

Interatomare Bindungsarten

Besteht ein Stoff nur aus einzelnen, nicht miteinander verbundenen Atomen, so ist er gasförmig. Im festen Zustand treten die Atome, bzw. deren Elektronenhülle, in Wechselwirkung miteinander, und gehen eine chemische Bindung ein. Dabei unterscheidet man die folgenden drei Hauptbindungsarten (Primärbindungen, Hauptvalenzen):

- Ionenbindung (heteropolare Bindung)
- Elektronenpaarbindung (Atombindung, homöopolare oder kovalente Bindung)
- Metallbindung

von den zwei Nebenbindungsarten (Nebervalenzen):

- Dipolbindung
- van der Waals-Kräfte

Die Primärbindungen sind dabei deutlich stärker ausgeprägt als die Nebervalenzbindungen, die auf Anziehungskräften durch Ladungsverschiebungen in der Verbindung bzw. dem Atom beruhen. Das Ziel beim Aufbau einer Hauptvalenz ist dabei das Erreichen einer stabileren Edelgaskonfiguration, welches durch Abgabe oder Aufnahme von Elektronen zur Erlangung einer gefüllten äußeren Elektronenschale führt. Je nach beteiligten Atomsorten ergeben sich dabei die obengenannten Primärbindungsformen, wobei für die Nichtmetalle die metallische Bindung nicht von Bedeutung ist.

Das Verhalten der Elemente in einer chemischen Verbindung wird durch die Elektronegativität geprägt. Für die Nichtmetalle ergeben sich dabei die folgenden Verhältnisse:

Ionenbindung (heteropolare Bindung)

Metallatome besitzen eine niedrige Elektronenaffinität bzw. Elektronegativität und geben daher relativ leicht ihre Elektronen ab. Dabei wird die äußere Hülle geleert und es entsteht eine stabile Edelgaskonfiguration. Die Elemente der rechten Seite besitzen dagegen eine hohe Elektronenaffinität und versuchen durch Verbindung mit einem entsprechenden Metall ihre äußere Hülle zu füllen.

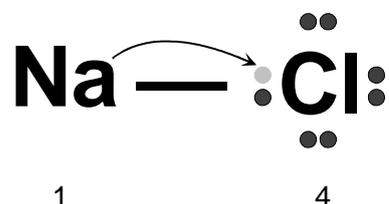


Abb.2: Natriumchlorid (Kochsalz) Ionenbindung

Die Ionenbindung ist daher typisch für Verbindungen zwischen Elementen die weit links im PSE stehen (Metalle) und solchen die sich im rechten Teil des PSE (Nichtmetalle) befinden. Die Ionenbindung kann am Beispiel des Kochsalzes (NaCl) veranschaulicht werden. Natrium hat ein Elektron auf der

Außenschale, Chlor fehlt ein Elektron für eine vollbesetzte Außenschale. Natrium gibt das Elektron an Chlor ab, so dass beide Atome zu einer Achter-Außenschale kommen.

Da Cl eine deutlich höhere Elektronegativität aufweist, wird das Elektron in der Bindung vom Na zum Cl hin verschoben. Die elektrische Ladungsverteilung der Verbindung ist dabei in allen Raumrichtungen gleich, so dass sich im vorliegenden Beispiel die positiv geladenen Natriumionen allseitig mit negativ geladenen Chlorionen umgeben. Durch die Ladungsverschiebung im Molekül und die daraus resultierende Wechselwirkung des elektrischen Feldes bilden sich, wie auch bei den Metallen, regelmäßige Kristallgitterstrukturen aus - im vorliegenden Beispiel des NaCl das Kochsalzkristall.

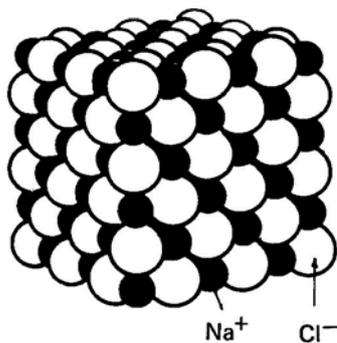


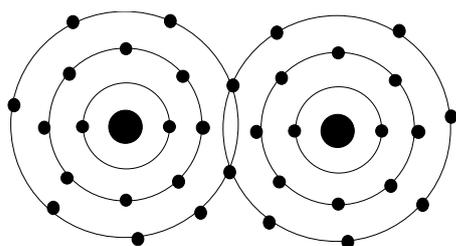
Abb.3: Kochsalzkristall

Bei Auflösung der Verbindung, beispielsweise in Wasser, wird das Molekül wieder gespalten. Bei diesem, als Dissoziation bezeichneten Vorgang, verbleibt allerdings das vom Natrium abgegebene Elektron beim Chlor. Die Folge ist eine Bildung von Ionen, im vorliegenden Fall ein einfach positiv geladenes Natriumion und ein einfach negativ geladenes Chlorion. In einer wässrigen Lösung, die als Elektrolyt bezeichnet wird, lassen sich diese Ionen durch Anlegen eines elektrischen Gleichstromfeldes trennen. Die Ionenbindung tritt im Bereich der nichtmetallischen Werkstoffe bei vielen keramischen Werkstoffen, wie beispielsweise den Oxidkeramiken, auf.

Elektronenpaarbindung

Charakteristisch für die Elektronenpaarbindung (Kovalente Bindung, Atombindung) sind ähnliche oder gleiche Elektronegativitäten der Reaktionspartner. Dabei erfolgt kein Elektronenübergang, sondern die Bindungspartner teilen sich die Elektronen. In einer kovalenten Bindung finden sich nur nichtmetallische Elemente.

Die Bindungsform ist vor allem typisch für Gase, die im Normalzustand nicht als elementare Atome, sondern in Molekülform mit kovalenter Bindung vorliegen. Dieser Aufbau soll am Beispiel des Chlormoleküls kurz beschrieben werden. Beiden Chloratomen fehlt je ein Elektron für die vollbesetzte Außenschale. Zur jeweils vollen Besetzung der Außenschale werden zwei Elektronen gemeinsam benutzt, so dass ein Cl₂-Molekül vorliegt.



Chlor:
Ordnungszahl: 17
7 Elektronen auf der
äußeren Schale

Abb.4: Chlorgasmolekül (kovalente Bindung)

Dies gilt für viele Gase, wie beispielsweise Wasserstoff, Stickstoff und Sauerstoff, die im gasförmigen Normalzustand ebenfalls in molekularer Form H_2 , O_2 und N_2 vorliegen. Kovalente Bindungen finden sich aber auch bei vielen keramischen Werkstoffen und vor allem bei den Kunststoffen, da C und H ähnliche Elektronegativitäten aufweisen.

Die Ladungsdichte der bindenden Elektronenwolke ist zwischen den beiden Atomkernen am größten, so dass im Gegensatz zur Ionenbindung eine gerichtete Bindung entsteht. Besteht die Bindung aus gleichartigen Atomen, so weist das entstandene Molekül eine gleichmäßige Ladungsverteilung auf und verhält es sich nach außen hin neutral bzw. unpolar. Beispiel solcher unpolaren Moleküle sind die obengenannten Gase H_2 , N_2 , O_2 usw..

Bei unterschiedlichen Reaktionspartnern tritt aufgrund der unterschiedlichen Elektronegativität dagegen in der Bindung eine mehr oder weniger ausgeprägte Ladungsverschiebung auf, so dass das Molekül eine gewisse Polarität besitzt. Beispiele solcher polaren Moleküle sind HCl , H_2O , NH_3 . Mit zunehmendem Unterschied in der Elektronegativität der beteiligten Partner geht die Elektronenpaarbindung mehr und mehr in die Ionenbindung über.

Sekundärbindungen

Wie im vorangegangenen Abschnitt ausgeführt, tritt bei der Ionenbindung und der kovalenten Bindung mit unterschiedlichen Reaktionspartnern eine Polarisierung des Moleküls auf, da durch die ungleichmäßige Ladungsverteilung im Molekül sich ein permanenter elektrischer Dipol ausbildet. Diese Dipolkräfte lassen sich durch die Differenz der Elektronegativität (ΔEN) der beteiligten Elemente quantifizieren. Wie in der folgenden Tabelle für einige typische nichtmetallischen Bindungen gezeigt, nimmt die Polarität mit steigendem ΔEN zu:

H-H	C-H	C-Cl	C-N	C-O	O-H	F-H
0	0,3	0,3	0,6	1	1,3	1,9

Tabelle 2: Dipolbindung

Diese Polarisierung kann zu Wechselwirkungen zwischen einzelnen Molekülen führen. Die daraus resultierenden zwischenmolekularen Bindungen

beruhen auf den elektrostatischen Anziehungskräften der unterschiedlichen Ladungen. Verglichen mit einer primären Ionenbindung, bestehen hier jedoch deutlich geringere Ladungsunterschiede und entsprechend schwächere Anziehungskräfte, so dass man in diesem Fall von einer Sekundärbindung spricht.

Vor allem die elektronegativen Elemente Sauerstoff und Stickstoff rufen eine vergleichsweise starke Bindungswirkung hervor, so dass sich typische H-Brückenbindungen zwischen solchen Molekülen bevorzugt ausbilden. Eine besonders wichtige Verbindung dieser Art ist die Wasserstoffbrückenbildung. Die Sekundärbindung stellt sich zwischen dem positiv polarisierten H-Atom und dem elektronegativen Bindungspartner O eines Nachbarmoleküls ein.

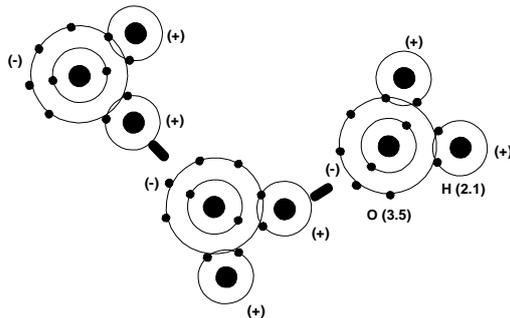


Abb.5: Wasserstruktur mit Wasserstoffbrücken

H-Brückenbindungen treten in vielen technischen Substanzen auf:

- Alkoholen, Phenolen, Aminen, Carboxylsäuren, Zellulosen, Polyamiden und Tonmineralien.

Häufig lagern sich dabei Wassermoleküle an die in festen Stoffe über H-Brückendipole an und lockern den zwischenmolekularen Zusammenhalt. Je nach Struktur und Menge des aufgenommenen Wassers wird die feste Substanz dann weicher und flexibler (Holz, Polyamid) oder gar plastisch (Ton). In der nebenstehenden Abbildung sind die Sekundärbindungen im Kunststoff Polyamid dargestellt. Da die eingelagerten Wassermoleküle die PA-Molekülketten auf Abstand halten, wirken sie wie Scharniere und sorgen für eine bessere Beweglichkeit der Ketten.

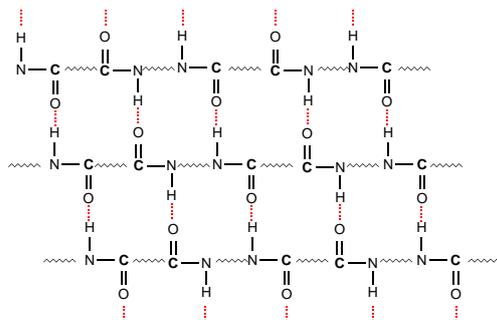


Abb.6: Sekundärbindungen in Polyamid

Neben der Dipolbindung existiert als weitere wichtige Sekundärbindungsform die sog. Van-der-Waals-Bindung. Dabei handelt es sich um Dispersionskräfte, die allerdings nicht wie bei der Dipolbindung, durch permanente Ladungsträgerverschiebungen zustande kommen, sondern auf der Bewegung der Elektronen im Raum beruhen. Durch die Rotation der Elektronen um den Kern treten innerhalb des Atoms kurzzeitige Ladungsverschiebungen auf, die sich nach außen hin in einem schwachen elektromagnetischem Wechselfeld äußern. Van-der-Waals-Kräfte wirken sich erst dann aus, wenn die beteiligten Atome bzw. Moleküle einander sehr nahe kommen.

Wie die folgende Tabelle zeigt, liegen die Bindungskräfte bei einer Sekundärbindung um mehr als eine Größenordnung unter den Primärbindungsenergien. Eine geringe Temperaturerhöhung liefert daher zumeist genügend Energie, um die Sekundärbindung aufzuheben.

	Kovalente Bindung (C-C)	Wasserstoffbrückenbindung	Dispersionskräfte (Van-der-Waals-Bindung)
Bindungsenergie (KJ/mol)	350	0,4..20	0,08..0,4

Abb.7: Bindungsenergien

Verbindungen des Kohlenstoffs

Der Kohlenstoff spielt im Bereich der Werkstoffe eine herausragende Rolle. Die organische Chemie beschäftigt dabei ausschließlich mit der Gesamtheit der Verbindungen auf Basis des Kohlenstoffs. Die große Vielfalt von Kohlenstoffverbindungen ergibt sich dabei aus der Fähigkeit der C-Atome, auch untereinander praktisch unbegrenzt Verbindungen einzugehen. Das führt zur Bildung von Ketten, Ringen, Netzen, aber auch zu dreidimensionalen Atomgittern von Festkörpern.

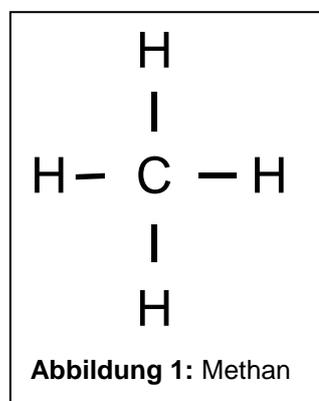
Im Bereich der Technik stellen die Kohlenstoffverbindungen die große Gruppe der Kunststoffe dar. Im folgenden Abschnitt werden daher die wichtigsten Grundbegriffe der organischen Chemie und der darauf basierenden chemischen Verbindungen kurz erläutert.

Alkane

Unter den nichtmetallischen Elementen, mit denen der Kohlenstoff reagiert, nimmt der Wasserstoff eine bevorzugte Stelle ein. So enthalten die reinen Kohlenwasserstoffe nur Kohlenstoff und Wasserstoffatome.

Bei dem einfachsten Kohlenwasserstoff, Methan CH_4 , befinden sich an sämtlichen Valenzen des Kohlenstoffatoms Wasserstoffatome. Man spricht daher auch den gesättigten Kohlenwasserstoffverbindungen (Alkane), die auch als Paraffin bezeichnet werden.

Ersetzt man eines der Wasserstoffatome ein zusätzliches CH_3 -Glied, so entsteht das:



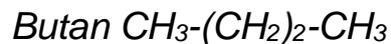
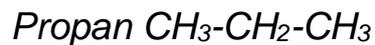
dem

von

durch



Durch den Einbau zusätzlicher CH₂-Glieder lassen sich somit weitere Kohlenwasserstoffe aufbauen:



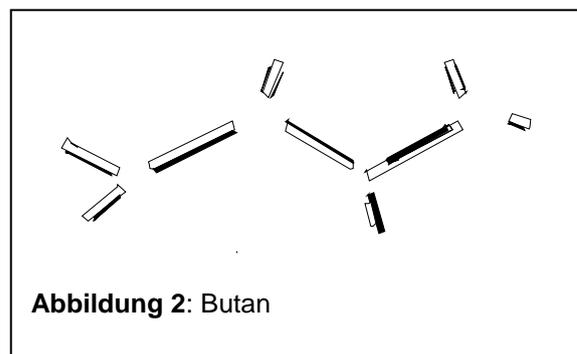
usw.

Der Aufbau der kettenförmigen, gesättigten Kohlenwasserstoffe kann somit durch die Formel:



beschrieben werden.

Infolge der vorgegebenen Valenzrichtungen sind Kettenmoleküle auch im gestreckten Zustand nie geradlinig, sondern zickzackförmig. Da die Glieder in der Kette aber drehbar sind, nehmen die Moleküle mit Vorliebe eine unregelmäßig verknäuelte, ineinander verschlungene



diese

CH₂-
frei

völlig

Form

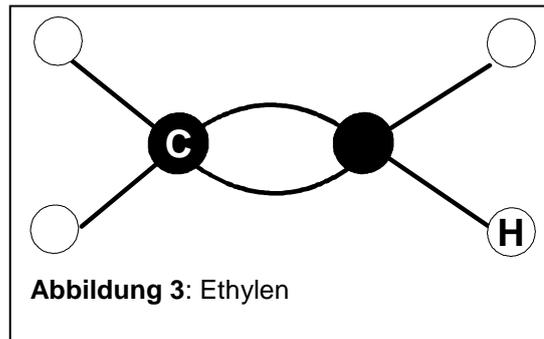
an. In der Natur treten solche Kohlenwasserstoffe mineralisch auf. Sie finden sich u. a. im Erdgas und Erdöl, in Wachsen und Asphalt.

Alkene

Kohlenstoffatome können untereinander auch Doppelbindungen eingehen, indem sich je zwei einfach besetzte Elektronenwolken überlagern. Man spricht in diesem Fall von ungesättigten Kohlenwasserstoffverbindungen (Alkene), die auch als Olefine bezeichnet werden

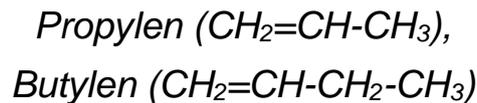
Die Doppelbindung bewirkt eine Verspannung und hebt die freie Drehbarkeit der Atome auf. Die Ablenkung der Bindungen aus ihren eigentlichen Valenzrichtungen hat weiter zur Folge, dass eine solche Doppelbindung wesentlich schwächer ist als zwei Einfachbindungen. Die Bindungskräfte sind so gering, dass sie unter der Einwirkung von Nachbaratomen leicht verschoben, d. h. polarisiert, und auch wieder geöffnet werden. Es bleibt dann eine Einfachbindung zwischen den Kohlenstoffatomen zurück, während die Elektronen der zweiten Wolke mit Einzelelektronen der Nachbaratome reagieren und neue Bindungen eingehen.

Kohlenwasserstoffe, die Doppelbindungen enthalten, werden ihrer Reaktionsfreudigkeit wegen ungesättigt bezeichnet. Die einfachste Form eines ungesättigten Kohlenwasserstoffs stellt abgebildete Ethylen dar.



als
das

In Analogie zu den gesättigten Kohlenwasserstoffverbindungen folgt das

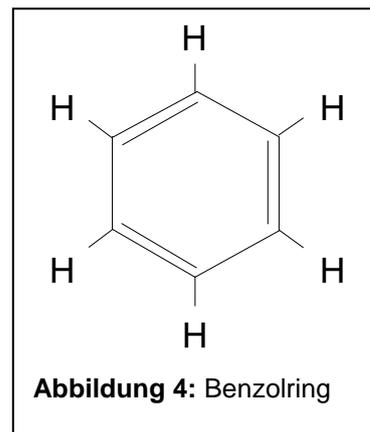


usw..

Neben der Doppelbindung gibt es auch Kohlenwasserstoffverbindungen mit Dreifachbindungen. Diese als Alkine oder Acetylene bezeichneten Verbindungen spielen als *Technische Gase* eine wichtige Rolle.

Ringförmige Kohlenwasserstoffe

Eine bestimmte Zahl von Kohlenstoffatomen (meist 6) kann sich auch zu einem Ring zusammenschließen. Einfachster Vertreter dieser Gattung ist Benzol C_6H_6 das durch den Benzolring (Angabe der Atome) symbolisiert wird. Solche ringförmigen Kohlenwasserstoffe typisch für Kohle- und Teerprodukten. Da durch den ringförmigen Zusammenschluss sehr sperrige Moleküle entstehen, führt das Vorhandensein von Benzolringen im Kunststoff zu einer Versteifung des Moleküls, das dadurch sehr stabil wird.

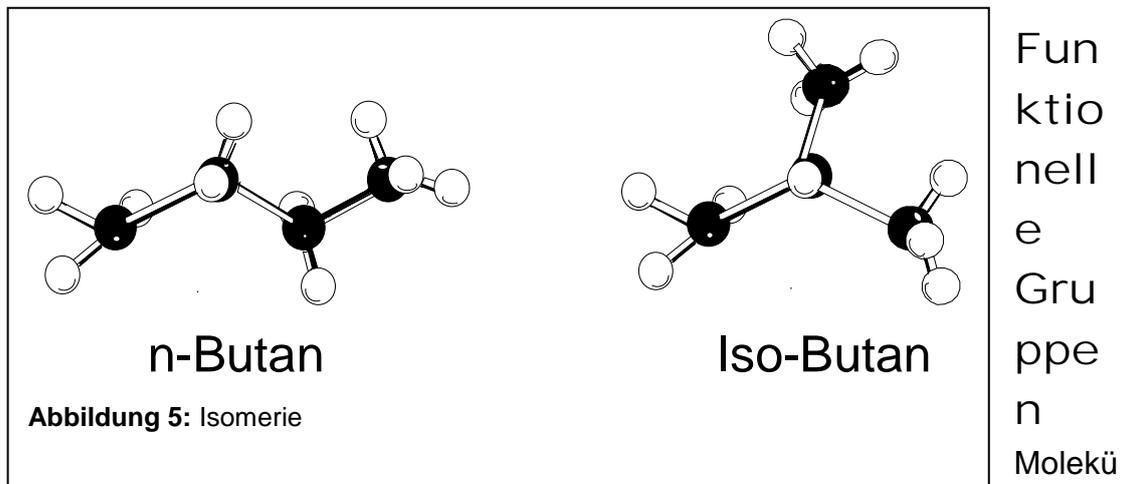


jedoch
das
(ohne
sind

Isomerie

Sowohl in ketten- als auch in ringförmigen Strukturen gesättigter und ungesättigter Kohlenstoffverbindungen sind Unterschiede in der Anordnung der beteiligten Atomgruppen feststellbar. Man nennt diese Erscheinung Isomerie. Sie führt trotz gleicher Art und Anzahl der Atome zu unterschiedlichen Eigenschaften der Stoffe.

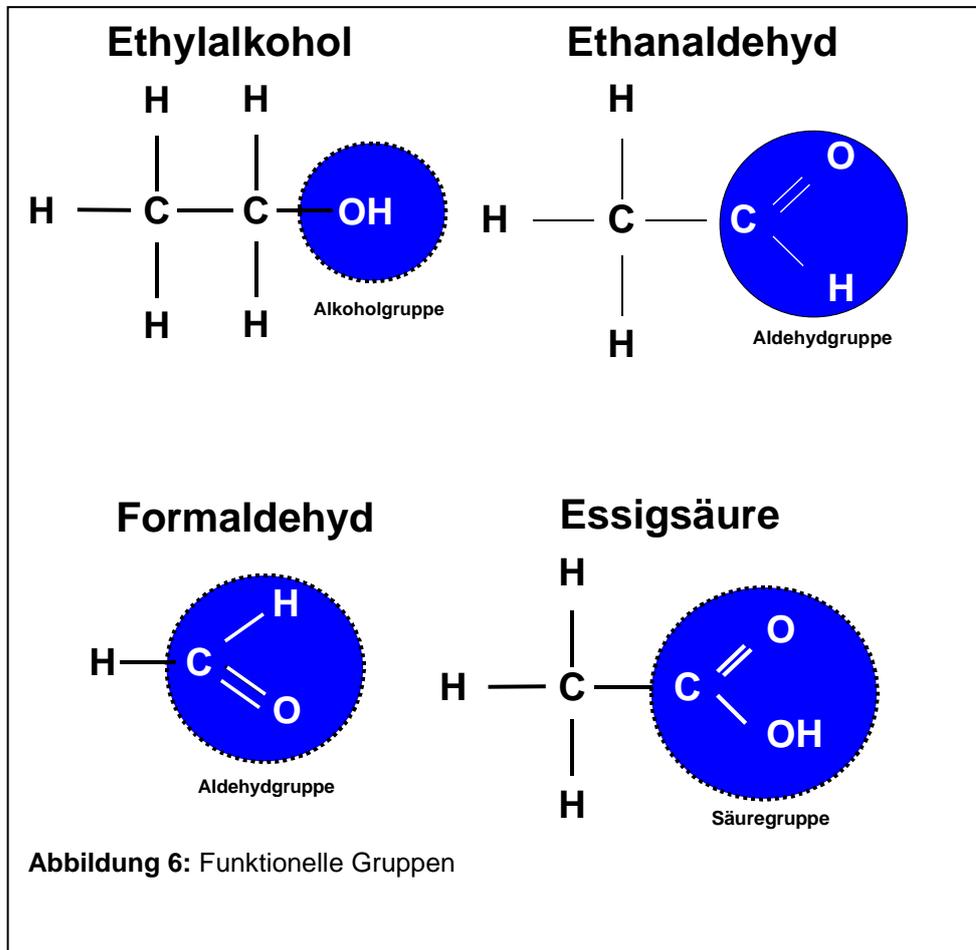
Wie in der Abbildung dargestellt, ergibt sich beispielsweise aus dem normalen Butan durch Verschiebung der CH_2 -Gruppe aus der fortlaufenden Kette zu einer seitlichen Anlagerung das Iso-Butan. Solche Isomere sind sehr zahlreich und auch in den Makromolekülen der Kunststoffe vertreten, deren Bezeichnung die Vorsilbe Iso enthält.



gesättigter, reiner Kohlenwasserstoffverbindungen reagieren wegen mangelnder oder ungenügender Polarität der C-C- bzw. C-H-Bindungen nur schwer miteinander. Dies ist jedoch nicht der Fall, wenn einzelne oder mehrere Wasserstoffatome durch andere Atome oder Atomgruppen ersetzt worden sind. Durch diese Substitution erhalten zahlreiche organische Verbindungen eine starke Reaktionsfähigkeit. Sie stellen die funktionellen Gruppen dar, die die Moleküle befähigen, sich mit anderen zu verbinden. Die reaktionsfähigen Gruppen haben besondere Bedeutung für die Synthese von Kunststoffen dann, wenn sie sich an den Enden des Moleküls befinden und dann zur Kettenbildung beitragen. Die wichtigsten Vertreter derartiger organischer Verbindungen sind:

- **Alkohole** mit der reaktionsfähigen Endgruppe $-\text{OH}$ (Hydroxylgruppe). Die OH-Gruppe ist stark polar und neigt zur Bildung von Wasserstoffbrücken. Alkohole können auch ungesättigt sein, d.h. Doppelbindungen im Molekül enthalten. Der wichtigste Vertreter dieser Gruppe ist das abgebildete Ethanol (Ethylalkohol), welches Bestandteil der alkoholischen Getränke ist. Die übrigen einwertigen Alkohole sind ungenießbar bzw. giftig (z.B. Methanol)
- **Organische Säuren** (Carbonsäuren), gesättigt oder ungesättigt, mit der charakteristischen Endgruppe $-\text{COOH}$ (Carboxylgruppe). Bei der Namensgebung ist zu beachten, dass das C-Atom der Säuregruppe für die Namensgebung mitzählt.

- Aldehyde mit der Endgruppe -COH (Carbonylgruppe) Für den Aufbau von Makromolekülen in Kunststoffen spielt das abgebildete einfachste Aldehyd, das Formaldehyd, eine wichtige Rolle.
- Amine mit der Endgruppe -NH₂ (Aminogruppe).

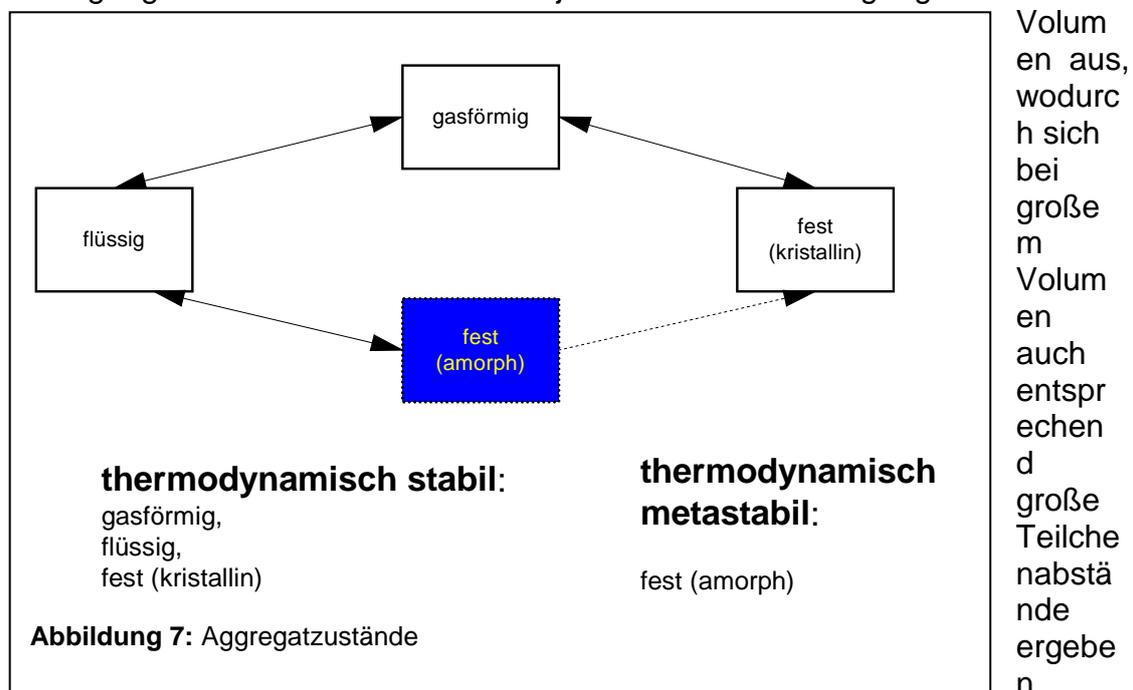


Aggregatzustände

Der in einem Teilchensystem herrschende Dualismus zwischen thermisch bedingtem Bewegungszustand und elektronisch bedingtem Bindungszustand führt dazu, dass Materie je nach Bindungsart der Teilchen und herrschender Temperatur bzw. Druck in drei unterschiedlichen Formen auftreten kann, als:

- Gas
- Flüssigkeit
- Festkörper

Diese Aggregatzustände stellen Übergänge zwischen zwei extremen Idealzuständen, dem idealen Gas- und dem idealen Festkörperzustand, dar. Der ideale Gaszustand ist dadurch gekennzeichnet, dass die Bindungen zwischen den das Gas bildenden Teilchen völlig aufgehoben sind und die Teilchen sich in unbehinderter, regelloser, thermisch verursachter Bewegung befinden. Hierbei füllen sie jedes ihnen zur Verfügung stehende



Wegen der großen Teilchenabstände ist das physikalische Verhalten des Gases unabhängig von der Art seiner Teilchen und durch die Zustandsgleichung für ideale Gase beschreibbar. Durch äußere Kräfte (Druck) können die Teilchenabstände bis zur Kondensation des Gases verringert werden. Mit zunehmender Kompression stellen sich Wechselwirkungen zwischen den Teilchen und ein Abweichen vom idealen Gaszustand ein.

Im idealen Festkörperzustand sind thermisch bedingte, individuelle Bewegungen der Teilchen durch die vorherrschenden interatomaren Bindungen ausgeschlossen, die Einhaltung eines stabilen Bindungszustandes zwingt die Teilchen auf zueinander genau festgelegte Plätze. Sie bilden einen Verband mit maximaler Ordnung und stabiler äußerer Form.

Die realen Aggregatzustände liegen zwischen diesen beiden Extremzuständen mit mehr oder weniger guter Annäherung an den Idealzustand. Insbesondere der flüssige Zustand nimmt eine mittlere Position ein, in ihm heben sich thermisch bedingte, ungeordnete Bewegung und geordneter Bindungszustand in einem dynamischen Wechselspiel

gegeneinander auf. Die zwischenatomaren Bindungen erzwingen hier ähnlich kleine Teilchenabstände wie im festen Zustand und auch eine gegenseitige Ordnungseinstellung, die jedoch infolge der thermischen Bewegung immer nur kurzzeitig erhalten und auf kleine Bereiche beschränkt bleibt. So wie sich in Gasen bei Kompression kurzzeitig geordnete Bereiche nachweisen lassen, zeigt auch der reale Festkörper mit seiner sich in Diffusionsprozessen äußernden, begrenzten Teilchenbeweglichkeit sowie einer gewissen, auch im Gleichgewicht stabilen Fehlordnung noch typische Merkmale des Gaszustandes.

Als Maßzahl für den Ordnungs- bzw. Unordnungszustand eines Teilchensystems wurde der Begriff *Entropie* eingeführt. Ungeordnete Systeme (Gase, Flüssigkeiten) enthalten demnach eine große, geordnete Systeme (Festkörper) eine geringe Entropie.

Erstarrungsverhalten

Der feste Zustand ist durch stabile Primär- oder Sekundärbindungen zwischen den Teilchen gekennzeichnet. Dieser Bindungszustand gewährleistet die Übertragung von Zug- und Schubspannungen und erfüllt damit die Grundvoraussetzung für die Anwendung von Werkstoffen. Hinsichtlich der gegenseitigen Ordnung der Teilchen im gebundenen Zustand ist zwischen kristallinen und amorphen Festkörpern zu unterscheiden.

Im *kristallinen* Zustand sind die Teilchen nach einem bestimmten Muster räumlich und über größere Bereiche regelmäßig zueinander angeordnet, d. h. sie besitzen eine Fernordnung.

Amorphe Strukturen weisen diese Fernordnung nicht auf. Bei ihnen besteht nur eine strukturelle Nahordnung im Bereich der nächsten Nachbaratome. In ihrer Teilchenanordnung ähneln sie Schmelzzuständen und werden daher oft als *unterkühlte Flüssigkeiten* bezeichnet.

Die Schmelze bzw. Flüssigkeiten im allgemeinen lassen sich durch die sog. Viskosität beschreiben. Die *Viskosität* (lat. = Zähigkeit) beschreibt dabei als Kennwert die innere Reibung. Die Viskosität bestimmt das Fließverhalten eines Werkstoffs und nimmt mit zunehmender Temperatur ab.

Bei der Abkühlung der Schmelze tritt immer eine Erhöhung der Viskosität auf, d.h. die Zähigkeit nimmt zu. In der Tabelle sind die Viskositäten einiger Flüssigkeiten in der Nähe ihres Erstarrungspunktes aufgetragen. Dabei entsteht eine lokale Vorordnung der Strukturelemente, die als Vorstufe der Keimbildung und der Kristallisation zu sehen ist. Die eigentliche Kristallisation erfordert eine Umlagerung der Strukturbausteine in eine regelmäßige periodische Anordnung. Die Geschwindigkeit dieser Umlagerung hängt dabei in entscheidendem Maß von der Viskosität der Flüssigkeit und der zur Verfügung stehenden Zeit ab.

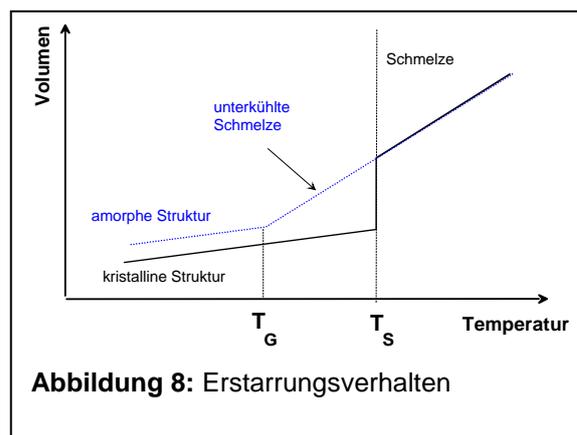
	Erstarrungstemperatur [C]	Viskosität [dPas]
Wasser	0	0,01
Blei	350	0,03
Glycerin	-30	15
Glas	ca. 1200	ca. 10000

Bei einer dünnflüssigen Schmelze (= niedrige Viskosität) besitzen die beteiligten Strukturen eine hohe Beweglichkeit und erlauben somit die Umorientierung zu einer Kristallstruktur.

Ist die Viskosität bei der Erstarrung bereits sehr groß, ist die Teilchenbeweglichkeit mehr oder weniger stark eingeschränkt. Die Kristallisation wird dadurch verzögert oder ganz verhindert und der Stoff erstarrt amorph.

Diese unterschiedliche Teilchenanordnung kristalliner und amorpher Substanzen hat auch unterschiedliche interatomare bzw. intermolekulare Bindungsverhältnisse zur Folge. Während in kristallinen Strukturen wegen der regelmäßigen Atomabstände die Bindungen gleichmäßig ausgebildet sind und zu ihrer Lösung das Erreichen einer bestimmten, diskreten Temperatur, der Schmelztemperatur, erforderlich ist, ergeben sich in amorphen Verbänden wegen der unterschiedlichen atomaren Abstände auch Bindungen unterschiedlicher Intensität, deren Lösung daher innerhalb eines Temperaturbereiches erfolgt.

Die Abbildung zeigt am Beispiel der Volumenveränderung die Vorgänge bei der Abkühlung und Umwandlung einer Schmelze zum Festkörper. Ein amorphes, über einen Temperaturbereich ausgedehntes Erweichungsverhalten u.a. die Gläser auf. Die für Bereich charakteristische



weisen diesen

Temperatur wird daher als Glasübergangstemperatur T_G bezeichnet. Der Übergang vom flüssigen in den festen Zustand ist bei kristallinen Stoffen mit einer ausgeprägten strukturellen Änderung verbunden. Bei amorphen Stoffen finden im Glasübergangsbereich ebenfalls deutlich feststellbare atomare bzw. molekulare Umlagerungen statt. Diese führen zwar zu einer Verminderung des Leervolumens, jedoch nicht zu einer eigentlichen Strukturänderung. Amorph erstarrenden Werkstoffe besitzen somit auch bei

Raumtemperatur noch eine Schmelzstruktur und werden daher auch als unterkühlte bzw. eingefrorene Schmelzen bezeichnet. Neben der Viskosität der Schmelze spielt bei solchen Strukturumwandlungen natürlich auch die Abkühlgeschwindigkeit eine wichtige Rolle, da bei raschen Temperaturänderungen die Teilchenbewegung behindert oder gar unterdrückt werden können. Zur Darstellung der Umwandlungskinetik wird üblicherweise das Zeit-Temperatur-Umwandlungsschaubild herangezogen werden.

Das ZTU-Diagramm zeigt, das oberhalb einer kritischen Abkühlgeschwindigkeit v_{krit} die Abkühlkurve den Bereich der Umwandlung in eine stabile Kristallstruktur nicht mehr schneidet. Die Schmelze wandelt nicht um, d.h. die ungeordnete Flüssigkeitsstruktur bleibt erhalten. Da die Viskosität mehrere Größenordnung zunimmt, d.h. die

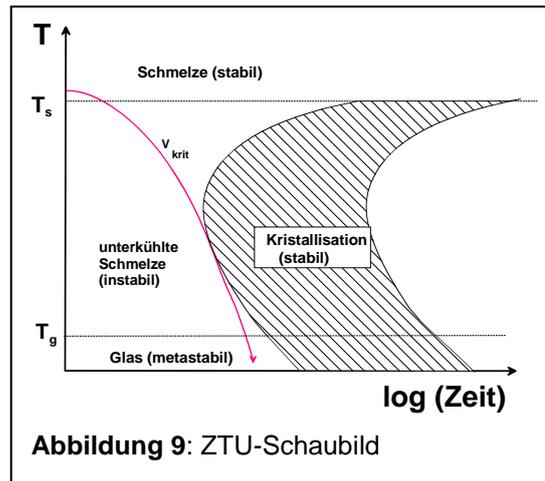


Abbildung 9: ZTU-Schaubild

zeigt, die der um

Beweglichkeit der Teilchen stark abnimmt, liegt bei Raumtemperatur ein Festkörper mit amorpher Struktur vor. Die kristalline Struktur stellt die stabile Teilchenanordnung im festen Zustand dar, amorphe Anordnungen sind stets in- bzw. metastabil. Findet im festen Zustand nachträglich eine Strukturänderung „ungeordnet/geordnet“ statt, dann immer von amorph nach kristallin und nie umgekehrt. Jedes Teilchensystem versucht also bei der Erstarrung in den geordneten, kristallinen Zustand überzugehen, amorphe Zustände können daher nur entstehen, wenn die Teilchen bei einer gegebenen Abkühlgeschwindigkeit aufgrund eingeschränkter Beweglichkeit und ungünstiger Geometrie nicht fähig sind, den erforderlichen Ordnungsvorgang zu vollziehen. Die notwendige Teilchenbeweglichkeit ist häufig dann nicht mehr gegeben, wenn bereits im Schmelzzustand einzelne Bindungen bevorzugt aufgebaut und hierdurch größere, atomare Komplexe oder gar Moleküle gebildet werden. Dies ist der Fall bei netzwerkähnlichen Strukturen (Gläser, gummielastische und hartelastische Kunststoffe) sowie bei vielen großmolekularen Substanzen (thermoplastische Kunststoffe).

Der amorphe Zustand ist gegenüber dem kristallinen Zustand bei einem Stoff gleicher Zusammensetzung thermodynamisch instabiler. Da jedoch die Umwandlung vom amorphen in den kristallinen Zustand kinetisch gehemmt ist, und normalerweise nur mit einer äußerst geringen Reaktionsgeschwindigkeit abläuft, tritt eine Kristallisation (Entglasung), gewöhnlich erst einer längeren Zeitspanne ein. Die kristalline bzw. amorphe Erstarrung von anorganischen Nichtmetallen soll am Beispiel des (SiO₂) veranschaulicht werden.

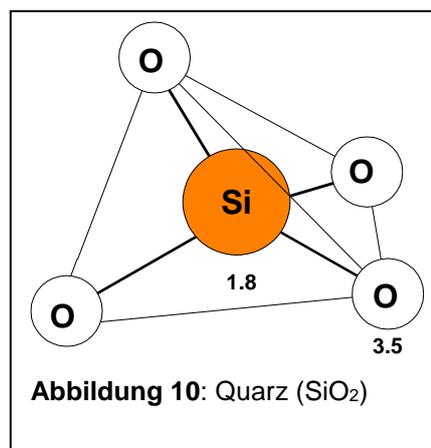


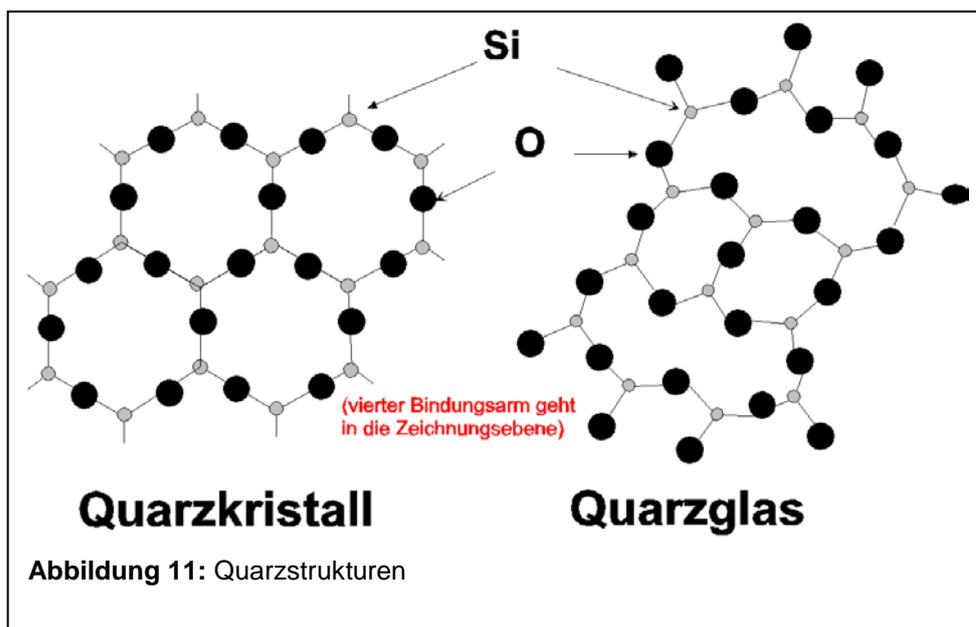
Abbildung 10: Quarz (SiO₂)

nach Quarzes Die

Struktur von Quarz ist sehr einfach. Obwohl jedes Siliziumatom chemisch nur zwei Sauerstoffatome an sich bindet, umgibt es sich mit vier Sauerstoffatomen. Diese sitzen an den Eckpunkten eines Tetraeders und schließen das Siliziumatom ein. Die einzelnen Tetraeder sind über die Eckpunkte zu einem Netzwerk verknüpft, so dass jedes Sauerstoffatom nur zur Hälfte einem Tetraeder angehört. Das Zahlenverhältnis von Silizium- zu Sauerstoffatomen beträgt also 1:2 entsprechend der chemischen Formel SiO_2 . Bekannt sind in der Technik die folgenden beiden Modifikationen des Quarzes:

- Kristallin: Quarzkristall
- Amorph: Quarzglas

Die kristalline Struktur entsteht dabei nur bei hinreichend langsamer Abkühlung der Schmelze, so dass den beteiligten Si- und O-Atomen gen



7.4.
Werkstofftechnologie
n mit
Kunststoffen

Kunststoffe sind in einem modernen Kraftfahrzeug nicht

mehr wegzudenken. Neben Anwendungen, die Komfort und Sicherheit erhöhen, finden Kunststoffe immer mehr Verwendung in technischen Bauteilen und in Teilen der Karosserie. Je nach Fahrzeugtyp liegt der Kunststoffanteil zwischen 15 und 25 Gew-% und ist im Steigen begriffen.