustoffen befassen zu können. Bei den metallischen Baustoffen liegt der Schwerpunkt auf der Herstellung und den Eigenschaften von Eisen und Stahl. Nichteisenmetalle werden entsprechend ihrer Bedeutung für das Bauwesen behandelt. Ein breiteres Feld nimmt die Metallkorrosion ein. Die organischen Baustoffe sind sowohl in Form der Kunststoffe und als natürlicher Baustoff Holz letzter Bestandteil des Moduls „Werkstoffe und Bauchemie I“.

Das Modul „Werkstoffe und Bauchemie II“ befasst sich zunächst noch mit den organischen bituminösen Baustoffen und greift später bei den Betonzusatzmitteln nochmals darauf zurück. Das Hauptgewicht des Moduls liegt jedoch auf den mineralischen Baustoffen. Die silikatischen Baustoffe bilden einen ersten Schwerpunkt. Ebenso breiter Raum wird den anorganischen Bindemitteln eingeräumt. Der dominante Baustoff unserer Zeit ist Beton. Dies schlägt sich auch in

der Breite nieder, in der dieser Werkstoff behandelt wird. Mit dem Werkstoff Glas, dessen Anwendung in der modernen Architektur zunehmend beliebter wird, wird das Komplex der nicht-metallischen anorganischen Baustoffe abgerundet. Den Abschluss des Moduls „Werkstoffe und Bauchemie II und damit der baustofflichen Vorlesungen im Bachelorstudium bildet das Baustoffrecycling. Die Möglichkeit, einen Baustoff im Anschluss an seine ursprüngliche Verwendung recyceln zu können, wird in Zukunft bereits bei der Baustoffwahl eine immer größere Bedeutung gewinnen. Neben technischen Gesichtspunkten spielen hier insbesondere Umweltaspekte eine entscheidende Rolle.

Das vorliegende Skript basiert im Wesentlichen auf den in der Literaturliste angeführten Quellen. Die Literaturliste eignet sich darüber hinaus für einen vertieften Einstieg in die behandelten Sachgebiete.

## 2 Allgemeine Grundlagen

Chemie befasst sich als Wissenschaft mit Stoffen, Stoffgemengen und deren möglichen Umwandlungen. Im Gegensatz zur Physik interessiert in der Chemie die stoffliche Zusammensetzung und nicht die Zustandsform oder Gestalt eines Stoffes. Baustoffe sind in der Regel Stoffgemenge. Sie werden eingeteilt in:

- metallische Baustoffe (z. B.: Stahl, Aluminium, ...),
- nichtmetallisch-anorganische Baustoffe (z. B.: Beton, Ziegel, Naturstein, ...) und
- organische Baustoffe (z. B.: Holz, Kunststoffe, ...).

### 2.1 Aufbau der Atome

Alle Materie setzt sich aus Atomen zusammen. Das Atom ist die kleinste stoffliche Einheit, die chemisch nicht weiter zerlegt werden kann. Mit physikalischen Methoden können die Atome weiter in ihre Elementarbestandteile zerlegt werden.

Über den grundsätzlichen Aufbau eines Atoms bestehen verschiedene Modellvorstellungen. Die allgemein Gebräuchlichste ist diejenige von BOHR. Danach besteht ein Atom aus einem (positiv geladenen) Atomkern und den (negativ geladenen) Elektronen, die den Kern umkreisen. Moderne wellenmechanische Modelle benutzen stattdessen das Orbital, durch das der Raum beschrieben wird, in dem sich das betreffende Elektron mit hoher Wahrscheinlichkeit aufhält.

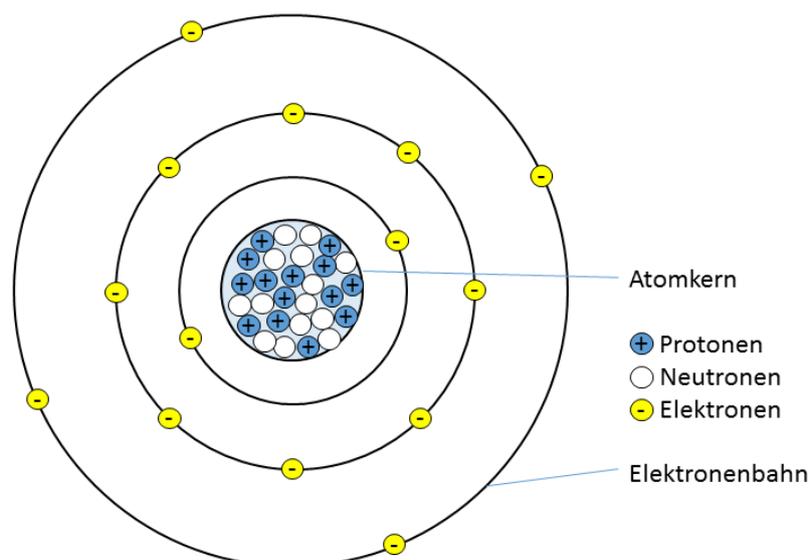


Bild 1: Schematische Darstellung eines Silizium-Atoms nach BOHR

Der Atomkern vereinigt in sich den größten Teil der Masse eines Atoms. Er setzt sich zusammen aus positiv geladenen Protonen und den Neutronen, die keine elektrische Ladung besitzen, und weist einen Durchmesser von etwa  $10^{-15}$  m auf. Die Elektronen umgeben den Atomkern auf bestimmten Umlaufbahnen (Elektronenschalen) mit unterschiedlichem Abstand zum Atomkern. Dadurch wird der Durchmesser des Atoms je nach Anzahl der Elektronen (Ordnungszahl, Quantenzahl) mit etwa  $1$  bis  $5 \cdot 10^{-10}$  m bestimmt.

Vom Atomkern leiten sich die kernphysikalischen Eigenschaften und die Dichte (spezifisches Gewicht) eines Stoffes ab, von der Anzahl und Anordnung der Elektronen werden der Bindungsmechanismus zwischen den Atomen, sowie die physikalisch-technischen Eigenschaften (z. B. Festigkeit, lastabhängiges Verformungsverhalten, Temperaturdehnung, Wärmeleitfähigkeit und elektrische Leitfähigkeit) abgeleitet.

Um die existierenden Modelle von RUTHERFORD, LENARD und PLANCK in Übereinstimmung zu bringen, führte BOHR Postulate oder Forderungen ein. Nach seiner ersten Quantenbedingung (Quantelung: nur bestimmte Größen annehmend) nehmen Elektronen nur bestimmte Energiezustände an, die innerhalb des Systems zu bestimmten Elektronenbahnen oder Orbitalen führen. Zwischen diesen „erlaubten“ Bahnen kann sich das Elektron nicht aufhalten. Diese Energiezustände korrespondieren mit den Spektrallinien, die für jedes Element typisch sind. Das BOHRsche Modell eignet sich nur, um für einfache Atome die Spektrallinien zu berechnen. Die Spektren von Atomen mit höherer Kernladungszahl setzen sich aus mehreren Spektralseerien zusammen (s: sharp, p: principal, d: diffuse, f: fundamental).

Um auch kompliziertere Spektren beschreiben zu können, erweiterte SOMMERFELD das BOHRsche Atommodell, indem er auch elliptische Elektronenbahnen zuließ. In diesem Atommodell beschreibt die **Hauptquantenzahl n** den Radius der Kreisbahnen und die große Hauptachse der Ellipse. Die kleine Halbachse der Ellipse beschreibt die **Nebenquantenzahl l**. Zwischen Hauptquantenzahl und Nebenquantenzahl besteht die Beziehung  $l \leq n - 1$ . Die **Hauptquantenzahl n** beschreibt die mögliche n Energieniveaus, die auch als Schalen bezeichnet werden. Durch die **Nebenquantenzahl l** wird die Gestalt der Orbitale beschrieben.

ZEEMANN entdeckte, dass die Spektrallinien der p-, d- und f-Serie in einem Magnetfeld in weitere Linien aufgespaltet werden können, die symmetrisch zur ursprünglichen Linie liegen. Die Beträge der dabei aufgenommenen Energie sind proportional zu einer ganzen Zahl, der **magnetischen Quantenzahl m**. Jede Spektrallinie wird in  $2l + 1$  Linien zerlegt:  $m = 2l + 1$ . m nimmt symmetrische Werte von  $-l \leq m \leq +l$  an. Die **magnetischen Quantenzahl m** beschreibt die räumliche Orientierung der Orbitale.

Die vierte Quantenzahl beruht auf der angenommenen Rotation des Elektrons um seine eigene Achse. Dabei wird ein magnetisches Moment erzeugt. Die angenommene Rotation führt zur **Spinquantenzahl s**, die nur die Werte  $s = +\frac{1}{2}$  oder  $s = -\frac{1}{2}$  annehmen kann.

Jedes Elektron in der Atomhülle besitzt einen durch die Beziehungen zwischen den Quantenzahlen festgelegten Energiezustand. Nach dem **Pauliprinzip** stimmen in einem Atom niemals zwei Elektronen in ihrem Energiezustand überein. Daraus leitet sich ab, dass eine Elektronenschale maximal

$$2 \sum^n (2k - 1) = 2n^2; \quad k = 1, \dots, n$$

Elektronen, die äußerste Schale jedoch höchstens 8 Elektronen aufweisen kann.

Anhand des Energiezustandes der Elektronen wird die Hauptquantenzahl festgelegt. Elektronen derselben **Hauptquantenzahl** bilden eine **Elektronenschale**. Innerhalb dieser Schale bilden Elektronen mit derselben **Nebenquantenzahl** eine **Unterschale**. Das **Orbital** wird durch die **magnetische Quantenzahl** bestimmt. Jedes Orbital kann **maximal zwei Elektronen** aufnehmen, die sich in ihrer **Spinquantenzahl** unterscheiden.

Die maximale Elektronenbesetzung einer Elektronenschale beträgt  $2 \cdot n^2$ :

Hauptenergieniveau	K	L	M	N	O	P	Q
Hauptquantenzahl (n)	1	2	3	4	5	6	7
Maximale Elektronenbesetzung	2	8	18	32			

In der O-, P- und Q-Schale wird die maximal mögliche Elektronenbesetzung bei den bekannten

Elementen nicht erreicht.

Die maximale Elektronenbesetzung einer Unterschale beträgt  $2(2l + 1)$  Elektronen:

Nebenenergieniveau	s	p	d	f
Nebenquantenzahl (l)	0	1	2	3
Maximale Elektronenbesetzung	2	6	10	14

s-Orbitale haben eine kugelsymmetrische (Bild 2), p-Orbitale (Bild 3) eine hantelförmige und d- und f-Orbitale (Bild 4) eine rosettenförmige Gestalt.

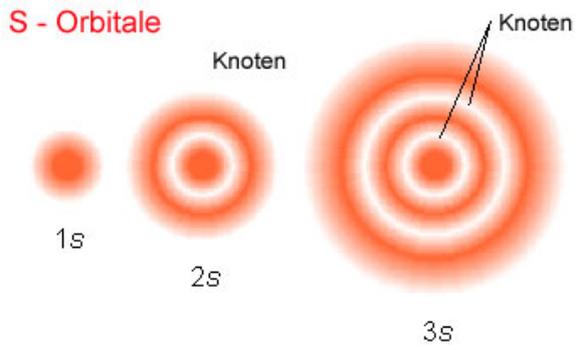


Bild 2: Aufbau der s-Orbitale [Lit 1]

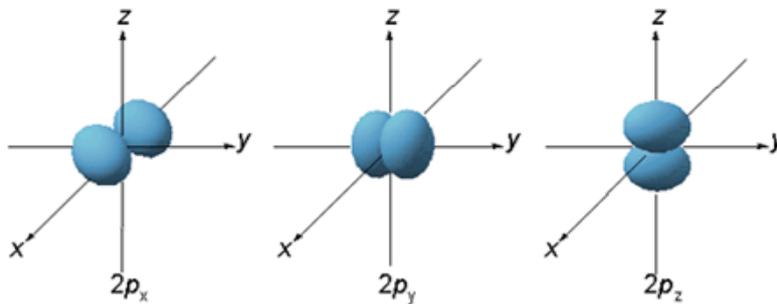


Bild 3: hantelförmige Gestalt verschiedener p-Orbitale [Lit 1]

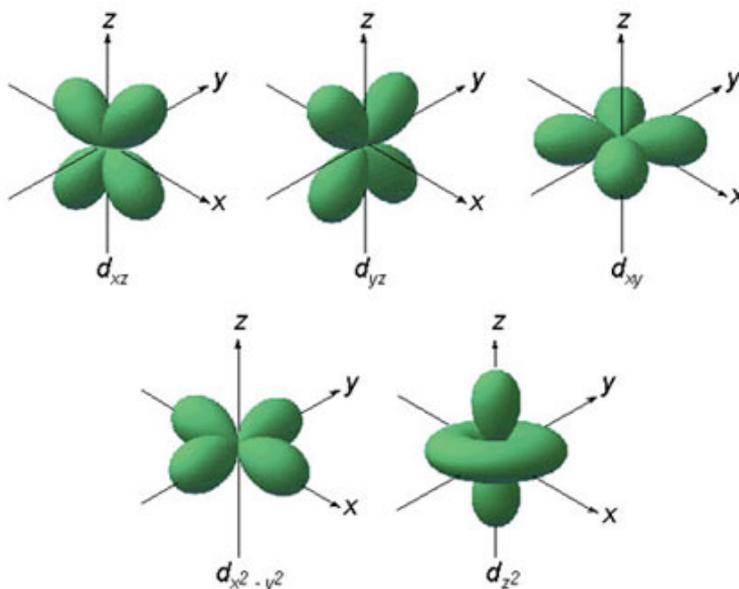


Bild 4: rosettenförmige Gestalt verschiedener d-Orbitale (Ausnahme: d<sub>z<sup>2</sup></sub>) [Lit 1]

Die Quantenzahlen und die dazu möglichen Elektronenzustände sind in der Tabelle 1 dargestellt.

Tabelle 1: Beziehung zwischen den Quantenzahlen und der Besetzung der Energieniveaus [Lit 2]

Schale	$n$	$l$	Orbital-typ	$m$	Anzahl der Orbitale	$s$	Anzahl der Energiezustände für $l$	Anzahl der Energiezustände für $n$
K	1	0	1s	0	1	$\pm 1/2$	2	2
L	2	0	2s	0	1	$\pm 1/2$	2	8
		1	2p	+1, 0, -1	3	$\pm 1/2$	6	
M	3	0	3s	0	1	$\pm 1/2$	2	18
		1	3p	+1, 0, -1	3	$\pm 1/2$	6	
		2	3d	+2, +1, 0, -1, -2	5	$\pm 1/2$	10	
N	4	0	4s	0	1	$\pm 1/2$	2	32
		1	4p	+1, 0, -1	3	$\pm 1/2$	6	
		2	4d	+2, +1, 0, -1, -2	5	$\pm 1/2$	10	
		3	4f	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	7	$\pm 1/2$	14	

Die Elektronen bewegen sich im unbeeinflussten Zustand (Grundzustand) immer auf dem niedrigsten möglichen Energieniveau. In Bild 5 ist dargestellt, in welcher Reihenfolge die verschiedenen Energiezustände aufgefüllt werden.

Gemäß der HUNDSchen Regel erfolgt der Einbau der nächsten Elektronen in die p-Orbitale derart, dass nacheinander erst alle p-Zustände mit Elektronen parallelen Spins besetzt werden, dann beginnt die Vervollständigung der Orbitale durch Elektronen mit antiparallelem Spin.

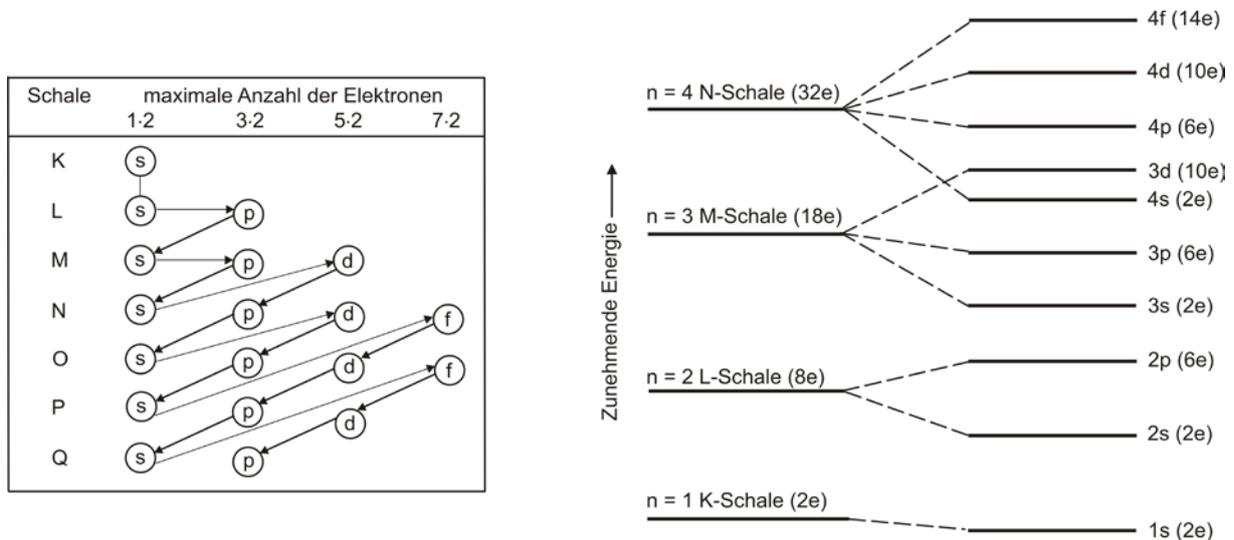


Bild 5: Reihenfolge der Auffüllung der verschiedenen Energiezustände

**HUNDSche Regel:** Regel, nach der beim Auffüllen der Atomhülle in Energiestufen jedes Orbital mit den gleichen Quantenzahlen  $n$  und  $l$  zunächst mit je einem Elektron besetzt wird. Erst wenn alle zur gleichen Haupt- und Nebenquantenzahl gehörenden Orbitale einfach besetzt sind, werden sie mit Elektronen von gegenläufigem Spin aufgefüllt (Bild 6).

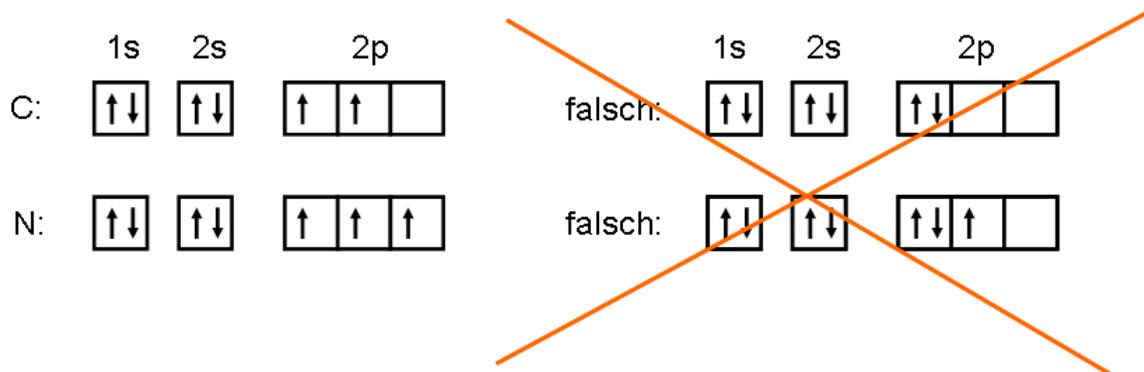


Bild 6: Schematische Darstellung der Hund'schen Regel mit Hilfe der Kästchenschreibweise nach PAULING am Beispiel von Kohlenstoff und Stickstoff

## 2.2 Das Periodensystem der Elemente

Nach der Anzahl der Elektronen sind die Atome im **Periodensystem der Elemente (PSE)** nach MEYER und MENDELEJEW geordnet. Aus der Periodizität der Elektronen auf den äußeren Elektronenschalen leitet sich eine Periodizität der Eigenschaften des Atoms ab.

Das PSE teilt sich nach der Anzahl der Elektronenschalen in die folgenden 7 Perioden (Zeilen des PSE):

Periode	Anzahl Elemente	Bezeichnung	Schale
1	2	Vorperiode	K
2	8	kurze Periode	L
3	8		M
4	18	lange Periode	N
5	18		O
6	32	sehr lange Periode	P
7	32		Q

Elemente ein und derselben Periode besitzen somit die gleiche Anzahl an Elektronenschalen (Elektronenschale als die mittlere Lage eines Energiezustandes definiert), d. h., die gleiche Hauptquantenzahl  $n$ . Die untereinanderstehenden Elemente werden in Gruppen zusammengefasst:

- I. Hauptgruppe Alkalimetalle
- II. Hauptgruppe Erdalkalimetalle; Berylliumgruppe
- III. Hauptgruppe Erdmetalle; Bor-Gruppe
- IV. Hauptgruppe Kohlenstoffgruppe
- V. Hauptgruppe Stickstoffgruppe
- VI. Hauptgruppe Chalkogene (Erzbildner); Sauerstoffgruppe
- VII. Hauptgruppe Halogene
- VIII. Hauptgruppe Edelgase

Eine weitere mögliche Zusammenfassung in vier Elementtypen aufgrund der Elektronenvarianten ist nachfolgend aufgelistet:

1. Edelgase s- und p-Orbitale sind voll besetzt ( $s^2, p^6$ )
2. Hauptgruppenelemente s- und p-Orbitale der inneren Schalen sind voll besetzt, d-Orbitale der zweitäußersten Schale sind entweder voll oder unbesetzt. Äußerste Schale ist teilweise besetzt  $\Rightarrow$  Valenzelektronen.

3. Übergangselemente

Die beiden äußersten Schalen sind unvollständig besetzt.

4. „Innere“ Übergangselemente

f-Niveau der drittäußersten Schale ist besetzt, Anzahl der Elektronen auf den beiden äußersten Schalen bleibt konstant.

## Das Periodensystem der Elemente



Ordnungszahl — 1 — Vorkommen  
 Masse (u) — 1.0079 — Symbol  
 X fest  
 X flüssig  
 X gasförmig

○ natürlich  
 ☉ nat. radioaktiv  
 ⚡ synthetisch

Serie  
 Alkalimetall  
 Erdalkalimetall  
 Übergangsmetall  
 Lanthanoid  
 Actinoid

Metall  
 Halbmetall  
 Nichtmetall  
 Halogen  
 Edelgas

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 1 H 1.0079																	2 2 He 4.0026
2 3 Li 6.941	4 4 Be 9.0122											5 5 B 10.811	6 6 C 12.011	7 7 N 14.007	8 8 O 15.999	9 9 F 18.998	10 10 Ne 20.18
3 11 Na 22.99	12 12 Mg 24.305											13 13 Al 26.982	14 14 Si 28.086	15 15 P 30.974	16 16 S 32.065	17 17 Cl 35.453	18 18 Ar 39.948
4 19 K 39.098	20 20 Ca 40.078	21 21 Sc 44.956	22 22 Ti 47.867	23 23 V 50.942	24 24 Cr 51.996	25 25 Mn 54.938	26 26 Fe 55.845	27 27 Co 58.933	28 28 Ni 58.693	29 29 Cu 63.546	30 30 Zn 65.38	31 31 Ga 69.723	32 32 Ge 72.64	33 33 As 74.922	34 34 Se 78.96	35 35 Br 79.904	36 36 Kr 83.798
5 37 Rb 85.468	38 38 Sr 87.62	39 39 Y 88.906	40 40 Zr 91.224	41 41 Nb 92.906	42 42 Mo 95.96	43 43 Tc [97.90]	44 44 Ru 101.07	45 45 Rh 102.91	46 46 Pd 106.42	47 47 Ag 107.87	48 48 Cd 112.41	49 49 In 114.82	50 50 Sn 118.71	51 51 Sb 121.76	52 52 Te 127.6	53 53 I 126.9	54 54 Xe 131.29
6 55 Cs 132.91	56 56 Ba 137.33	57 57 La 138.91	72 72 Hf 178.49	73 73 Ta 180.95	74 74 W 183.84	75 75 Re 186.21	76 76 Os 190.23	77 77 Ir 192.22	78 78 Pt 195.08	79 79 Au 196.97	80 80 Hg 200.59	81 81 Tl 204.38	82 82 Pb 207.2	83 83 Bi 208.98	84 84 Po [208.9]	85 85 At [209.9]	86 86 Rn [222.0]
7 87 Fr [223.0]	88 88 Ra [226.0]	89 89 Ac [227.0]	104 104 Rf [263.1]	105 105 Db [262.1]	106 106 Sg [266.1]	107 107 Bh [264.1]	108 108 Hs [269.1]	109 109 Mt [268.1]	110 110 Ds [272.1]	111 111 Rg [272.1]	112 112 Cn [277]	113 113 Nh [284]	114 114 Fl [289]	115 115 Mc [288]	116 116 Lv [292]	117 117 Ts [292]	118 118 Og [294]

Innere Übergangsmetalle (Lanthanoide und Actinoide)

57 57 La 138.91	58 58 Ce 140.12	59 59 Pr 140.91	60 60 Nd 144.24	61 61 Pm [144.9]	62 62 Sm 150.36	63 63 Eu 151.96	64 64 Gd 157.25	65 65 Tb 158.93	66 66 Dy 162.5	67 67 Ho 164.93	68 68 Er 167.26	69 69 Tm 168.93	70 70 Yb 173.05	71 71 Lu 174.97
89 89 Ac [227.0]	90 90 Th 232.04	91 91 Pa 231.04	92 92 U 238.03	93 93 Np [237.0]	94 94 Pu [244.0]	95 95 Am [243.0]	96 96 Cm [247.0]	97 97 Bk [247.0]	98 98 Cf [251.0]	99 99 Es [252.0]	100 100 Fm [257.0]	101 101 Md [258.0]	102 102 No [259.1]	103 103 Lr [262.1]

© Copyright 2018 Periodensystem.info - Alle Rechte vorbehalten. Vervielfältigung nur mit Genehmigung. Stand 10.08.18

Bild 7: Das Periodensystem der Elemente [Lit 3]

Im PSE besitzt jedes Element in der Reihenfolge der Einordnung eine Ordnungszahl, die zugleich seiner Protonenzahl entspricht. Insgesamt kennen wir 118 Elemente. Davon sind 86 Metalle, 7 Halbmetalle und 17 Nichtmetalle. Bild 8 zeigt die Verteilung der Elemente in der Erdkrinde.

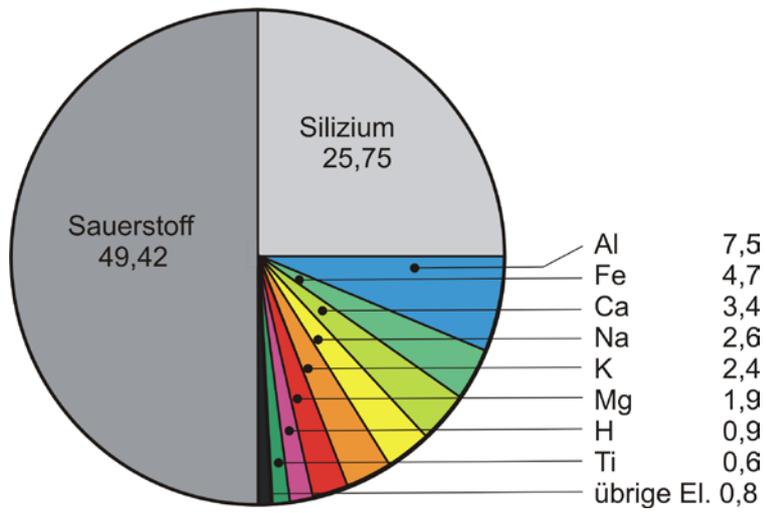


Bild 8: Verteilung der Elemente in der Erdkruste in Masse-% [Lit 4]

### 2.3 Atommasse, Stoffmenge, Mol, Stöchiometrie

Die Atommasse  $m_u$  eines chemischen Elements ist eine unbenannte Verhältniszahl, die angibt, welche Masse das Atom des jeweiligen Elements hat, verglichen mit dem 12. Teil eines Kohlenstoffatoms mit 6 Protonen und 6 Neutronen ( $C = 12 m_u$ ). Durch diese Vereinbarung werden chemische Gleichung vereinfacht. Die Atommasse ist weitgehend im Kern konzentriert. Ein Elektron hat nur etwa 1/2000 der Masse eines Protons. Die Ladungen von Elektron und Proton sind gleich groß, haben jedoch umgekehrte Vorzeichen.

Tabelle 2: Eigenschaften der Elementarteilchen [Lit 5]

Teilchen	Ladung	Masse
Proton $p^+$	positiv ( $+1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb)	$1,67261 \cdot 10^{-24}$ g
Neutron n	elektrisch neutral	$1,67492 \cdot 10^{-24}$ g
Elektron $e^-$	negativ ( $-1,6 \cdot 10^{-19}$ Coulomb)	$0,91096 \cdot 10^{-27}$ g

Die Atommasse ist in den üblichen Gewichtseinheiten sehr klein. Deshalb nutzt man die Masse einer festgelegten, sehr großen Anzahl von Atomen. Diese Zahl entspricht  $6,022 \cdot 10^{23}$  Teilchen und heißt **Avogadrosche Zahl**  $N_A$ . Die Stoffmenge, die  $N_A$  Teilchen enthält heißt „**Mol**“.

Die Molmasse ist gleich dem Gewicht der Atommassen. Sie werden zum Aufstellen von Massengleichungen herangezogen.

Beispiel Kohlendioxid:

$$CO_2 = 1 \cdot 12 m_u + 2 \cdot 16 m_u = 44 m_u$$

Verbindungen werden durch das Aneinanderreihen der einzelnen Elementsymbole charakterisiert. Die Zahl der jeweils enthaltenen Atome wird durch Indizes angegeben (der Index 1 wird weggelassen).

Beispiele:

Verbindung	Formel	Massenverhältnis
Kohlendioxid	$CO_2$	12 : 2 · 16
Rotes Eisenoxid	$Fe_2O_3$	2 · 56 : 3 · 16
Gips	$CaSO_4$	40 : 32 : 4 · 16

Die Formeln geben nur die zahlen- bzw. massenmäßigen Verhältnisse in der Verbindung wieder. Mit ihnen lassen sich Reaktionen qualitativ und quantitativ beschreiben. Die Stoffmengengleichungen (stöchiometrische Gleichungen) geben keinen Hinweis wie eine Reaktion abläuft.

**Stöchiometrie** (griechisch stoicheion: Grundstoff; metrein: messen), befasst sich mit den Mengenverhältnissen in chemischen Reaktionen. Man kennt drei stöchiometrische Gesetze.

- Gesetz der konstanten Proportionen  
Eine chemische Verbindung wird immer aus den gleichen Verhältnissen der Ausgangsstoffe gebildet.
- Gesetz der multiplen Proportionen  
Zwei Stoffe können sich nur in ganzzahligen Vielfachen miteinander verbinden.

- Gesetz der äquivalenten Proportionen  
Es fasst die beiden vorhergehenden zusammen: Wenn zwei Elemente A und B unabhängig voneinander mit einem dritten Element C Verbindungen in bestimmten Zahlenverhältnissen eingehen, dann verbinden sich die Elemente A und B miteinander in ähnlichen Zahlenverhältnissen.

## 2.4 Ionen, Elektronegativität, Oxidationszahl

Atome haben die gleiche Anzahl Protonen und Elektronen und sind elektrisch neutral. Atome können durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen zu geladenen Teilchen, zu **Ionen**, werden. Solche Vorgänge finden in der Regel statt, wenn Metalle und Nichtmetalle miteinander reagieren. Dabei geben die Metalle Elektronen ab, die die Nichtmetalle aufnehmen. Ionen mit positiver Ladung bezeichnet man als **Kationen**, Ionen mit negativer Ladung bezeichnet man als **Anionen**. Das Bestreben zur Aufnahme oder Abgabe von Elektronen richtet sich auf eine möglichst mit 2 bzw. 8 Elektronen gesättigte Außenschale, der Edelgaskonfiguration (Oktettregel nach KOSSEL) (siehe Bild 9). Bei den so genannten Übergangselementen werden neben den Außenschalen auch die noch nicht vollständig besetzten Innenschalen aufgefüllt. Diese Elemente können daher auch in verschiedenen Wertigkeiten auftreten (siehe Kapitel 3.1).

Die **Wertigkeit** oder **Oxidationszahl** – früher auch als Valenz bezeichnet – ergibt sich aus der Anzahl der Außenelektronen, die zum Erreichen der Edelgaskonfiguration entweder leicht abgegeben werden können (z. B.: Na +1, Ca +2, ...) (Oxidation) oder die noch fehlen, um eine schon weitgehend besetzte Außenschale zur Edelgaskonfiguration zu ergänzen (z. B.: Cl -1) (Reduktion). Die Wertigkeit gibt den Betrag der Ladung an (positiv oder negativ), den ein Atom dann hätte, wenn man die Elektronen eines Atomverbandes (Verbindung) dem Atom gemäß den nachfolgenden Regeln zuordnet (Bild 10).

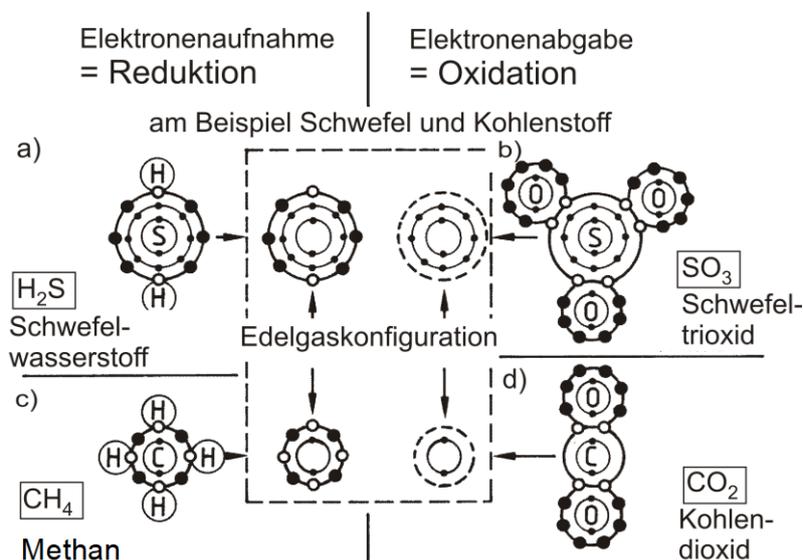


Bild 9: Beispiele für die Oktettregel [Lit 6]

	①	②	③	④	⑤	⑥	⑦
7							(Cl)
6						S	
5					N P		
4				C Si		S	
3			B Al		N P		
2		Be Mg Ca				O S	
1	H Na	Li K					F Cl

positive Oxidationszahl  
 negative Oxidationszahl

Bild 10: Beispiele für die Oxidationszahl [Lit 6]

Regel 1: Die Wertigkeit eines Atoms in einem freien Element ist Null.

Regel 2: Die Wertigkeit eines einatomigen Ions ist gleich seiner Ladung.

Regel 3: Die Wertigkeit eines Atoms in einer kovalenten Verbindung (vgl. Kapitel 3.1) entspricht der Ladung, die das Atom erhält, wenn die Elektronenpaare, die die Bindung herstellen, dem elektronegativeren Atom zugeteilt werden. Bei der Verbindung zweier gleicher Atome erhält jedes Atom ein Elektron aus den bindenden Elektronenpaaren.

Oft lässt sich die Wertigkeit aus der Stellung eines Elements im Periodensystem ableiten, zum Beispiel Hauptgruppenelemente:

- höchst mögliche Oxidationszahl: Anzahl der Elektronen, die zum Erreichen der nächst niedrigen Edelgaskonfiguration abgegeben werden müssten.
- niedrigste mögliche Oxidationszahl: Anzahl der Elektronen, die zum Erreichen der Edelgaskonfiguration aufgenommen werden müssten.

Die wichtigsten Oxidationszahlen der Hauptgruppen- und Übergangselemente in Abhängigkeit von der Ordnungszahl sind in Bild 11 dargestellt.

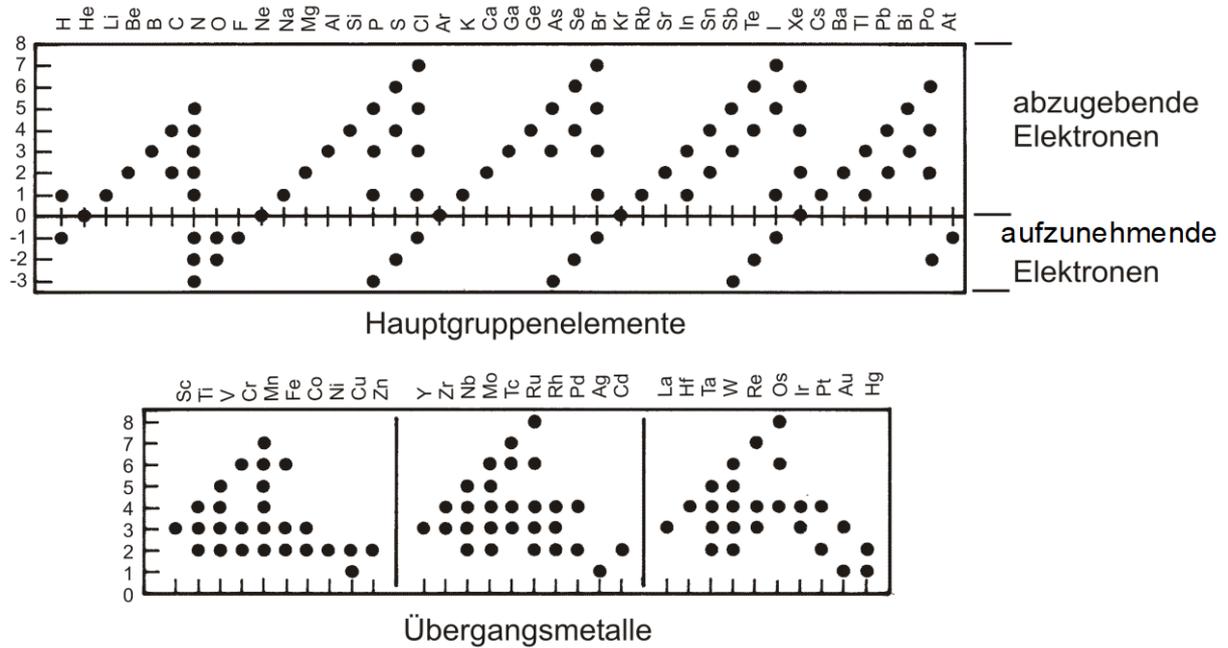


Bild 11: Oxidationszahlen der Hauptgruppenelemente und Übergangsmetalle

Als **Elektronegativität (EN)** bezeichnet man die Intensität, mit der ein Atom beim Eingehen einer Atombindung (Kovalenzbindung (vgl. Kapitel 3.1)) das Bindungselektronenpaar an sich heranzieht. Die Elektronegativität ist umso größer, je kleiner der Atomrumpf und je größer die Rumpfladung ist. Die willkürliche Skala der Elektronegativität wurde von PAULING eingeführt. Das Atom mit der größeren Elektronegativität zieht das Bindungselektronenpaar stärker an.

Tabelle 3 enthält die Werte der Elektronegativität für die Hauptgruppenelemente. Die Werte sind per Definition auf den Wert für Fluor (EN = 4,0) bezogen. Dennoch sind auch abweichende Werte in der Literatur zu finden.

Tabelle 3: Elektronegativitäten der Hauptgruppenelemente

H 2,1						
I	II	III	IV	V	VI	VII
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Rb 0,8	Sr 1,0	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	J 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Tl 1,8	Pb 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

### 3 Bindungsarten

Die Elektronen der Atomhülle sind stets bestrebt, einen geringeren Energiegehalt und damit verbunden eine größere Stabilität zu erreichen. Dies kann durch das Zusammengehen zweier Atome geschehen, indem die Elektronen der äußersten Schale beider Atome von diesen gemeinsam zur Auffüllung der Schale genutzt werden. Dadurch wird in der äußersten Schale die Edelgaskonfiguration erreicht. Die Intensität der Bindung nimmt zu, je mehr sich die Orbitalen der Atome überlappen. Es werden 3 Arten der chemischen Bindung unterschieden:

- Atombindung,
- Ionenbindung und
- Metallbindung.

#### 3.1 Atombindung

Kennzeichnend für die **Atombindung (kovalente Bindung)** ist das Ausbilden von gemeinsamen Elektronenpaaren. Beispiel hierfür sind unter anderem das Wasserstoff- und das Chlormolekül. In beiden Fällen treten Moleküle aus Atompaaren auf. Bei dieser Bindung findet kein Ladungsaustausch statt. Die Bindungselektronen gehören den Elektronenhüllen beider Atome an. Die gemeinsame Nutzung des Elektronenpaares kann durch eine zunehmende Annäherung der Atomkerne zustande kommen, bis die Orbitalen einander überlappen (Bild 12). Beim Wasserstoff geht dieses Durchdringen der Orbitalen so weit, bis sich letztlich um zwei mit einem festen Abstand voneinander befindliche Atomkerne eine einzige "Elektronenwolke" bildet.

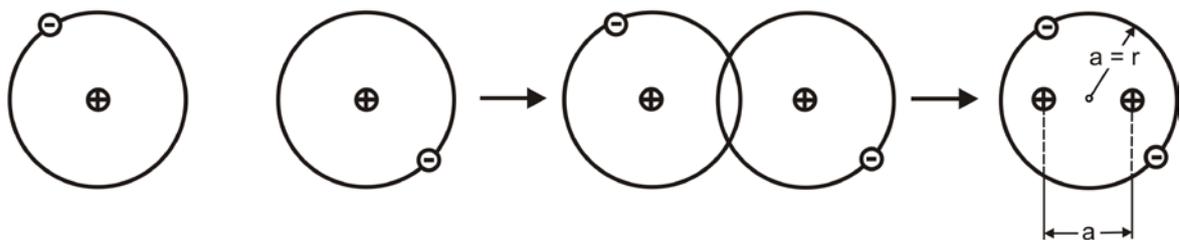


Bild 12: Bildung des H<sub>2</sub> - Moleküls

Der Annäherung der Atomkerne sind Grenzen gesetzt. Die Anziehungskraft zwischen den Atomen wird durch elektrostatische Kräfte infolge der erhöhten Ladungsdichte (Aufenthaltswahrscheinlichkeit der Elektronen) zwischen den Atomkernen bewirkt. Dieser Anziehungskraft (kinetische Energie) wirken die Abstoßungskräfte Proton-Proton und Elektron-Elektron (potenzielle Energie) entgegen. Beide Kräfte hängen vom Abstand der Atome ab. Im Zusammenspiel dieser beiden Kräfte stellt sich ein Atomabstand ein, bei dem die gegenseitige Anziehung der Atome (als Summe aus Anziehungs- und Abstoßungsenergie) ein Maximum erreicht (Bild 13).

Atombindungen zwischen gleichen Atomen sind unpolarisiert. Zwischen unterschiedlichen Bindungspartnern wird das bindende Elektronenpaar in Richtung des Partners mit der größten Elektronegativität verlagert (vgl. Tabelle 3); die Atombindung ist polarisiert. Je größer die Differenz der Elektronegativität beider Partner ist, umso größer ist die Polarität der Bindung. Durch die Polarität stimmen die Schwerpunkte der negativen Elektronenladungen und der positiven Kernladungen nicht mehr überein; es entsteht ein **Dipol** (Bild 14). Ein Beispiel ist hierfür das Wassermolekül, dessen tetraedrische Struktur in der räumlichen Darstellung gut zu erkennen ist (Bild 15).

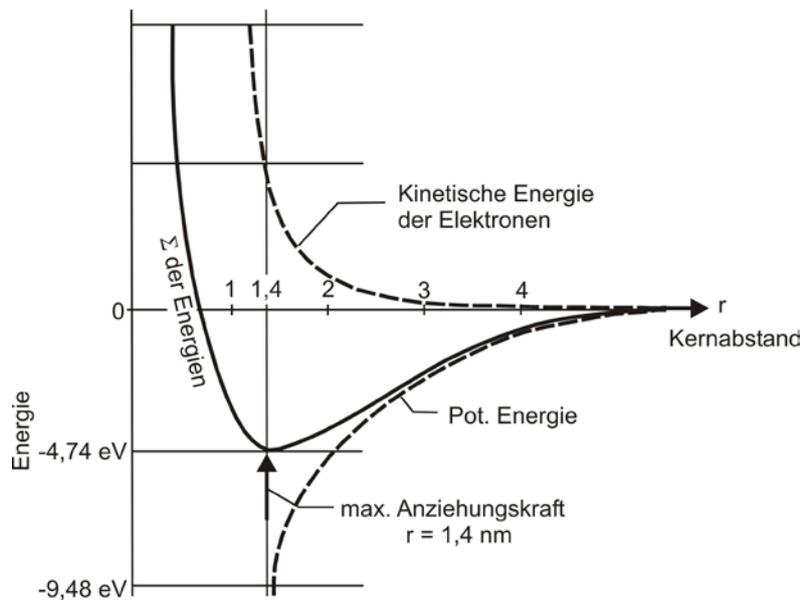


Bild 13: Abstoßende und anziehende Kräfte

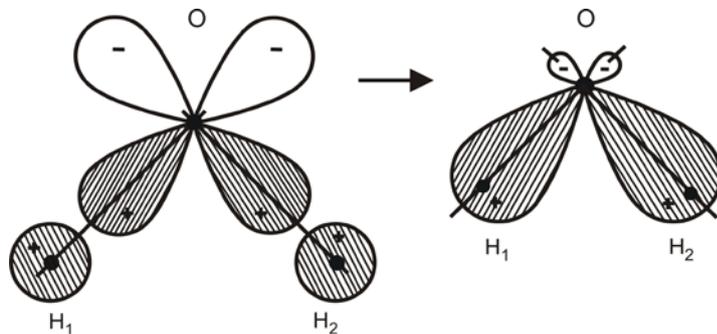


Bild 14: Dipolmolekül des  $H_2O$ .

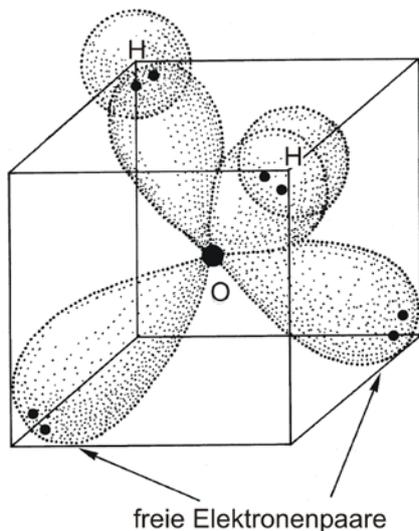


Bild 15: Modell des  $H_2O$  – Moleküls [Lit 4]

Weitere Beispiele für ähnliche Moleküle mit binärer Kovalenzbindung sind Methan ( $CH_4$ ) und Ammoniak ( $NH_3$ ). In Bild 16 sind die Modelle der Verbindungen in isometrischer Darstellung skizziert.

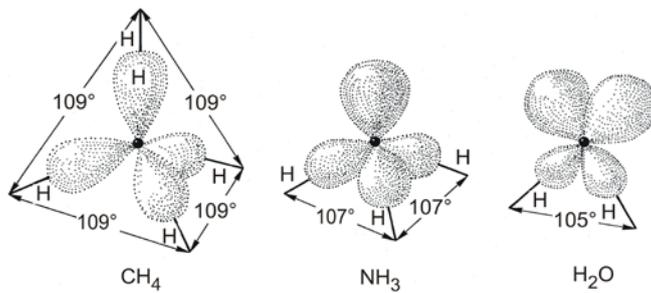
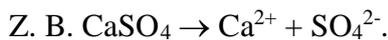


Bild 16: Modelle der tetraedrischen Struktur von  $\text{CH}_4$  (Methan) ohne freies Elektronenpaar,  $\text{NH}_3$  (Ammoniak) mit einem freiem Elektronenpaar und  $\text{H}_2\text{O}$  mit 2 freien Elektronenpaaren [Lit 4]

Die große Polarität des  $\text{H}_2\text{O}$ -Moleküls ist die Ursache des guten Lösungsvermögens gegenüber Salzen und polaren Molekülen (z. B. Zucker).

Stammen - als Sonderfall - bei der Atombindung beide Bindungselektronen von ein und demselben Atom, spricht man von einer **koordinativen Atombindung**. Sie tritt bei den **Komplexbildungen** auf; in diesen werden an ein zentrales Atom andere Atome, Ionen oder Moleküle (Liganden) gebunden (z. B.  $\text{SO}_4^{2-}$ ).

Bei der Dissoziation von Salzen, die eine solche Komplexgruppe enthalten, bleiben die Komplexgruppen als Ionen erhalten.



Von Silizium gehen 4 gleichartige Atombindungen aus, obwohl im Grundzustand nur 2 ungepaarte 3p-Elektronen vorliegen und Silizium daher eigentlich zweiwertig sein müsste. Gleiches gilt für Kohlenstoff im Methan (s. Bild 16 links) Dieses Verhalten wird mit dem Modell einer  $\text{sp}^3$ -Hybridisierung erklärt. Dabei wird ein Elektron durch Anregung vom s- in den p-Zustand überführt. Durch Kombination (Hybridisierung) entstehen 4 gleichwertige  $\text{sp}^3$ -Hybridorbitale (Bild 17).

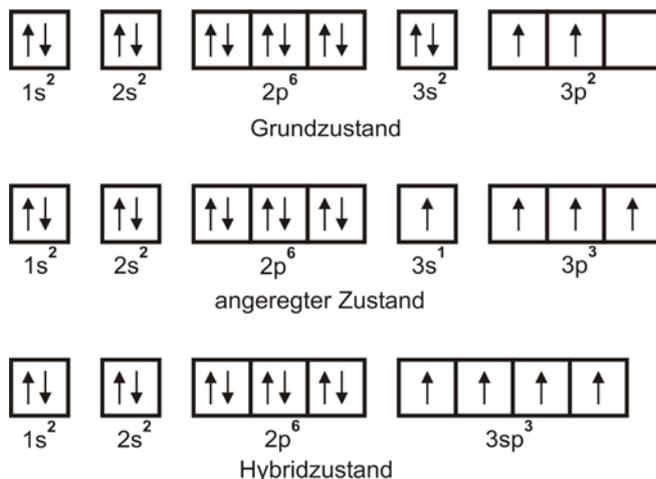


Bild 17: Hybridisierung der Atomorbitale des Siliziums [Lit 4]

### 3.2 Ionenbindung

Die Ionenbindung tritt zwischen den beiden sich verbindenden Atomen auf, wenn ein sehr großer Unterschied im Wert der Elektronegativität ( $\Delta \text{EN} > 1,9$ ) besteht (vgl. Kapitel 2.4). Die ist

bei der Vereinigung ausgeprägt metallischer Elemente (links im PSE) mit ausgeprägt nichtmetallischen Elementen (rechts im PSE) der Fall. Durch die sehr **ausgeprägte Polarität** geht das bindende Elektronenpaar ganz an das elektroneivere Atom über. Das entstehende Molekülorbital wird dem Atomorbital des Atoms mit der höheren Elektronegativität sehr ähnlich. Als Extremfall tritt bei der Reaktion zwischen einem Alkalimetall und einem Halogenatom ein vollkommener Übergang eines Elektrons ein; dadurch bildet sich kein Molekülorbital mehr aus, sondern es bilden sich positive Ionen (Kationen) aus dem Alkalimetall und negative Ionen (Anionen) aus dem Halogen.

Das so gebildete Ionenpaar ist bestrebt, einen energieärmeren Zustand zu erreichen und übt infolge dessen auf andere Ionen hohe elektrostatische Anziehungskräfte aus. Die Ionenpaare umgeben sich deshalb rasch mit anderen Ionen, sodass sich ein Gitter aus abwechselnd geladenen Ionen bildet (Bild 18), das bestrebt ist, nach allen Richtungen weiter zu wachsen. Dadurch wird ein Ionenkristall gebildet.

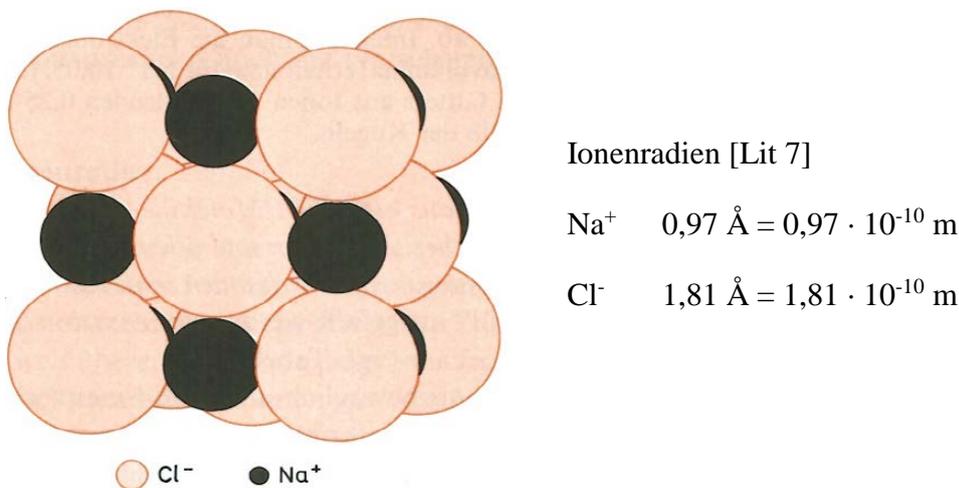


Bild 18: Ionenradien des Kochsalzes [Lit 8]

Jede Ionengruppe bildet somit um ein Ion der anderen Ionengruppe ein achtflächiges Koordinationsnetz (Koordinationsoktaeder) (Bild 19). Die bevorzugte Anordnung der Ionen im Gitter hängt weitgehend vom Verhältnis der Radien zueinander ab [Lit 7].

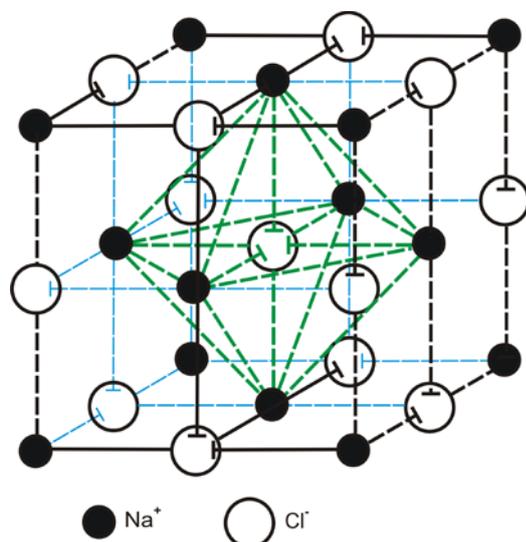


Bild 19: Ionengitter des Kochsalzes [Lit 4]

### 3.3 Metallbindung

Die Metallbindung tritt bei metallischen Stoffen (linke Seite des Periodensystems der Elemente) auf. Die Anziehung der Valenzelektronen an den Rumpf (Metallion) ist gering. Die Valenzelektronen sind frei beweglich und bilden um den Rumpf das so genannte Elektronengas. Die Beweglichkeit der Elektronen in diesem Elektronengas ist die Ursache für die hohe elektrische Leitfähigkeit der Metalle. Die positiv geladenen Ionen des Rumpfes bilden einen Metallkristall, in dem sie durch die hohe elektrostatische Wechselwirkung zwischen den Metallrümpfen und den delokalisierten Valenzelektronen aneinandergebunden werden.

Der Metallkristall enthält nur gleichartige Gitterbausteine (im Gegensatz zu den Salzen, wo unterschiedliche Ionen vorhanden sind). Dadurch sind Kristallstrukturen mit hoher Symmetrie möglich. Unter äußerer Belastung können Schichten mit dichtester Kugelpackung gegeneinander verschoben werden, ohne dass die gegenseitige Bindung verloren geht; dieser Verschiebungsvorgang der Kristallschichten gegeneinander tritt bei der plastischen, d. h. der nicht reversiblen Verformung von Metallen auf.

Mit steigender Anzahl an Valenzelektronen nimmt die Stärke der Metallbindung und somit die Härte des Metalls zu. Alkalimetalle mit nur einem Valenzelektron je Atom sind daher sehr weich.

Die äußeren Elektronen des Metallgitters können relativ leicht abgegeben werden. Die leichte Beweglichkeit der Elektronen verursacht die elektrische Leitfähigkeit der Metalle. Die elektrische Leitfähigkeit kann durch die Betrachtung der Metallbindung mit Hilfe des Energiebändermodells verdeutlicht werden.

In einem Kristall mit  $n$  Metallionen gehören die Elektronen entsprechend dem Modell der Atombindung einem Energieniveau (Elektronenschale) an (vgl. Bild 5). Dabei weisen sie untereinander kleine Differenzen im Energieniveau auf; ihr Energieniveau liegt jedoch immer innerhalb einer gewissen Bandbreite: Die Energiezustände der Elektronen eines Energieniveaus bilden zusammen ein **Energieband** (Bild 20). Die Breite des Energiebandes wird von der Größe der Wechselwirkungen zwischen den einzelnen Atomorbitalen bestimmt. Die Elektronen eines voll besetzten Energiebandes sind auch beim Aufbringen einer höheren äußeren Potenzialdifferenz unverschieblich. Demgegenüber enthält das "Valenzband" (3s-Band) in Bild 21 noch unbesetzte Energiezustände. Über diesem Valenzband liegt das nicht besetzte "**Leitungsband**". Ein Leitungsband ist ein nur teilweise besetztes Energieband.

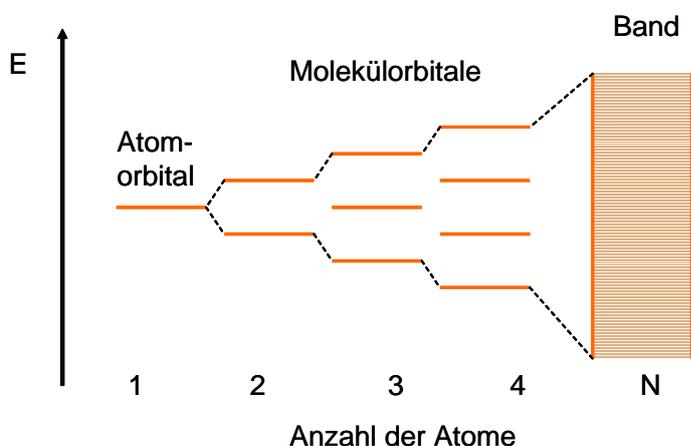


Bild 20: Entstehung eines Energiebandes durch die Wechselwirkung der Orbitale von Metallatomen [Lit 2]

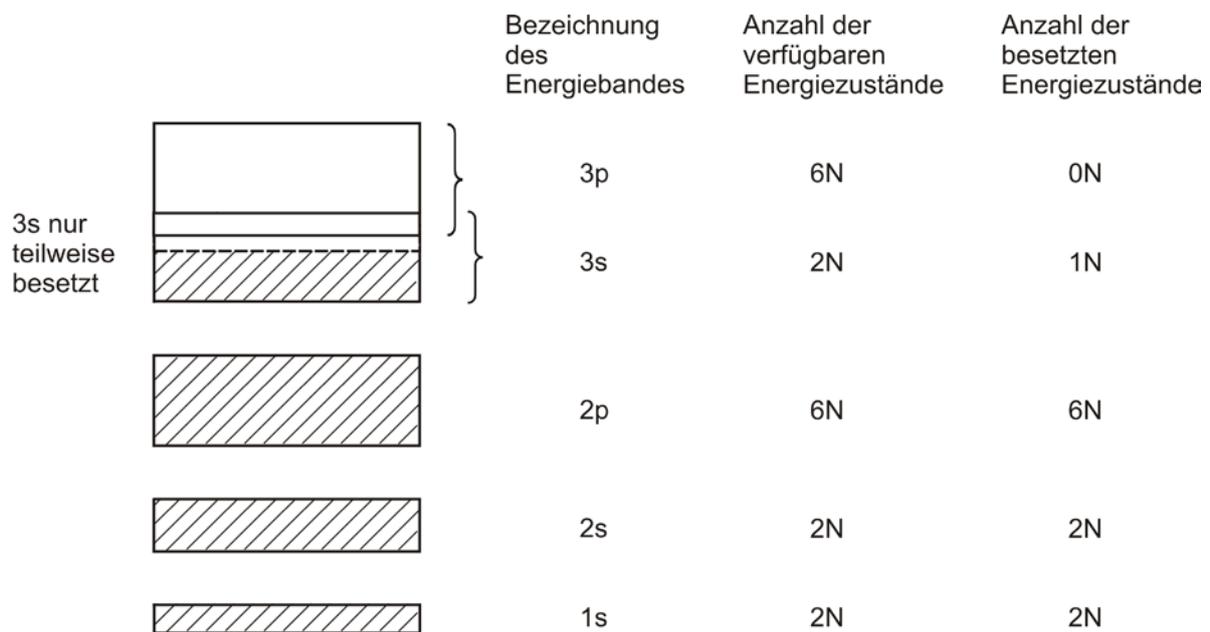


Bild 21: Energiebändermodell des Natriums

Durch das Anlegen einer äußeren elektrischen Spannung ist der Übertritt der Elektronen aus dem Valenzband in das Leitungsband (bei gegenseitiger Überlappung der beiden Energiebänder) möglich (siehe Bild 21). Darauf beruht die elektrische Leitfähigkeit der Metalle. Je mehr das Valenz- und das Leitungsband einander überlappen, umso besser ist die elektrische Leitfähigkeit (Bild 22). Überlappen sich dagegen diese Energiebänder nicht, besitzt der Stoff keine elektrische Leitfähigkeit, er wirkt als Isolator (Trennung von Valenz- und Leitungsband durch ein breites so genanntes "**verbotenes Energieband**"). Im Unterschied zu Metallen weisen Nichtmetalle ein vollständig mit Elektronen besetztes Valenzband auf, welches durch eine breite Bandlücke vom energiereicheren unbesetzten Leitungsband getrennt ist.

Ist das "verbotene Energieband" schmal, so kann es von den Elektronen des Valenzbandes unter Umständen dadurch überwunden werden, dass dem Metall von außen Energie zugeführt wird (z. B. durch Wärme oder Licht). Dann wird dieses Metall als Halbleiter bezeichnet. Energiebändermodelle der unterschiedlich leitenden Stoffe sind in Bild 22 dargestellt. Eine andere Möglichkeit ist das Dotieren mit Fremdatomen, die dann die benötigten Elektronen (n-Halbleiter) bzw. unbesetzten Orbitale (p-Halbleiter) zur Verfügung stellen.

Zwischen Molekülen mit gesättigten Valenzen wirken bei entgegengesetzten elektrischen Ladungen weitere Anziehungskräfte, die **VAN-DER-WAALS'schen Kräfte**. Sie sind schwache Kräfte, die auf unterschiedlichen Mechanismen beruhen. Bei den VAN-DER-WAALS'schen Kräften handelt es sich nicht um chemische Bindungen, sondern um zwischenmolekulare Kräfte.

Die VAN-DER-WAALS'schen Kräfte setzen sich aus drei Anteilen zusammen [Lit 2]:

- **Orientierungskräfte:** Wird die Ladungsverteilung in einem Atom innerhalb eines Moleküls kurzzeitig unsymmetrisch, wirkt das Molekül über diese Zeitspanne als Dipol.
- **Induktionskräfte:** Diese Kräfte wirken zwischen einem Ion bzw. Dipolmolekül und einem Molekül mit symmetrischer Ladungsverteilung. Durch die induzierte Verschiebung der Ladung wird aus einem unpolaren Molekül ein Dipol erzeugt.
- **Dispersionskräfte:** Durch die ständige Bewegung der Elektronen entstehen „momentan“ unsymmetrische Ladungsverteilungen, die sich im zeitlichen Mittel kompensieren. Die Dispersionskräfte wirken zwischen allen Atomen und Molekülen.

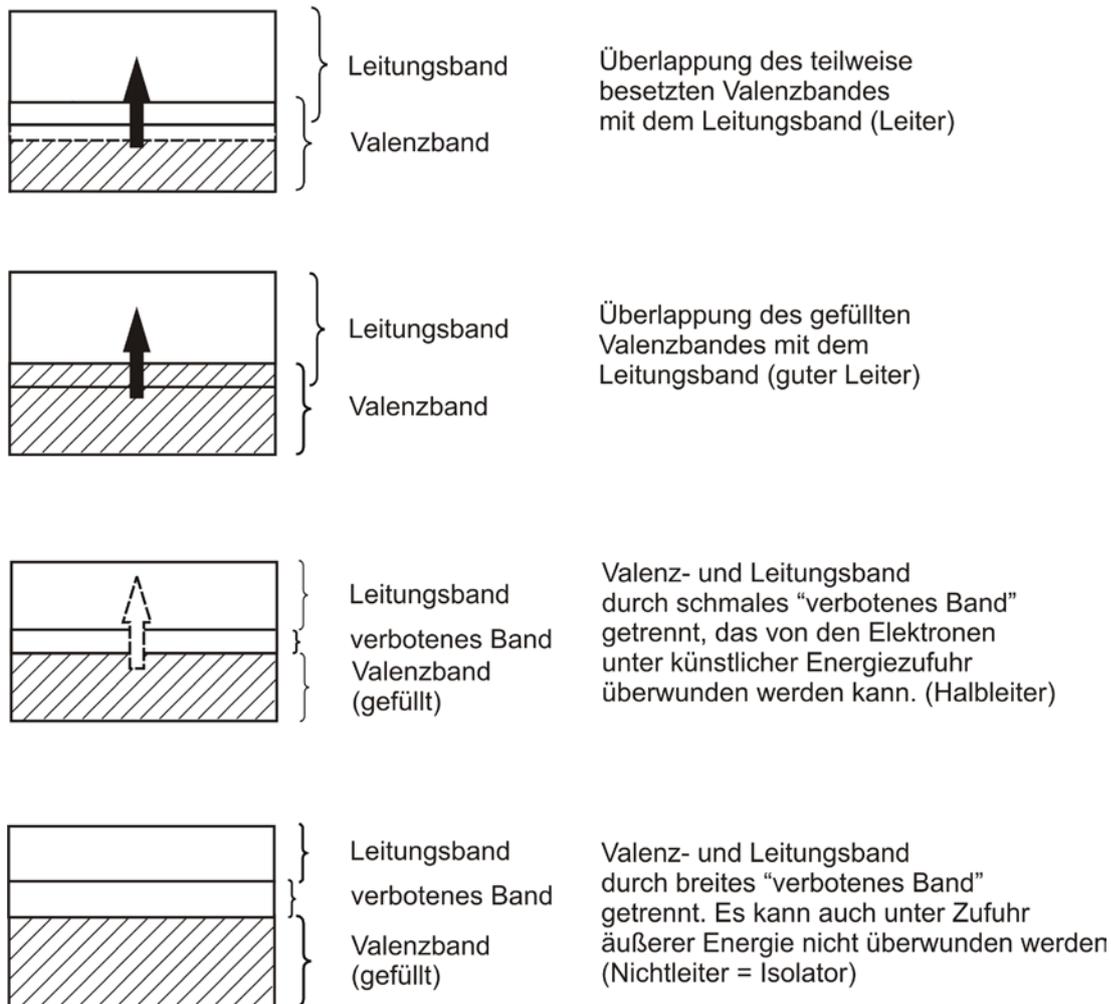


Bild 22: Energiebändermodelle von Stoffen mit Metallbindung zur Erläuterung unterschiedlicher elektrischer Leitfähigkeit

Die VAN-DER-WAALS'schen Kräfte nehmen mit der Größe der Partikel, also mit größer werdender Atom- oder Molekülmasse zu. Stellen die Moleküle aufgrund ihrer Struktur selbst einen Dipol dar (z. B.  $H_2O$ ), sind deren gegenseitige Anziehungskräfte weitaus größer als die VAN-DER-WAALS'schen Kräfte bei den induzierten Dipolen. Das in diesen permanenten Dipolen positiv polarisierte H-Atom übt auf ein benachbartes, negativ polarisiertes O-Atom eine sehr große Anziehungskraft aus. Die durch diese Anziehungskraft hervorgerufene Bindung über das polarisierte H-Atom wird auch Wasserstoffbindung (**Wasserstoffbrückenbindung**) genannt. Die Wasserstoffbrücke bildet sich, wenn Wasserstoffatome an stark negative Atome gebunden sind (F, O, N).

Die Wechselwirkungen zwischen den Dipolmolekülen beeinflussen einige physikalische Eigenschaften des betreffenden Stoffes; diese sind z. B.:

- Oberflächenspannung,
- Viskosität,
- Löslichkeit,
- Dampfdruck und
- Mischbarkeit mit anderen Stoffen.

Jeffrey [Lit 9] hat eine Klassifikation von Wasserstoffbrückenbindungen eingeführt. Unterschieden wird hierbei die Stärke der Bindung.

- *Starke Bindungen* (63–167 kJ/mol): Beispielsweise in der Flusssäure  $\text{H-F}\cdots\text{H-F}$
- *Mittlere Bindungen* (17–63 kJ/mol): Beispielsweise in Wasser oder in Kohlenhydraten.
- *Schwache Bindungen* (< 17 kJ/mol): C–H $\cdots$ O-Interaktionen, zum Beispiel in Proteinen.

In der Filtertechnik werden VAN-DER-WAALS'schen Kräfte genutzt, um feine Staubpartikel aus Abluftströmen herauszufiltern.

Die nachstehende Tabelle 4 gibt eine Übersicht über verschiedene Eigenschaften der unterschiedlichen Bindungen.

Tabelle 4: Eigenschaften der unterschiedlichen Bindungen [Lit 9, Lit 10]

	Hauptbindungen			Nebenbindungen	
	Ionenbindung	Atombindung	Metallbindung	Wasserstoffbrückenbindung	VAN-DER-WAALS-Bindung
<b>Bindungsschema</b>	Metall + Nichtmetall = Salz	Nichtmetall + Nichtmetall = Molekül oder Atomgitter	Metall + Metall = Metallgitter	permanente Dipole	induzierte Dipole
<b>Elektrische Leiter</b>	Ionenleiter	Nichtleiter	Elektronenleiter		
<b>Wärmeleitung</b>	schlecht	sehr schlecht	gut		
<b>Rissfortschritt</b>	leicht	schwer	leicht		
<b>Bindungsenergie [kJ/mol]</b>	400 – 3000	100 – 900	100 – 600	10 – 167	5 – 50

## 4 Aggregatzustände

### 4.1 Allgemeines

Je nach den äußeren Bedingungen (Temperatur und Druck), die auf die Stoffe einwirken, können diese verschiedene Aggregatzustände einnehmen.

#### 4.1.1 Der feste Zustand (s: solid)

Die Teilchen liegen im Idealzustand wohlgeordnet in einem Kristall vor. Dieser weist infolge der Ordnung der Einzelteile Symmetrien auf (idealer Kristall, Zustand maximaler Ordnung);

#### 4.1.2 Der flüssige Zustand (l: liquide)

Wird einem festen (kristallinen) Stoff Energie z.B. in Form von Wärme zugeführt, werden die Teilchen zu Rotations- und Schwingungsbewegungen um ihre Schwerpunktlage angeregt. Bei fortgesetzter Energiezufuhr beginnen sich einzelne Teilchen aus ihrer fest gefügten Lage zu befreien. Die gegenseitige Anziehung der Teilchen bleibt jedoch noch so weit erhalten, dass sie sich nicht voneinander trennen. Es bilden sich Schmelzen oder Flüssigkeiten. Innerhalb der Flüssigkeit bleiben noch größere Einheiten als Cluster erhalten, wie sie auch im Festkörper anzutreffen sind. Der flüssige Zustand kann als ein Zustand des Übergangs bezeichnet werden.

#### 4.1.3 Der gasförmige Zustand (g: gaseous)

Eine weitere Energiezufuhr bewirkt ab einem gewissen kritischen Energiezustand eine völlige Trennung der Teilchen; der Stoff verdampft. Dieser Punkt wird als Siedepunkt des Stoffes bezeichnet. Die Teilchen bewegen sich ungeordnet und unabhängig voneinander (Zustand maximaler Unordnung im Idealzustand).

Unter praktischen Verhältnissen werden die beiden Idealzustände nicht erreicht, sondern die praktischen Aggregatzustände stellen stets einen Gleichgewichtszustand dar, der sich je nach den äußeren Bedingungen zwischen diesen Zuständen einstellt. Die Stoffe folgen in den verschiedenen Aggregatzuständen bestimmten Gesetzmäßigkeiten. Diese sollen nachfolgend beschrieben werden.

### 4.2 Gasförmiger Zustand

Das Volumen eines gasförmigen Stoffes ist abhängig von den äußeren Bedingungen Druck und Temperatur sowie von der Anzahl der Mole. Die Zustandsgleichung lautet in allgemeiner Form:

$$V = f(p, T, n)$$

mit

p: Druck,

T: Temperatur

n: Anzahl der im Volumen enthaltenen Mole

Die drei Gasgesetze ergeben sich, wenn man je eine der drei Zustandsgrößen konstant hält:

1. Druck-Volumengesetz von BOYLE-MARIOTTE  
 $p \cdot V = \text{const.} \quad (T = \text{const.})$

2. Volumen-Temperaturgesetz von GAY-LUSSAC

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (p = \text{const.}) \text{ und}$$

3. Temperatur-Druckgesetz von AMONTONS

$$\frac{T_1}{T_2} = \frac{p_1}{p_2} \quad (V = \text{const.}).$$

Nach AVOGADRO enthalten gleiche Raunteile von Gasen eine gleich große Anzahl von Teilchen. Damit kann dann die Zustandsgleichung idealer Gase angegeben werden zu:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$R = \text{universelle Gaskonstante} = 8,3143 \frac{J}{K \cdot mol}$$

Von dieser Zustandsgleichung der idealen Gase weicht das Verhalten der Gase bei höheren Drücken und tiefer Temperatur ab; dies geschieht umso mehr, je größer die Gasmoleküle sind. Diese Abweichungen werden in der verallgemeinerten Form der Zustandsgleichung der Gase (VAN-DER-WAALS'sche Gleichung) erfasst. Bild 23 zeigt verdeutlicht den Unterschied zwischen realen Gasen und einem idealen Gas für das Produkt  $p \cdot V$  in Abhängigkeit vom herrschenden Druck und bei einer Gastemperatur von  $0^\circ\text{C}$ .

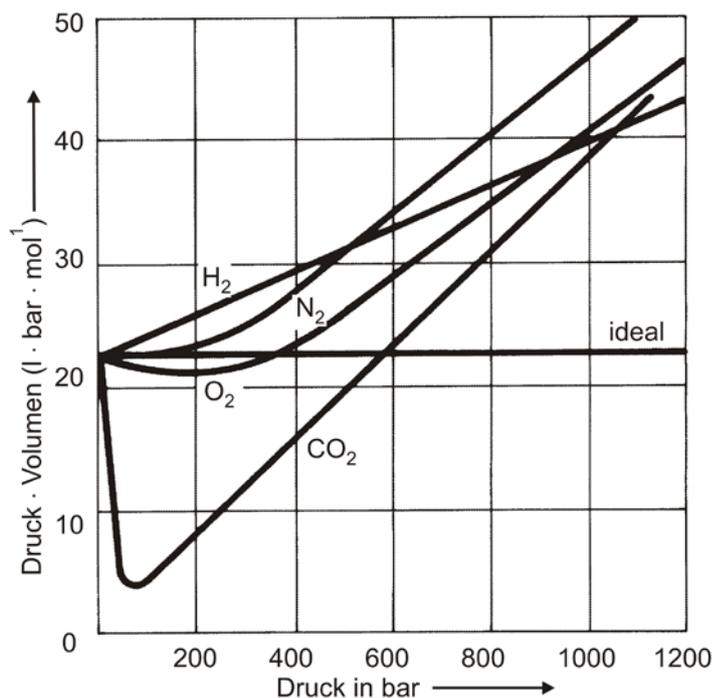


Bild 23: Produkt  $p \cdot V$  verschiedener Gase in Abhängigkeit vom äußeren Druck für  $0^\circ\text{C}$  Gastemperatur

### 4.3 Fester Zustand

Feste Stoffe können aus regelmäßig geordneten, aber auch aus nur schwach oder nicht geordneten Atomen, Ionen oder Molekülen bestehen. Die Bausteine befinden sich im Idealfall auf definierten Punktlagen, die sich dreidimensional periodisch wiederholen. Die aufgrund der Temperatur ausgeführten Schwingungen um diese Punktlagen reichen nicht aus, das Gefüge zu zerstören. Ein Stoff, dessen Bausteine in einem regelmäßigen System am ganzen Körper angeordnet sind, ist **kristallin**. Dieser weist infolge der Ordnung der Einzelteile Symmetrien auf

(idealer Kristall, Zustand maximaler Ordnung). Beim Überschreiten einer bestimmten Temperatur oder Unterschreiten eines bestimmten Druckes können Feststoffe einen Festphasenübergang zeigen. Dieser Übergang geht mit Änderungen z. B. der Kristallstruktur einher (Bild 24).

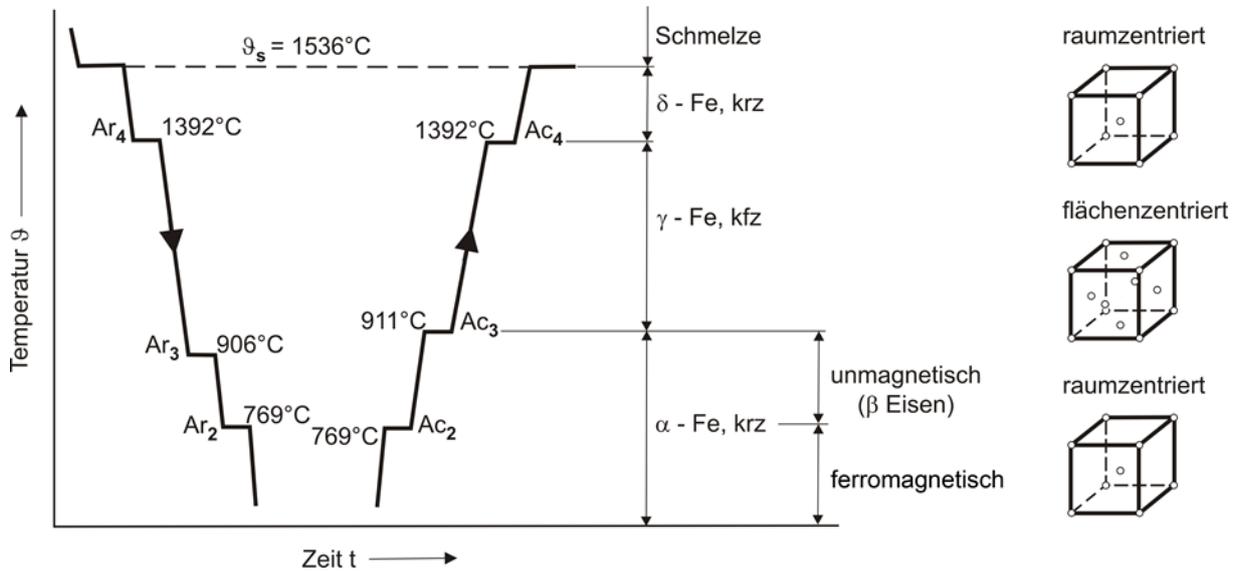


Bild 24: Umkristallisation von Reineisen

Nicht alle festen Stoffe liegen als Kristalle vor. Bei **amorphen** Stoffen besteht nur in kleinen Bereichen im Nahbereich einzelner Teilchen ein gleichmäßig geordneter Zustand, die Stoffe besitzen jedoch keine sich über den gesamten Körper erstreckende Ordnung (**Fernordnung**). Dies kann unterschiedliche Ursache haben. Beim zu schnellen Abkühlen kann die Beweglichkeit der Bausteine nicht ausgereicht haben, um eine regelmäßige Kristallstruktur zu bilden. Bild 25 zeigt dies am Beispiel von Quarz bzw. Glas. Manche Moleküle sind sehr groß (z. B. Harz) oder verfügen nur über eine sehr geringe Anziehungskraft untereinander (z. B. Wachs), sodass nur eine **Nahanordnung** erreicht wird. Festkörper die keine Kristallstruktur besitzen und nur eine Nahanordnung aufweisen heißen amorph.

Amorphe Stoffe sind aufgrund der fehlenden Ordnung ihrer Teilchen **isotrop**, d. h., sie weisen nach allen Richtungen gleiche Eigenschaften auf. Typische Vertreter amorpher Stoffe sind Gummi und Glas.

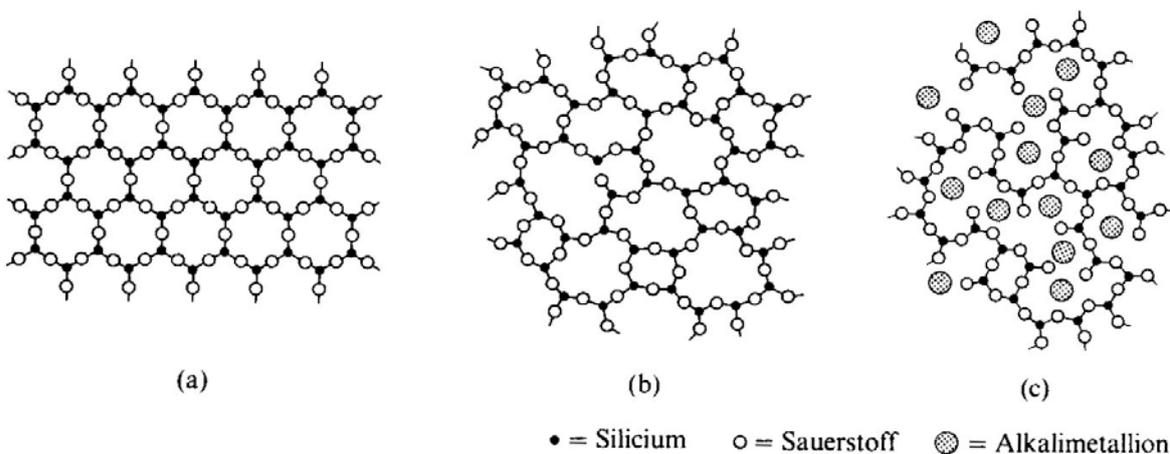


Bild 25: Kristalline und amorphe Struktur von  $\text{SiO}_2$ : (a) kristalliner Quarz (Bergkristall), (b) amorphes Quarzglas und (c) Glas

### 4.3.1 Kristallaufbau

Der weitaus größte Teil aller festen Stoffe ist kristallin. Die Abstände der Teilchen in einem Kristallgitter müssen in den verschiedenen Richtungen nicht gleich sein. Eine Reihe kristalliner Substanzen weisen in den verschiedenen Richtungen eine unterschiedliche Größe einiger physikalischer Eigenschaften auf; die Stoffe sind **anisotrop**. Eigenschaften, deren Größe richtungsabhängig ist, sind zum Beispiel Härte, Lichtbrechung, Wärmeleitfähigkeit und Spaltbarkeit.

Die regelmäßig angeordneten Bausteine in einem Kristall bilden ein dreidimensionales Gitter, das Raumgitter. Einzelbaustein dieses Raumgitters ist die **Elementarzelle** (Bild 26), durch deren periodische Verschiebung (Translation) nach allen Richtungen das Raumgitter gebildet wird (Bild 27). Eine Beschreibung der Elementarzelle gilt daher auch für das gesamte Kristallgitter. Größe und Form der Elementarzelle werden durch die Länge der Kanten und die zwischen den Kanten auftretenden Winkel beschrieben.

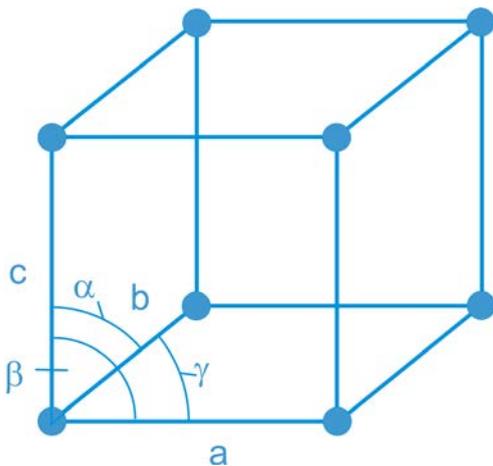


Bild 26: Elementarzelle

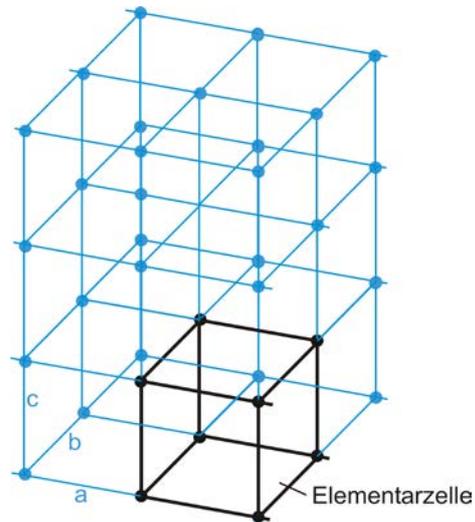


Bild 27: Raumgitter durch Translation der Elementarzelle

In diesem Raumgitter ist jeder Gitterpunkt der Eckpunkt von 8 Elementarzellen; d. h., auf jede Elementarzelle kann insgesamt nur ein Gitterpunkt entfallen. Solche Elementarzellen werden als "einfach - primitiv" bezeichnet. Besitzt die Elementarzelle noch weitere Positionen, die sich periodisch wiederholen, spricht man von zentrierten Zellen.

Man unterscheidet entsprechend den 7 bekannten makroskopischen Kristallsystemen die folgenden 7 Typen von Elementarzellen:

Tabelle 5: Die 7 Typen von Elementarzellen

System	Kantenlänge	Winkel	Beispiele
kubisch	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	$\alpha$ -Eisen, $\gamma$ -Eisen, Kupfer, Blei
tetragonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	Zinn, Rutil ( $\text{TiO}_2$ )
orthorhombisch	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	Kalkspat ( $\text{CaCO}_3$ ), Anhydrit ( $\text{CaSO}_4$ )
monoklin	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90^\circ, \beta \neq 90^\circ$	Gips ( $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ )
triklin	$a \neq b \neq c$	$\alpha, \beta, \gamma$	Albit (Natronfeldspat) ( $\text{Na}[\text{Si}_3\text{O}_8]$ )
hexagonal	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma \neq 90^\circ$	$\beta$ -Quarz, Zink, Titan, Eis ( $\text{H}_2\text{O}$ )
rhomboedrisch	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	$\alpha$ -Quarz, Calcit

Die aus diesen 7 Typen von Elementarzellen in Tabelle 5 gebildeten 7 Kristallsysteme sind im Bild 28 dargestellt. Obwohl mit den 7 Elementarzellen sämtliche vorkommenden Kristalle beschrieben werden können, wird allgemein ein auf 14 Elementarzellen erweitertes System zur Beschreibung der Kristalle verwendet. Diese 14 so genannten **Bravais-Gitter** sind in Bild 29 dargestellt. Durch sie können die Symmetrieeigenschaften eines Raumgitters leichter beschrieben werden.

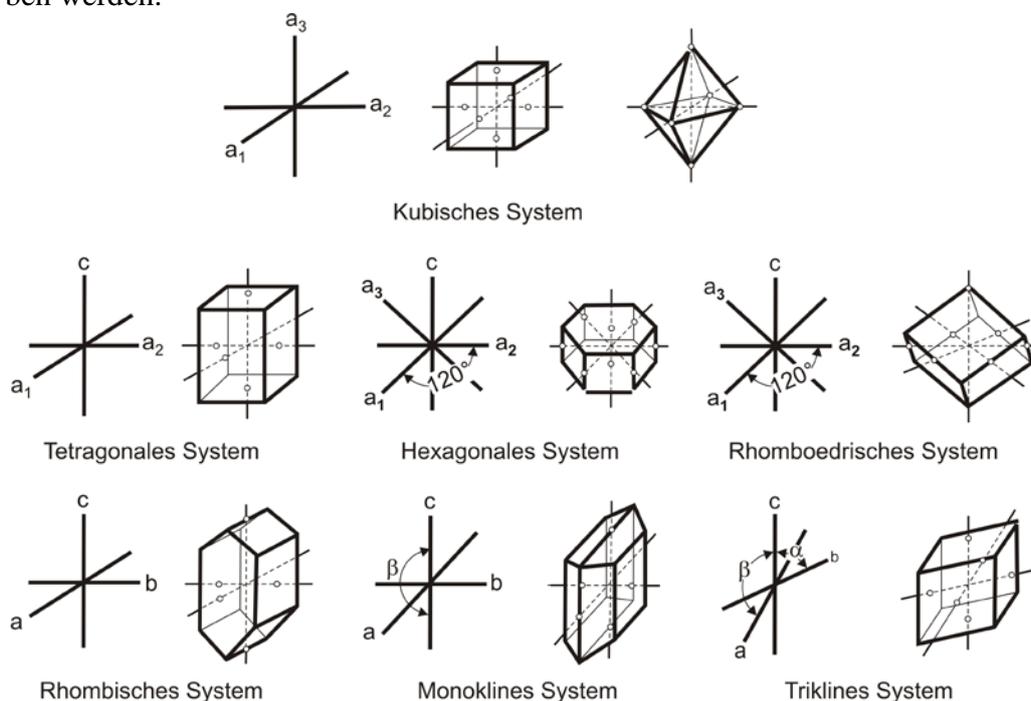


Bild 28: Die 7 Kristallsysteme

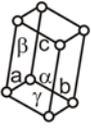
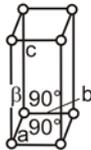
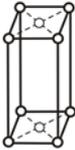
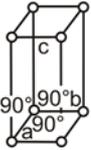
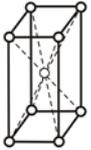
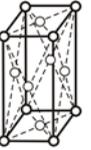
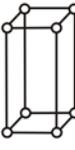
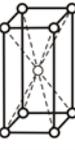
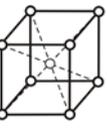
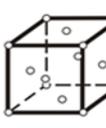
triklin				
monoklin				
rhombisch				
hexagonal				
rhomboedrisch				
tetragonal				
kubisch				
	einfach	basis - flächen- zentriert	innen zentriert	flächen zentriert

Bild 29: Die 14 Typen von Elementarzellen nach Bravais (Bravais-Gitter)

### 4.3.2 Baufehler in Kristallen

In der Praxis treten Kristalle, die der idealen Translation einer Elementarzelle genau entsprechen, äußerst selten auf. Vielmehr enthält jeder Realkristall Abweichungen vom idealen Gitteraufbau. Die Baufehler können auf die Eigenschaften der Kristalle große Auswirkungen haben. Man unterscheidet Punktdefekte, Liniendefekte und Flächendefekte.

**Punktdefekte** (siehe Bild 30) können sein:

- Leerstellen,
- Zwischengitteratome (Eigen- oder Fremdatom) oder
- substituierte Fremdatome.

Neben diesen Störungen in der Feinstruktur enthalten reale Kristalle Einschlüsse und Porenräume.

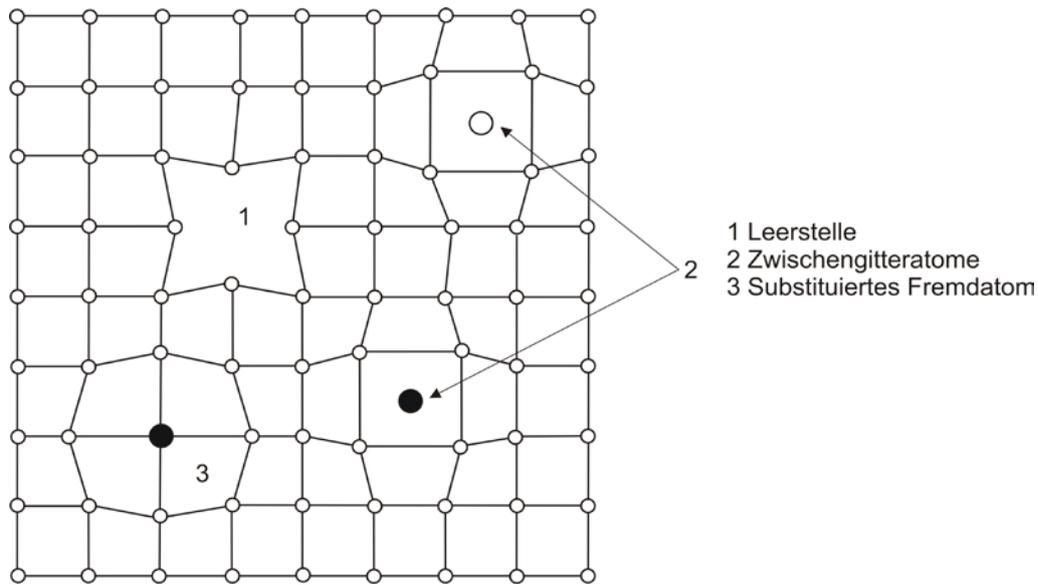


Bild 30: Punktdefekte im Raumgitter (Gitterebene betrachtet)

**Liniendefekte (Versetzungen)** entstehen als Stufen- und Schraubenversetzungen (Bild 31 und Bild 32). Versetzungen können nicht im Innern eines Kristalls beginnen oder enden. Durch die Versetzung wird ein bestimmter Bereich im Kristall gestört, indem angrenzende Elementarzellen verzerrt werden. Die so genannte "Versetzungslinie" stellt die Grenzlinie zwischen dem gestörten und dem ungestörten Bereich dar.

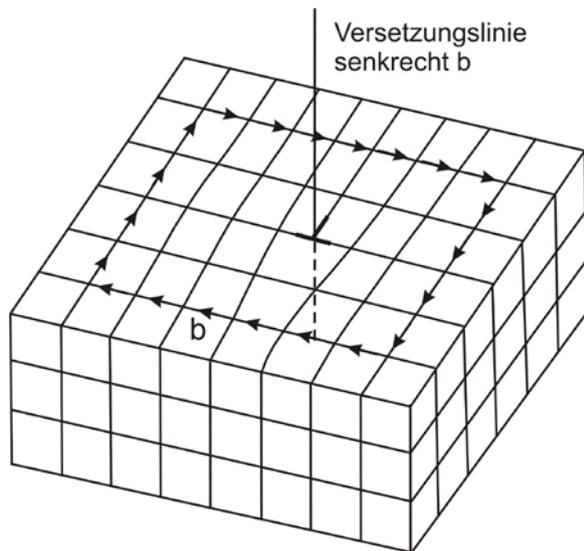


Bild 31: Stufenversetzung (Versetzungslinie senkrecht zu  $b$ )

Eine Versetzung wird gekennzeichnet durch die Richtung der Versetzungslinie und durch den Burgers-Vektor. Der **Burgers-Vektor  $b$**  wird definiert durch den Burgers-Umlauf, einen geschlossenen Umlauf im ungestörten Kristallbereich, der die Versetzung umschließt. Wiederholt man diesen Umlauf für das Realkristall, wobei man vom gleichem Atom ausgeht und schrittweise von Atom zu Atom weitergeht, dann trifft man nach der gleichen Anzahl von Schritten nicht auf das Ausgangsatom. Es bleibt eine Wegdifferenz übrig, deren Richtung und Betrag den Burgers-Vektor  $b$  definieren. Ist  $b$  gleichzeitig ein Gittervektor, so liegt eine vollständige

Versetzung vor; ist  $b$  kein Gittervektor liegt eine unvollständige oder Teilversetzung vor.

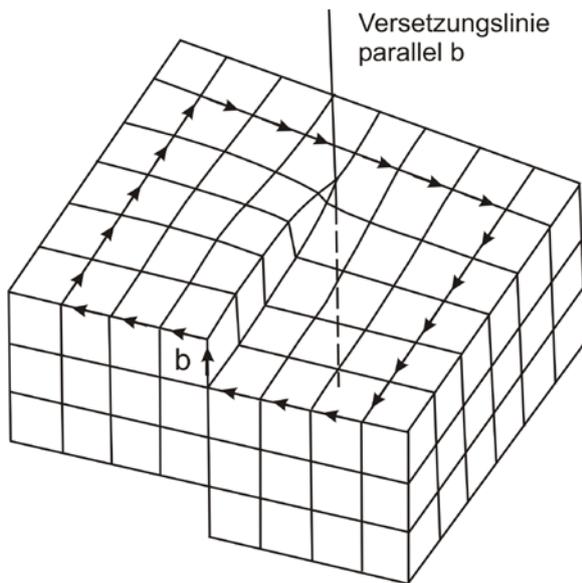


Bild 32: Schraubenversetzung (Versetzungslinie parallel zu  $b$ )

Ursache von Versetzungen können unter anderem mechanische Beanspruchungen sein. Durch eine Schubbeanspruchung kann ein Gleiten in einer Kristallebene erfolgen. Die auf der einen Seite des Kristalls hervorgerufene Versetzung durchwandert diesen und verlässt ihn auf der anderen Seite. Die Verschiebung erzeugt an der Kristalloberfläche eine Stufe (Stufenversetzung) (Bild 33).

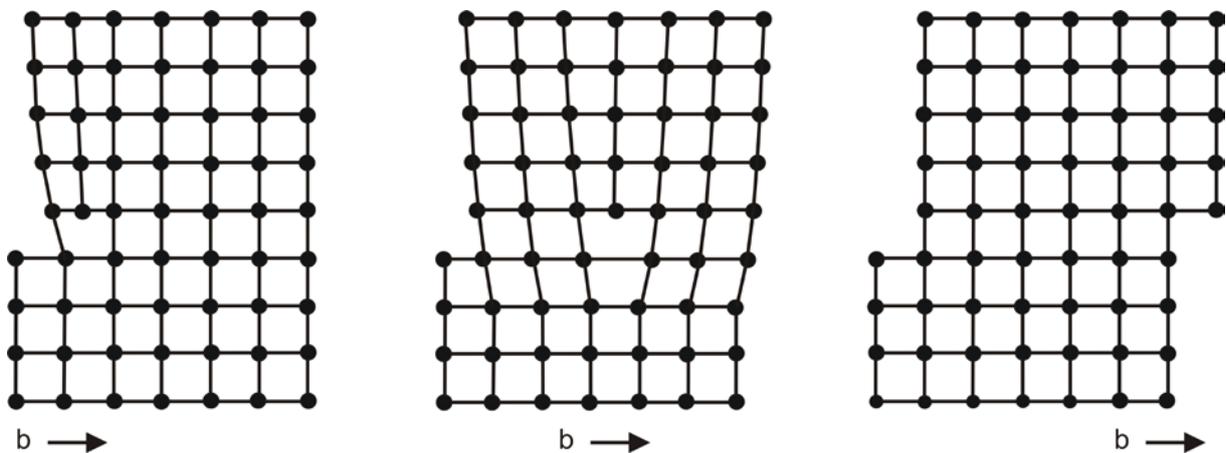


Bild 33: Entstehung und Wanderung einer Stufenversetzung

Zur Kennzeichnung der Häufigkeit von Versetzungen dient der Begriff der Versetzungsdichte, d. h. die Gesamtlänge der in der Volumeneinheit enthaltenen Versetzungslinien oder die Anzahl der Durchstoßpunkte von Versetzungen an der Kristalloberfläche je Flächeneinheit. Die Versetzungsdichte in Metallen beträgt in Einkristallen üblicherweise  $10^7$  cm (100 km) Versetzungslinie pro  $\text{cm}^3$  (oder  $10^7$  Versetzungen pro  $\text{cm}^2$ ). Bei plastischer Verformung steigt dieser Wert um viele Zehnerpotenzen an [Lit 11].

Die **Flächendefekte** werden in Kleinwinkel- und Großwinkelkorngrenzen, Stapelfehler und die Bildung von Zwillingen unterteilt.

Kleinwinkelkorngrenzen können durch eine Aneinanderreihung von Liniendefekten entstehen; z. B. Stufenversetzung (Bild 34). Die beiden in der Versetzungsebene aneinanderstoßenden Kristallbereiche sind unter einem geringen Winkel gegeneinander geneigt.

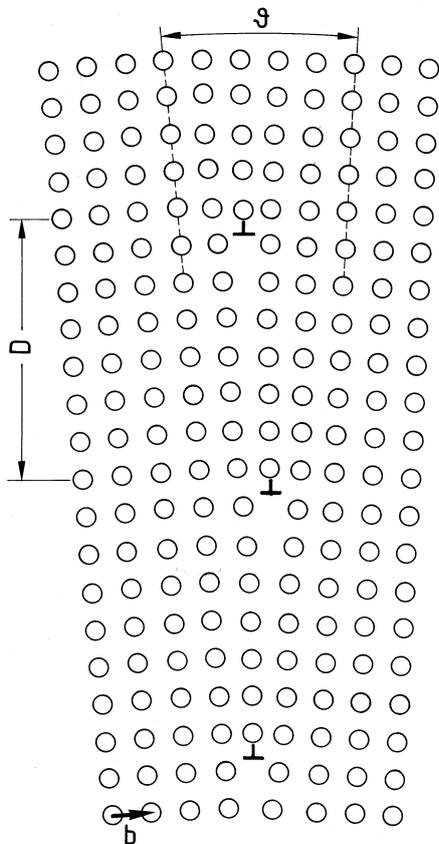


Bild 34: Kristall mit Kleinwinkelkorngrenze

Zur Entstehung von Großwinkelkorngrenzen reicht der bei Kleinwinkelkorngrenzen aufgetretene Mechanismus der Liniendefekte nicht mehr aus. Es wird angenommen, dass in einer gewissen Schicht zwischen den angrenzenden regelmäßigen Kristallgittern nur einige wenige Gitterpunkte beiden Gittern gleichzeitig angehören und andere Teilchen zu keinem der beiden Gitter gehören und einen flüssigkeitsähnlichen Zustand bilden. Von einer Großwinkelkorngrenze wird gesprochen, wenn der Winkel zwischen den Körnern  $4^\circ$  übersteigt (Bild 35).

Stapelfehler treten oft an Metallkristallen auf. Sie sind Störungen in der regelmäßigen Schichtenfolge beim Aufbau der Struktur. Zwillinge sind zwei gleichartige Kristalle, die an einer Spiegefläche zusammenstoßen. Sie können während des Kristallwachstums oder infolge einer mechanischen Beanspruchung entstehen (Bild 36). Die Angabe „[112]“ bezeichnet in der Kristallographie eine Richtung, die auf die Ecke der zweiten Elementarzelle hinweist [Lit 12].

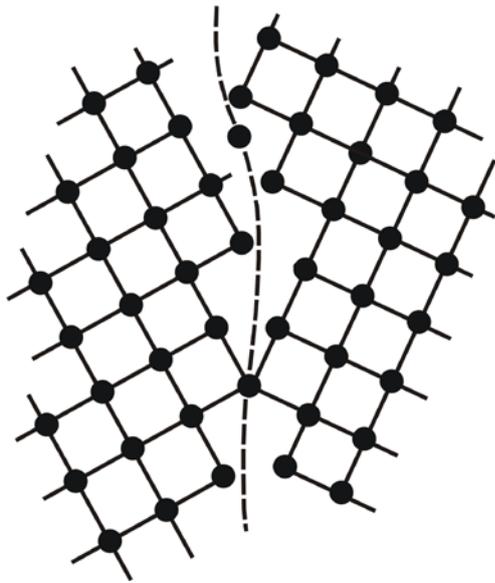


Bild 35: Kristall mit Großwinkelkorngrenze

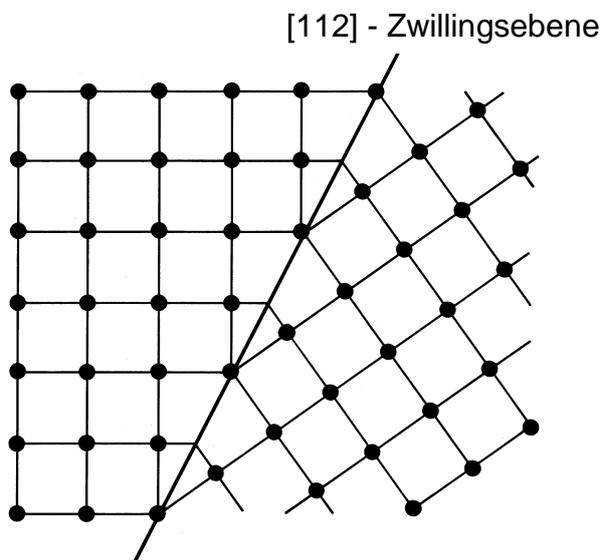


Bild 36: Kristall-Zwilling [112] - Zwillingssebene

Im Extremfall sind derart viel Baufehler vorhanden, dass man nicht mehr von einem kristallinen, sondern von einem amorphen Feststoff sprechen muss.

#### 4.4 Phasengleichgewicht

Beim Übergang von einer Phase in eine andere ändert sich der Energieinhalt eines Stoffes sprunghaft (Bild 37). Phasenübergänge gehen mit einem Energieaustausch zwischen dem sich ändernden System und seiner Umgebung einher. Beim Schmelzen, Verdampfen und Sublimieren wird Energie in Form von Wärme benötigt, um die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen zu überwinden. Umgekehrt beim Erstarren, Verflüssigen und Kondensieren Wärme frei. Die Energie (Wärmemenge), die bei konstantem Druck für ein Mol eines Stoffes erforderlich ist, um einen Phasenübergang zu bewirken, wird molare **Zustandsänderungs-Enthalpie**  $\Delta H$  [kJ/mol] genannt. Sie beträgt z. B. für Wasser beim Schmelzvorgang 6,025 kJ/mol und beim Verdampfungsvorgang 40,627 kJ/mol.

Neben dem Bestreben, einen möglichst energiearmen Zustand einzunehmen, hat jeder Stoff

auch das Bestreben, einen Zustand möglichst geringer Ordnung zu erreichen. Als Maß für die Unordnung eines Systems dient die Zustandsgröße **Entropie S [J/K]**. Sie nimmt mit zunehmendem Grad der Unordnung zu.

Beim Schmelzen und Verdampfen wirken sich Enthalpie und Entropie entgegen. Ausschlaggebend für das Überwiegen eines der beiden Faktoren ist die Temperatur.

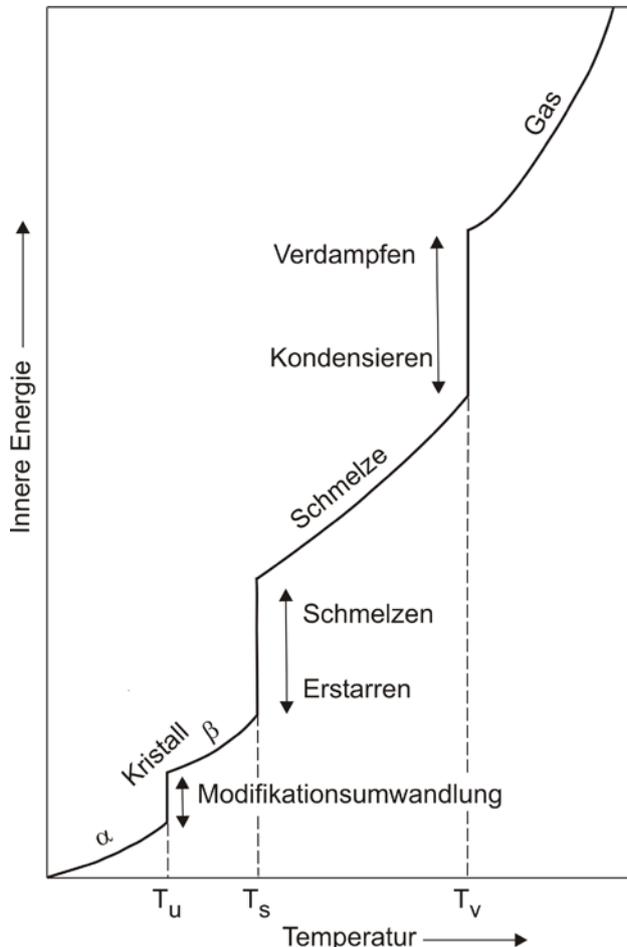


Bild 37: Temperaturabhängige Änderung des Energieinhalts eines Stoffes bei konstantem Druck [Lit 4]

Das Phasengesetz von GIBBS gibt an, wie viele verschiedene Phasen gleichzeitig im Gleichgewicht existieren können. Das Gesetz gilt auch für Gemische aus Flüssigkeiten oder festen Phasen, die im flüssigen Zustand gemischt werden und danach erstarren können. Die Flüssigkeiten dürfen dabei nicht miteinander mischbar sein.

$$P + F = K + 2$$

mit

P: Anzahl der Phasen,

F: Freiheitsgrade (Einflussgrößen wie Temperatur, Druck, Konzentration) und

K: Anzahl der Stoffe des Gemisches.

Zum Darstellen des unter vorgegebenen Bedingungen vorliegenden Aggregatzustandes werden Zustandsdiagramme (Phasendiagramme) genutzt. In ihnen können sowohl die Existenzbereiche als auch die Modifikationen der Stoffe in ihrem festen, flüssigen oder gasförmigen Zustand dargestellt werden.

Die verschiedenen Zustandsphasen stehen bei konstanten Bedingungen im Gleichgewicht, d. h. auch unterhalb des Siedepunktes kann eine Flüssigkeit freiwillig verdampfen. Dies wird darauf zurückgeführt, dass einige Teilchen eine so große Bewegungsenergie aufweisen, dass sie die zwischenmolekulare Bindung überwinden können. In einem geschlossenen System stellt sich ein Gleichgewicht zwischen der Flüssigkeit und der Menge an Dampf ein; der Raum über der Flüssigkeit wird, in Abhängigkeit vom Druck, mit einer bestimmten Menge Dampfes gesättigt. Der dabei auf der Gefäßwand ausgeübte Druck ist der Dampfdruck der Flüssigkeit; im Gleichgewichtszustand der Sättigungsdampfdruck.

Wie vom flüssigen Zustand können auch Teilchen eines Stoffes aus dem festen Zustand direkt in den dampfförmigen Zustand übergehen. Die Menge der verdampften Teilchen ist hier jedoch wegen der hohen Bindungskräfte nur gering; entsprechend ist auch der Sättigungsdampfdruck über einem festen Körper gering.

Im Zustandsdiagramm des Wassers (Bild 38) können drei Gebiete unterschieden werden, die durch drei schwarzen Kurven (1, 3 und 4) voneinander getrennt sind. Die drei Gebiete repräsentieren die Existenzbereiche der drei Aggregatzustände. Im Schnittpunkt P, dem **Tripelpunkt**, liegen die drei Phasen im Gleichgewicht miteinander vor. Der **kritische Punkt**  $P_k$  ist thermodynamisch durch das Angleichen der Dichten der flüssigen und der Gasphase gekennzeichnet. Unterschiede zwischen den Aggregatzuständen sind ab diesem Punkt nicht mehr existent.

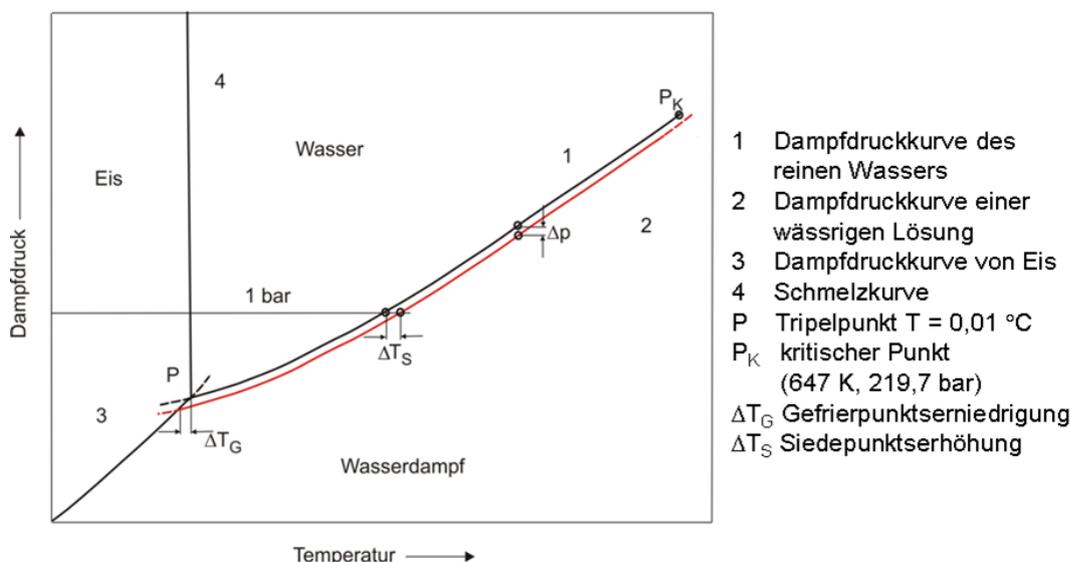


Bild 38: Phasendiagramm des Wassers [Lit 4]

#### 4.5 Mischphasengleichgewicht, feste Lösungen

Bei einem System von zwei festen Stoffen wird das Phasendiagramm aus den Abkühl-Zeitkurven von unterschiedlich zusammengesetzten Schmelzen gewonnen (z. B. 90 % Stoff A, 10 % Stoff B; 70 % Stoff A, 30 % Stoff B, usw.). Aus diesen Abkühlungskurven werden die Punkte der Zustandsänderung (Schmelzpunkte) in ein Diagramm mit der Konzentration als Abszisse und der Temperatur als Ordinate übertragen (Bild 39). In der Abkühlkurve reiner Stoffe zeichnet sich die Zustandsänderung durch eine horizontale Haltelinie aus. Bei gemischten Stoffen (Legierungen) beobachtet man einen Knick im Kurvenverlauf.

Das Gemisch mit dem tiefsten Schmelzpunkt wird als eutektisches („gut schmelzend“) Ge-

misch (Eutektikum) bezeichnet. Dieses Gemisch kann bis zum Schmelzpunkt abgekühlt werden, ohne dass zuvor Kristalle eines der beiden Gemischpartner in der Schmelze ausgeschieden werden.

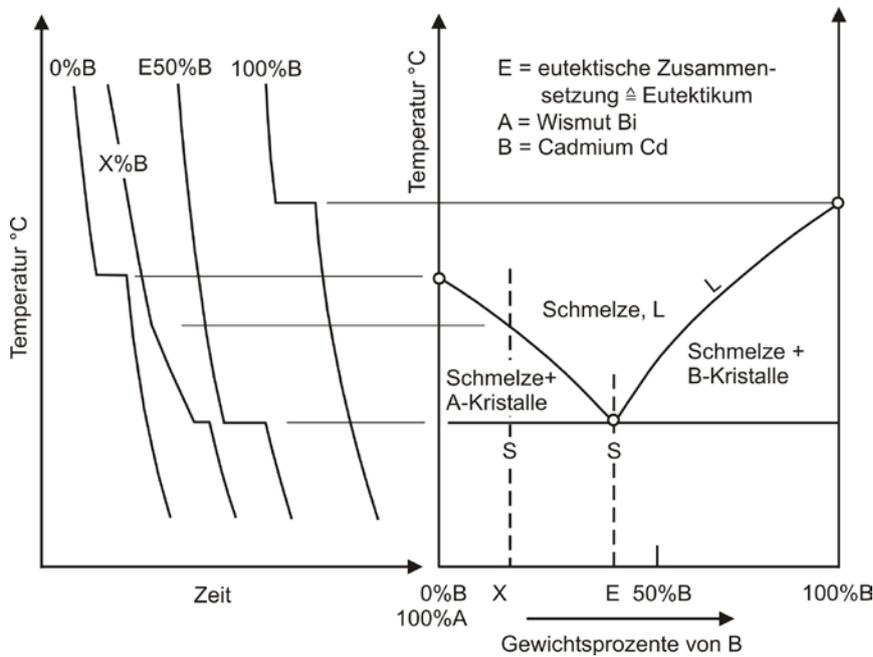


Bild 39: Entstehung eines Phasendiagramms für ein Gemisch aus 2 festen, vollkommen unlöslichen Stoffen (A und B) (schematisch)

Bei jeder anderen Konzentration wird während der Abkühlung so lange einer der beiden Gemischpartner in der Schmelze ausgeschieden, bis die verbleibende Schmelze die Konzentration des eutektischen Gemisches erreicht. Dieses erstarrt dann unter gleichzeitiger Erstarrung beider Gemischpartner in einem fein verteilten Gemenge aus beiden Kristallen.

Die Zusammensetzung einer Phase hängt ab von der Temperatur, bei der sie ausgeschieden wird. Sie ergibt sich aus der Solidus- bzw. Liquidus-Linie für die jeweilige Temperatur.

Der Masseanteil der Phasen in einer Legierung mit der Zusammensetzung  $C_0$  bei einer bestimmten Temperatur  $T_0$  kann nach der **Waage-Regel** (Gesetz der abgewandten Hebelarme) berechnet werden (Bild 40):

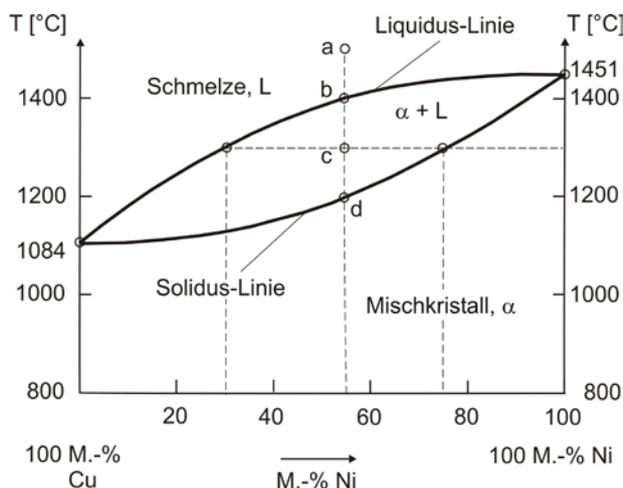


Bild 40: Bestimmung der Phasenzusammensetzung am Beispiel einer Kupfer-Nickel-Legierung

Feste Phase,	$S \rightarrow C_S$
Flüssige Phase,	$L \rightarrow C_L$
Gehalt an fester Phase in M.-%:	$\frac{C_0 - C_L}{C_S - C_L} \cdot 100$
Gehalt an flüssiger Phase in M.-%:	$\frac{C_S - C_0}{C_S - C_L} \cdot 100$

Entsprechend können in Bild 40 die Anteile der flüssigen und der festen Phase bestimmt werden:

Flüssige Phase:	Kupferanteil in M.-%: $(1 - C_L) \cdot 100$
	Nickelanteil in M.-% : $C_L \cdot 100$
Feste Phase:	Kupferanteil in M.-%: $(1 - C_S) \cdot 100$
	Nickelanteil in M.-%: $C_S \cdot 100$

Gemische aus drei Stoffen (ternäre Systeme) werden in Diagrammen dargestellt, die die Form gleichschenkliger Dreiecke haben (Bild 41). In den Eckpunkten liegen jeweils die reinen Stoffe, entlang der Seiten die Mischungen zweier Stoffe.

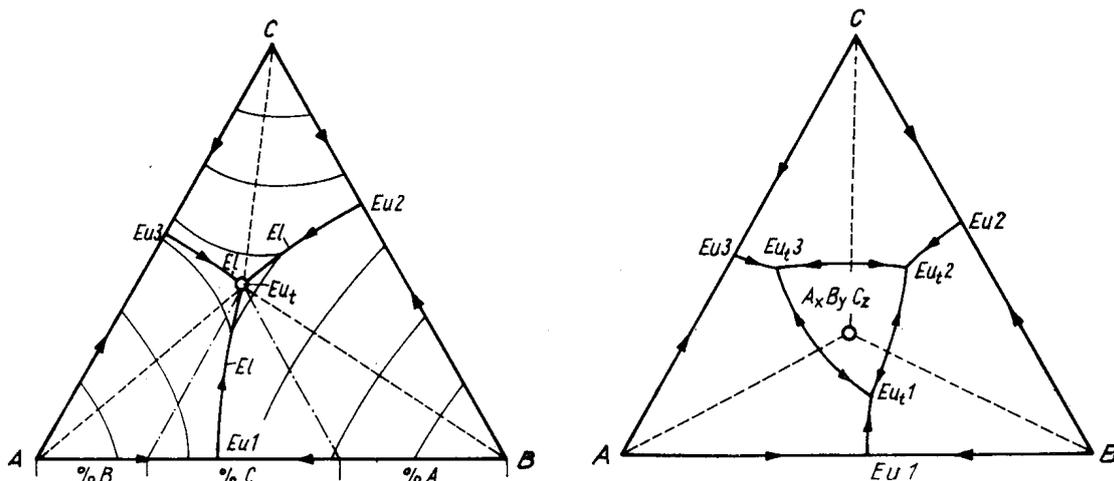


Bild 41: Zustandsdiagramme für ternäre Systeme

## 4.6 Lösungen, Kolloide, Dispersionen

### 4.6.1 Allgemeines

Flüssige Lösungen entstehen dadurch, dass Gase, andere Flüssigkeiten oder Feststoffe in einem Lösungsmittel, zumeist Wasser, in atomarer oder molekularer Form gelöst werden. Die Mischung von Stoffen mit unterschiedlichen Aggregatzuständen führt zu neuen chemischen Systemen. Dies sind

- Dispersion,
- Emulsion,
- Kolloid,
- Aerosol und
- echte Lösungen.

Die Unterscheidung der Systeme basiert auf der unterschiedlichen Teilchengröße der beteiligten Komponenten.

Tabelle 6: Teilchengrößen in echten Lösungen, Kolloide und Dispersionen

Systemart	Dispersion	Kolloid, Emulsion, Aerosol	echte Lösung
	grob-dispers	kolloid-dispers	molekular-dispers
Stoffe	Kalkmilch, Lehmschlamm	Calciumsilikatgel, Milch, Rauch	Salzwasser
Teilchengröße in m	$10^{-3}$ bis $10^{-5}$	$10^{-6}$ bis $10^{-8}$	$10^{-9}$ bis $10^{-10}$
Filtration	mit Filterpapier trennbar	nicht mit Filterpapier, jedoch mit Membranfiltern trennbar (Dialyse)	durch Filtration nicht trennbar
optische Beurteilung	mit bloßem Auge als trübe Lösung erkennbar	Lichtstrahl erscheint bei seitlicher Betrachtung getrübt; Bestandteile sind im Elektronenmikroskop erkennbar	optisch nicht erkennbar (klare Flüssigkeit)

#### 4.6.2 Echte Lösungen

Unter einer (echten) Lösung versteht man im Allgemeinen die gleichmäßige Verteilung der Teilchen einer Substanz in einer anderen. Die erforderliche Energie zur Überwindung der Gitterkräfte des zu lösenden Stoffes und zur Schaffung freier Räume im lösenden Stoff (= Lösungsmittel) wird durch die Anziehungskräfte zwischen den Teilchen beider Stoffe hervorgerufen.

Besonders groß sind die Kräfte, die zwischen Wassermolekülen und Ionenkristallen (Salze) entstehen. Die frei werdende Hydratationsenergie bewirkt eine schnelle Lösung des Salzes. Die einzelnen Salzionen werden direkt von Wasserdipolen umhüllt.

In dem Lösungsmittel kann so lange von der zu lösenden Substanz gelöst werden, bis die Lösung den Grenzzustand der vollkommenen Sättigung erreicht hat. Dieser Vorgang hängt von der Temperatur ab. Bei einer weiteren Zugabe des zu lösenden Stoffes bleibt dieser in der gesättigten Lösung ungelöst.

Im Fall von Salzkristallen entsteht eine wässrige Lösung aus Ionen, die in der Lösung dissoziiert (getrennt) vorliegen. Die Lösung hat in diesem Fall eine größere Leitfähigkeit als das Lösungsmittel, Beispiel NaCl-Lösung, mit hydratisierten  $\text{Na}^+$ - und  $\text{Cl}^-$ -Ionen. Bei Molekülkristallen (z. B. Zucker) bleibt das einzelne Molekül erhalten, d. h. es entstehen keine Ionen. In diesem Fall wird die Leitfähigkeit nicht erhöht.

Beim Auflösen erfolgt eine Volumenkontraktion. Die Lösung hat daher eine höhere Dichte als das Lösungsmittel.

Führt man einer Lösung Energie zu (Erwärmung), so erhöht sich die lösliche Menge der zugegebenen Substanz im Sättigungszustand, wenn der Lösungsvorgang endotherm, d. h. unter Energieaufnahme erfolgt; sie nimmt dagegen ab, wenn der Lösungsvorgang exotherm, d. h. von

sich aus schon unter Energieabgabe erfolgt.

Bei der Lösung fester Stoffe in einer Flüssigkeit sinkt der Dampfdruck (vgl. Kapitel 6.2.3) gegenüber der reinen Flüssigkeit ab. Als Folge davon erhöht sich der Siedepunkt und erniedrigt sich der Schmelzpunkt direkt proportional zur Dampfdruckerniedrigung.

Die Gefrierpunkts- und die Siedepunktänderung bei einem Lösungsmittel ist für jeden beliebigen darin gelösten Stoff stets gleich groß, wenn ein Mol dieses Stoffes darin gelöst wird. Zum Beispiel werden der Siedepunkt einer wässrigen Lösung um 0,51 K/mol und der Gefrierpunkt um 1,86 K/mol verändert (vgl. rote (untere) Linie in Bild 38).

### 4.6.3 Kolloiddisperse Systeme

Ein disperses System besteht allgemein aus mehreren Phasen, wobei die eine Phase (disperse oder dispergierte Phase) in der anderen, dem Dispersionsmittel, fein verteilt ist. Beide Phasentypen können dabei fest, flüssig oder gasförmig sein.

Tabelle 7: Beispiele kolloidaler Systeme

disperse Phase	Dispersionsmittel	Bezeichnung	Beispiele
fest	fest		Beton, Granit
fest	flüssig	Suspension	Frischmörtel, Calciumsilikatgel
fest	gasförmig	Aerosol	Rauch
flüssig	flüssig	Emulsion	Milch, Bitumenemulsion
flüssig	gasförmig	Aerosol	Nebel
gasförmig	flüssig	Schaum	Seifenschaum, Schlagsahne
gasförmig	fest	„fester“ Schaum	Bims

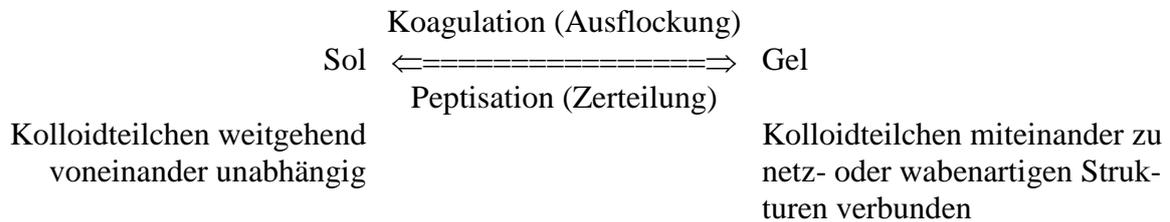
Die disperse Phase ist bestrebt, in einen energieärmeren, d. h. oberflächenärmeren Zustand überzugehen. Diesem Bestreben wirken bei den hydrophoben (wasserfeindlich) Kolloiden die elektrische Ladung, bei den hydrophilen (wasserfreundlich) Kolloiden eine Umhüllung mit Wassermolekülen entgegen.

In den **hydrophoben Kolloiden** stoßen sich die gleichsinnig geladenen dispergierten Teilchen voneinander ab. Dadurch wird deren Zusammentritt zu größeren Teilcheneinheiten verhindert und die Stabilität der kolloidalen Lösung (des Sols) erhalten.

Im **Sol** sind damit die Teilchen voneinander größtenteils unabhängig und frei beweglich. Eine Ausflockung kann erreicht werden durch eine Beseitigung der einseitigen Aufladung der dispergierten Teilchen; z. B. über Zugabe entgegengesetzt geladener Substanzen oder von Elektrolyten.

**Hydrophile Kolloide** sind bestrebt, sich mit Wassermolekülen zu umgeben, diese zu absorbieren. Dies kann bei konzentrierten Kolloidlösungen (Wassermangel), z. B. bei Kieselsäurelö-

sungen zu einem Erstarren in eine gallertartige Masse, dem **Gel** führen. Es findet eine Koagulation statt. Dieser Vorgang bzw. Zustand kann durch Wasserzugabe (Verdünnung) rückgängig gemacht werden; der Vorgang wird als Peptisation bezeichnet.



Während sich die hydrophilen Kolloide nach der Koagulation (Gelbildung) wieder in den Sol-Zustand zurückführen lassen (reversible Kolloide), ist dies bei den hydrophoben Kolloiden nach deren Ausflockung nicht möglich (irreversible Kolloide), da diesen Kolloiden die jederzeit erweiterbare Wasserhülle fehlt. Die Koagulation eines hydrophoben Kolloids kann jedoch verhindert werden, indem man dieses durch den Zusatz eines hydrophilen Kolloids stabilisiert. Das hydrophile Kolloid wirkt hier als so genanntes "Schutzkolloid". Dieser Effekt wird zum Beispiel bei Betonverflüssigern genutzt.

Im Bauwesen sind Gele von besonderer Bedeutung, die sich durch mechanische Einwirkungen verflüssigen lassen, also in den Sol-Zustand übergehen und sich ohne mechanische Beanspruchung wieder verfestigen. Dieses Verhalten wird als **Thixotropie** bezeichnet. Ein Anwendungsbeispiel ist der Einsatz von Bentonit-Suspensionen zur Stützung von Schlitzwänden.

Bei der Erhärtung bildet Zementklinker unter Wasserbindung (Hydratation) ein Gel mit sehr großer Oberfläche aus. Viele Eigenschaften (Festigkeit, Kriechen, Schwinden, ...) des Zementsteins und des Betons sind auf die Gelstruktur des Bindemittels (Calciumsilikathydrate) zurückzuführen.

## 5 Chemische Reaktionen

### 5.1 Chemisches Gleichgewicht, Massenwirkungsgesetz

Chemische Reaktionen sind umkehrbar und als Gleichgewichtsreaktionen zu betrachten. Sie können je nach den äußeren Gegebenheiten (Druck, Temperatur) nach rechts oder nach links ablaufen. Das sich einstellende Gleichgewicht kann in homogenen Systemen mithilfe des Massenwirkungsgesetzes von GULDENBERG und WAAGE berechnet werden.

Das Massenwirkungsgesetz besagt, dass das Produkt der Konzentration der Reaktionsprodukte (in Mol/Liter), geteilt durch das Produkt der Konzentrationen der Ausgangsstoffe (Edukte) im Gleichgewicht konstant ist.

Die Reaktion der Edukte A und B hin zu den Produkten C und D kann zunächst in folgender Form geschrieben werden:



Darin sind e, f, g und h die jeweiligen Konzentrationen bzw. stöchiometrischen Koeffizienten (vgl. Kapitel 2.3). Das Massenwirkungsgesetz lautet dann:

$$\frac{[C]^g \cdot [D]^h}{[A]^e \cdot [B]^f} = K$$

Die Gleichgewichtskonstante K ist reaktionsspezifisch und hängt nur von der Temperatur ab. Eine Temperaturerhöhung führt bei endothermen Reaktionen zu einer Erhöhung, bei exothermen Reaktionen zu einer Verringerung der Gleichgewichtskonstanten und damit der Ausbeute. Änderungen der Konzentration eines Reaktionsteilnehmers verschieben das Reaktionsgleichgewicht. Dies kann sowohl beim Nachweis von Stoffen genutzt werden, die nur in geringer Konzentration vorliegen, als auch, um in chemischen Prozessen die Ausbeute der Produktion gezielt zu erhöhen. Das Massenwirkungsgesetz gilt nicht für den Anteil eines Reaktionsteilnehmers, der die Mischphase z. B. durch Fällung (schwer lösliche Salze) oder Entweichen (Gase) verlässt.

Beispiel Kalkerhärtung:



Gleichgewicht  $\frac{[\text{CaCO}_3]^1 \cdot [\text{H}_2\text{O}]^1}{[\text{Ca(OH)}_2]^1 \cdot [\text{CO}_2]^1} = K$  bzw.

Ausbeute  $[\text{CaCO}_3] = K \cdot \frac{[\text{Ca(OH)}_2] \cdot [\text{CO}_2]}{[\text{H}_2\text{O}]}$ .

Bei gegebener  $\text{Ca(OH)}_2$ -Konzentration kann eine größere Ausbeute an  $\text{CaCO}_3$  erreicht werden durch

- Erhöhung der  $\text{CO}_2$ -Konzentration und/oder
- Entzug von  $\text{H}_2\text{O}$ .

### 5.2 Geschwindigkeit chemischer Reaktionen

Der Ablauf chemischer Reaktionen kann durch verschiedene Faktoren beeinflusst werden.

### 5.2.1 Temperatur

Es wurde bereits in Kapitel 4.1.2 dargestellt, dass mit steigender Temperatur die Molekularbewegungen zunehmen. Mit dem Anstieg der Molekularbewegungen nimmt die Wahrscheinlichkeit für das Zusammentreffen reaktionsfähiger Moleküle zu. Umgekehrt sinkt die Reaktionsfähigkeit mit fallender Temperatur. Der Temperatureinfluss wirkt sich besonders deutlich bei Festkörperreaktionen aus. Der Einfluss der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit wird mit der Arrhenius-Funktion beschrieben:

$$k = A \times e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

darin bedeutet:

- $k$ : Reaktionsgeschwindigkeitskonstante in 1/s,
- $R$ : Gaskonstante in J/(mol · K),
- $T$ : absolute Temperatur in K,
- $A$ : Frequenzfaktor in 1/s (Zahl der Zusammenstöße zwischen Edukten, die zur Reaktion führen) und
- $E_a$ : Aktivierungsenergie in J/mol (Minimalenergie, die von einem Edukt aufgenommen werden muss, damit es zur Reaktion kommt).

Nach einer vereinfachenden Abschätzung (VAN'T HOFF'sche Regel) führt eine Temperaturerhöhung um 10 K zur doppelten bis vierfachen Reaktionsgeschwindigkeit.

Ungewollte Erwärmungen bei der Bearbeitung von Stahl wie z. B. Schneiden, Schleifen oder Schweißen können wie lokale Wärmebehandlungen wirken und Strukturveränderungen verursachen. Auf diese Weise können ggf. spezifische Eigenschaften (speziell erzeugte Gefügeverzerrungen) wieder verloren gehen. Aus diesem Grund ist z. B. das Schweißen von Spannstählen nicht erlaubt.

Zum Abschätzen des Temperatureinflusses auf z. B. die Festigkeitsentwicklung des jungen Betons wird die SAULSche Regel benutzt. Mit ihr wird die erforderliche Reaktionszeit  $t_{\vartheta}$  [h oder d] bei einer Betontemperatur  $\vartheta_b$  [°C] abgeschätzt, die erforderlich ist, um die gleiche Festigkeit wie bei einer Lagerung bei 20 °C zu erreichen.

$$\frac{t_{\vartheta}}{t_{20}} = \frac{30}{\vartheta_b + 10}$$

### 5.2.2 Konzentration der Reaktionspartner

Hohe Konzentrationen der Reaktionspartner beschleunigen den Ablauf einer chemischen Reaktion, da die Wahrscheinlichkeit des Zusammentreffens der reaktiven Moleküle ansteigt.

### 5.2.3 Druck

Äußerer Druck wirkt beschleunigend, wenn die Edukte ein größeres Volumen einnehmen als die Produkte.

### 5.2.4 Reaktive Oberfläche

Durch eine vergrößerte Oberfläche (erhöhte Feinkörnigkeit) steht eine größere Reaktionsfläche zur Verfügung. Die Wahrscheinlichkeit des Zusammentreffens der reaktiven Moleküle steigt an. Unterschiedliche Mahlfineinheiten werden in der Zementindustrie genutzt, um die Erhärtungsgeschwindigkeiten der Zemente zu beeinflussen.

### 5.2.5 Katalyse

Über die Zugabe von Katalysatoren kann der Ablauf von chemischen Reaktionen gezielt beschleunigt oder verlangsamt werden. Der Katalysator muss nicht selbst Bestandteil der Reaktion sein (Platin im Autokatalysator). Im Bauwesen werden Katalysatoren zum Beispiel als Erhärtungsbeschleuniger oder –verzögerer eingesetzt.

### 5.3 Arten chemischer Reaktionen

Chemische Reaktionen sind Vorgänge zwischen zwei oder mehr chemischen Substanzen, die unter Abgabe oder Aufnahme von Elektronen ablaufen und die Ausgangsstoffe verändern bzw. neue Substanzen schaffen. Man unterscheidet im Wesentlichen folgende Arten chemischer Reaktionen:

- Redox - Reaktionen,
- Säure - Base - Reaktion sowie
- Fällungs- und Komplexreaktionen

#### 5.3.1 Redoxreaktion

Ursprünglich bezeichneten Oxidation und Reduktion chemische Reaktionen in Verbindung mit Sauerstoff. Der Begriff der Redoxreaktion beinhaltet zwei Vorgänge, die nur zusammen ablaufen können; die Oxidation und die Reduktion. Der Begriff der Redoxreaktion wird heute in erweiterter Form für Reaktionen benutzt, die nach dem gleichen Schema auch ohne eine Beteiligung von Sauerstoff ablaufen. Die Oxidation ist der Vorgang der Elektronenabgabe aus einem Teilchen. Bei der Reduktion werden demgegenüber von einem Teilchen Elektronen aufgenommen (Elektronenaufnahme). Charakteristisch für die Reaktion ist eine Übertragung von Elektronen ( $\ominus$ ).

Oxidation eines Stoffes A

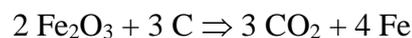


Reduktion eines Stoffes B



Bei der Reaktion von Wasserstoff und Sauerstoff werden keine Elektronen ausgetauscht. Im Wassermolekül liegt keine Ionen-, sondern eine polare Atombindung vor. Um zu einer umfassenden Definition des Redox-Begriffes zu gelangen, stellt man sich einen formalen Übergang der Elektronen an das elektronegativere Atom vor. Dadurch erhalten die Atome eine formale Ladung, die ihrer Oxidationszahl entspricht (vgl. Kapitel 2.4).

Beispiel: Reduktion von Eisen im Hochofen



Oxidationszahlen	Fe im $\text{Fe}_2\text{O}_3$	+3	C im $\text{CO}_2$	+4
	O im $\text{Fe}_2\text{O}_3$	-2	O im $\text{CO}_2$	-2
	C im C	0	Fe im Fe	0

#### 5.3.1.1 Die Redoxreihe der Metalle

Metalle nehmen bei chemischen Reaktionen ausnahmslos positive Oxidationszahlen an. Untereinander gibt es zwischen den verschiedenen Metallen erhebliche Unterschiede in der Reaktionsfähigkeit. Diese Unterschiede werden sowohl beim Erhitzen an Luft als auch bei der Reaktion mit Säuren (vgl. 5.3.2) deutlich. Bei allen Reaktionen geben die Metalle in unterschiedlichem Maße Elektronen ab.

Systematische Versuche mit einer größeren Anzahl von Metallen und Salzlösungen (vgl. 5.3.2.2) gestatten es, die Metalle hinsichtlich ihrer Oxidationswirkung einzustufen. Alle Metalle in dieser Redoxreihe der Metalle können die unter ihnen eingeordneten Metall-Ionen reduzieren. Hierbei laufen die Teilreaktionen wie folgt ab:

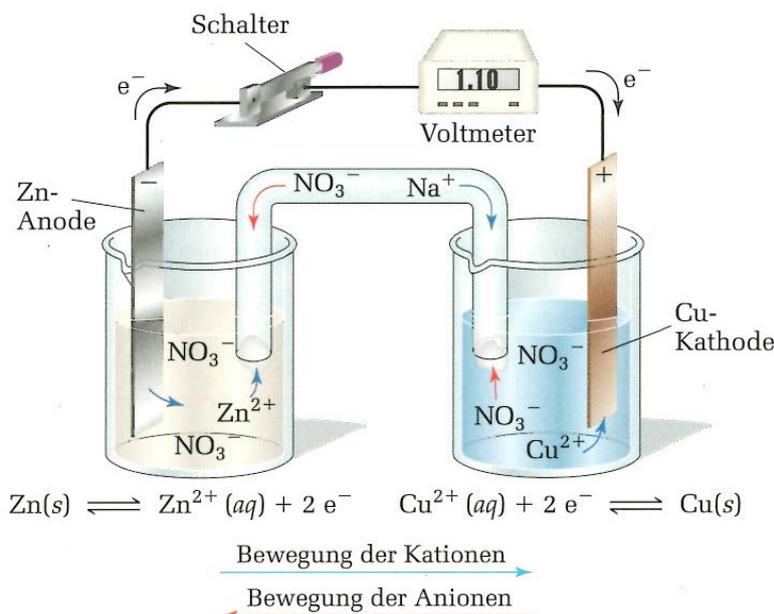


Das Metall und das durch die Elektronenabgabe entstandene Metallion bilden ein Redox-Paar  $\text{Me}/\text{Me}^{n+}$ .

### 5.3.1.2 Die elektrochemische Spannungsreihe

Chemische Reaktionen gehen mit Energieänderungen (Wärme, Licht oder Elektrizität) einher. Wird bei einer Versuchsanordnung Energie in Form von Elektrizität abgegeben, dann wird dieses Element als galvanisches Element bezeichnet. Der umgekehrte Vorgang (Umwandlung von elektrischer in chemische Energie) heißt Elektrolyse.

Werden unterschiedliche Metalle leitend miteinander verbunden und in einen Elektrolyten getaucht, dann kann zwischen beiden Elektroden eine Spannung gemessen werden. Eine Elektrode wird als Anode bezeichnet, wenn von ihr positive Ladungsträger in die Lösung gehen oder negativere Ladungsträger aus der Lösung ins Metall übergehen. Entsprechend wird eine Elektrode als Kathode bezeichnet, wenn von ihr negativere Ladungsträger in die Lösung gehen oder positive Ladungsträger aus der Lösung in das Metall übergehen (Bild 42) [Lit 13].



$$\Delta E^0 = E^0(\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}) - E^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) = +0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = +1,10 \text{ V}$$

Bild 42: Galvanische Zelle: Messung der Zellspannung zwischen Zink und Kupfer

Die treibende Kraft beim Auflösungsprozess eines Metalls in einer Lösung ist der Lösungsdruck. Er hängt von der Bindungsenergie der Atome im Metallgitter ab. Je edler ein Metall ist, desto geringer ist sein Auflösungsbestreben. Einen Anhalt hierfür liefert die Stellung des Metalls in der elektrochemischen Spannungsreihe (Tabelle 8). In ihr spiegelt sich das unterschiedliche Auflösungsbestreben der Metalle wider. Die Bezugsgröße für das elektrische Potenzial der Metalle ist die Standardwasserstoffelektrode im schwach sauren Elektrolyten [Lit 2]. Das

elektrische Potenzial zwischen zwei Metallen berechnet sich aus der Differenz der jeweiligen Standardpotenziale.

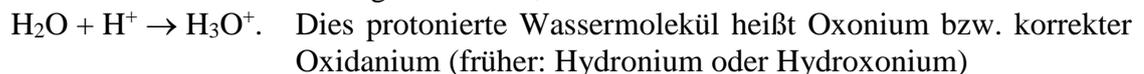
Tabelle 8: Elektrochemische Spannungsreihe

Metall	gebildetes Kation	Standard-potential E <sup>0</sup>	praktisches Potenzial E <sub>H</sub> bei		
			pH = 6	pH = 7,5	
			V	V	
Magnesium	Mg <sup>2+</sup>	- 2,34			unedel ↑ ↓ edel Abnehmender Lösungsdruck
Titan	Ti <sup>2+</sup>	- 1,75	+ 0,2	- 0,1	
Aluminium	Al <sup>3+</sup>	- 1,67	- 0,2	- 0,7	
Zink	Zn <sup>2+</sup>	- 0,76	- 0,8	- 0,3	
Chrom	Cr <sup>3+</sup>	- 0,71	- 0,2	- 0,3	
Eisen	Fe <sup>2+</sup>	- 0,44	- 0,4	- 0,3	
Nickel	Ni <sup>2+</sup>	- 0,25	+ 0,1	+ 0,04	
Zinn	Sn <sup>2+</sup>	- 0,14	- 0,3	- 0,3	
Blei	Pb <sup>2+</sup>	- 0,13	- 0,3	- 0,2	
Wasserstoff	H <sup>+</sup>	0			
Kupfer	Cu <sup>2+</sup>	+ 0,34	+ 0,2	+ 0,1	
Silber	Ag <sup>+</sup>	+ 0,80	+ 0,2	+ 0,15	
Platin	Pt <sup>2+</sup>	+ 1,20			
Gold	Au <sup>+</sup>	+ 1,68	+ 0,3	+ 0,2	

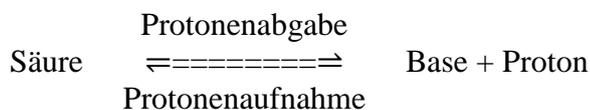
### 5.3.2 Säure - Base - Reaktion

#### 5.3.2.1 Allgemeines

Nach BRÖNSTED und LOWRY sind Säuren Verbindungen oder Ionen, die H<sup>+</sup>-Ionen (Protonen) abgeben können. Entsprechend sind Basen Verbindungen oder Ionen, die in der Lage sind, H<sup>+</sup>-Ionen aufzunehmen. Diese Definition beschreibt nicht die teilnehmenden Stoffe sondern ihr Verhalten bei der Reaktion. Das Proton ist aufgrund seiner geringen Größe und der daraus resultierenden Ladungsdichte ein chemisch sehr aktives Teilchen, das jedoch nie frei existiert, sondern immer an andere Teilchen gebunden ist, z. B.:

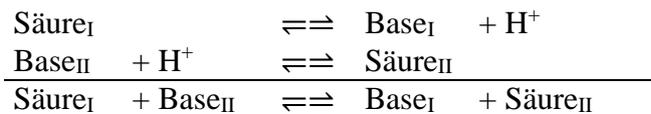


Die Abgabe des Protons von einer Säure ist nur an eine Base möglich. Man bezeichnet deshalb die Säure-Base-Reaktion auch als Protolyse.



Da dieser Vorgang reversibel ist, stellt sich zwischen Säure und Base ein Gleichgewicht ein.

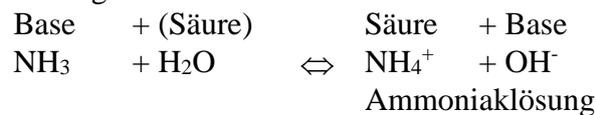
Die Säure-Base-Reaktion setzt sich aus zwei Halbreaktionen wie folgt zusammen:



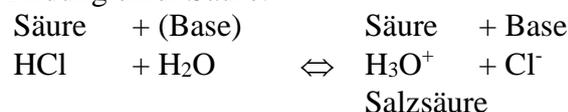
Im Unterschied zu den oftmals gehemmt verlaufenden Redox-Reaktionen verlaufen Säure-Base-Reaktionen immer sehr rasch.

Wasser kann sowohl als Protonenspender (Säure) als auch als Protonenempfänger fungieren, wie die folgenden Beispiele zeigen:

Bildung einer Base:



Bildung einer Säure:



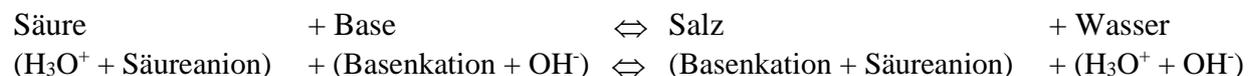
Aufgrund dieser Eigenschaft wird Wasser als **amphoterer** Stoff (Hydratbildner) bezeichnet, der sowohl als Base als auch als Säure reagieren kann. Ebenso wie Wasser sind viele Oxide auf der Diagonalen des PSE **Ampholyte**. Verantwortlich für das amphotere Verhalten ist die Fähigkeit des Wassers, in sich selbst zu dissoziieren.



Die Protolyse kann eine Neutralisation oder eine Verdrängung bewirken.

### 5.3.2.1.1 Neutralisation

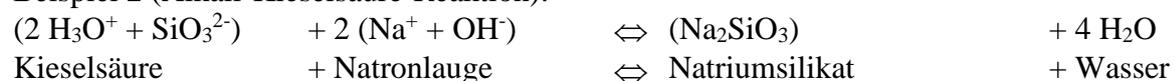
Gibt man zu der wässrigen Lösung einer Säure so viel einer Base (Lauge) - und umgekehrt, bis sämtliche verfügbare  $\text{H}^+$ -Ionen der Säure aufgebraucht sind, so bildet sich neutrales Wasser und Salz (zunächst in wässriger Lösung). Die Neutralisation ist eine Protolyse zwischen den Hydronium-Ionen und den Hydroxid-Ionen.



Beispiel 1:



Beispiel 2 (Alkali-Kieselsäure-Reaktion):

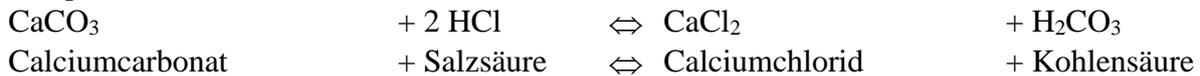


### 5.3.2.1.2 Verdrängung

Schwache Säuren können durch starke Säuren verdrängt werden. Solche Austauschreaktionen sind die Ursache einiger Schadensmechanismen im Bauwesen. Ebenso treibt eine stärkere Base eine schwächere Base aus ihrem Salz aus.



Beispiel:



### 5.3.2.2 Stärke von Säuren und Basen, pH-Wert

Wassergelöste Säuren, Basen und Salze zerfallen in Wasser in Ionen. Diese Erscheinung wird als elektrolytische Dissoziation bezeichnet. Hierbei handelt es sich um einen reversiblen Vorgang, der nicht vollständig, sondern nur bis zum Erreichen eines chemischen Gleichgewichts abläuft.

Das Verhältnis der Anzahl der in Ionen gespaltenen Moleküle zur Gesamtzahl der Moleküle ist der **Dissoziationsgrad**  $\alpha$ . Mit steigendem Dissoziationsgrad nimmt die elektrische Leitfähigkeit einer Lösung zu. Starke Säuren und Basen sind in wässriger Lösung zu einem großen Teil dissoziiert.

Die Dissoziation hängt von der Stoffart, der Konzentration und der Temperatur ab. Messungen an reinem Wasser haben gezeigt, dass eines von 555 Millionen  $\text{H}_2\text{O}$ -Molekülen in Ionen aufgespalten ist. In 10 Millionen Litern  $\text{H}_2\text{O}$  liegt 1 Mol (= 18 g  $\text{H}_2\text{O}$ ) getrennt in  $\text{H}^+$ - und  $\text{OH}^-$ -Ionen vor. Als Ionenkonzentration enthält demnach ein Liter  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$\begin{aligned} \frac{1}{10^7} &= 1 \cdot 10^{-7} \text{ Mole OH}^- \text{-Ionen und} \\ \frac{1}{10^7} &= 1 \cdot 10^{-7} \text{ Mole H}^+ \text{-Ionen.} \end{aligned}$$

Das so genannte Ionenprodukt des Wassers

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = c(\text{H}^+) \cdot c(\text{OH}^-) = 10^{-14}$$

ist praktisch konstant. Zur Vereinfachung wird nur auf die  $\text{H}_3\text{O}^+$ -Ionenkonzentration Bezug genommen und mit dem negativen Exponenten gearbeitet, dem pH-Wert:

$$\text{pH} = -\lg \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+)}{\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}} = -\lg[\text{H}_3\text{O}^+] = -\lg[\text{H}^+]$$

Der pH-Wert umfasst eine Skala von 1 bis 14. Der Bereich von 1 bis 7 ist der saure, der von 7 bis 14 der basische bzw. alkalische Bereich.

Der pH-Wert gibt keine Auskunft über die **Stärke einer Säure oder Base**. Die Stärke ist eine stoffspezifische Größe. Sie ist keine absolute Größe, sondern kann nur relativ auf eine Base bzw. Stärke bezogen angegeben werden [Lit 2].  $\text{H}_2\text{O}$  kann aufgrund seiner amphoteren Eigenschaften als Bezugsbase für Säuren bzw. Bezugssäure für Basen dienen. Die Stärke einer Säure wird in diesem Fall durch die Leichtigkeit der Protonenabgabe an die Base Wasser bestimmt. Die Stärke der Base drückt sich entsprechend durch die Leichtigkeit der Protonenaufnahme von der Säure Wasser aus [Lit 2]. Die Stärke der Säuren und Basen steht im Zusammenhang mit der Stellung ihres Ausgangselements im PSE, siehe Bild 43.

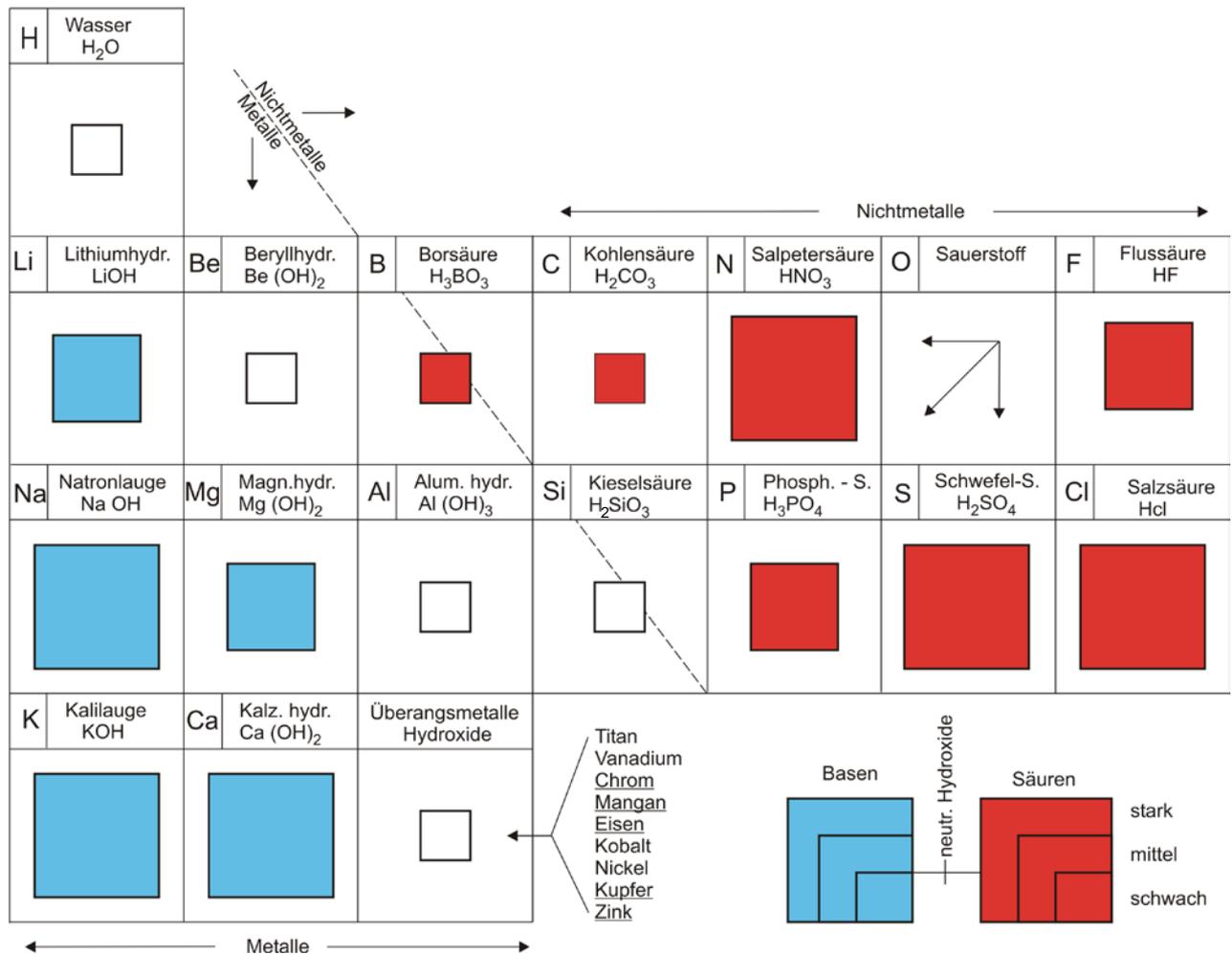


Bild 43: Stärke der Säuren und Basen [Lit 6]

### 5.3.2.3 Wichtige Säuren, Salze, Indikatoren

Technisch wichtige Säuren sind Salzsäure HCl, Schwefelsäure H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Salpetersäure HNO<sub>3</sub>, Flussäure HF, Kohlensäure H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> und Essigsäure CH<sub>3</sub>COOH. Wichtige Basen sind z. B. Natronlauge NaOH, Kalilauge KOH und Calciumhydroxid Ca(OH)<sub>2</sub>. In Tabelle 9 sind für die wichtigsten Säuren und Basen die durch die Reaktion entstehenden Salze aufgeführt. Wichtige Salze im Bauwesen sind dick umrahmt.

Die Stärke von Säuren und Basen wird mithilfe des pH-Wertes (vgl. Abschnitt 5.3.2.2) angegeben. Der pH-Wert kann mit Hilfe des Farbumschlags von Säure-Base-Indikatoren bestimmt werden. Tabelle 10 enthält Angaben zu verschiedenen Indikatorlösungen.

Tabelle 9: Ableitung der Formeln für Salze [Lit 6]

H <sup>+</sup>	Basen						Bezeichnung	
	Na <sup>+</sup> NaOH Natronlauge	K <sup>+</sup> KOH Kalilauge	Mg <sup>2+</sup> Mg(OH) <sub>2</sub> Mg.-Hydroxid	Ca <sup>2+</sup> Ca(OH) <sub>2</sub> Ca.-Hydroxid	Al <sup>3+</sup> Al(OH) <sub>3</sub> Al.-Hydroxid	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> NH <sub>4</sub> OH Amm.-Hydrox.		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> Schwefelsäure	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	MgSO <sub>4</sub>	CaSO <sub>4</sub>	Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	-Sulfate	
HNO <sub>3</sub> Salpetersäure	NaNO <sub>3</sub>	KNO <sub>3</sub>	Mg(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Ca(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub>	Al(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	-Nitrate	
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> Phosphorsäure	Na <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	K <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Mg <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	AlPO <sub>4</sub>	(NH <sub>4</sub> ) <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	-Phosphate	
Säuren	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> Kohlensäure	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	MgCO <sub>3</sub>	CaCO <sub>3</sub>	-	(NH <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	-Carbonate
	H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> Kieselsäure	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	K <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	MgSiO <sub>3</sub>	CaSiO <sub>3</sub>	Al <sub>2</sub> (SiO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	-	-Silikate
	HF Flusssäure	NaF	KF	MgF <sub>2</sub>	CaF <sub>2</sub>	AlF <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> F	-Fluoride
	HCl Salzsäure	NaCl	KCl	MgCl <sub>2</sub>	CaCl <sub>2</sub>	AlCl <sub>3</sub>	NH <sub>4</sub> Cl	-Chloride
	H <sub>2</sub> S Schwefelw.st.	Na <sub>2</sub> S	K <sub>2</sub> S	MgS	CaS	Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	-	-Sulfide

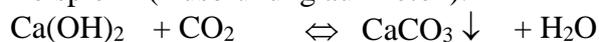
Tabelle 10: Säure-Base-Indikatoren

Indikatorlösung	Farbumschlag	
	zwischen pH-Wert	von - nach
0,05% Methylviolett in H <sub>2</sub> O	0,0 – 1,6	gelb – blau, violett
0,04% Thymolblau in NaOH	1,2 – 2,8	rot - gelb
0,01% Methylorange in H <sub>2</sub> O	3,2 – 4,4	rot - gelb
0,20% Lackmus in Äthanol	4,6 – 6,2	rot - blau
0,01% Alizarinrot in H <sub>2</sub> O	4,6 – 6,0	gelb - rot
0,02% Methylrot in 60%igem Äthanol	4,8 – 6,0	rot - gelb
0,04% Bromthymolblau in NaOH	6,0 – 7,6	gelb - blau
0,04% Thymolblau in NaOH	8,0 – 9,6	gelb - blau
0,05% Phenolphthalein in 50%igem Äthanol	8,2 – 10,0	farblos - rot

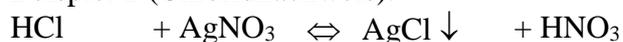
### 5.3.3 Fällungsreaktion

Bei einer Fällungsreaktion entsteht - meist in wässriger Lösung - eine schwer lösliche Verbindung, die aus der Lösung ausfällt. Dadurch verschiebt sich das Gleichgewicht zwischen den miteinander reagierenden Stoffen. Die Reaktion läuft so lange weiter, bis sich ein Gleichgewicht erneut einstellt. Dies kann so lange dauern, bis einer der reagierenden Stoffe nahezu aufgebraucht ist.

Beispiel 1 (Ausblühung auf Beton):



Beispiel 2 (Chloridnachweis):



## 5.3.4 Oxide und Hydroxide

### 5.3.4.1 Oxide

Oxide sind Verbindungen zwischen Sauerstoff und anderen Elementen. Bei der Oxidation nimmt der Sauerstoff zwei Elektronen vom Reaktionspartner auf. Eine allgemeine Systematik der Oxide ist in Bild 44 dargestellt. Nicht aufgenommen wurden Bildungsschemata für die 8. Gruppe im PSE, da Reaktionsprodukte mit Elementen dieser Gruppe (z. B.  $\text{XeO}_4$ ) meist nur nahe des absoluten Nullpunkts existieren und explosionsartig zerfallen [Lit 8].

Gruppe P.S.E. Auss.El.	①	②	③	④	⑤	⑥	⑦	⑧
Wertigkeit (=Aussenelektron)	1 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	2 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	3 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	4 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	5 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	6 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	7 ↓ 1 2 3 4 5 6 7	8 ↓ 1 2 3 4 5 6 7
Schema- Formel	$\text{X}_2\text{O}$	$\text{XO}$	$\text{X}_2\text{O}_3$	$\text{XO}_2$	$\text{X}_2\text{O}_5$	$\text{XO}_3$		
Schale	1 ↓ K						2 ↓ N	2
	1 $\text{H}_2\text{O}$	Die wichtigsten Oxide (der Ordnungszahlen 1- 20)						2
L	3 $\text{Li}_2\text{O}$	4 $\text{BeO}$	5 $\text{B}_2\text{O}_3$	6 $\text{CO}_2$	7 $\text{N}_2\text{O}_5$	8	9	10
M	11 $\text{Na}_2\text{O}_2^x$	12 $\text{MgO}$	13 $\text{Al}_2\text{O}_3$	14 $\text{SiO}_2$	15 $\text{P}_2\text{O}_5$	16 $\text{SO}_3$ ( $\text{SO}_2$ )	17 $\text{Cl}_2\text{O}_7$	18
N	19 $\text{K}_2\text{O}$	20 $\text{CaO}$						

<sup>x</sup> Ausnahme

Bild 44: Bildungssystematik der Oxide [Lit 6]

Eine Vielzahl der natürlichen Minerale und Gesteine besteht aus Oxiden oder enthalten sie. Im Bauwesen sind neben dem Wasser (H<sub>2</sub>O) von besonderer Bedeutung:

Kohlendioxid (CO <sub>2</sub> )	→	Kohlensäure	
Magnesiumoxid (MgO)	→	feuerfeste Steine, Bindemittel	
Aluminiumoxid (Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> )	→	Tonerde-Bauxit	→ Al-Gewinnung
	→	Ton, Keramische Produkte	
	→	Zementherstellung	
Siliciumdioxid (SiO <sub>2</sub> )	→	Kieselsäure, Quarz,	
	→	Bestandteil von Gesteinen,	
	→	Gläser	
Schwefeldioxid SO <sub>2</sub>			
Schwefeltrioxid SO <sub>3</sub>	→	Schwefelsäure H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	→ Gipsbaustoffe
Calciumoxid CaO	→	Gebrannter Kalk	→ Bindemittel,
			Bestandteil von Zement

#### 5.3.4.2 Hydroxide der Metalle

Hydroxide der Metalle entstehen, wenn Metalloxide mit Wasser eine chemische Verbindung eingehen; dies gilt besonders für die Oxide der Alkali- und der Erdalkalimetalle. Der Vorgang des Kalklöschens stellt eine derartige Reaktion dar:



Der dabei entstehenden für die Hydroxide charakteristischen Hydroxyl-Gruppe (OH) fehlt ein Elektron (die Oxidationszahl dieser Gruppe beträgt deshalb - 1).

Nahezu alle Metallhydroxide sind Basen, wobei die der Alkalimetalle (Li, Na, K) sehr starke, leicht in Wasser lösliche Basen darstellen, die der Erdalkalimetalle (Mg, Ca) schwache, schwer lösliche. Bild 45 zeigt die Verbindung aus Metalloxiden und Wasser zu den entsprechenden Hydroxiden.

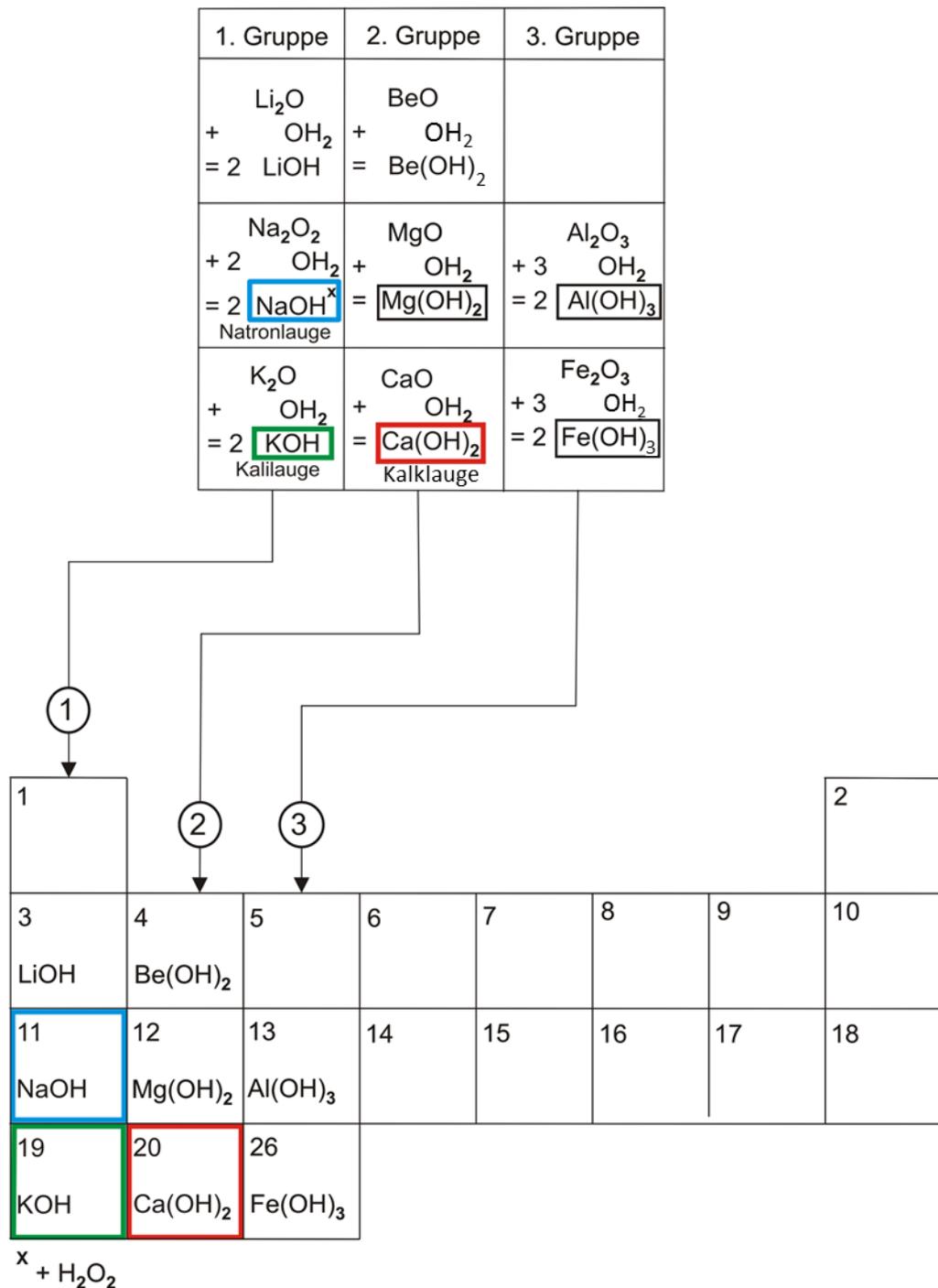


Bild 45: Verbindungen von Metalloxiden und Wasser [Lit 6]

### 5.3.4.3 Hydroxide der Nichtmetalle

Hydroxide der Nichtmetalle entstehen wie die Hydroxide der Metalle durch die Verbindung des Oxids mit Wasser. Hier bildet sich jedoch keine Hydroxylgruppe. Die Nichtmetallhydroxide reagieren im Gegensatz zu Metallhydroxiden sauer, sie sind als Säuren zu bezeichnen; z. B. Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). Die Entstehung der Säuren ist in Bild 46 dargestellt.

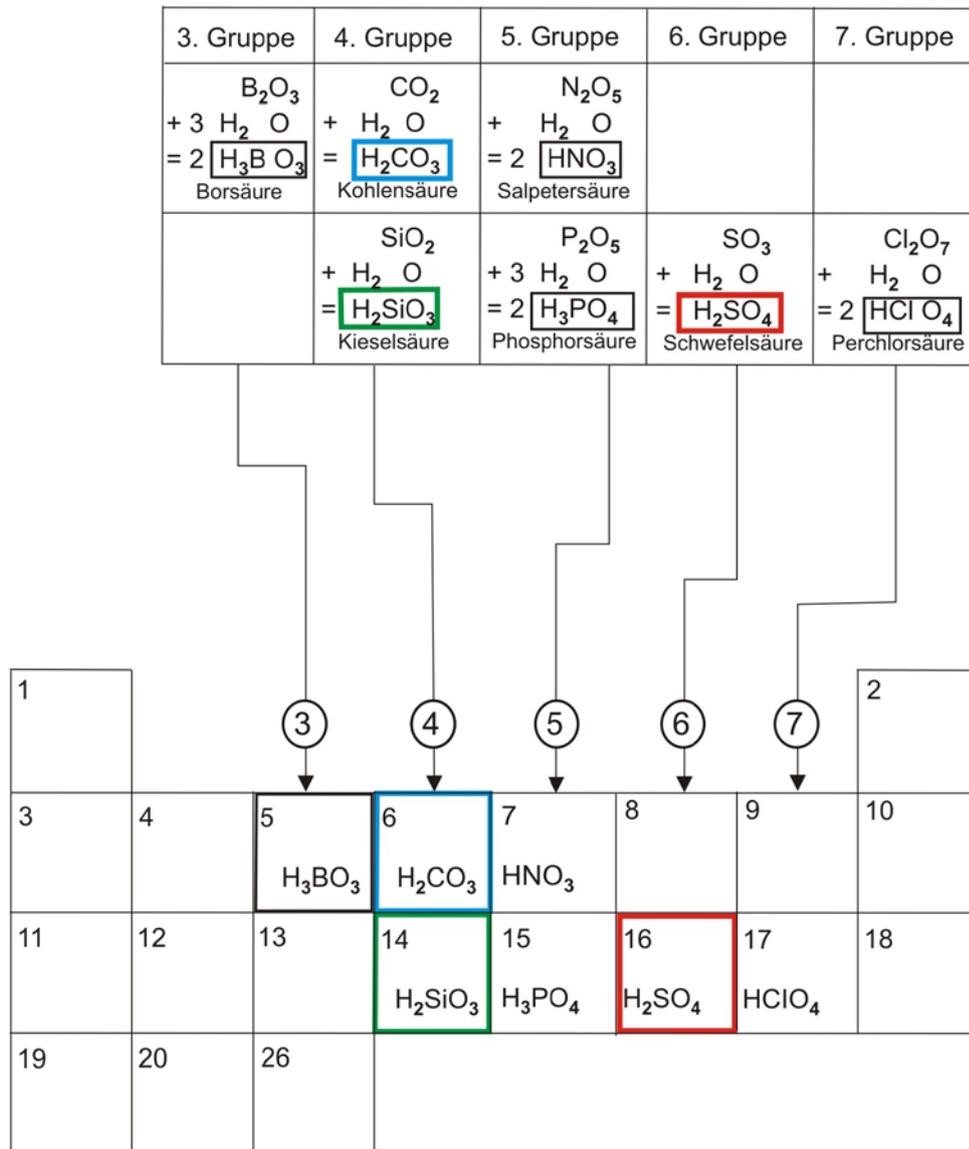


Bild 46: Verbindungen von Nichtmetalloxiden und Wasser [Lit 6]

## 6 Chemie und Umwelt

### 6.1 Chemie der Luft

Bis zum Ende des 18. Jahrhunderts wurde Luft für ein Element gehalten. Erst die Untersuchungen von SCHEELE, PRISTLEY und LAVOISIER zeigten, dass Luft aus einem Gasgemisch besteht.

#### 6.1.1 Zusammensetzung

Die Luft der Erdatmosphäre besteht im Wesentlichen aus Stickstoff (78 %), Sauerstoff (21 %) und zu einem geringen Teil aus Argon. Alle anderen Gase sind nur in Spuren vorhanden (Summe < 0,04 %). Die Zusammensetzung der Luft (Tabelle 11) ist in den niedrigeren Höhenlagen der Atmosphäre ziemlich gleichmäßig. In größerer Höhe nahe der Grenze zum Weltall ist dann nur noch Wasserstoff zu finden.

Tabelle 11: Zusammensetzung der Luft

Gas	Chemisches Symbol	Vol.-%	Gewichts-%	ppm
Stickstoff	N <sub>2</sub>	78,03	75,6	
Sauerstoff	O <sub>2</sub>	20,93	23,1	
Argon	Ar	0,932	1,285	
Kohlendioxid <sup>a</sup>	CO <sub>2</sub>	0,039	0,055	390
Neon	Ne	1,5 · 10 <sup>-3</sup>	1,0 · 10 <sup>-3</sup>	15
Helium	He	5,0 · 10 <sup>-4</sup>	7,0 · 10 <sup>-5</sup>	5
Krypton	Kr	1,0 · 10 <sup>-4</sup>	3,0 · 10 <sup>-4</sup>	1
Wasserstoff	H <sub>2</sub>	5,0 · 10 <sup>-5</sup>	3,5 · 10 <sup>-6</sup>	0,5
Xenon	Xe	1,0 · 10 <sup>-5</sup>	4,0 · 10 <sup>-5</sup>	0,1
Methan	CH <sub>4</sub>			1,2
Ozon	O <sub>3</sub>			0,05
Ammoniak	NH <sub>3</sub>			0,02
Kohlenmonoxid	CO			0,01
Stickoxide	NO <sub>x</sub>			0,003

<sup>a</sup> Stand 2011 [Lit 14]

Dennoch beeinflussen die „Restgase“, zu denen z. B. Kohlendioxid, FCKW, Ozon etc. gehören, das Leben und unsere Ökosysteme nachhaltig. Die Zunahme der CO<sub>2</sub>-Konzentration in den letzten 40 Jahren von zurzeit 1,5 bis 2 ppm/a hat eine globale Temperaturerhöhung von 0,6 K verursacht, der Anstieg des Chlorgehaltes in der Stratosphäre um 600 % verursachte das Ozonloch.

Auch wenn die verschiedenen Gase unterschiedliche Dichten haben, ist die Atmosphäre bezüglich der in Tabelle 11 aufgelisteten Gase bis in Höhen von etwa 80 km homogen zusammenge-

setzt. Das bedeutet, dass sich schwere Schadgase nur aufgrund ihrer größeren Dichte im Normalfall bodennah nicht anreichern. Nur in extrem schlecht belüfteten Arealen, wie z. B. einem geschlossenen Keller kann es bei starken Emissionen zu einer Entmischung der Gase kommen. Bekanntes Beispiel ist die gärungsbedingte CO<sub>2</sub>-Freisetzung in einem Weinkeller, welche die Luft und damit den Sauerstoff verdrängt (Erstickungsgefahr).

### 6.1.2 Physikalische Eigenschaften von Luft

Luft ist ein farb- und geruchsloses Gasgemisch. Es hat eine Normdichte von 1,293 g/l (bei T = 0 °C und p = 1013,25 hPa (760 Torr)). Luft hat eine spezifische Wärmekapazität von  $c_p = 1,009 \text{ J(K}\cdot\text{g)}$ . Sie ist damit zwei- bis viermal so groß wie die von Metallen, beträgt aber nur ein Viertel von der des Wassers. Durch starkes Abkühlen wird Luft verflüssigt. Die unterschiedlichen Siedepunkte der in der Luft enthaltenen Gase können bei Erwärmen der verflüssigten Luft gezielt technisch genutzt werden, um die einzelnen Gase separat zu gewinnen.

Luft kann bei einer gegebenen Temperatur eine bestimmte Menge Wasserdampf aufnehmen, die als Luftfeuchtigkeit bezeichnet wird. Durch die absolute Luftfeuchtigkeit wird angegeben, wie viel g Wasser in 1 m<sup>3</sup> Luft je nach Temperatur bei Sättigung enthalten sind (Tabelle 12). Die relative Luftfeuchte gibt das Verhältnis der vorhandenen zur maximal aufnehmbaren Wassermenge an.

Tabelle 12: Sättigungswasserdampfmenge je m<sup>3</sup> Luft

Lufttemperatur in °C	Wassermenge in g
-10	2,36
-5	3,16
0	4,57
2	5,27
5	6,51
10	9,14
15	12,67
20	17,36
25	23,52
30	31,51
40	55,04
60	149,4
80	351,1
100	760,0

### 6.1.3 Chemische Eigenschaften von Luft

Da Luft ein Gasgemenge und keine Verbindung der gasförmigen Elemente ist, können die verschiedenen Gase ohne weiteres mit ihrer Umgebung reagieren. Der Sauerstoff ermöglicht die Atmung und Verbrennungsprozesse. Zugleich ist er verantwortlich für die Korrosion vieler Metalle an Luft. CO<sub>2</sub> ermöglicht das Wachstum der Pflanzen. Durch die verstärkte Emission der letzten 80 Jahre ist der Kohlendioxidgehalt von 0,03 % auf 0,039 % (Stand 2011) angestiegen.

Allein von 2006 bis 2011 betrug der Anstieg 0,001 %. Dieser geringe absolute Anstieg hat den „Treibhaus-Effekt“ verstärkt und ist mit verantwortlich für die allmähliche globale Erwärmung.

### 6.1.4 Luftverunreinigungen

Besonders in den letzten Jahrzehnten wird deutlich, dass die von Menschen verursachten Emissionen einen deutlichen Effekt auf unsere Umwelt, unsere Lebensbedingungen und unsere Gesundheit haben. Einige Faktoren haben sich auf das Bauwesen, insbesondere auf Baustoffwahl und Bauweisen ausgewirkt.

Die beim Verbrennen fossiler Brennstoffe entstehenden Rauchgase werden in der Luft zunächst langsam oxidiert ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_4$  und  $\text{SO}_2$ ). In Verbindung mit den Niederschlägen (saurer Regen) bzw. dem Oberflächenwasser bilden die Oxide nach weiterer Oxidation Säuren. Unter saurem Regen wird die Gesamtheit aller Säure bildenden Luftschadstoffe zusammengefasst, die im Regenwasser gelöst sind. Wesentliche Bestandteile sind Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), Salpetersäure ( $\text{HNO}_3$ ) und Kohlensäure ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

Tabelle 13: Schadstoffemissionen in Deutschland nach Kategorien (Stand 2021) [Lit 15]

Quelle	Emissionen in %							
	NO <sub>x</sub>	SO <sub>2</sub>	NMVOG	NH <sub>3</sub>	CO	TSP	PM 10	PM 2,5
<b>Verkehr</b>	<b>37</b>	1	8	2	30	13	18	25
<b>Industrieprozesse</b>	6	26	<b>53</b>	2	<b>32</b>	<b>54</b>	<b>42</b>	25
<b>Energiewirtschaft</b>	24	<b>52</b>	1		4	2	3	6
<b>Haushalte, Kleinverbraucher</b>	12	5	6		25	8	13	<b>28</b>
<b>Landwirtschaft</b>	11		27	<b>94</b>		18	18	6
<b>Verarbeitendes Gewerbe</b>	9	13	1		8	1	2	4
<b>Sonstige</b>	< 1	< 3	< 4	< 2	< 1	< 4	< 4	< 6

Tabelle 14: Schadstoffemissionen in Deutschland: ein Vergleich der Jahre 1990, 2014 und 2021 [Lit 15]

Luftschadstoff	Emission 1990 [kt]	Emission 2014 [kt]	Emission 2021 [kt]
<b>NO<sub>x</sub></b>	2847	1392	966
<b>SO<sub>2</sub></b>	5464	336	254
<b>NMVOG</b> (non-methane volatile organic compounds)	3949	1173	1044
<b>NH<sub>3</sub></b>	726	647	516
<b>CO</b>	13354	3000	2587
<b>TSP</b> (total suspended particulates = Gesamtstaub)	2048	390	337
<b>PM 10</b> (Feinstaub, inhalierbar)	316	218	184
<b>PM 2,5</b> (Feinstaub, lungengängig)	193	104	83

### 6.1.4.1 Kohlendioxid

Unter dem zusätzlichen Treibhauseffekt versteht man die anthropogen bedingte, globale Änderung der Atmosphärentemperatur der Erde durch die Emission von klimawirksamen Spurengasen. Vor allem die Emission von CO<sub>2</sub> führt zu einer Erhöhung des Treibhauseffektes. Sie entsteht fast zu einem Drittel bei der Verbrennung fossiler Brennstoffe (Kohle, Erdöl, Erdgas). Da fossile Brennstoffe zum Beispiel für die Bereitstellung von Warmwasser und Heizung eingesetzt werden, kommt dem sparsamen Umgang mit der Energie eine große Bedeutung bei der Reduzierung von CO<sub>2</sub>-Emissionen zu. Im diesem Hinblick ergibt sich derzeit eine zentrale Bedeutung des Energiesparens im Bauwesen. Nach Schätzungen des Umweltbundesamts ist der Kohlendioxid-Ausstoß 2022 um 13 Megatonnen von 679 (2021) auf 666 Megatonnen zurückgegangen.

Tabelle 15: Kohlenstoffdioxidemission in Deutschland nach Kategorien (Stand 2021) [Lit 16]

Quelle	Emission in %
Energiewirtschaft	35
Industrie	7
Verkehr	21
Verarbeitendes Gewerbe	18
Haushalte u. Kleinverbraucher	18
Sonstige	< 1

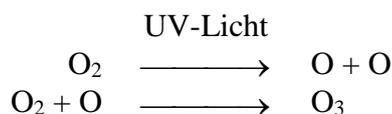
### 6.1.4.2 Ozon

Ozon ist ein stechend riechendes Gas, das aus drei Sauerstoffatomen besteht. Es greift die Schleimhäute an und ist ein starkes Zellgift. Ozon zerfällt sehr leicht. Die frei werdenden Sauerstoffatome sind sehr reaktiv und machen Ozon damit zu einem Oxidations-, Bleich- und Desinfektionsmittel.



Ozon ist in erdnahen Luftschichten ein Bestandteil von Luftverschmutzungen, der durch die Reaktion von Stickstoff und Sauerstoff gebildet wird. Es ist mitverantwortlich für das Waldsterben. In den letzten Jahren wird im Sommer vor den hohen, zum Teil gesundheitsgefährdenden Ozonkonzentrationen im Radio gewarnt.

In der hohen Atmosphäre (Ozonsphäre) entsteht Ozon durch die Einwirkung des UV-Lichtes der Sonne aus Sauerstoff O<sub>2</sub>. Die Ozonschicht schirmt einen großen Teil der UV-Strahlung der Sonne ab.



Seit etwa 1980 beobachtet man eine deutliche Abnahme der Ozonkonzentration, vor allem im Bereich der Antarktis (Ozonloch). Im Bereich des Ozonloches werden im Spätsommer (antarktischer Frühling) Abnahmen um ca. 70 % beobachtet. Eine Auswirkung ist eine Zunahme der

bodennahen UV-Strahlung. Die Abnahme der stratosphärischen Ozonkonzentration wird im Wesentlichen durch Chlorradikale verursacht (Bild 47), die über sehr stabile Verbindungen (FCKW) in die Stratosphäre gelangen und dort durch das UV-Licht gespalten werden. FCKW sind Alkane, die teilweise mit Fluor und/oder Chlor halogeniert sind. Sie wurden (und werden noch zum Teil) bei der Produktion von Dämmstoffen, als Treibgas in Spraydosen, in Kühl- und Klimaanlage und als Reinigungsmittel für elektronische Bauteile eingesetzt (Tabelle 16). Folgende Baumaterialien enthielten bis zum Verbot dieser Substanzen FCKW oder HFCKW:

- Polyurethan (PUR) - Weichschaum: u. a. Wärmedämmplatten und
- Extrudierter Polystyrol (XPS) - Schaum: Wärmedämmplatten mit geringer Wasseraufnahme
- (PUR)-Hartschaum u. a. Wärmedämmplatten.

Tabelle 16: Atmosphärische Lebensdauer, Konzentration und Trend von Quellgasen der Ozon abbauenden Katalysatoren [Lit 17]

Katalysator	Quellgas	Lebensdauer [Jahre]	Konzentration <sup>1</sup>	Trend [% /a]
HO <sub>x</sub>	Wasserdampf (H <sub>2</sub> O)	-	4 ppm (in 20 km Höhe)	x 0
NO <sub>x</sub>	Lachgas (N <sub>2</sub> O)	120	311 ppb	+ 0,25
ClO <sub>x</sub>	FCKW-11	50	272 ppt	- 0,2
	FCKW-12	102	532 ppt	+ 1,1
	1,1,1-Trichlorethan (CH <sub>3</sub> CCl <sub>3</sub> )	5,4	109 ppt	- 13,0
	Chlormethan (CH <sub>3</sub> Cl)	1,5	600 ppt	x 0
BrO <sub>x</sub>	Halon-1211	20	3,4 ppt	+ 3,2
	Halon-1301	65	2,3 ppt	+ 3,0
	Brommethan (CH <sub>3</sub> Br)	2	ca. 10 ppt	x 0
<sup>1</sup> in der Troposphäre mit Ausnahme von Wasserdampf				
(FCKW-11 = Trichlorfluormethan, CCl <sub>3</sub> F; FCKW-12 = Dichlorfluormethan, CCl <sub>2</sub> F <sub>2</sub> ; Halon-1211 = Bromchlordifluormethan, CF <sub>2</sub> ClBr; Halon-1301 = Bromtrifluormethan, CF <sub>3</sub> Br)				

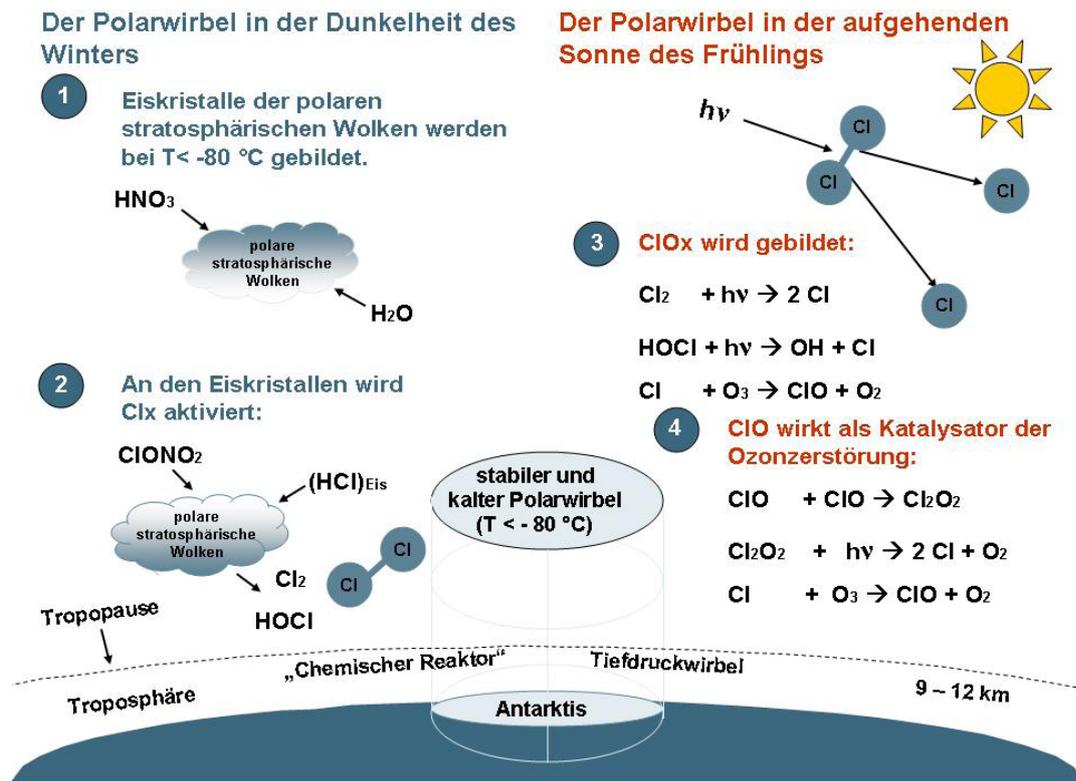


Bild 47: Entstehung des Ozonlochs [Lit 18]

### 6.1.4.3 Schwefeldioxid

Schwefeldioxid gelangt über Verbrennungsprozesse in die Luft. Tabelle 17 führt den Schwefelgehalt verschiedener fossiler Brennstoffe auf.

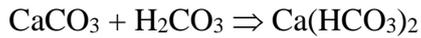
Bei der Korrosion mineralischer Baustoffe kommt der aus dem  $\text{SO}_2$  gebildeten Schwefelsäure eine Hauptrolle zu. Sie greift den in vielen Natursteinen und in Beton enthaltenen Kalkstein ( $\text{CaCO}_3$ ) an und setzt ihn in Gips ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ) um.



Tabelle 14: Schwefelgehalt fossiler Brennstoffe

Brennstoff	Schwefelgehalt in kg/GJ
Steinkohle	10,9
Braunkohle	8,0
schweres Heizöl	6,7
leichtes Heizöl	1,7
Dieselmotortreibstoff	1,7
Ottomotortreibstoff	0,8
Erdgas	0,2

Die mit der Umwandlung in Gips verbundene Volumenvergrößerung von etwa 100 % führt zu Rissen und zu einem flächenhaften Abplatzen des Gesteins oder Mauerwerkes. Die entstehende Kohlensäure kann weiter eine Umwandlung des Kalksteins verursachen:



Das entstehende Calciumhydrogencarbonat ist gut wasserlöslich, wird ausgewaschen und besitzt eine geringe mechanische Festigkeit. Korrosion ist zunächst eine Oberflächenerscheinung. Bekannte Beispiele für fortschreitenden Zerfall von Gebäuden aus carbonatisch gebundener Sandstein sind der Kölner Dom und das Ulmer Münster. Viele Bauwerke (z.B. auch die Akropolis) erhielten in wenigen Jahrzehnten größere Schäden als in den vorangegangenen Jahrtausenden. Bild 48 zeigt die Auswirkungen an einem Beispiel aus Schweden.

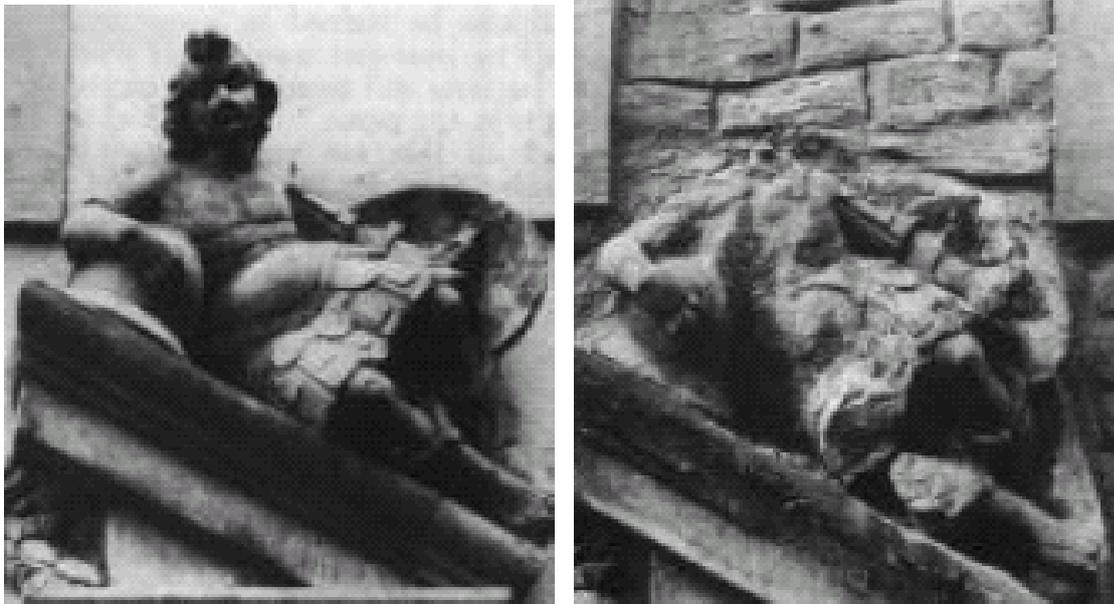


Bild 48: Statue in Stockholm. Aufnahmen aus dem Jahr 1901 und 1986. (Swedish Environmental Protection Agency, 1993)

#### 6.1.4.4 Entschwefelung von Rauchgasen

Chemisch ist es relativ einfach, das saure Gas  $\text{SO}_2$  mit alkalischen Reagenzien (vorzugsweise Kalkstein  $\text{CaCO}_3$  oder Kalkhydrat  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ) umzusetzen. Moderne Anlagen führen eine Direkt-Entschwefelung in Wirbelschichtfeuerung durch. Dabei wird feinkörniger Kohlenstaub mit Kalkmehl vermischt. Das Kalkmehl reagiert im Verbrennungsraum mit dem Schwefeldioxid (Bild 49). Der entstehende Gips wird mit der Asche abgezogen. In älteren Anlagen muss das Rauchgas nachträglich gereinigt werden. Im Rauchgaswäscher wird dem Abgas eine Aufschlammung von Kalkmehl oder Kalkhydrat entgegengesprüht.

In den Kalkwaschverfahren werden pro Jahr 2-3 Mio. Tonnen REA-Gips (REA: Rauchgas-Entschwefelungs-Anlage) produziert. Allein ein Steinkohle-Kraftwerksblock von 750 MW Leistung erzeugt täglich rund 250 t Gips. Inzwischen werden die anfänglichen Vorurteile gegenüber der Qualität des REA-Gipses allmählich überwunden. Die meisten REA-Gipse werden wie Naturgipse zur Herstellung von Baustoffen verwendet. Abweichungen in der Zusammensetzung und gegebenenfalls belastende Schwermetalle können jedoch dazu führen, dass ein Teil des REA-Gipses kostenintensiv deponiert werden muss. REA-Gips (meist Steinkohle-Kraftwerke) wird in Baugips, Gipsbauplatten, Bergbaumörtel und Zementherstellung verarbeitet.

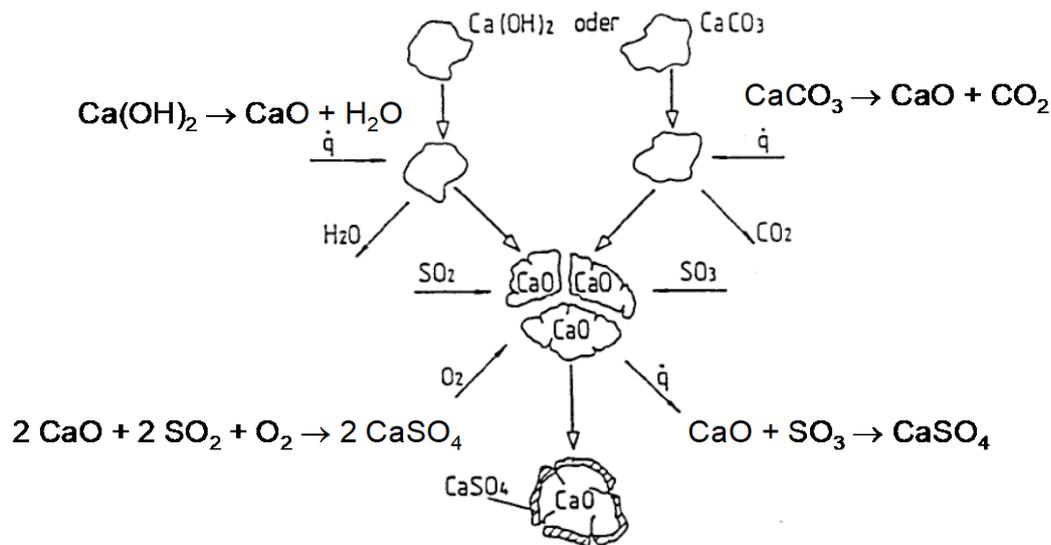
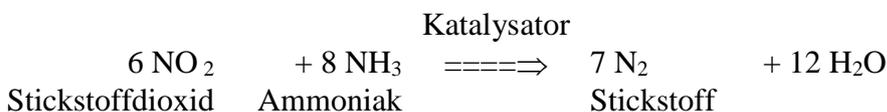
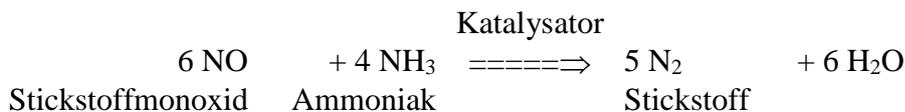


Bild 49: Mechanismen der Entschwefelung von Rauchgas

### 6.1.4.5 Stickoxide

Für die Beseitigung von Stickoxiden wird Ammoniak in die heißen Verbrennungsgase eingesprüht. An Katalysatorflächen (Platin, Rhodium oder Palladium) reagieren die Stickoxide mit dem Ammoniak zu elementarem Stickstoff und Wasser. („Entstickungsverfahren“, DENOX-Anlagen).



## 6.2 Chemie des Wassers

Wasser bedeckt zu etwa 71 % die Erdoberfläche. Neben dem frei in Ozeanen, Meeren, Seen und Flüssen vorkommenden Wasser, enthält die Erdrinde auch Wasser in gebundener Form. Natürliches Wasser ist nie rein, sondern enthält gelöste Luft, Staub und andere Teilchen. Regenwasser hat in Industriegebieten häufig einen pH-Wert  $< 5$  (vgl. Kapitel 6.1.4). In Grund-, Quell- und Brunnenwasser sind neben Sauerstoff und Kohlendioxid eine Reihe von Salzen (z. B.:  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{MgCl}_2$ , ...) gelöst, die in höherer Konzentration schädigend auf Baustoffe einwirken können. Gleiches gilt für die in Meerwasser gelösten Salze.

Wasser spielt im Bauwesen bei vielen Herstellungs- und Verarbeitungsprozessen eine besondere Rolle. Das Wassermolekül ist aufgrund seiner asymmetrischen Ladungsverteilung ein starker Dipol (vgl. Kapitel 3.1). Die hohe Polarität des Wassermoleküls ist Ursache für das ausgezeichnete Lösevermögen des Wassers für Salze und polare Moleküle. Sie führt weiterhin dazu, dass die für die Erhärtung von Bindemitteln wesentliche chemische Reaktion der Hydratation ablaufen kann bzw. möglich ist.

Wassermoleküle können sich aufgrund ihrer Polarität untereinander Wasserstoffbrückenbindungen ausbilden. Im festen Zustand liegen die meisten derartigen Bindungen vor. Beim Schmelzen bricht die vorhandene Gitterstruktur auf, eine gewisse Ordnung bleibt aber auch im

flüssigen Zustand erhalten (Bild 50). Die Größe der vorhandenen Cluster hängt von der Temperatur ab. Während bei 100 °C Gruppen von maximal 6 Molekülen vorliegen, umfassen die Cluster bei 0 °C etwa 100 Moleküle.

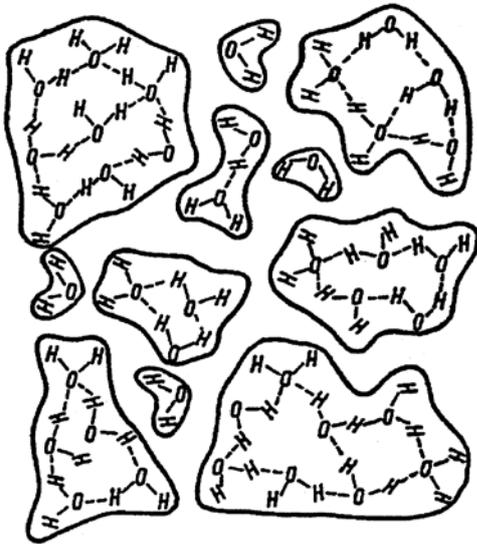


Bild 50: Model der Anordnung von Wassermolekülen im flüssigen Wasser

Eine Folge der Wasserstoffbrücken zwischen den Wassermolekülen ist die sogenannte **Dichteanomalie** (Bild 51). Bei 0 °C besitzt Eis eine Dichte von  $\rho = 0,9168 \text{ g/cm}^3$  und ist damit deutlich leichter als Wasser bei 0 °C ( $\rho = 0,9998 \text{ g/cm}^3$ ). Die höchste Dichte und damit das Volumenminimum besitzt Wasser bei +4 °C ( $\rho = 1,0000 \text{ g/cm}^3$ ). Das Gefrieren des Wassers ist mit einer Volumenexpansion von 9 % bis 10 % verbunden. Sie ruft als „Frostangriff“ Gefügesprengungen in Bauteilen hervor. Die Dichteanomalie ist auch die Ursache für die thermische Schichtung in Gewässern und sorgt für den Schutz von Pflanzen und Tieren im Wasser gegen die sich auf der Oberfläche bildende Eisschicht.

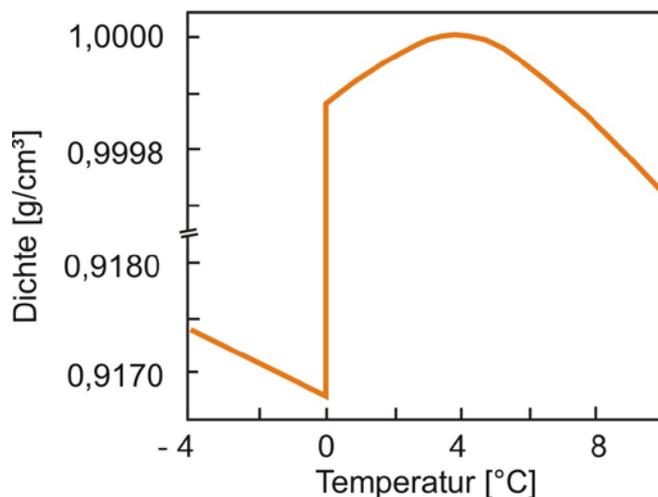


Bild 51: Dichte von Eis und flüssigem Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur [Lit 2]

### 6.2.1 Wasserhärte

Natürliche Wässer werden u. a. nach ihrer Härte beurteilt. Wasser wird als „weich“ bezeichnet, wenn in ihm nur wenig Erdalkalisalze (vornehmlich Ca- und Mg-Salze) gelöst sind. Bei hohen

Gehalten an löslichen Erdalkalisalzen wird Wasser als „hart“ eingestuft. Die Summe der Erdalkalisalze im Wasser bildet die Gesamthärte, die sich aus der Karbonathärte (KH) und der Nichtkarbonathärte (NKH) zusammensetzt:

- Karbonathärte:  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
- Nichtkarbonathärte:  $\text{CaSO}_4, \text{MgSO}_4, \text{CaCl}_2, \text{MgCl}_2, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \text{Mg}(\text{NO}_3)_2, \dots$

Die Karbonathärte kann durch Kochen entfernt werden und bildet dabei Kesselstein ( $\text{CaCO}_3$ ). Sie wird daher auch temporäre Härte genannt.

In Deutschland gilt als Maß für die Härte die ältere Bewertung:

$$1 \text{ Grad deutsche Härte} = 1 \text{ }^\circ\text{d} = 10 \text{ mg CaO/l,}$$

nach der neueren Bewertung:

$$1 \text{ Milligrammäquivalent Ca}^{2+} = 1 \text{ mval Ca}^{2+} = 20,04 \text{ mg Ca}^{2+}/\text{l} = 28,04 \text{ mg CaO/l.}$$

Die Einstufung der Wasserhärte ist international nicht einheitlich wie aus Tabelle 18 hervorgeht.

Tabelle 15: Bewertung der Wasserhärte in verschiedenen Industrieländern

Härte= Ca-Gehalt	$^\circ\text{d}$	$^\circ\text{frz.}$	$^\circ\text{engl.}$	$^\circ\text{amerik}$	mg Ca	mmol Ca	mval/l
1 $^\circ\text{d} = 10 \text{ mg CaO/l}$	1	1,785	1,2521	17,9	7,17	0,179	0,3565
1 $^\circ\text{frz.} = 10 \text{ mg CaCO}_3/\text{l}$	0,5603	1	0,7016	10,0	4,008	0,1	0,2
1 $^\circ\text{engl.} = 14,3 \text{ mg CaCO}_3/\text{l}$	0,7986	1,425	1	14,3	5,73	0,143	0,285
1 $^\circ\text{amerik.} = 1 \text{ mg CaCO}_3/\text{l}$	0,056	0,1	0,07	1	0,4008	0,04	0,02
1 mg Ca	0,14	0,25	0,175	0,4008	1	0,025	0,0357
1 Milimol Ca	5,6	10	7	0,04	40,08	1	20,04

Die Härte wird in Deutschland in folgende Stufen eingeteilt (Tabelle 19):

Tabelle 16: Wassereigenschaften und Härtegrade

Eigenschaft	$^\circ\text{d}$	mval/l
sehr weich	0 – 4	0 – 1,44
weich	4 – 8	1,44 – 2,88
mittel hart	8 – 12	2,88 – 4,32
ziemlich hart	12 – 18	4,32 – 6,84
hart	18 – 30	6,84 – 10,8
sehr hart	> 30	> 10,8

## 6.2.2 Baugrundwasser

Das im Baugrund vorhandene Wasser kann gelöste Stoffe in Konzentrationen enthalten, die auf die eingesetzten Baustoffe schädigend wirken. Fließendes Grundwasser ist grundsätzlich schädlicher als stehendes Grundwasser, weil die ggf. enthaltenen schädigenden Stoffe immer wieder durch neue ersetzt werden. Als betonschädlich gelten Wässer, die entweder sehr weich sind oder Säuren, Sulfate, Magnesiumsalze, Ammoniumsalze, Nitrate u. a. enthalten.

Einstufungen der schädigenden Stoffe im Hinblick auf die Betonkorrosion gibt DIN 4030. Bei Baugrundwasser ist mit einer Schädigung des Betons in folgenden Fällen zu rechnen:

- pH-Wert kleiner als 6,5,
- Sulfatgehalt größer als 200 mg SO<sub>4</sub>/l,
- Magnesiumgehalt größer als 100 mg MgO/l,
- Nitratgehalt größer als 150 mg NO<sub>3</sub>/l,
- Gehalt an Ammoniumsalzen größer als 15 mg NH<sub>4</sub>/l,
- Gehalt an Chloriden größer als 1500 mg Cl/l und
- kalklösende Kohlensäure größer als 15 mg CO<sub>2</sub>/l.

Die vorstehenden Bedingungen werden zum Beispiel von Meerwasser und von Moorwasser erfüllt.

### 6.2.3 Dampfdruck

Als Dampfdruck (Sättigungsdruck) wird der Druck bezeichnet, der sich einstellt, wenn sich in einem geschlossenen Gefäß ein fester oder flüssiger Stoff mit seinem Dampf im Gleichgewicht befindet (vgl. Kapitel 4.4). Der Dampfdruck ist eine charakteristische, temperaturabhängige Größe eines Stoffes (Tabelle 20). Im Vergleich zu reinem Wasser ist der Dampfdruck über einer Lösung geringer. Durch den geringeren Dampfdruck wird der Siedepunkt der Lösung erhöht und der Gefrierpunkt abgesenkt (siehe Bild 38). Ein Mol eines gelösten Stoffes gleich welcher Art bewirkt bei einem gegebenen Lösungsmittel immer die gleiche Siedepunkterhöhung und Gefrierpunktniedrigung. Bei Wasser wird je mol/l der Siedepunkt um 0,51 K erhöht und der Gefrierpunkt um 1,86 K abgesenkt.

Tabelle 20: Abhängigkeit des Dampfdrucks von Wasser bzw. Eis von der Temperatur

Temperatur in °C	Dampfdruck in bar
-20	0,00077
-10	0,00195
0	0,0062
10	0,0125
20	0,0233
40	0,0752
60	0,203
80	0,483
100	1,033
200	15,86
300	87,61
370	214,6

Stoffe, die in Lösung elektrolytisch dissoziieren, wirken sich stärker auf die Siedepunkterhöhung und Gefrierpunktniedrigung aus. Ursächlich ist die höhere Zahl der Einzelteilchen durch die Spaltung in Ionen. Die Wirkung von Ionen kann der Wirkung von Molekülen gleichgesetzt werden.

#### 6.2.4 Oberflächenspannung

Im Inneren einer Flüssigkeit heben sich die auf ein Molekül einwirkenden Anziehungskräfte (Kohäsionskräfte, zwischenmolekulare Anziehungskräfte) gegenseitig auf. Beim Annähern an die Oberfläche wirken dagegen Kräfte, deren Resultierende nach innen gerichtet ist. Die zum Überwinden dieser nach innen gerichteten Kraft erforderliche Verschiebungsarbeit wird Oberflächenspannung genannt. Die Oberfläche der Flüssigkeit lässt sich mit einer Membran vergleichen.

Da ein System immer bestrebt ist, den energieärmsten Zustand einzunehmen, bilden Flüssigkeiten eine möglichst kleine Oberfläche.

Anziehende Kräfte treten nicht nur innerhalb eines Stoffes auf, sondern auch zwischen verschiedenen Stoffen. Als Benetzung wird die Ausbreitung einer Flüssigkeit auf der Oberfläche eines festen Stoffes bezeichnet. Ein Maß für die Benetzbarkeit ist der Kontaktwinkel  $\alpha$  (Grenzwinkel), der sich beim Aufsetzen des Flüssigkeitstropfens auf der festen Oberfläche einstellt (Bild 52).

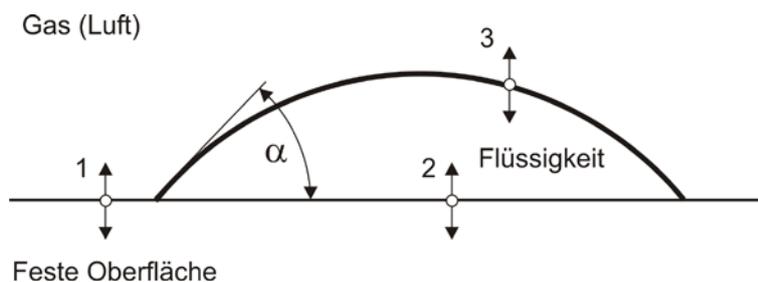


Bild 52: Benetzung einer festen Oberfläche [Lit 4]

Die Benetzbarkeit kann beeinflusst werden. Durch den Einsatz grenzflächenaktiver Stoffe (Netzmittel, Detergenzien) wird die Oberflächenspannung abgesenkt und es bildet sich ein kleinerer Randwinkel aus. Betonverflüssiger sind ein Beispiel für den Einsatz von Netzmitteln im Bauwesen.

Genau den gegenteiligen Effekt ruft eine Hydrophobierung (Wasserabweisung) hervor. Sie verschlechtert die Benetzbarkeit, indem die Oberflächenspannung erhöht und der Randwinkel vergrößert wird. Hydrophobierungen auf Basis von Siliconen oder Silanen werden häufig dort eingesetzt, wo eine der Witterung ausgesetzte Oberfläche gegen das Eindringen von nicht drückendem Wasser geschützt werden soll (z. B. Putze). Ein neues Schlagwort ist hier der so genannte Lotus-Effekt.

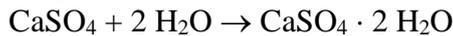
Das kapillare Steigvermögen von Wasser in Baustoffen ist auf die Oberflächenspannung zurückzuführen. Die Steighöhe nimmt zu, je enger die Kapillaren im Baustoff sind. Beim Verdunsten üben die Kapillaren über die Oberflächenspannung Zugkräfte aus, die zum Trocknungsschwinden führen. Bei erneuter Befeuchtung tritt ein Quellen ein. Derartige Vorgänge sind in Zementgel zu beobachten.

### 6.2.5 Hydratation, Kristallwasser

Hydratation bezeichnet einen Vorgang, bei dem Wasser gebunden wird. Unterschieden wird zwischen der Salz- und der Ionenhydratation; die Zementhydratation nimmt eine Sonderstellung ein.

Bei der Hydratation von Salzen werden Wassermoleküle als Kristallwasser auf festen Gitterplätzen eingebaut oder bei der Bildung von Hydroxiden oder Hydroxoverbindungen aufgespalten. Das so gebundene Wasser wird als konstitutiv gebundenes Wasser bezeichnet.

Molekular gebundenes Wasser:



Konstitutiv gebundenes Wasser:



Viele bauschädliche Salze lagern Kristallwasser ein. Das an Zwischengitterplätzen eingelagerte Wasser hat einen bestimmten Wasserdampfdruck. Sinkt der umgebende Wasserdampfdruck unter diesen Wert, dann verdunstet das Kristallwasser und der Kristallverband zerfällt. Im umgekehrten Fall nimmt das Kristall Wasser aus der Umgebung auf und baut es in den Verband unter Volumenvergrößerung ein. Dieses Verhalten heißt hygroskopisch. Es ist in Baustoffen normalerweise unerwünscht, da es zu einer Entfestigung des Baustoffgefüges führt.

Bei der Hydratation von Ionen werden Ionenhydrate oder Aquokomplexe gebildet. Die sich bildenden Ionen lagern aufgrund der elektrostatischen Wechselwirkung zwischen Ion und Dipol Wassermoleküle an. Die Größe und Stabilität der Hydrathülle wird von der Größe und der Ladung der Ionen bestimmt. Der selbstständig ablaufende Lösungsprozess eines Kristalls ist auf das Bestreben der Ionen zurückzuführen, sich mit einer Hülle aus Wassermolekülen zu umgeben (zu hydratisieren).

Die Zementhydratation besteht aus zwei Phasen. Zunächst erfolgt die Hydrolyse, bei der der Zement augenblicklich mit dem Wasser unter Bildung von Hydroxid-Ionen reagiert. Die nachfolgende Hydratation besteht aus einer Reihe unterschiedlicher Prozesse und läuft erheblich langsamer ab. Sie stellt die eigentliche Erhärtungsreaktion dar.

## 7 Literatur

- Lit 1: Zentrale für Unterrichtsmedien im Internet e. V.: Chemiekurs 2002, <http://www.zum.de/Faecher/Materialien/beck/chemkurs/cs11.htm>, 2002
- Lit 2: Benedix, R.: Bauchemie. 3. Auflage, B. G. Teubner Verlag, 2006
- Lit 3: [www.periodensystem.info](http://www.periodensystem.info), Zugriff 2019
- Lit 4: Henning, O.; Knöfel, D.: Baustoffchemie, Bauverlag, 2002
- Lit 5: Kaskel, S.: Grundlagen der Chemie, Vorlesungsskript Uni Bochum, 2003
- Lit 6: Krenkler, K.: Chemie des Bauwesens, Band 1: Anorganische Chemie, Springer-Verlag, 1980
- Lit 7: Holleman, A. F.; Wiberg, N.: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, Walter de Gruyter, 1985
- Lit 8: Riedel, E.: Anorganische Chemie, 6. Auflage, Walter de Gruyter, 2004
- Lit 9: Jeffrey, G. A.: *An Introduction to Hydrogen Bonding*, Oxford University Press, 1997, [ISBN 978-0195095494](https://www.isbn-international.org/product/978-0195095494)
- Lit 10: Knoblauch, H.; Schneider, U.: Bauchemie, Werner-Verlag, 1995
- Lit 11: Predel, B.: Werkstoffwissenschaft I. Aufbau und Kristallographie, Vorlesungsskript Uni Stuttgart, 2000
- Lit 12: Hornbogen, E.: Werkstoffe: Aufbau und Eigenschaften von Keramik-, Metall-, Polymer- und Verbundwerkstoffen. 6. Auflage, Springer-Verlag Berlin, 1994
- Lit 13: Brown, T. L.; LeMay, H. E.; Bursten, B. E.: Chemie Studieren kompakt, 10. Auflage, Pearson Deutschland GmbH, 2011
- Lit 14: <https://de.wikipedia.org/wiki/Luft>, Stand 2011
- Lit 15: Umweltbundesamt, Nationale Trendtabellen für die deutsche Berichterstattung atmosphärischer Emissionen seit 1990, Emissionsentwicklung 1990 bis 2021, Stand 03/2023
- Lit 16: Umweltbundesamt, Nationale Treibhausgas-Inventare 1990 bis 2021 (Stand 03/2023), für 2022 vorläufige Daten, Stand 15.03.2023
- Lit 17: Bibliographisches Institut & F.A. Brockhaus AG: Der Brockhaus in Text und Bild Edition 2002
- Lit 18: Bayerisches Landesamt für Umwelt: Ozonschicht und Ozonloch, Augsburg, 2008