

1 Aufbau der Stoffe

1.1 Bindungsarten

- Kovalente Bindung (Atombindung)
 - 2 nichtmetallische Atome
 - Moleküle, Makromoleküle oder Atomgitter
- Ionenbindung
 - Elektrostatische Anziehung zwischen pos. (Kation) und neg. (Anion) geladenem Ion
 - Ionengitter (Salze)
- Metallbindung
 - Elektrostatische Anziehung zwischen metallischen Kation und delokalisierten Elektronen
 - Kationengitter (Metalle und Legierungen)

1.2 Stoffklassen

- Flüchtige Stoffe (molekulare Stoffe und Edelgase)
 - **Eigenschaften:** tiefe Schmelz- und Siedetemperatur, nicht leitend, weich
 - **Aufbau:** Molekül (abgeschlossener Atomverband aus Nichtmetallatomen), Edelgase kommen atomar vor
 - **Bindungsart:** Atombindung, gemeinsames Elektronenpaar zw. neutralen Nichtmetallatomen
 - **Beispiel:** CO_2 , I_2 , CH_3CH_2OH
- Salzartige Stoffe
 - **Eigenschaften:** hohe Schmelz- und Siedetemperatur, im flüssigen oder gelösten Zustand leitend, als Feststoff hart und spröde
 - **Aufbau:** bestehen aus Ionen, die ein unendlich grosses 3-dimensionales Gitter bilden
 - **Bindungsart:** Ionenbindung, elektrostatische Anziehung (Coulomb-Kraft) zwischen Kationen und Anionen
 - **Beispiel:** $CaCO_3$, $CaSO_4$, Na_2CO_3
- Metallische Stoffe
 - **Eigenschaften:** elektrisch leitend, metallischer Glanz, häufig hohe Schmelz- und Siedetemperaturen, verformbar (duktil), gute Wärmeleiter
 - **Aufbau:** Metallkationen, die ein unendlich grosses 3-dimensionales Gitter bilden, sind von Elektronengasen umgeben
 - **Bindungsart:** Metallbindung, elektrostatische Anziehung (Coulomb-Kraft) zwischen Kationen und Elektronengasen
 - **Beispiel:** Metalle und Legierungen (Messing, Stahl, Amalgam)
- Hochmolekulare Stoffe (Polymere)
 - **Eigenschaften:** sehr hart, sehr hohe Schmelz- und Siedetemperatur, nicht leitend
 - **Aufbau:** Atomgitter, die sowohl Nichtmetall- als auch Metallatome enthalten können
 - **Bindungsart:** Atombindung, Ionenbindung
 - **Beispiel:** C , SiO_2 , Al_2O_3
- Diamantartige Stoffe
 - **Eigenschaften:** keine definierte Schmelztemperatur sondern allmähliches Erweichen, kein Verdampfen sondern Zersetzung
 - **Aufbau:** sehr lange Moleküle, die aus Atomgruppen (Monomeren) bestehen
 - **Bindungsart:** Atombindung
 - **Beispiel:** Kunststoffe (Nylon, PVC, PET, Silikon), natürliche Polymere (Eiweiß, Stärke, DNA)

1.3 Stoffmengen und Stoffmassen

1 mol entsprechen $6.02 \cdot 10^{23}$ Stoffteilchen. Die Zahl $6.02 \cdot 10^{23}$ wird als Avogadro-Zahl N_A bezeichnet.

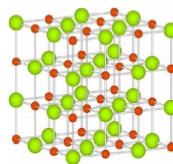
1.3.1 Molare Masse

Die molare Masse M ist die Masse von 1 mol eines Stoffes. $M = \frac{m}{n}$ [$M = \frac{g}{mol}$]

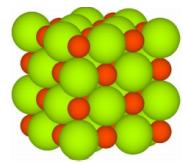
1.4 Kristallstrukturen

- Kristalline Feststoffe (regelmässige Anordnung = Fernordnung), z.B. Metalle, Salze, diamantartige
- Amorphe Feststoffe (unregelmässige Anordnung = Nahordnung), z.B. Kunststoffe, Glas

1.4.1 Das Harte-Kugeln-Modell

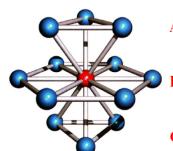


(a) Raumgittermodell

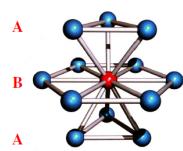


(b) Kugelpackungsmodell

1.5 Dichteste Kugelpackungen



(a) Kubisch dichteste Kugelpackung



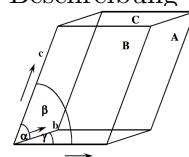
(b) Hexagonal dichteste Kugelpackung

1.5.1 Lücken

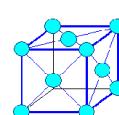
- Oktaederlücken: oktaedrisch von 6 Atomen umgeben
- Tetraederlücken: tetraedrisch von 4 Atomen umgeben
- Koordinationszahl (KZ): Zahl der nächsten Nachbaratome (12 bei dichtester Kugelpackung)

1.6 Elementarzelle

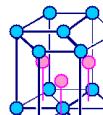
Kleinste Einheit einer Kristallstruktur. Erlaubt eindeutige Beschreibung des atomaren Aufbaus.



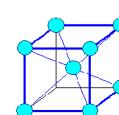
Durch 6 Gitterparameter a , b , c , α , β , γ eindeutig bestimmt. Es existieren 14 Arten von Elementarzellen. Die drei häufigsten sind:



(a) kubisch flächenzentriert



(b) hexagonal dichtest gepackt



(c) kubisch zentriert

1.7 Packungsdichte

Packungsdichte $P = \frac{V_{\text{Atome}}}{V_{\text{Elementarzelle}}}$, Raumerfüllung durch Atome einer Elementarzelle. Für dichteste Kugelpackungen ist $P = 74\%$

1.8 Gitterfehler

- Versetzung
- Unbesetzter Gitterplatz
- Fremdatom in Gitterlücke
- Fremdatom in Gitterplatz

2 Atombau

2.1 Atome

Atome bestehen aus Atomkern (p^+ , n) und Atomhülle (e^-). Elementarladung $e: \pm 1.602 \cdot 10^{-19} C$ (C: Coulomb)

Atomare Masseeinheit u : $\frac{1}{12}$ der Masse eines C-12 Atoms.
 $(6.02 \cdot 10^{23} u = 1g)$

Schreibweise von Atomen: Atommasse
 Ordnungszahl X Ladung

wobei Ordnungszahl = Protonenzahl, Atommasse = Anzahl
 p^+ + n und Ladung = Ladung aller p^+ + Ladung aller e^-

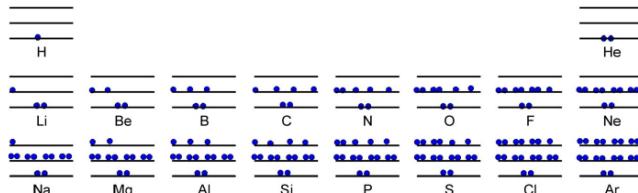
| Elementarteilchen | Masse | El. Ladung |
|-------------------|----------|------------|
| Proton p^+ | 1.0073 u | 1+ |
| Neutron n | 1.0087 u | 0 |
| Elektron e^- | 0.0005 u | 1- |

2.2 Isotope

Atome eines Elements, die sich einzig in ihrer Neutronenzahl unterscheiden.

2.3 Elektronen

Elektronen befinden sich auf bestimmten, diskreten Energieniveaus (Schalen: K,L,M,N,...).



Maximale Anzahl e^- pro Energieniveau: $2 \cdot n^2$ (n : Nummer des Energieniveaus)

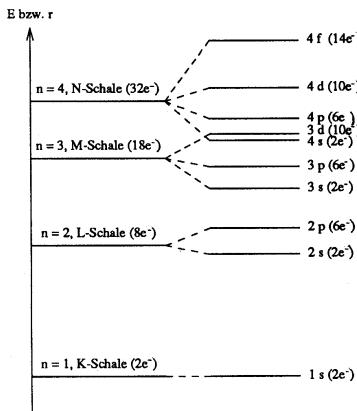
Ionisierungsenergie E_{Ion} : Energie, welche benötigt wird um ein e^- vollständig aus einem Atom zu entfernen.

Valenzelektronen: Elektronen des höchsten Energieniveaus. Zahl der VE bestimmt chem. Eigenschaften eines Elements

Atomrumpf: Atom ohne Valenzelektronen

Rumpfladung: Ladung des Atomrumpfs

Energieniveaus: Energieniveaus werden aufgrund der Abstossung der e^- in Unterniveaus (s,p,d,f,...) aufgeteilt. Unterniveaus verschiedener Hauptniveaus können sich überlappen



2.4 Edelgasregel

Alle Atome sind bestrebt eine Edelgaskonfiguration zu erreichen, d.h. 8 VE. Ausnahmen: H, He.

- Metallatome: Abgabe von e^- (kl. Rumpfladung) \Rightarrow Kationen
- Nichtmetallatome: Aufnahme von $e^- \Rightarrow$ Anionen, oder Teilen von e^- mit anderen Atomen (Moleküle)

2.5 Orbitalmodell

Welle-Teilchen-Dualismus $\Rightarrow e^-$ können als stehende Welle betrachtet werden.

Orbital: Raum, in dem sich ein e^- mit grösster Wahrscheinlichkeit aufhält.

2.5.1 Regeln für Elektronenkonfiguration

1. Besetzung der Orbitale mit e^- nach aufsteigender Energie.
2. Pauli-Prinzip: max. 2 e^- pro Orbital.
3. Hund'sche Regel: Orbitale mit gleicher Ordnung werden zuerst mit 1 e^- besetzt.

| Ordnungs- zahl | Element- symbol | K | L | Kurzschreib- weise |
|-------------------|--------------------|----|----|-----------------------|
| | | 1s | 2s | |
| 1 | H | | | |
| 2 | He | | | |
| 3 | Li | | | |
| 4 | Be | | | |
| 5 | B | | | |
| 6 | C | | | |
| 7 | N | | | |
| 8 | O | | | |
| 9 | F | | | |
| 10 | Ne | | | |

2.5.2 Formen

- s-Orbitale sind kugelförmig
- p-Orbitale sind hantelförmig
- d-Orbitale sind gekreuzt, hantelförmig oder hantelförmig mit Ring

3 Metalle

Typische Eigenschaften: gute elektrische und Wärmeleitfähigkeit, Duktilität, Glanz

3.1 Kristallite und Gefüge

Reales Metall ist ein Gefüge aus einer Vielzahl unregelmässig angeordneter Kristalle (polykristallin). Die Körner beeinflussen die Eigenschaften.

3.2 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert (frei beweglich), weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.3 Metallische Bindung

ungerichtete elektrostatische Anziehung zwischen Metallkationen und e^- -Gas. Sind stärker, je mehr Valenzelektronen ein Metallatom aufweist.

3.4 Duktilität

Reine Metalle sind relativ duktil, weil dichtest gepackte Schichten gut gegeneinander beweglich sind. Duktilität ist abhängig von der Zahl der Gleitebenen (d.h. Gittertyp, Korngrösse), der Stärke der metall. Bindung und der Gitterfehler.

3.5 Legierungen

Stoffe, die aus zwei oder mehr Elementen bestehen und metallische Eigenschaften aufweisen.

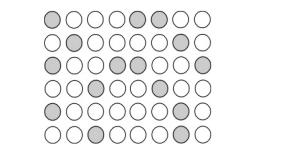
3.5.1 Eigenschaften

- Härte: Legierungen sind härter als reine Metalle. Ursache: Fremdatome behindern Gleitebenen.
- El. Leitfähigkeit: schlechtere leitend als Metalle. Ursache: Fremdatome behindern e^- -Fluss.
- Korrosionsbeständigkeit: meist korrosionsbeständig als Metalle.

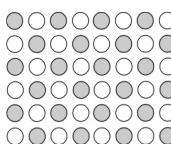
| Legierung | Elemente | Besondere Eigenschaften | Verwendung |
|------------|--------------------------------------|-------------------------------------|---|
| Stahl | Fe, C (<2.06%), Cr, V | grosse Härte | Werkzeuge |
| Chromstahl | Fe, C, Cr (15-20%), Ni | Korrosionsbeständigkeit, Härte | Werkzeuge |
| Messing | Cu, Zn (bis 40%) | Korrosionsbeständigkeit | Sanitärrindustrie |
| Bronze | Cu, Sn (ca. 40%) | grössere Härte als Cu | Glocken, Kanonen, Skulpturen, Anschlussstücke für Rohre |
| Amalgam | Hg, andere Metalle (z.B. Ag, Sn, Cu) | Korrosionsbeständigkeit, Aushärtung | Dentaltechnik, Tieftemperaturthermometer |

3.5.2 Substitutionslegierungen

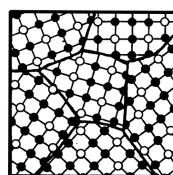
Gewisse Basismetallatome sind durch Fremdatome ersetzt. Bilden sich, wenn die Fremdatome ähnliche Atomradien und Bindungscharakteristiken wie die Metallatome haben.



(a) Kristallit unge-
regelt substituiert



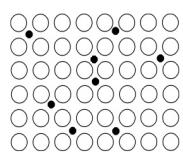
(b) Kristallit geregt
substituiert



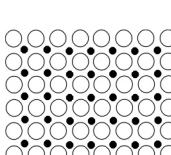
(c) Aufbau einer
ungeregelten
Substitutions-
legierung

3.5.3 Einlagerungslegierungen

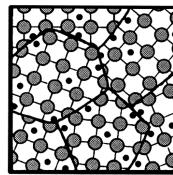
Fremdatome besetzen Oktaeder- oder Tetraederlücken der Metallatome. Entstehen wenn eine Atomart viel kleiner ist als die Metallatome



(a) Kristallit unge-
regelt eingela-
gert



(b) Kristallit geregt
eingelagert

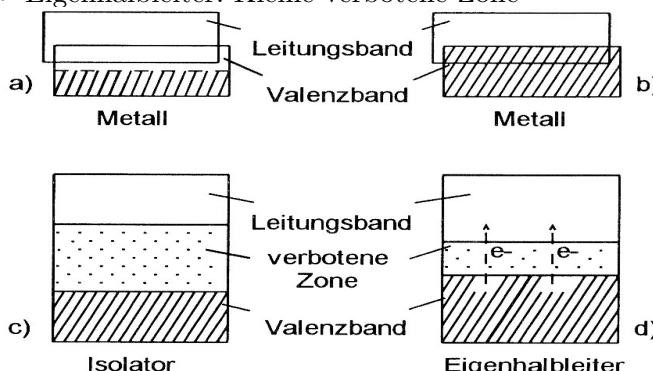


(c) Aufbau einer
ungeregelten
Einlagerungs-
legierung

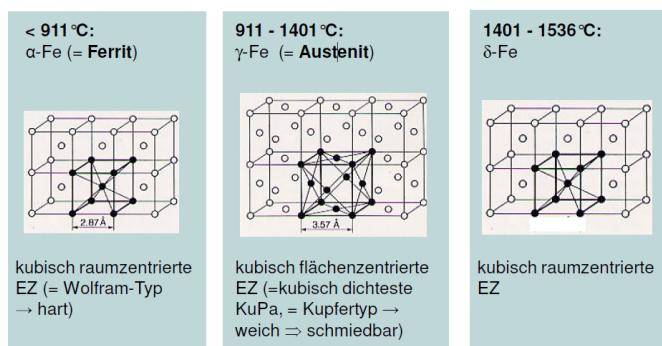
3.6 Energiebänder-Modell

Überlappung von N Atomorbitalen (AO) führt zu N Molekülorbitalen (MO). Wenn N sehr gross \Rightarrow Bänder aus MO \Rightarrow elektrisch leitend.

- Metalle: leeres Leitungsband überlappt mit (teilweise) gefülltem Valenzband
- Isolatoren: Große verbotene Zone zwischen Valenzband und Leitungsband
- Eigenhalbleiter: Kleine verbotene Zone



3.7 Eisen



4 Halbmetalle und Halbleiter

Halbmetalle: B, Si, Ge, As, Se, Sb, Te, Po, At
Halbmetalle zeigen keine einheitlichen Stoffeigenschaften

und keinen einheitlichen Aufbau.

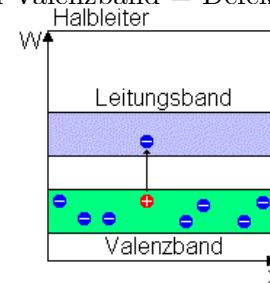
4.1 Silizium

zweithäufigstes Halbmetall der Erde. kommt nur gebunden vor (in Gestein, Sand oder Bergkristall). Si hat den gleichen Aufbau wie Diamant (Härte 6.5)

4.2 Halbleiter

Stoffe mit geringer el. Leitfähigkeit, welche bei steigender Temperatur zunimmt. Halbmetalle sind Halbleiter, aber nicht jeder Halbleiter ist ein Halbmetall.

Im Energiebänder-Modell: kleine Verbotene Zone zwischen Valenz- und Leitungsband, ca. 0-3 eV (Si: 1.12 eV bei 300K)
Bei steigender Temperatur: Zufuhr von Energie $\Rightarrow e^-$ aus Valenzband kann ins leere Leitungsband springen und hinterlässt Lücke im Valenzband = Defektelektron.



4.3 Dotierung

Einbringen von Fremdatomen zur Veränderung der elektrischen Eigenschaften.

4.3.1 n-Halbleiter

El. Leitung v.a. durch e^- .

Bsp. Dotierung von Si mit As: 1 As-Atom pro 10^7 Si-Atome. \Rightarrow 1 schwach gebundenes Valenz- e^- pro As-Atom \Rightarrow Steigerung der Leitfähigkeit um Faktor 10^6 .

Valenz- e^- entspricht einem vollen Energieband (Donatorband) knapp unterhalb des Leitungsbands.

4.3.2 p-Halbleiter

El. Leitung v.a. durch (positive) Defektelelektronen.

Bsp. Dotierung von Si mit B: 1 B-Atom pro 10^6 Si-Atome. \Rightarrow 1 fehlendes e^- pro B-Atom \Rightarrow Defektelektron (Loch) kann von Si-Valenz- e^- besetzt werden \Rightarrow positive Löcher. Defektelektron entspricht leeren Energieband (Akzeptorband) knapp oberhalb des Valenzbandes.

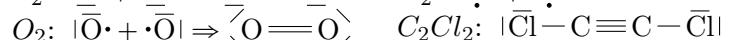
5 Molekulare Stoffe

Moleküle sind abgeschlossene Atomverbände aus nichtmetallischen Atomen.

5.1 Bildung von Molekülen aus Atomen

Atombindung (kovalente Bindung): Gemeinsames bindendes Elektronenpaar zwischen 2 Nichtmetallatomen.

5.1.1 Lewisformel



5.1.2 EPA-Modell

Elektronenpaare stoßen sich gegenseitig maximal ab. Damit kann die räumliche Struktur vorausgesagt werden. Bei vier Valenz-Kugelwolken beträgt der Winkel dazwischen 109.5° (Tetraederwinkel).

5.2 Elektronegativität (EN)

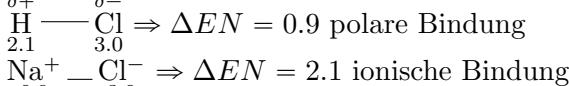
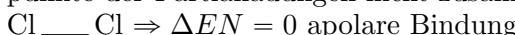
Fähigkeit eines Atoms, Bindungselektronen anzuziehen. Die EN ist grösser, je grösser die Rumpffladung und je kleiner der Rumpfradius ist. $EN = \frac{\text{Rumpffladung}}{\text{Rumpfgröße}}$

5.3 Polare Bindung

Polarität einer Bindung: $\Delta EN = |EN_1 - EN_2|$.

- $\Delta EN = 0$: apolare Bindung
- $\Delta EN = 0..1.5$: polare Bindung
- $\Delta EN > 1.5$: ionische Bindung

Moleküle sind Dipole (polare Moleküle), wenn die Schwerpunkte der Partialladungen nicht zusammenfallen.



5.4 Zwischenmolekulare Kräfte

Anziehende Kräfte, die zwischen Molekülen herrschen und Stoffeigenschaften (mp,bp; Mischbarkeit; Viskosität; Oberflächenspannung; ...) beeinflussen. Normalerweise schwächer als kovalente Bindungen.

- Dipol-Dipol Kräfte: gegenseitige Anziehung von Dipolmolekülen aufgrund unterschiedlicher Partialladungen. Je polarer, desto grösser.
- Van-der-Waals Kräfte: gegenseitige Anziehung von unpolaren Molekülen aufgrund kurzzeitig ungleichmässig verteilter Elektronen. Sehr schwach, mehr $e^- \Rightarrow$ stärker, zwischen allen Molekülen
- Wasserstoffbrücken (H-Brücken): Anziehung zwischen stark positiv polarisierten H-Atomen und freien Elektronenpaaren von stark elektronegativen Atomen (F,O,N) \Rightarrow existieren nur bei H-F, H-O oder H-N Bindungen. Stärkste zwischenmolekulare Kräfte.

5.4.1 Siedepunkt abschätzen

Prinzip: Beim Verdampfen müssen zwischenmolekulare Kräfte überwunden werden \Rightarrow grosse zw.molek. Kräfte \Leftrightarrow hoher Siedepunkt.

Beispiel: Wasser bildet alle zwischenmolekularen Kräfte aus, das erklärt den höchsten Siedepunkt. H_2Te bildet ausschliesslich VdW-Kräfte aus, weshalb der Siedepunkt eher tief ist.

| Zwischenmolekulare Kraft | H_2O | H_2S | H_2Se | H_2Te |
|-----------------------------|-------------|---------------|---------------|---------------|
| VdW (Anz. e ⁻) | 10 | 18 | 36 | 54 |
| DD (Polarität des Moleküls) | stark polar | schwach polar | schwach polar | schwach polar |
| H-Brücken | ja | nein | nein | nein |

5.4.2 Löslichkeit abschätzen

Prinzip: Ein molekularer Stoff ist löslich, wenn er mit dem Lösungsmittel dieselbe Art zwischenmolekularer Kräfte ausbilden kann.

Halbpolare Stoffe besitzen eine polare Gruppe (z.B. -OH) und einen nicht zu langen unpolaren Teil (z.B. KW-Kette). Je länger die KW-Kette desto hydrophober, schlechter löslich wird das Molekül.

5.4.3 Zersetzung

Bestimmte molekular aufgebaute Stoffe haben keinen Siedepunkt. Werden solche Stoffe erwärmt, zersetzen sie sich, d.h. Atombindungen im Molekül werden gebrochen und die Atome verknüpfen sich neu.

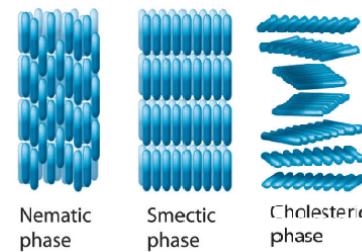
5.5 Flüssigkristalle

5.5.1 Aggregatzustände

- fest: Moleküle mit 3-dimensionale Fernordnung, anisotrop (richtungsabhängig)
- flüssig: ungeordnete Moleküle, isotrop
- flüssigkristallin: Moleküle mit 1- oder 2-dimensionaler Fernordnung

5.5.2 Phasen der Flüssigkristalle

- nemantische Phase
 - 1-dimensionale Ordnung

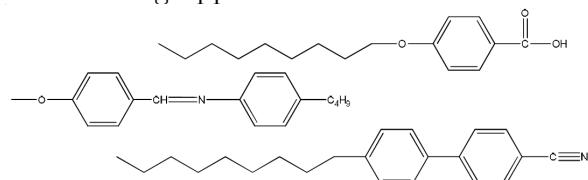


- Moleküle entlang Längsachse ausgerichtet
- Molekülenden nicht geordnet
- Aneinander Vorbeigleiten möglich

- smektische Phase
 - 2-dimensionale Ordnung
 - Moleküle entlang Längsachse ausgerichtet
 - Molekülenden geordnet \Rightarrow Entstehung von Schichten
 - Aneinander Vorbeigleiten nicht möglich
 - SmA: Längsachse in 90°-Winkel zur Schicht
 - SmC: Längsachse geneigt zur Schicht
- cholestrische Phase
 - Schichten mit nematischer Ordnung
 - jede Schicht um charakteristischen Winkel verdreht (Abstossungskräfte)
 - Schraubenförmige (helikale) Struktur mit Periodizität im nm-Bereich.

5.5.3 Atomarer Aufbau

Flüssigkristalle bestehen aus langen, stabartigen Molekülen mit starren Atomgruppen.



Zwischenmolekulare Kräfte schränken die Beweglichkeit ein, die Stäbchen richten sich deshalb parallel aus. Da die Atomgruppen meist polar sind, entstehen Dipol-Dipol Kräfte und extern angelegte elektrische Felder können die Moleküle ausrichten (Prinzip des LCD Displays).

6 Salze

6.1 Aufbau

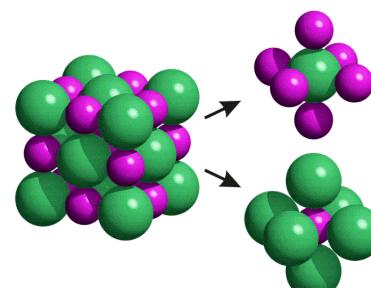
Salzartige Stoffe bestehen aus Ionen (el. geladene Atome oder Moleküle). Zwischen den Ionen herrschen ungerichtete elektrostatische Kräfte.

Kationen \Rightarrow oft Metallionen

Anionen \Rightarrow immer Nichtmetallionen

Ionische Bindung: Elektrostatische Wechselwirkungen zwischen allen Kationen und Anionen. $F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \cdot \frac{Q_1+Q_2}{d^2}$

Kristalline Stoffe, oft in dichtester Kugelpackung angeordnet, (abhängig von Ionengrösse und Ionenverhältnis) z.B. NaCl-Typ:



6.2 Salzformeln

Salzformeln sind Verhältnisformeln.

- Die Ladungen der Ionen ergeben sich aus der Edelgasregel \Rightarrow PSE: Hauptgruppe (HG) 1 bis 3 wollen e^- abgeben, dh. Ionenladung = + HG Nr.; HG 5 bis 7 wollen e^- aufnehmen, dh. Ionenladung = - (8 - HG Nr.)
Bsp: $Na \Rightarrow Na^+$, $Al \Rightarrow Al^{3+}$ (möchte 3 e^- abgeben), $Cl \Rightarrow Cl^-$, $O \Rightarrow Na^{2-}$ (möchte 2 e^- aufnehmen)
- Salze sind insgesamt neutral.
Bsp: $Na \Rightarrow Na^+$: $Cl^- = 1:1 \Rightarrow NaCl$,
 $Al^{3+}: O^{2-} = 2:3 \Rightarrow Al_2O_3$

6.3 Nomenklatur

Name Kation + (griech./lat.) Name Anion + *-id*

Bei Übergangsmetallen: Kationenladung als römische Ziffer.

6.4 Gitterenergie

E_G : Energie, um ein Salz in seine freien Ionen zu zerlegen (bzw. umgekehrt). Wird vor allem durch die Coulombkraft bestimmt. Wird umso grösser: je grösser die Ionenladungen und je kleiner die Ionenradien (Atomradien nehmen innerhalb einer Gruppe des PSE von oben nach unten zu und innerhalb einer Periode von links nach rechts ab) sind.

6.5 Eigenschaften

6.5.1 Sprödigkeit

Die Sprödigkeit sagt aus, wie stark sich ein Stoff verformen lässt bis er bricht. Bei Verformung eines Salzes müssen die Kationen- und Anionenebenen (durch eine externe Kraft) gegeneinander verschoben werden (so geraten Kationen neben Kationen und Anionen neben Anionen) \Rightarrow Abstossung \Rightarrow Bruch des Salzes

6.5.2 Schmelz- und Siedepunkt

Aufgrund der Coulomb-Kräfte, weisen Salze hohe Schmelz- (in der Regel über $400^\circ C$) und Siedepkt. auf \Rightarrow Sie sind somit schwerflüchtige (hoher Siedepkt.) Verbindungen. Schmelz(mp)- und Siedepkt.(bp) kann mit Hilfe der Gitterenergie abgeschätzt werden. D.h. je höher die Gitterenergie, desto höher der Schmelz- bzw. Siedepkt.

6.5.3 Elektrische Leitfähigkeit

Feste Salze: keine elektrische Leitfähigkeit (el. Isolatoren); Salzschrmelzen und Salzlösungen: gute Leitfähigkeit. Die Leitfähigkeit einer Salzlösung ist abhängig von 3 Faktoren: Anionen- und Kationenkonzentrationen, Ladungszahlen der Anionen und Kationen, Beweglichkeiten der Anionen und Kationen

6.5.4 Löslichkeit

Sobald ein Salz mit einer polaren Flüssigkeit (z.B. Wasser) in Berührung kommt, ziehen die Ionen an der Oberfläche des Salzes die Dipolmoleküle an: Die negativen Pole ($\delta-$) der Dipolmoleküle werden von den Kationen, die positiven Pole ($\delta+$) von den Anionen angezogen. Temperaturschwankungen begünstigen das Eindringen von Dipolmolekülen zwischen Anionen und Kationen, was eine Schwächung der elektrostatischen Kräfte zur Folge hat. Die einzelnen Ionen können somit vollständig von Dipolmolekülen umhüllt werden und sich vom Salzkristall ablösen.

Schreibweise: $NaCl_{(s)} \rightarrow Na_{(aq)}^+ + Cl_{(aq)}^-$

| immer gut löslich sind: | oft schwer löslich sind: |
|---|---|
| • alle Alkalisalze ($NaCl$, KOH , ...) | • viele Sulfidsalze (PbS , ...) |
| • alle Ammoniumsalze (NH_4Cl , ...) | • viele Phosphatsalze ($AlPO_4$, ...) |
| • alle Nitratsalze ($Pb(NO_3)_2$, $Ca(NO_3)_2$, ...) | • viele Carbonatsalze ($CaCO_3$, ...) |
| • alle Hydrogensalze ($Ca(HCO_3)_2$, ...) | |

7 Polymere Stoffe: Kunststoffe

7.1 Allgemeines zu polymeren Stoffen

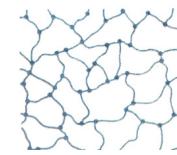
Polymere Stoffe bestehen aus Molekülen, die aus sehr vielen gleichen oder unterschiedlichen kleinen Molekülen, sog. Monomeren, aufgebaut sind. Die molare Masse liegt oft über $10'000\text{ g/mol}$. Makromoleküle lassen sich in kleine, sich wiederholende Abschnitte, *Monomere*, unterteilen.

Polymere Stoffe lassen sich unterteilen in:

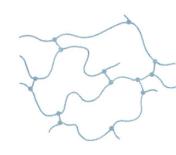
- Naturstoffe, z.B. Baumwolle, Stärke, Kautschuk
- umgewandelte Naturstoffe, z.B. Gummi, Kunsthorn
- synthetische Stoffe (Kunststoffe), z.B. Polyethen PE, Polyvinylchlorid PVC
 - Thermoplaste (lineare oder verzweigte Makromoleküle)
 - Duroplaste (engmaschig vernetzte Makromoleküle)
 - Elastomere (weitmaschig vernetzte Makromoleküle)



(a) Thermoplast



(b) Duroplast



(c) Elastomer

7.2 Typische Eigenschaften von Kunststoffen

- Geringe Dichte (0.8 bis 2 g/cm^3), weil Atome vor allem aus C & H-Atomen bestehen (geringe Masse).
- Geringe thermische und elektrische Leitfähigkeit, weil keine geladenen, frei beweglichen Teilchen vorhanden sind.
- Große Korrosionsbeständigkeit, weil keine reaktionsfreudigen Gruppen.
- Niedrige Verarbeitungstemperaturen
- Flexible Elastizitätsmodule und Zugfestigkeit
- Geringe Temperaturbeständigkeit
- Kein definierter Schmelzpunkt sondern Erweichung, weil sie nicht bei einer bestimmten Temperatur sondern innerhalb eines Temperaturbereichs schmelzen \rightarrow Kristallinität der Thermoplaste
- Kein Siedepunkt, sondern Zersetzung, weil VdW-Kräfte oder Vernetzung

7.3 Thermoplaste

Bsp. Polyethen (PE), Polypropen (PP), Polyvinylchlorid (PVC), Polyethylenterephthalat (PET), ...

7.3.1 Der Atomare Aufbau von Thermoplasten

Thermoplaste bestehen aus kettenartigen Makromolekülen, welche linear (unverzweigt) oder verzweigt sein können. Molare Masse: 10^4 bis 10^6 g/mol . Länge Makromolekül: 10^{-6} bis 10^{-3} mm . Kettenlänge kann innerhalb des Polymers variieren. Die mittlere Anzahl der in den Makromolekülen enthaltenen Monomere heißt Polymerisationsgrad.

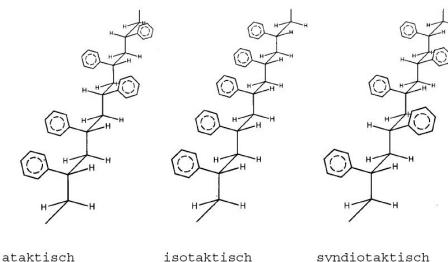
7.3.2 Kristallinität bei Thermoplasten

Thermoplaste sind teilkristallin, d.h. es können kristalline (relativ geordnet) und amorphe (wirr ineinander) Bereiche vorkommen.

7.3.3 Taktizität bei Thermoplasten

Taktizität bezeichnet die räumliche Anordnung der Seitenketten in verzweigten Makromolekülen (kann bei Herstellung beeinflusst werden).

- ataktisch: Seitengruppen liegen regellos auf der einen oder der anderen Seite \rightarrow amorphe Kunststoffe
- isotaktisch: alle Seitengruppen sind nach einer Seite



ausgerichtet → hoher Kristallinitätsgrad möglich

- syndiotaktisch: Seitengruppen liegen in regelmässiger Abfolge auf der einen und der anderen Seite der Hauptkette

7.3.4 Typische Eigenschaften der Thermoplaste

- schlecht löslich (nur in bestimmten organischen Lösungsmitteln) oder unlöslich (VdW-Kräfte)
- Durchlaufen beim Erwärmen versch. Aggregatzustände: fest → thermoelastisch (Formänderung umkehrbar) → thermoplastisch (Formänderung nicht umkehrbar) → flüssig → Zersetzung
- Grad der Kristallinität beeinflusst Eigenschaften stark. Je kristalliner, desto härter, dichter und weniger löslich. Zudem weisen sie geringere Wärmebeständigkeit auf.

7.4 Duroplaste

Bsp. Phenoplaste PF (Isoliermaterial, Steckdosen), Aminoplaste (Spannplattenleim), Ungesättigte Polyesterharze UP, Epoxidharze EP

7.4.1 Der Atomare Aufbau von Duroplasten

Duroplaste bestehen aus Makromolekülen, die durch Atombindungen räumlich engmaschig vernetzt sind ⇒ hart, spröde, zerbrechlich, hitzebeständig (Netzstruktur bleibt beim Erwärmen erhalten) bis zur Zersetzung.

7.5 Elastomere

Bsp. Vernetzte Polyurethane (PUR), Naturkautschuk (NR), Chloropren-Kautschuk (CR), Silikon-Kautschuk

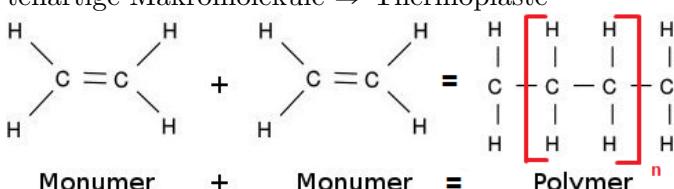
7.5.1 Der Atomare Aufbau von Elastomeren

Elastomere bestehen aus räumlich weitmaschig verknüpften Makromolekülen ⇒ elastisch, Zersetzung bei starkem Erwärmen

7.6 Herstellung von Polymeren

7.6.1 Polymerisation

Verknüpfung der Monomere unter Spaltung einer Doppelbindung und Bildung einer neuen Einfachbindung ⇒ kettenartige Makromoleküle ⇒ Thermoplaste



7.6.2 Vulkanisation

Vernetzung von Makromolekülen mit Doppelbindungen. Ablauf: Zugabe von Schwefel S_8 , Spaltung der S_8 -Moleküle, Vernetzung der Makromoleküle, Produkt wird elastisch.

8 Atomgitter

8.1 Modifikationen des Kohlenstoffs

8.1.1 Diamant

Im Diamantgitter (C_D) ist jedes C-Atom durch Atombindungen an vier andere Kohlenstoffatome gebunden ⇒ sehr regelmässiges, stabiles Atomgitter (Tetraeder).

Eigenschaften: sehr hart (Härte 10), Zersetzung oberhalb 3600°C (beim Abkühlen würde Graphit entstehen), stark lichtbrechend, keine el. Leitfähigkeit, Dichte 3.5 g/cm³

8.1.2 Graphit

Graphit (C_G) besteht aus Schichten, in denen die C-Atome zu regelmässigen Sechsecken geordnet sind. Jedes C-Atom ist dabei an drei andere C-Atome gebunden. Die C-C Bindungswinkel betragen 120°. Jedes C-Atom besitzt noch ein weiteres, nichtbindendes Valenzelektron. Dieses ist über die ganze Schicht frei beweglich (delokalisiert). Zwischen den schichten herrschen VdW-Kräfte (⇒ weich).

Eigenschaften: metallischer Glanz, sehr weich, gute el. Leitfähigkeit, Dichte 2.3 g/cm³, Schmelztemperatur ca. 3700°C

8.1.3 Fullerene

Fullerene sind kugelförmige Moleküle aus C-Atomen. Das sogenannte Buckminsterfulleren C_{60} ist das derzeit am Besten erforschte Molekül dieser Art.

Eigenschaften: elastisch, z.T. el. leitend, löslich

8.2 Quarz (SiO_2)

Quarz ist ähnlich aufgebaut wie Diamant. Jedes Si-Atom bildet Bindungen zu vier O-Atomen. Dabei entsteht ein Tetraeder.

Eigenschaften: Härte 7, keine el. Leitfähigkeit, Dichte 1.6 g/cm³, Schmelztemperatur bei 1700°C, Schwingung bei Anlegen eines el.-mag. Feldes

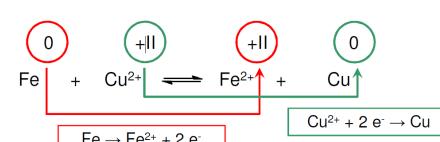
8.2.1 Piezoeffekt

Wirken mechanische Druck- oder Zugkräfte entlang bestimmter Kristallachsen auf einen Piezowerkstoff ein, so verschieben sich positiv und negativ geladene Kristallgitterpunkte. Ist das dabei entstehende Summendipolmoment grösser Null, kann es an Aussen angebrachten Elektroden als elektrische Spannung genutzt werden.

9 Redox-Reaktionen

Redox-Reaktionen sind Elektronenübertragungs-Reaktionen. Dabei findet gleichzeitig eine Reduktion und eine Oxidation statt.

9.1 Oxidation und Reduktion



Oxidation (rot) = Elektronenabgabe, $X^m \Rightarrow X^{m+1} + e^-$
Bei der Oxidation wird die Oxidationszahl erhöht. Ein Reduktionsmittel (Elektronenspender) gibt Elektronen ab, dabei wird es oxidiert, es wird zum Reduktionsmittel (Elektronenakzeptor).

Reduktion (grün) = Elektronenaufnahme, $Y^n + e^- \Rightarrow Y^{n-1}$
Bei der Reduktion wird die Oxidationszahl reduziert. Ein Oxidationsmittel nimmt Elektronen auf, dabei wird es reduziert, es wird zum Reduktionsmittel.

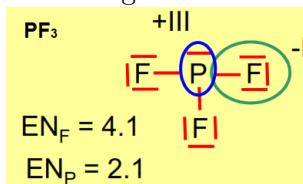
9.2 Oxidationszahlen (OZ)

Um eine Redox-Reaktion erkennen zu können, muss man wissen, welcher Stoff e^- aufnimmt (oxidieren) bzw. e^- abgibt (reduzieren). Oxidationszahlen werden mit römischen Ziffern geschrieben.

Zur Bestimmung der OZ gelten folgende Regeln:

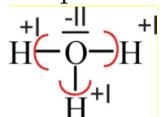
1. Die OZ der Atome in ihrer elementaren Form ist 0, Bsp. O_2^0 , Na^0
2. Bei einatomigen Ionen entspricht die OZ der Ionenladung (siehe Salze), Bsp. Na^+ : OZ=+I

3. Bei Molekülen werden die Bindungselektronen dem elektronegativeren Atom zugeordnet.



Faustregeln: F immer $-I$, O fast immer $-II$, H fast immer $+I$

4. Die Summe aller OZ muss der Ladung des Teilchens entsprechen. Bsp: H_3O^+



9.3 Vorhersage Brennbarkeit eines Stoffes

Verbrennungsreaktionen sind Reaktionen mit Sauerstoff O_2 . Dabei wirkt O_2 als Oxidationsmittel. Ein Stoff ist theoretisch brennbar, wenn er Elemente enthält, die noch nicht in der (für das jeweilige Element) höchsten Oxidationsstufe vorliegen. Dies kann man wie folgt prüfen:

1. Oxidationszahlen mittels obigen Regeln bestimmen.
2. Prüfen ob bereits die höchste Oxidationsstufe eines Stoffes vorliegt (Abgleich mit PSE \Rightarrow höchste positive Oxidationszahl). Falls ja, nicht brennbar, sonst brennbar!

9.4 Die Redox-Reihe

Die Redox-Reihe gibt Auskunft über die Stärke eines Stoffs als Reduktions- bzw. Oxidationsmittels. Eine Redox-Reaktion kann ablaufen, wenn das Reduktionsmittel höher in der Tabelle liegt als das Oxidationsmittel.

Tabelle siehe Anhang.

9.5 Das Redox-Potential

Das Redox-Potential beschreibt das Reduktions- bzw. Oxidationsvermögen einer Halbzelle (Redoxpaar) in Volt. In der Redox-Reihe ist für jedes Redoxpaar ein Standard-Redox-Potential (1 mol/l, 1013 mbar, 25°C) aufgeführt. Redoxpaare mit einem hohen Elektronendruck stehen in der Redox-Reihe weit oben, sie haben ein negatives Redox-Potential. Umgekehrtes gilt für Paare mit einem tiefen Elektronendruck.

9.5.1 Edle und unedle Metalle

Edle Metalle: $E^0 > 0\text{V}$, zeigen kaum Reaktion mit O_2 , H_2O , Säuren. Kommen gediegen in der Natur vor.

Unedle Metalle: $E^0 < 0\text{V}$, gehen mit vielen Stoffen Reaktionen ein. Kommen in der Natur nur in Form von Verbindungen vor.

9.5.2 Konzentrationsabhängigkeit des Redox-Potential

Das Standard-Potential E^0 einer Halbzelle ist definiert für eine Ionen-Konzentration von 1 mol/l. Das effektive Redox-potential wird gemäss der Nernst-Gleichung beschrieben:

$$\begin{aligned} E_{RM/OM} &= E_{RM/OM}^0 + \frac{R \cdot T}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{[OM]}{[RM]} \\ &= E_{RM/OM}^0 + \frac{0.059V}{z} \cdot \lg \frac{[OM]}{[RM]} \end{aligned}$$

mit der Gaskonstante $R = 8.214 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, der Temperatur T in K , der Faraday-Konstante $F = 96485 \frac{\text{C}}{\text{mol}}$ und der Zahl der übertragenen Elektronen pro Formeleinheit z (aus Redox-Reihe). Zudem gilt, für feste Metalle (und andere unlösliche Stoffe) ist $[RM]$ konstant und wird in der Nernst-Gleichung = 1 gesetzt.

Generell: je kleiner die Konzentration, desto unedler das Redox-Potential.

9.5.3 Die pH-Abhängigkeit des Redox-Potential

Sind an einem Redoxpaar auch Protonen (H^+) beteiligt, so ist das Redox-Potential auch vom pH-Wert abhängig.

Redoxpaar $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \& 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$:

$$E = -0.059V \cdot \text{pH}$$

Redoxpaar $4\text{OH}^- \& \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^-$:

$$E = 1.23 - 0.056V \cdot \text{pH}$$

Generell: je saurer (tiefer) der pH-Wert, desto edler das Redoxpotential.

10 Elektrochemie

10.1 Galvanische Zellen

10.1.1 Grundprinzip

Oxidation und Reduktion sind räumlich getrennt, dh. die übertragenen Elektronen können genutzt werden, um Arbeit zu leisten (elektrochemische Stromerzeugung).

Elektrode: Elektronenleiter, der Teil einer galv. Zelle ist. Meist handelt es sich dabei um ein Metall oder um Graphit.

Anode: Ort der Oxidation

Kathode: Ort der Reduktion

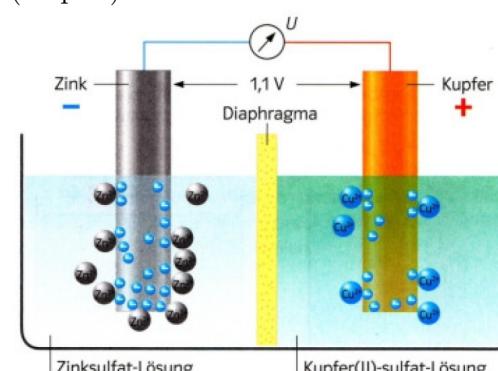
Elektrolyt(lösung): Stoff, der bewegliche Ionen enthält.

Salzbrücke: Sie ermöglicht den freien Fluss von Ionen zwischen den Elektrolyt-Lösungen. Im Falle eines aus zwei Halbzellen bestehenden galvanischen Elementes verhindert die Salzbrücke den Aufbau von Ladung in den Halbzellen, welche den Stromfluss ansonsten frühzeitig zum Erliegen bringen würde.

Diaphragma: Manchmal wird anstelle einer Salzbrücke ein Diaphragma verwendet. Dabei handelt es sich um eine dünne, halbdurchlässige Membran oder im einfacheren Fall um eine poröse, filterähnliche Trennwand. Verhindert die Vermischung der beiden Lösungen, garantiert aber die Ionenwanderung zwischen den Halbzellen.

10.1.2 Das Daniell-Element

Das Daniell-Element besteht aus einer Zink- (Zinkblech in Zinksalz-Lösung) und einer Kupfer-Halbzelle (Kupferblech in Kupfersalz-Lösung). An der Kupferelektrode (+0.34V) herrscht ein geringerer Elektronendruck als an der Zinkelektrode (-0.76V). Verbindet man die beiden Bleche, so werden Elektronen vom Ort mit dem höheren Elektronendruck (Zink) zum Ort mit dem niedrigen Elektronendruck (Kupfer) verschoben.



Spannung $\Delta E = E_{\text{Kathode}} - E_{\text{Anode}}$

Reaktionen:

Zink-Halbzelle (Anode): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Kupfer-Halbzelle (Kathode): $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$

Gesamtreaktion: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

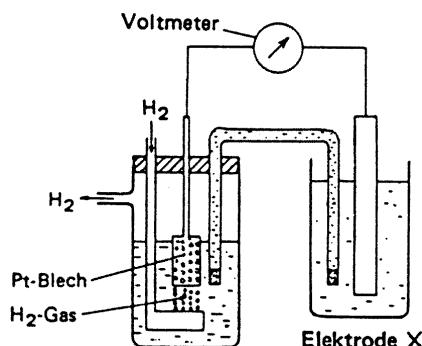
Verkürzte Schreibweise einer Galvanischen Zelle:

$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$

Der einfache Schrägstrich bedeutet Phasengrenze. Der doppelte kennzeichnet die Salzbrücke bzw. das Diaphragma.

10.1.3 Standard-Wasserstoffelektrode

Referenzmessung des Redoxpotentials



Standardbedingungen:

$p(H_2) = 1013\text{mbar}$, $T=25^\circ\text{C}$, Konzentration $[H_3O^+] = 1\text{mol/l}$, $E^0(H_2/H_3O^+) = 0.0V$

Reaktionen:

Wasserstoff-Halbzelle: $H_2 + 2H_2O \leftrightarrow 2H_3O^+ + 2e^-$

Halbzelle: $Me^{z+} + ze^- \leftrightarrow Me_{(s)}$

10.2 Batterien

Batterien sind galvanische Zellen, welche nach der Entladung nicht erneut aufgeladen werden können.

10.2.1 Zink-Braunstein-Zelle

Anode: Zinkbecher

Kathode: Braunstein(MnO_2)/Graphit-Mischung und ein Kohlestab (nimmt nicht an der Reaktion teil). Graphit wird hinzugefügt, damit Mischung leitend wird.

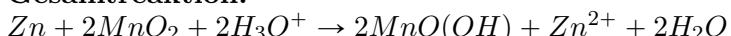
Elektrolyt: Pappe, welche in einer NH_4Cl -Lösung (sauer) getränkt ist. Diese wirkt gleichzeitig als Diaphragma.

Reaktionen:

Anode (Ox): $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$

Kathode (Red): $2MnO_2 + 2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH) + 2H_2O$

Gesamtreaktion:



Eine Zink-Braunstein-Zelle weist eine Spannung von ca. 1.5V auf.

Nachteile: nicht auslaufsicher, nicht hochstrombelastbar, hohe Selbstentladung

10.2.2 Alkali-Mangan-Batterie

Gleiche Reaktion wie bei Zink-Braunstein-Zelle. Elektrolyt: Kalilauge (KOH , alkalisch). Vorteile: auslaufsicherer, günstigeres Entladeverhalten, pro Ah ca. halb so teuer.