

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 Kationen 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 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- Salzhaltige 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

1.3 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: Metalbindung, elektrostatische Anziehung (Coulomb-Kraft) zwischen Kationen und Elektronengas
- 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: $\text{C}_6\text{H}_5\text{CO}_2$, 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)

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger



29. Dezember 2015

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

Schreibweise von Atomen: Atommasse $\xrightarrow{\text{Ordnungszahl}} \text{Ladung}$
wobei Ordnungszahl = Protonenzahl, Atommasse = Anzahl p^+ + 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-

1.4 Kristallstrukturen

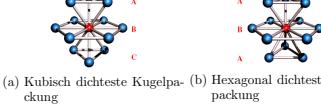
- Kristalline Feststoffe (regelmäßige Anordnung = Ferndruckung), z.B. Metalle, Salze, diamantartige
- Amorphe Feststoffe (unregelmäßige Anordnung = Nahordnung), z.B. Kunststoffe, Glas

1.4.1 Das Harte-Kugeln-Modell



(a) Raumgittermodell (b) Kugelpackungsmodell

1.5 Dichteste Kugelpackungen



(a) Kubisch dichteste Kugelpackung (b) Hexagonal dichteste Kugelpackung

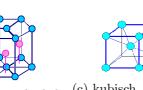
1.6 Elementarzelle

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



(a) kubisch unge- (b) hexagonal dicht- (c) kubisch raum- regelt substituiert gest packt zentriert

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



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 Gitterfalte
- Fremdatom in Gitterplatz

2 Atombau

2.1 Atome

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

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

Schreibweise von Atomen: Atommasse $\xrightarrow{\text{Ordnungszahl}} \text{Ladung}$
wobei Ordnungszahl = Protonenzahl, Atommasse = Anzahl p^+ + und Ladung = Ladung aller p^+ + Ladung aller e^-

Element	K symbol	L 1s	L 2s	L 2p	Kurzschreib- weise
1 H		1			1s ¹
2 He		1	2	2	1s ²

3.2 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.5 Legierungen

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

3.5.1 Eigenschaften

- Härt: Legierungen sind härter als reine Metalle. Ursache: Fremdatome behindern Gleitebenen.
- El. Leitfähigkeit: schlechter leitend als Metalle. Ursache: Fremdatome behindern e^- -Fluss.
- Korrosionsbeständigkeit: meist korrosionsbeständiger als Metalle.

3.5.2 Formen

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

3.6 Metalle

Typische Eigenschaften: gute elektrische und Wärmeleitfähigkeit, Duktilität, Glanz

3.7 Kristall und Gefüge

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

3.8 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.9 Metallische Bindung

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

3.10 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.11 Legierungen

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

3.12 Kristall und Gefüge

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

3.13 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.14 Metallische Bindung

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

3.15 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.16 Legierungen

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

3.17 Kristall und Gefüge

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

3.18 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.19 Metallische Bindung

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

3.20 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.21 Legierungen

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

3.22 Kristall und Gefüge

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

3.23 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.24 Metallische Bindung

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

3.25 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.26 Legierungen

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

3.27 Kristall und Gefüge

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

3.28 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.29 Metallische Bindung

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

3.30 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.31 Legierungen

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

3.32 Kristall und Gefüge

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

3.33 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.34 Metallische Bindung

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

3.35 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.36 Legierungen

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

3.37 Kristall und Gefüge

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

3.38 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.39 Metallische Bindung

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

3.40 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.41 Legierungen

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

3.42 Kristall und Gefüge

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

3.43 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.44 Metallische Bindung

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

3.45 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.46 Legierungen

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

3.47 Kristall und Gefüge

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

3.48 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.49 Metallische Bindung

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

3.50 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.51 Legierungen

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

3.52 Kristall und Gefüge

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

3.53 Elektronengas-Modell

Metallkationen bilden ein Gitter, die VE sind delokalisiert. Weil Metalle kleine Rumpfladung haben.

3.54 Metallische Bindung

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

3.55 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, Körnergröße), der Stärke der metall. Bindung und der Gleittemperatur.

3.56 Legierungen</h4

1. Die Ladungen der Ionen ergeben sich aus der Edelgasregel \Rightarrow PSE: Hauptgruppe (HG) 1 bis 3 wölben e^- abgeben, dh. Ioneneladung = + HGnr.; HG 5 bis 7 wölben e^- aufnehmen, dh. Ioneneladung = - (8 - HGnr.). Bsp: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$, $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+}$ (mögliche 3 e^- abgeben), $\text{Cl} \rightarrow \text{Cl}^-$, $\text{O} \rightarrow \text{O}^{2-}$ (mögliche 2 e^- aufnehmen)

2. Salze sind insgesamt neutral:
 $\text{Bsp: Na} = \text{Na}^+; \text{Cl}^- = 1:1 \Rightarrow \text{NaCl}$,
 $\text{Al}^{3+}; \text{O}^{2-} = 2:3 \Rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

6.3 Nomenklatur

Name Kation + (griech./lat.) Name Anion + -id
Bei Übergangsmetallen: Kationenladung als römische Ziffer.

6.4 Gitterenergie

Energie, um ein Salz in seine freien Ionen zu zerlegen (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°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); Salzschmelzen 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 (δ^-) der Dipolmoleküle werden von den Kationen, die positiven Pole (δ^+) 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: $\text{NaCl}_{(s)} \rightarrow \text{Na}_{(aq)}^+ + \text{Cl}_{(aq)}^-$

Immer gut löslich sind:	oft schwer löslich sind:
• alle Alkalisalze ($\text{NaCl}, \text{KOH}, \dots$)	• viele Sulfidsalze (PbS, \dots)
• alle Ammoniumsalze ($\text{NH}_4\text{Cl}, \dots$)	• viele Phosphatsalze (AlPO_4, \dots)
• alle Nitratsalze ($\text{Pb}(\text{NO}_3)_2, \text{Ca}(\text{NO}_3)_2, \dots$)	• viele Carbonatsalze (CaCO_3, \dots)
• alle Hydrogensalze ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \dots$)	

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger

BY NC SA

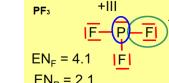
29. Dezember 2015

MatAuf

10 Elektrochemie

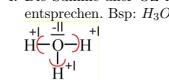
7

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



Faustregeln: F immer -1, O fast immer -II, H fast immer +I

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



9.3 Vorhergesagte Brennbarkeit eines Stoffes

Vernarbungsreaktionen 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: $E^\circ > 0\text{V}$, zeigen kaum Reaktion mit $\text{H}_2\text{O}, \text{O}_2$, Säuren. Kommen gediegen in der Natur vor.

Unedle Metalle: $E^\circ < 0\text{V}$, 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° einer Halbzelle ist definiert für eine Ionen-Konzentration von 1 mol/l. Das effektive Redoxpotential wird gemäss der *Nernst-Gleichung* beschrieben:

$$E_{\text{RM/OM}} = E_{\text{RM/OM}}^0 + \frac{RT}{z \cdot F} \cdot \ln \frac{[\text{OM}]}{[\text{RM}]}$$

$$= E_{\text{RM/OM}}^0 + \frac{0.059V}{z} \cdot \lg \frac{[\text{OM}]}{[\text{RM}]}$$

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 z Formeleinheit z (aus Redox-Reihe). Zudem gilt, für feste Metalle (und andere unlösliche Stoffe) ist $[\text{RM}]$ konstant und wird in der Nernst-Gleichung = 1 gesetzt.

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger

BY NC SA

29. Dezember 2015

7 Polymere Stoffe: Kunststoffe

7.1 Allgemeines zu polymeren Stoffen

Polymeren 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 g/mol. Makromoleküle lassen sich in kleine, sich wiederholende Abschnitte, *Monomere*, unterteilen.

Polymeren 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)
- Duoplaste (engmaschig vernetzte Makromoleküle)
- Elastomere (weitmaschig vernetzte Makromoleküle)



7.2 Typische Eigenschaften von Kunststoffen

- Geringe Dichte (0.8 bis 2 g/cm³), 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, wenn sie nicht bei einer bestimmten Temperatur sondern innerhalb eines Temperaturbereichs schmelzen → Kristallinität der Thermoplaste
- Kein Siedepunkt, sondern Zersetzung, weil VdW-Kräfte oder Vernetzung

7.3 Thermoplaste

Bsp: Polythen (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.

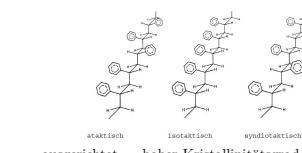
7.3.3 Taktizität bei Thermoplasten

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 → amorphe Kunststoffe
- isotaktisch: alle Seitengruppen sind nach einer Seite

MatAuf

8 Atomgitter



Eigenschaften: sehr hart (Härte 10), Zersetzung oberhalb 3600°C (beim Abbrennen 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 Fulleren

Fulleren sind kugelförmige Moleküle aus C-Atomen. Das sogenannte Buckminsterfulleren C_60 ist das derzeit am Besten erforschte Kugelmodell 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

Wirkten mechanische Druck- oder Zugkräfte entlang bestimmter Kristallachsen auf einen Piezokeramik ein, so verschieben sich positiv und negativ geladene Kristallgitterpunkte. Ist das dabei entstehende Summendiformoment 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 Reduktionsmittel 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 (oxidiert) bzw. e^- abgibt (reduziert). 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, Na^0
2. Bei einatomigen Ionen entspricht die OZ der Ionenladung (siehe Salze), Bsp. $\text{Na}^+: \text{OZ} = +1$

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger

BY NC SA

29. Dezember 2015

MatAuf

10 Elektrochemie

8

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 $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$

$$E = -0.059V \cdot p\text{H}$$

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

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

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

8.1 Atomgitter

8.1.1 Modifikationen des Kohlenstoffs

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

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 einfachsten Fall um eine poröse, filterähnliche Trennwand. Verhindert die Vermischung der beiden Lösungen, garantiert aber die Ionenwanderung zwischen den Halbzellen.

Standardbedingungen:

$$p(\text{H}_2) = 1013 \text{ mbar}, T = 25^\circ\text{C}, \text{Konzentration } [\text{H}_3\text{O}^+] = 1 \text{ mol/l}, E^\circ(\text{H}_2/\text{H}_3\text{O}^+) = 0.0V$$

Reaktionen:

Wasserstoff-Halbzelle: $\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^-$

Halbzelle: $\text{Me}^{2+} + \text{ze}^- \rightarrow \text{Me}(s)$

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): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$

Kathode (Red): $2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{MnO(OH)} + 2\text{H}_2\text{O}$

Gesamtreaktion:

$\text{Zn} + 2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{MnO(OH)} + \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

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

Nachteile: nicht auslaufsicher, nicht hochstrombelastbar, hohe Selbstdetonierung

10.2.2 Alkali-Mangan-Batterie

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

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger

BY NC SA

29. Dezember 2015