

Chemie
 Elektronen: \ominus , geringe Masse $\approx 1/1836$ definieren Element
 Protonen: \oplus , hohe Masse $\approx 1u$
 Neutronen: \circ , hohe Masse $\approx 1u$

Valenzelektronen: äusserste Elektronen (Schale) definieren chem. Eigenschaften
 $1u = \frac{1}{12} m(^{12}_6\text{C-Atom}) = 1,660540 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$

Isotope
 gleiche Protonenzahl, gleiche chem. Eigenschaften \rightarrow Protonen
 gleiche Massenzahl, \neq phys. Eigenschaften
 Schreibweise: $^1\text{H}, ^2\text{H}, ^{10}\text{B}, ^{11}\text{B}$

Bohrsches Atommodell
 Probleme:
 - Prinzipien fallen vom Himmel
 - Mehr Elektronensystem nicht berücksichtigt



Aufbau PSE:
 1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p

Orbitalmodell

$n \rightarrow$ Schale 1, 2, 3... \rightarrow Hauptquantenzahl
 $l \rightarrow$ Unterschale 0, 1, 2... $(n-1) \rightarrow$ $l \uparrow =$ Energie $\uparrow \rightarrow$ Nebenquantenzahl
 $m/m_z \rightarrow$ Orbitale s, p, d, f \rightarrow Magnetquantenzahl
 $s \rightarrow$ Spingquantenzahl $\frac{1}{2}, -\frac{1}{2} \rightarrow$ gibt Orientierung im Magnetfeld an

Schale n	Unterschale l	Orbital m	Unterschalenbezeichnung	Anzahl Orbitale
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
	1	+1, -1, 0	2p	3
3	0	0	3s	1
	1	+1, -1, 0	3p	3
	2	+2, +1, 0, -1, -2	3d	5
4	0	0	4s	1
	1	+1, 0, -1	4p	3
	2	+2, +1, 0, -1, -2	4d	5
	3	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	4f	7

Periodensystem
 Atomradius -> Nichtmetalle (oben rechts), Metalle (unten links)
 PSE: Halbleitende Elemente (Si, Ge, Sn, Pb)
 Te + Halbleitende Elemente: Tendenz: \uparrow Aufnahme Affinität, Temp $\uparrow =$ elektr. Leitfähigkeit

Quantenzahlen
 Regeln:
 1. e^- von unten nach oben füllen (Aufbauprinzip)
 2. pro orbital max. 2 e^- mit umgekehrtem Spin (Pauliprinzip)
 3. Bei energetischen Orbitalen e^- verteilen mit parallelem Spin (Hundsche Regel)

Ionenverbindung: Metall + Nichtmetall ziehen sich an
 Coulombkraft, Symmetrie
 Gitterenergie: $E_G = -\frac{z^+ z^- e^2}{r}$ r: radius Elektronen
 Mass für Stärke der Ionenbindung

Kovalente Bindung: gerichtete Bindung von Atom - Atom
 Bindigkeit: max. Zahl der Bindungen eines Atoms
 Kovalenzen: gemeinsame Elektronenpaare
 freie Elektronenpaare: nichts an der Bindung beteiligte Elektronen
 Lewis-Formel: $\text{H} \cdot \text{H}$ $\cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot \cdot \ddot{\text{Cl}} \cdot$
 Valenzstrichformel: $\text{H}-\text{H}$ $\text{Cl}-\text{Cl}$
 Summenformel: H_2 Cl_2

Eigenschaften Ionenverbindung
 Metall + Nichtmetall Kation Anion
 klein gross
 rel. hohe Schmelztp.
 hart, spröde
 chemisch stabil (Edelgaskonfig.)
 wasserlöslich
 Gitterstrukturen
 Coulombkraft zwischen Ionen
 Gitterenergie
 bei Raumtemp fest
 abhängig von radius & Ladung
 Isolator
 Licht durchlässig, farblos

Regeln Lewis / Valenzstrich Formel
 1. Oktettregel: $\text{O} = \text{C} = \text{O}$ mit Bind=8!
 2. Bindigkeit: Anzahl normal Bindung Atom - NR Hauptgruppe
 3. Formalladung: Bindigkeit über/unterzeichnen
 $\text{H}-\text{N}-\text{H} + \text{H} \rightarrow \text{H}-\overset{+}{\text{N}}(\text{H})-\text{H}$
 4. Mesomerie: gleiche Bindungen Ladungsverteilung unterschiedlich möglichst keine pos. Formalladung Elektronegative Elemente \rightarrow -

Polarisierbarkeit:
 Mass für Deformierbarkeit der Elektronenwolken
 Anionen: je grösser desto polarisierbarer
 Kleinstes Kation \rightarrow kovalenteste Bindung
 Polarisation
 Schwerpunkt der Ladung verschoben $\delta^+ \delta^-$
 messbare Grösse: Dipolmoment $M = q \cdot d$ (q = Ladung, d = Bindungsabstand)

Wasserstoffbrücken (H-Brücken)
 starke intermolekulare Bindungen $\text{H}^{\delta+} \text{O}^{\delta-} \text{H}^{\delta+}$
 sehr nahe an freie Elektronenpaare \rightarrow starke Anziehung
 am stärksten wenn alle drei Atome auf einer Linie

Ion-Dipol Wechselwirkung
 Wassermoleküle (Dipol) lagern sich an Ion
 nur signifikant wenn H nahe an Ion

Dipol-Dipol Wechselwirkung
 Polar Moleküle ziehen sich an, wegen Partialladung
 wirken nur bei sehr kleinem Abstand

Metallbindungen
 leichte Beweglichkeit der Atomebenen \rightarrow Duktilität
 keine Abstoßung
 nur wenige Valenzelektronen
 stabile Konfiguration
 frei bewegliche (delokalisierte) Elektronen
 Bindung = elektrostatische Anziehung zwischen Metallionen & delokalisierten Valenzelektronen

Energieformen
 kinetisch: $E = \frac{1}{2} m \cdot v^2$
 potentiell: $E = m \cdot g \cdot h$
 thermisch: $E = c \cdot m \cdot \Delta T$ mit $Q = c \cdot m \cdot (T_2 - T_1)$
 $Q =$ Wärmemenge, $c =$ Wärmekap.
 elektrisch: $E = U \cdot I \cdot \Delta t$
 Enthalpie H: const. Volumen (geschlossen) const. Druck (offen)

Innere Energie
 $\Delta U = Q + W = Q - p \Delta V$ (Q: Wärme, W: Arbeit)
 $Q > 0$ System nimmt Wärme auf
 $Q < 0$ System gibt Wärme ab
 $W > 0$ auf das System wird Arbeit angewendet
 $W < 0$ System leistet Arbeit
 $\Delta U > 0$ innere Energie nimmt zu
 $\Delta U < 0$ innere Energie nimmt ab

Satz von Hess
 ΔH_f° : Bildungsenthalpie
 ΔH_r gesamt
 ΔH_f° : Produkte
 ΔH_r : Zerlegungsenthalpie
 $\Delta H_r = \Delta H_f^\circ(\text{Prod}) - \Delta H_f^\circ(\text{Eduk})$
 Verbrennung Methan
 $\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 Bildungsenthalpie Methan: $\Delta H_f = -74,85 \text{ kJ/mol}$
 $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$ $\Delta H_f = -393,5 \text{ kJ/mol}$
 $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $\Delta H_f = -241,8 \text{ kJ/mol}$
 $\Delta H_r = 1 \text{ mol } \Delta H_f(\text{CO}_2) + 2 \text{ mol } \Delta H_f(\text{H}_2\text{O}) - [1 \text{ mol } \Delta H_f(\text{CH}_4) + 2 \text{ mol } \Delta H_f(\text{O}_2)]$
 $= (-393,5) + 2(-242) - [(-75) + 2 \cdot 0] \text{ [kJ]}$
 $= -802,25 \text{ kJ}$

Treibende Kräfte in molekularen Systemen
 Zustand minimaler Energie ΔH
 • grössere Ordnung (Festkörper)
 • Stärkere Bindung
 Zustand maximaler Energie ΔS
 • grösst mögliches Chaos
 • möglichst wenig Wechselwirkung
 → System möglichst guter Kompromiss zwischen treibenden Kräften > freie Energie $\Delta G = \Delta H - T\Delta S$

Oxidation
 • alle Reaktionen bei denen e^- abgegeben werden
 • $Mg(s) \rightarrow Mg^{2+} + 2e^-$

Oxidationszahlen
 • betreffen sich immer auf ein einzelnes Atom
 • Elemente $\hat{=}$ Oxidationszahl 0, Ionen besitzen Oxzahl des Ions
 $4Li + O_2 \rightarrow 2Li_2O$

- Regeln der Oxidationszahlen
- einzelnes Atom $\hat{=}$ Oxidationszahl 0
 - eindatomiges Ion $\hat{=}$ Oxidationszahl = Ionenladung
 - Summe der OZ aller Atome = Ladung des Moleküls
 - Fluor immer -I
 - Sauerstoff meistens -II
 - Wasserstoff + Nicht-Metall
Wasserstoff + Metall
 -

Oxidationsmittel / Reduktionsmittel

Entropie
 • Mass für Unordnung im geschlossenen System
 • je geringer die Ordnung desto grösser die Entropie
 $\Delta S_{\text{gesamt}} > 0$
 • S_{gesamt} : Gesamtentropie
 beeinflussbar durch:
 • Zufuhr von Energie
 • Vergrösserung des Volumens
 • Dissoziation von Molekülen
 • Auflösung von Salzen

Reduktion
 • alle Reaktionen bei denen e^- aufgenommen werden
 • Umkehrreaktion von Oxidation
 $Fe^{3+} + 3e^- \rightarrow Fe$

	0
Na ⁺	+I
OH ⁻	O = -II, H = +I → OH ⁻ = -I
F	-I
O	-II
H + NM	+I
H + M	-I

Gibbs Energie
 $\Delta G(T, p, n) = \Delta H(p, n) - T \cdot \Delta S$
 $\Delta G < 0$: exergon Reaktion läuft freiwillig ab
 $\Delta G > 0$: endergon Reaktion erfordert Energie

Redoxreaktion
 Aufstellen von Halbgleichungen:
 Reduktion: $2Fe^{3+} + 3O^{2-} + 6e^- \rightarrow 2Fe + 2O^{2-}$
 Oxidation: $2Al + 3O^{2-} \rightarrow 2Al^{3+} + 3O^{2-} + 6e^-$

Gesamt $2Al + Fe_2O_3 \rightarrow Al_2O_3 + Fe$
 • laufen immer paarweise (ohne Ox., keine Red.)
 • Oxidationsmittel: hohe EN, Metall
 • Reduktionsmittel: tiefe EN, Nicht-Metall
 $Red1^{+n} + Ox2^{+m} \rightleftharpoons Ox1^{+l} + Red2^{-k}$
 Redoxpaar 1 Redoxpaar 2

e⁻ Elektronenübertragung
 • Homolytische Spaltung
 Bei gleichen Bindungspartnern wird das bindende Elektronenpaar zwischen Atomen geteilt.
 $A-B \rightarrow A^{\cdot} + B^{\cdot}$ $|Cl-Cl| \xrightarrow{h\nu} |\cdot Cl| + |\cdot Cl|$
 • Heterolytische Spaltung
 Bindendes Elektronenpaar wird elektronegativerem Bindungspartner zugewiesen
 $A-B \rightarrow A^- + B^+$
 => Summe der Oxidationszahlen = 0

Redox Teilreaktion

Ausgleichen von Redoxreaktionen

Metalle in Wasser
 Lage des Gleichgewichts hängt ab von
 • Gitterenergie
 • Hydratationsenergie
 • Ionisierungsenergie
 → Halbzelle

Salze in Wasser
 Löslichkeit des Salzes bestimmt durch
 • Gitterenergie $\Delta H_D > 0$
 • Solvationsenthalpie $\Delta H < 0$
 • Entropieerhöhung $\Delta S > 0$

Halbzelle
 • Halbreaktion in einem Redoxprozess
 • jede Halbzelle hat ein bestimmtes elektrisches Potenzial E
 • das elektrische Potenzial E bestimmt die Tendenz des Metalls sich im Elektrolyt aufzulösen

Standardpotential
 • nur Differenzen der Potentiale einzelner Halbzellen können gemessen werden
 • Bezugselektrode
 • Oxidierte Form links, reduzierte Form rechts
 $2H_3O^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2 + 2H_2O$ E°: 0V

Bedeutung der elektrochemischen Spannungsreihe

	Oxidationsmittel	Reduktionsmittel	E°V
Oxidationskraft	$Al^{3+} + 3e^-$	Al	-1,662
	$Zn^{2+} + 2e^-$	Zn	-0,7628
	$Fe^{2+} + 2e^-$	Fe	-0,4402
	$Pb^{2+} + 2e^-$	Pb	-0,126
	$2H_3O^+ + 2e^-$	$2H_2O + H_2$	0,0
	$Cu^{2+} + 2e^-$	Cu	+0,337
	$Ag^+ + e^-$	Ag	+0,791

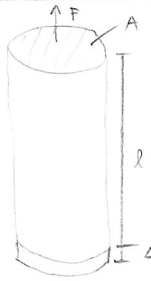
Je positiver das Standardpot. desto stärker ist die Oxidationskraft der oxidierten Spezies.
 Je negativer das Standardpot. desto stärker ist die Reduktionskraft desto eher werden durch Oxidation gebildet.



Batterien im Überblick

Leclanché-Element 1,3V	$Zn + 2NH_4Cl \rightarrow [Zn(NH_3)_2Cl_2] + 2H^+ + 2e^-$ $2MnO_2 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow 2MnO(OH)$ $Zn + 2NH_4Cl + 2MnO_2 \rightarrow [Zn(NH_3)_2Cl_2] + 2MnO(OH)$
Blei-Akkumulator 2V	$PbO_2 + H_2SO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H_2O$ $Pb + H_2SO_4 \rightleftharpoons PbSO_4 + 2H^+ + 2e^-$ $Pb + PbO_2 + 2H_2SO_4 \rightleftharpoons 2PbSO_4 + 2H_2O$
Ni/Cd-Akku 1,4V	$Ni(OH)_2 + 2H_2O + 2e^- \rightleftharpoons 2Ni(OH)_2 + 2OH^-$ $Cd + 2OH^- \rightleftharpoons Cd(OH)_2 + 2e^-$ $Cd + Ni(OH)_2 + 2H_2O \rightleftharpoons 2Ni(OH)_2 + Cd(OH)_2$
Lithium-Ionenakku 3,6V	$xLi^+ + x.e^- + C_6 \rightleftharpoons Li_xC_6$ $LiMn_2O_4 \rightleftharpoons Li_{1-x}Mn_2O_4 + x.e^- + x.Li^+$ $LiMn_2O_4 + C_6 \rightleftharpoons Li_xMn_2O_4 + Li_xC_6$

WERKSTOFFTECHNIK



$$\sigma = E \cdot \epsilon$$

$$F = D \cdot \Delta X$$

Zugspannung

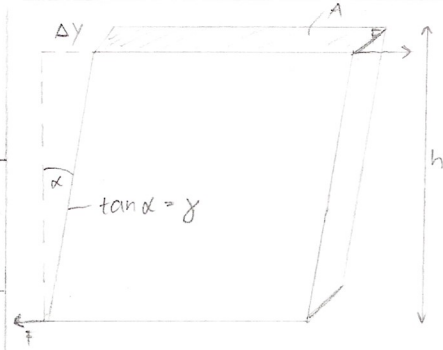
$$\sigma = \frac{F}{A} = \frac{N}{mm^2} \rightarrow [MPa]$$

$$\epsilon = \frac{\Delta l}{l} = \frac{mm}{mm} \rightarrow [] \rightarrow [\%]$$

Dehnung

$$\frac{1}{100} = 0,01 \rightarrow 1\%$$

Hooke'sches Gesetz



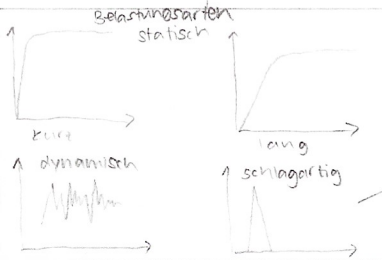
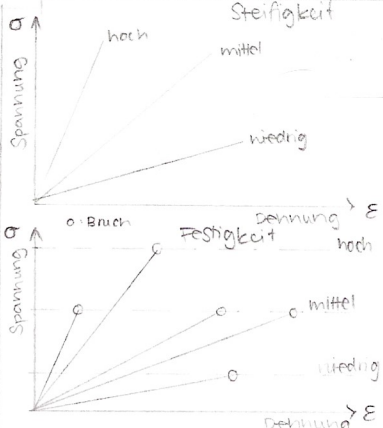
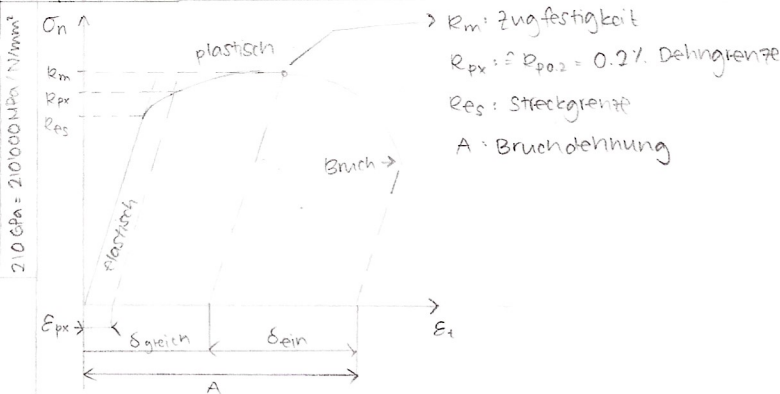
$$\tau = \frac{F}{A}$$

$$\gamma = \tan \alpha = \frac{\Delta y}{h}$$

Festigkeit: MPa
 Steifigkeit: MPa/GPa
 E-Modul = Steifigkeit
 elastischer Bereich:
 Spannung prop. Dehnung
 45° Dehnbruch
 Schubspannung: $\tau_{max} = \sigma_1/2$

E-Modul Werte

E-Modul	[GPa]
Stahl	210
Titan	110
Aluminium	72
GFK (Carbonfasern)	~20-30
CFK (Kohlenstofffasern)	~50-200 (500)

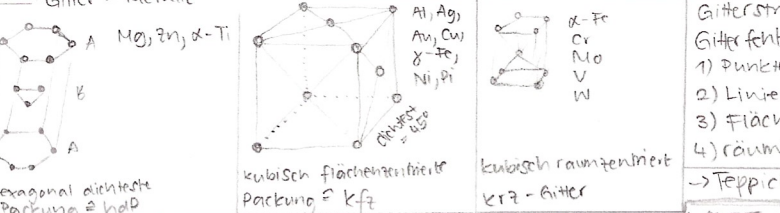


Brüche:
 • Verformungsbruch (zäh = duktil)
 • Mischbruch
 • Trennbruch (spröd)

Härteprüfverfahren:
 Ritzyverfahren (plastisch)
 Eindringverfahren (statisch/plastisch, dynamisch/härter)

Nur Härtematte vergleichbar die mit demselben Verfahren ermittelt wurden.
 → gültig für Rohmaterialien, Vergleichswarenangangsprüfung

Zerstörungsfreie Prüfverfahren:
 VT: Sichtprüfung
 DT: Durchstrahlungsprüfung
 UT: Ultraschallprüfung
 ET: Wirbelstromprüfung
 MT: Magnetpulverprüfung
 PT: Farbbehandlungprüfung
 Replika Methode
 Thermographieprüfung



Gitterstrukturen bestimmen Eigenschaften
 Gitterfehler:
 1) Punktfehler
 2) Linienfehler
 3) Flächenfehler
 4) räumliche Fehler
 → Teppich Analogie mit Handwerker Falte

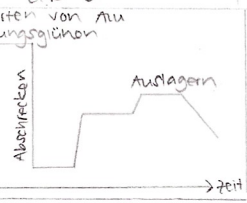
Gleit-systeme (GS)
 GE: Gleitebene, GR: Gleitrichtung

3 → GE: 1, GR: 3
 12 → GE: 4, GR: 3
 12 → GE: 6, GR: 2

METALLE

Alu Legierungen:
 1000 Reine, > 99% Al
 3000 Mn
 4000 Si
 5000 Mg
 6000 Cu
 7000 Zn
 8000 andere (Li)

Kaltverfestigt nicht austärkbar H-Zustände
 austärkbar T-Zustände



Korrosionsschutz Alu:
 • Oxidschicht
 • chemisch erzeugte Schicht
 • elektrochemisch (Anodisieren)
 • Primer-Schutzlack

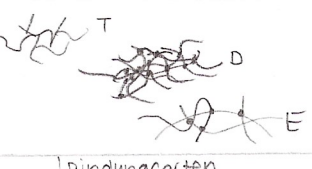
Kunststoffe: Polymere + Monomere

- Anordnung der Moleküle:
- Fadenmoleküle: lineare / verzweigte Kette
 - Raumnetzmoleküle: stark vernetzt
 - gering vernetzte Fadenmoleküle

- Thermoplaste
→ Duroplaste
→ Elastomere

im Flugzeugbau

- Innenraum, Teppich, Elektrile, Dichtungen
Klebstoffe, Lacke
Räder, Dichtungen, Isolation (Therm. Isolat.)

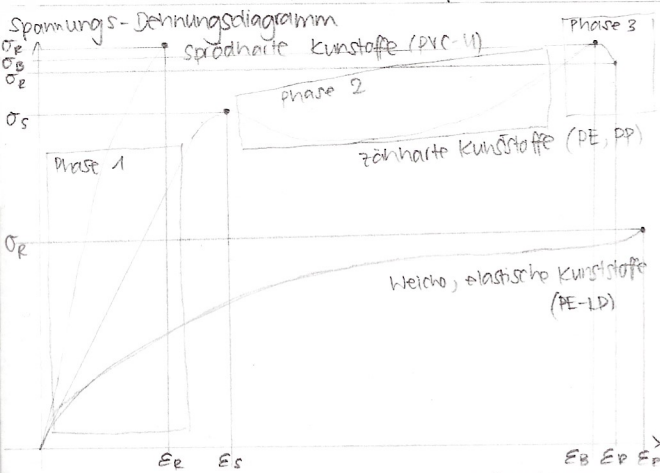


Herstellverfahren

Monomere	Polymerisation	Polyaddition
Polykondensation UP: ungesättigte Polyester PA: Polyamid	PE, PVC, PS & viele Thermoplaste	EP: Epoxy PU: Polyurethan

polymere Werkstoffe: stark temp- & zeitabhängig
Kurzzeiteigenschaften: Verhalten ähnlich wie bei Metallen
- Festigkeit
- E-Modul (Schubmodul)
- Schlagzähigkeit
Langzeiteigenschaften: anders als bei Metallen
- Kriechen/Relaxation
- Temp/Tempabhängige Eigenschaften
- Witterung, UV, Ozon, Feuchtigkeit

Bindungsarten
- Primär → Molekülkettlich - kovalente Bin.
- Sekundär → Ketten-ketten
- Schwache Bin.
- VdW (Dipol)
- H-Brücken



Phase 1: linear-viskoelastisch
kein Bindungsbruch
Phase 2: Aufbrechen v. Nebenvalenzen
Dehnung irreversibel
Parallelschiebung
Phase 3: zerreißen der Kettensegmente
Bruch

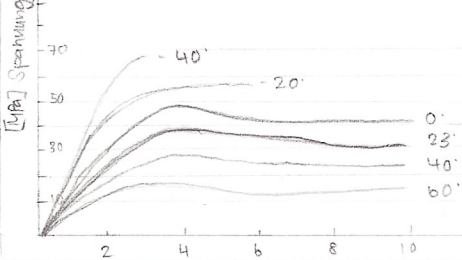
Festigkeit	Kunststoffe	E	A
ataktisch	amorph	20	5
isotaktisch	teilkristallin	20	1000
		2000	300

Sachabdeutung
Sachabdeutung
Sachabdeutung
Sachabdeutung

amorph: ohne Ordnung
teilkristallin: stellenweise geordnet
→ Festigkeit, Schmelztemp, Härte, E-Modul
→ Zähigkeit, Dämpfung, Glasdurchlässigkeit, etc

Ultra-High-Molecular-Weight - Polyethyleno: UHMWPE
- 25% teilkristallin mit hochster Ausrichtung, extreme Zunahme E-Modul + Festigkeit
→ Faser mit höchster Festigkeit pro Gewicht, Bergsport, Segelsport, Seile

Temperaturabhängigkeit der Eigenschaften



Zuversuch teilkristallin Thermoplast ABS.
Festigkeit ↓
Bruchdehnung ↑
Mit ↑ Temp → weniger lineare Kurve am Anfang.

- σ_B Höchstspannung
- σ_E Reißfestigkeit
- σ_S Streckspannung
- ϵ_B Dehnung bei Höchstspannung
- ϵ_E Reißdehnung
- ϵ_S Streckdehnung

Temperaturverhalten von Kunststoffen:
1) Zugfestigkeit ↓ mit ↑ Temp
2) Bruchdehnung ↑
3) Nicht mit Hook'schen Gesetz beschreiben
→ Feder-Dämpfer-Modell

Thermoplaste	ET	FT	ZT	Duroplaste	ZT	Elastomere	ET	ZT
fest, starr	thermoelastisch	thermoplastisch	harte-spröde	hart-spröde	thermoelastisch	gummi-elastisch	gummi-elastisch	gummi-elastisch
Einsatzbereich < T _g				Einsatzbereich > T _g				

ET: Erweichungstemp ≈ Glasübergangstemp T_g
FT: Fliesstemp.
ZT: Zersetzungstemp

Kohäsiver Bruch: Rückstände beidseitig
Adhäsiver Bruch: einseitige Rückstände

Klebstoffe:

- 1-K-Systeme
PUR-Klebstoffe (einfache Klebungen)
Cyanat
 - 2K Epoxy
Kalt oder heisshärtend
(strukturelle Klebungen)
 - Lösungsmittelklebstoff
(Holzleim)
 - Schmelzklebstoff
(Heißeisen)
- Chemisch abbindend
polymerisation
- addition
- kondensation
- physikalisch abbindend

COMPOSITES

Verstärkungsfasern: Glasfasern (GFK), Kohlenstofffasern (CFK), Kevlarfasern
Matrixmassen: Epoxy, Phenolharz

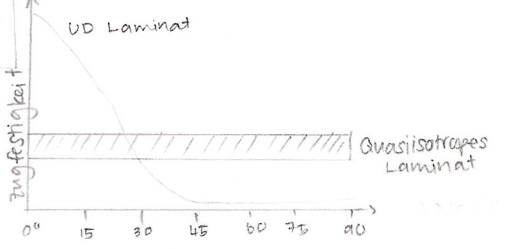
Eigenschaften Glasfaser
- glasartig
- unbrennbar, feuersicher
- 3% Dehnung bei Bruch
- Zug ~ 73'000 MPa
- ρ ~ 2,5 g/cm³
- σ_B ~ 1500 ~ 3400 MPa

Aramid Faser (Kevlar)
- organische Faser, gelb
- grosse Feuchtigkeitsaufnahme
- nicht so beständig
- nicht besonders temperaturfest
- E_{II}zug ~ 80'000 MPa
- ρ ~ 1,45 g/cm³
- σ_{II}zug ~ 1800 MPa
- σ_{II}druck ~ 230 MPa

Kohlenstofffasern
- leicht, ρ ~ 1,72 g/cm³
- σ_{II}zug ~ 1500 MPa - 7000 MPa
- E_{II}zug ~ 220'000 - 500'000 MPa
- negativer Ausdehnungskoeffizient: -0,1 - -0,5 · 10⁻⁶ K⁻¹
- korrosionsbeständig, edel
- elektrisch & thermisch leitend
- spröde & bruchempfindlich
- fast dauererschwingfest

HAT: gebräuchlichste, billigste
UHM: max. Steifigkeit bei min Gewicht
HST: Hohe Festigkeit & Bruchdehnung

Laminat Kohlefasern
UD-Laminat: alle in 0° Richtung
Quasiisotrop: multidirektionales Laminat



Composite Bauweisen

- monolithische Bauweise
- Sandwich-Bauweise
- Integrierte Bauweise
- Prepreg-Autoklav-Verfahren
- Tapetelegemaschine
- Tow Fibre Placement
- Laserprojektion