

1 Aufbau der Stoffe

1.1 Bindungsarten

- Kovalente Bindung (Atombindung)
 - nichtmetallische Atome
 - Moleküle, Makromoleküle oder Atomgitter
- Ionenbindung
 - Elektrostatische Anziehung zwischen pos. (Kation) und neg. (Anion) geladenem Ion
 - Ionengitter (Salze)
- Metallbindungen
 - 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 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- 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 Elektronengas umgeben
 - **Bindungsart:** Metallbindung, elektrostatische Anziehung (Coulomb-Kraft) zwischen Kationen und Elektronengas
 - **Beispiel:** Metalle und Legierungen (Messing, Stahl, Amalgam)
- Diamantartige Stoffe
 - **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
- Hochmolekulare Stoffe (Polymere)
 - **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 · 10^{23} Stoffteilchen. Die Zahl 6.02 · 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] = $\frac{g}{mol}$

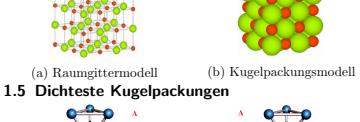
1.3.2 Dichte

$\rho = \frac{m_{EZ}}{V_{EZ}} = \frac{m_{\text{von 1 Atom}} \cdot (\text{Anzahl Atome pro EZ})}{V_{EZ}}$

1.4 Kristallstrukturen

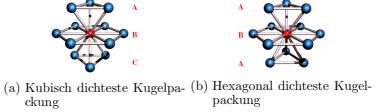
- Kristalline Feststoffe (regelmäßige Anordnung = Fernordnung), z.B. Metalle, Salze, diamantartige
- Amorphe Feststoffe (unregelmäßige Anordnung = Nahordnung), z.B. Kunststoffe, Glas

1.4.1 Das Harte-Kugeln-Modell



(a) Raumgittermodell (b) Kugelpackungsmodell

1.5 Dichteste Kugelpackungen



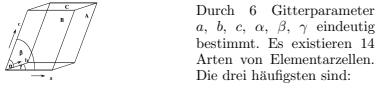
(a) Kubisch dichteste Kugelpackung (b) Hexagonal dichteste Kugelpackung

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 raumzentriert

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 Gitterfläche
- Fremdatom in Gitterplatz

• Korrosionsbeständigkeit: meist korrosionsbeständiger als Metalle.

3.2 Substitutionslegierungen

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



4 Halbmäler und Halbleiter

Halbmäler: B, Si, Ge, As, Se, Sb, Te, Po, At. Halbmäler zeigen keine einheitlichen Stoffeigenschaften und keinen einheitlichen Aufbau.

4.1 Silizium

zweithäufigstes Halbmäler der Erde. kommt nur gebunden vor (in Gestein, Sand oder Bergkristall). Si hat den gleichen Aufbau wie Diamant (Härte 6,5)

4.2 Halbleiter

Stoff mit geringer el. Leitfähigkeit, welche bei steigender Temperatur zunimmt. Halbmäler sind Halbleiter, aber nicht jeder Halbleiter ist ein Halbmäler.

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 = Defektelektronen.

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 10⁷ Si-Atome. \Rightarrow 1 schwach gebundenes Valenz- e^- pro As-Atom \Rightarrow Steigerung der Leitfähigkeit um Faktor 10⁶.

Valenz- e^- entspricht einem kleinen Energieniveau (Donatorband) knapp unterhalb des Leitungsbands.

4.3.2 p-Halbleiter

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

Bsp. Dotierung von Si mit B: 1 B-Atom pro 10⁷ Si-Atome. \Rightarrow 1 fehlendes e^- pro B-Atom \Rightarrow Defektelektron (Loch) kann von Si-Valenz- e^- besetzt werden \Rightarrow positive Löcher. Defektelektron entspricht einem kleinen Energieniveau (Akzeptorband) knapp oberhalb des Valenzbands.

5 Molekulare Stoffe

Moleküle sind abgeschlossene Atomverbände aus nichtmetallischen Atomen.

5.1 Bildung von Molekülen aus Atomen

Atombindung (kovalente Bindung): Gemeinsames binden des Elektronenpaares zwischen 2 Nichtmetallatomen.

5.1.1 Lewisformel

$F_2: [F] + [F] \Rightarrow [F-F] \rightarrow \overline{F} - \overline{F}$ $N_2: [\overline{N}] + [\overline{N}] \Rightarrow \overline{N} \equiv \overline{N} \rightarrow \overline{N} = \overline{N}$

$O_2: [\overline{O}] + [\overline{O}] \Rightarrow [\overline{O=O}] \rightarrow \overline{O} = \overline{O}$ $C_2Cl_2: [\overline{C}] \overline{C} - [\overline{Cl}] \overline{Cl} \rightarrow \overline{C} - \overline{C} \equiv \overline{Cl} = \overline{Cl}$

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 Rumpfpladung und je kleiner der Rumpfradius ist. $EN = \frac{\text{Rumpfpladung}}{\text{Rumpfgröße}}$

• **Metall:** $EN < 1$

• **Halbmetall:** $1 < EN < 2$

• **Nonmetall:** $EN > 2$

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 4$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

• **Extrem metall:** $EN \approx 0$ (Cs, Fr, Ra, Tl, Pb, Bi, Po, At, Rn)

• **Extrem nonmetall:** $EN \approx 0$ (F, Cl, Br, I)

6.2 Salzformeln

Salzformeln sind Verhältnisformeln.

- Die Ladungen der Ionen ergeben sich aus der Edelgasregel = PSE: Hauptgruppe (HG) 1 bis 3 wölle e^- abgeben, dh. Ionenladung = + HG Nr.; HG 5 bis 7 wölle e^- aufnehmen, dh. Ionenladung = - (8 - HG Nr.). Bsp: $\text{Na} = \text{Na}^+$, $\text{Al} \Rightarrow \text{Al}^{3+}$ (möchte 3 e^- abnehmen), $\text{Cl} \Rightarrow \text{Cl}^-$, $\text{O} \Rightarrow \text{O}^{2-}$ (möchte 2 e^- aufnehmen).
- Salze sind insgesamt neutral.
Bsp: $\text{Na} = \text{Na}^+$; $\text{Cl}^- = 1:1 = \text{NaCl}$, $\text{Al}^{3+}; \text{O}^{2-} = 2:3 = \text{Al}_2\text{O}_3$

6.3 Nomenklatur

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

6.4 Gitterenergie

E_G: Energie, um ein Salz in seine freien Ionen zu zerlegen (wobei 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 = 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 schwerflüchtig (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

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

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. Temperaturabschätzungen beginnen die 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

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger

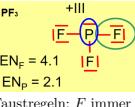


29. Dezember 2015

gibt (reduzierende). Oxidationszahlen werden mit römischen Ziffern geschrieben.

Zur Bestimmung der OZ gelten folgende Regeln:

- Die OZ der Atome in ihrer elementaren Form ist 0, Bsp: O^0 , Na^0
- Bei einatomigen Ionen entspricht die OZ der Ionenladung (siehe Salze), Bsp: Na^+ ; $\text{O}^{2-} = -2$
- 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 Vorhergesagte Brennbarkeit eines Stoffes

Vorbrennungsreaktionen 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:

- Oxidationszahlen mittels obigen Regeln bestimmen.
- Prüfen ob bereits die höchste Oxidationsstufe eines Stoffes vorliegt (Abgleich mit PSE = 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. Oxidationsmittel. Eine Redox-Reaktion kann ablaufen, wenn das Reduktionsmittel höher in der Tabelle liegt als das Oxidationsmittel. Tabellen siehe Anhang.

9.5 Das Redox-Potential

Das Redox-Potential beschreibt das Reduktions- bzw. Oxidationsvermögen einer Halbzelle in Volt. In der Redox-Reihe ist für jeden 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 $\text{O}_2, \text{H}_2\text{O}$, Säuren. Kommen gelegentlich 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:

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

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

H. Badertscher, M. Ehrler, L. Leuenberger



29. Dezember 2015

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 \Rightarrow sehr regelmäßiges, stabiles Atomgitter (Tetraeder).

Eigenschaften: sehr hart (20°C), Zersetzung oberhalb

3600°C (beim Abkühlen würde Graphit entstehen), stark lichtbrechend, keiner el. Leitfähigkeit, Dichte 3.5 g/cm^3

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 gesamten Schichten VdW-Kräfte (\rightarrow weich).

Eigenschaften: metallischer Glanz, sehr weich, gute el.

Leitfähigkeit, Dichte 2.3 g/cm^3 , Schmelztemperatur ca. 3700°C

8.1.3 Fullerene

Fullerene sind kugelförmige Moleküle aus C-Atomen. Das sogenannte Buckminsterfullerene 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/cm^3 , Schmelztemperatur bei 1700°C , Schwingung bei Anlegen eines el.-mag. Feldes

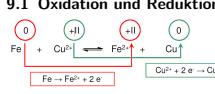
8.2.1 Piezoeffekt

Wirken mechanische Druck- oder Zugkräfte entlang bestimmter Kristallachsen auf einen Piezokeramik-Stoff ein, so verschieben sich positiv und negativ geladene Kristallgitterpunkte. Ist das dabei entstehende Summendiformpolmoment 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^- ab-

Reaktionen:

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

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

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

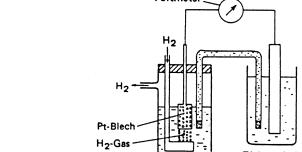
Verkürzte Schreibweise einer Galvanischen Zelle:

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

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

10.1.3 Standard-Wasserstoffelektrode

Referenzmessung des Redoxpotentials



Standardbedingungen:

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

Reaktionen:

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

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

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

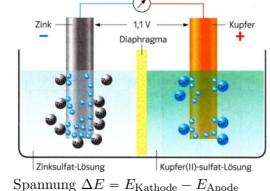
Kathode (Red): $2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{MnO}(\text{OH}) + \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$

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

Nachteile: nicht auslauffähiger, nicht hochstrombelastbar, hohe Selbstdentladung

10.2.2 Alkali-Mangan-Batterie

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



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



29. Dezember 2015