

Was ich schon immer wissen wollte ...

#1

Atome

Moleküle

Bindungskräfte

Aufbau der Materie

Stromfluss -

Elektronenfluss

Isolatoren

Wärmeleitung

Härte & Elastizität

Verschleissfestigkeit

Oberflächenenergie

Magnetismus



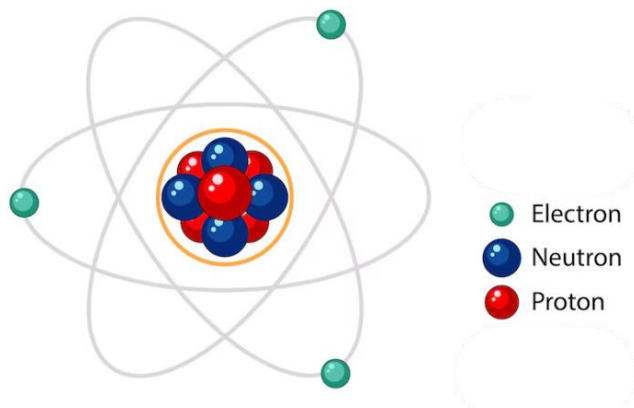
m e m

meier eMOTION

Bächlegatterweg 13
Postfach 207
FL-9495 Triesen
Liechtenstein
+41 79 742 75 46
alex@meier-emotion.li
www.meier-emotion.com
www.MMM3.li

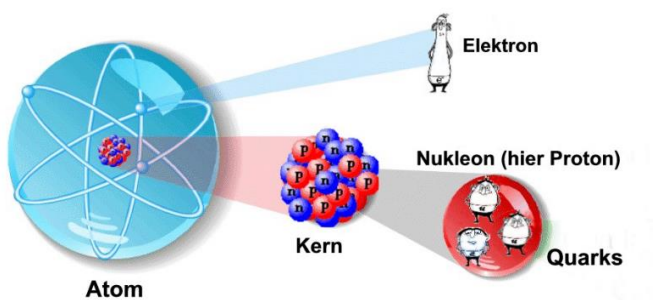
© meier eMOTION / 2026

Atome

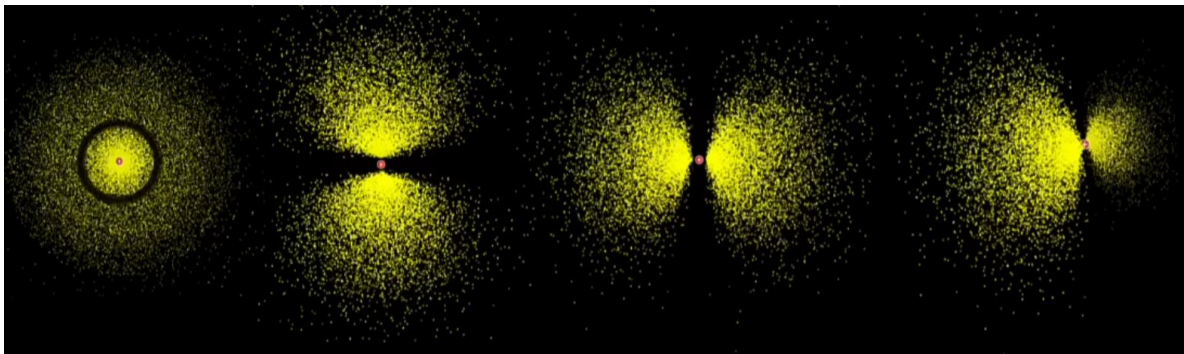
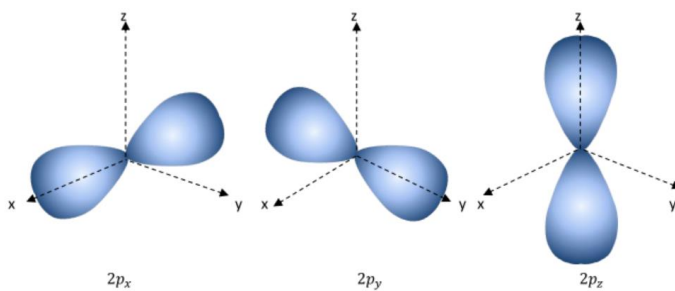


Atom-Struktur

Das Proton & Neutron besteht aus Quarks → dies sind Elementarteilchen, welche nicht weiter zerlegt werden können.



Die Elektronen bewegen sich in Orbitalen ...



Ein Atom besteht fast nur aus leerem Raum, denn der Atomkern ist im Verhältnis zu den Orbital-Räumen äusserst klein → ein Atom ist ca. 100' 000x grösser als sein Kern.

Beispiel zur Veranschaulichung:

Wenn der Atomkern so gross wäre wie ein Fussball, dann würde das Elektron ca. 22 Kilometer entfernt «kreisen». Zwischen dem Fussball & dem Elektron liegt «fast nur leerer Raum» - im Vergleich also eine riesige Leere. Bezogen auf die Elektronen-Geschwindigkeit würde in diesem Beispiel das Elektron mit 3'000 km/s (ca. 10-fache Schallgeschwindigkeit) um den Fussball rasen — dies in 22 km Höhe/Radius.

Moleküle - Bindungskräfte

Atome fügen sich zu Molekülen zusammen, da ein einzelnes Atom meist nicht stabil ist, Dies deshalb, weil seine Elektronenhülle nicht vollständig mit Elektronen besetzt ist. Atome streben danach, eine vollständig gefüllte Aussenschale zu haben → dies nennt man dann die «Edelgaskonfiguration». Atome verbinden sich sodann zu Molekülen, um energetisch stabiler zu werden. Dies geschieht, indem sie Elektronen miteinander teilen oder austauschen.

Wenn man verstehen will, wie Moleküle zusammengehalten werden, muss man sich die Bindungsarten anschauen ...

Bindungsart	Art der Teilchen	Stärke	Beispiel	Typ	
Kovalente Bindung	Nichtmetall – Nichtmetall	sehr stark	H ₂ O, CO ₂	innerhalb Molekül	
Ionenbindung	Metall – Nichtmetall	sehr stark	NaCl	zwischen Ionen (Gitter)	
Metallbindung	Metall – Metall	stark	Cu, Fe	im Metallgitter	
Wasserstoffbrücken	Zwischen Molekülen	mittel	H ₂ O, NH ₃	zwischen Molekülen	
Van-der-Waals-Kräfte	Zwischen Molekülen	schwach	CH ₄ , Edelgase	zwischen Molekülen	

Innerhalb eines Moleküls wirken ausschliesslich kovalente Bindungen (Elektronenpaarbindungen) & diese sind «sehr stark».

Ein Molekül ist sodann ein Cluster aus Atomen mit definierter chemischer Zusammensetzung.

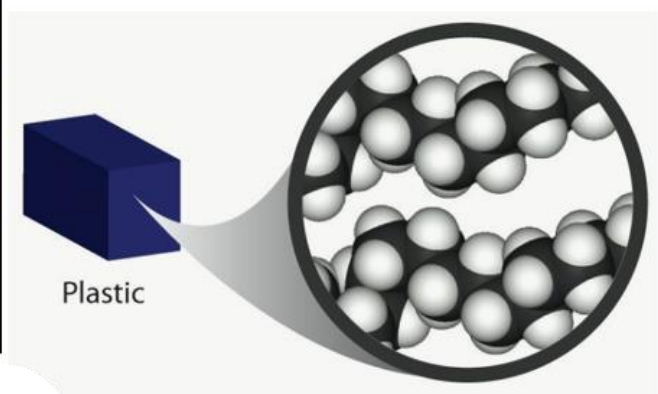
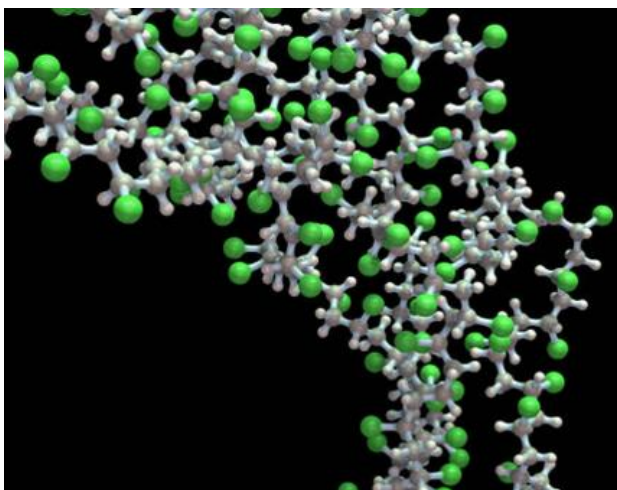
Für die Moleküllänge gibt es keine feste Obergrenze. Die Moleküllänge wird durch chemische Stabilität & Mechanik begrenzt.

Zwischen Molekülen bestehen keine echten «chemischen Bindungen» (wie im Innern des Moleküls), sondern zwischenmolekulare Kräfte, die auf elektrischen Anziehungskräften beruhen.

Je nachdem, wie polar & gross die Moleküle sind, wirken Van-der-Waals-, Dipol- oder Wasserstoffbrückenkräfte.

Vergleich der Kräfte ...

Bindungstyp	Typische Energie (kJ/mol)
Kovalente Bindung	200–800
Ionenbindung	400–4000
Metallbindung	100–800
Wasserstoffbrücke	10–40
Dipol-Dipol	5–25
Van-der-Waals-Kräfte	0,1–10



Aufbau der Materie

Viele Moleküle → Stoff / Materie

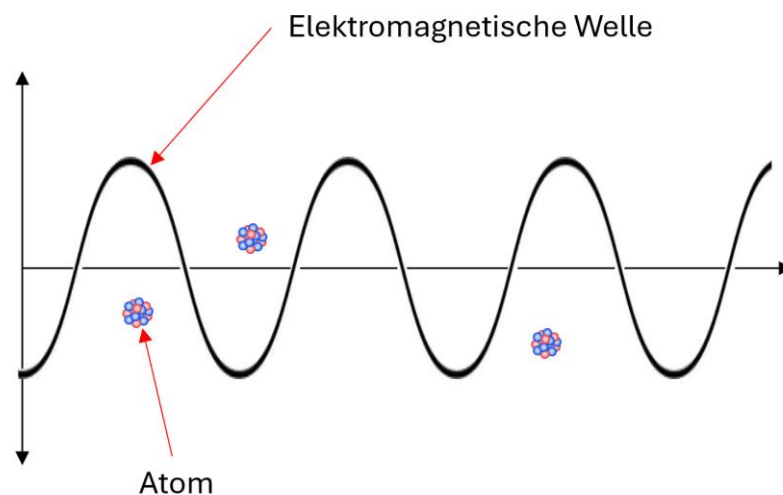
Wenn sich unzählige Moleküle zusammenschliessen, oder dicht nebeneinander liegen, entsteht sichtbare Materie — also alles, was wir anfassen können. D.h., dass die Materie aus sehr vielen Molekülen bzw. Atomen besteht & im Atom bzw. im Molekül & zwischen den Molekülen liegt sehr viel leerer Raum vor.

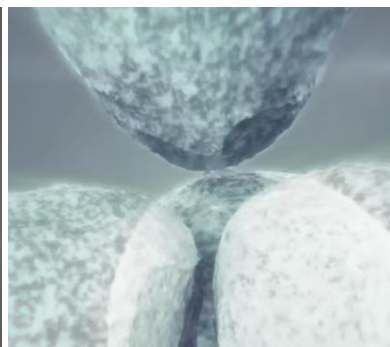
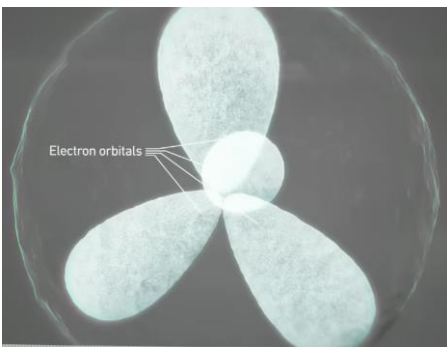
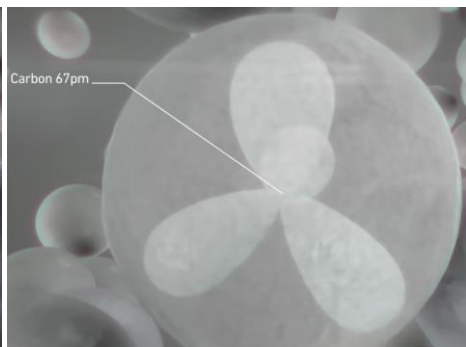
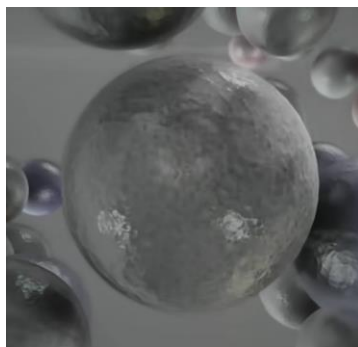
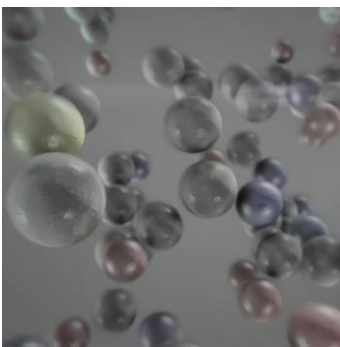
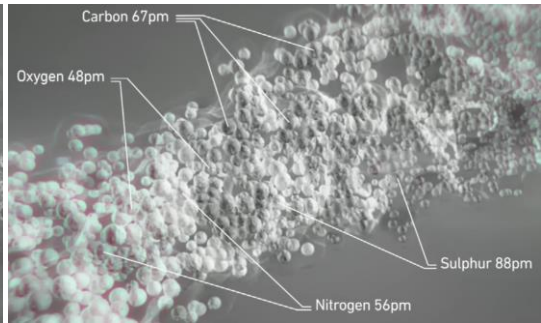
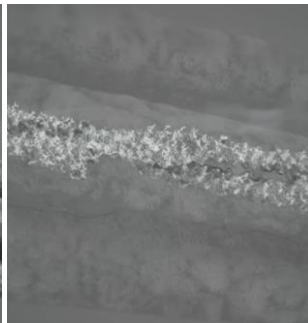
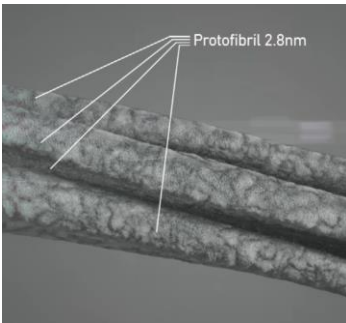
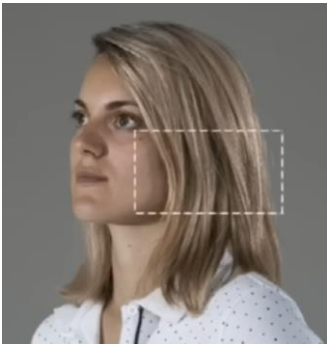
Wenn man eine Materie bis auf die atomare Ebene vergrössern würde, könnte man ein Meer aus leerem Raum sehen, mit winzigen Punkten (Atomkernen) & unsichtbaren Elektronenwolken, welche nur durch Kräfte den Eindruck von fester Materie erzeugen.

Das menschliche Auge, welches nur die elektromagnetischen Wellenlängen des sichtbaren Lichts erfassen bzw. sehen kann, wäre sodann jedoch nicht in der Lage, die Atomkerne zu sehen, sind diese doch viel zu klein in deren Ausdehnung vs. der kürzesten Wellenlänge des sichtbaren Lichts.

Sichtbares Licht hat Wellenlängen von etwa 400-700 Nanometer [nm]. Ein Atom ist jedoch nur ca. 0.1 Nanometer [nm] gross → also tausendmal kleiner als die Wellenlänge des sichtbaren Lichts. Wenn die Wellenlänge viel grösser ist als das Objekt, «sieht» die Welle dieses Objekt nicht mehr einzeln — sie läuft einfach daran vorbei, statt daran reflektiert oder gestreut zu werden.

Die Auflösungsgrenze des sichtbaren Lichts bzw. entsprechender Optiken nennt man «das Beugungslimit».





Stromfluss - Elektronenfluss

Leiter — wie z.B. Metalle — haben frei bewegliche Elektronen. Hintergrund dafür ist, dass die Atome in einem Metallgitter so eng gepackt sind, dass sich die äusseren Elektronenhüllen (Valenzorbitale) überlappen. Dies hat zur Folge, dass die äussersten Elektronen — Valenzelektronen — nicht mehr einem bestimmten Atom angehören & so können sich diese frei zwischen den Atomrümpfen bewegen. Diese frei beweglichen Elektronen nennt man Leitungselektronen oder freie Elektronen.

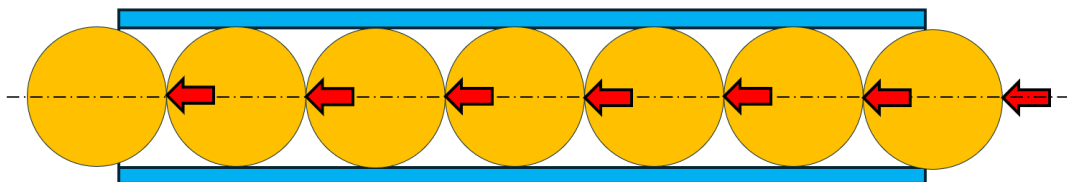
Wenn keine elektrische Spannung bzw. kein elektrisches Feld am Leiter anliegt, bewegen sich die freien Elektronen zufällig in alle Richtungen. Im Mittel fliesst kein Strom, weil sich alle Bewegungen gegenseitig aufheben.

Wenn eine elektrische Spannung, eine Spannungsquelle (z.B. Batterie) an einen Leiter angelegt wird, entsteht im Leiter ein elektrisches Feld. Dieses elektrische Feld übt eine Kraft auf die freien Elektronen aus. Die Elektronen sind negativ geladen → sie bewegen sich entgegen der Feldrichtung (vom Minus- zum Pluspol) & dadurch erfolgt ein gerichteter Elektronenfluss. Dieser gerichtete Elektronenfluss ist der elektrische Strom.

Die technische Stromrichtung ist von + nach -

Die Elektronenflussrichtung ist von - nach +

In einem geschlossenen Stromkreis bewegen sich die Elektronen «im Kreis» bzw. liegt ein kontinuierlicher Elektronenfluss vor. Die Elektronen an & für sich bewegen sich im Stromkreis jedoch nur sehr langsam → ca. 1 mm/s - 1 cm/s. Der Stromfluss basiert auf dem Prinzip des gegenseitigen Anstossens (Impuls) — wie Kugeln in einer Röhre ...



Elektronen werden nicht verbraucht — sie zirkulieren dauerhaft im Stromkreis.

Das elektrische Feld breitet sich sodann fast mit Lichtgeschwindigkeit (ca. 300'000 km/s) aus — deshalb leuchtet eine Lampe sofort, wenn der Lichtschalter betätigt wird.

Wie der elektrische Strom wirklich fließt ...

Größe	Beschreibung
Elektronenbewegung	Langsam – im Mittel nur einige Millimeter pro Sekunde (Driftgeschwindigkeit)
Elektrisches Feld	Breitet sich nahezu mit Lichtgeschwindigkeit aus – das heißt: der Strom „wirkt“ sofort
Kollisionen	Elektronen stoßen ständig mit Atomrümpfen zusammen → erzeugt Widerstand und Wärme

Isolatoren

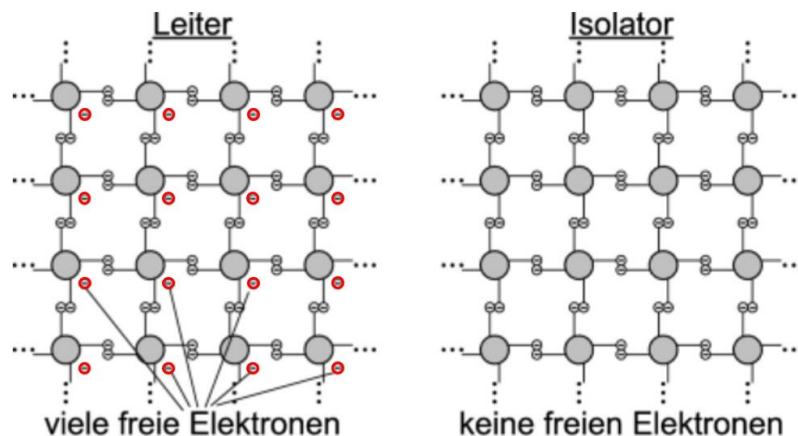
Ein Material kann nur Strom leiten, wenn es freie Elektronen hat — also Elektronen, die sich leicht bewegen können.

In Metallen → viele freie Elektronen

In Isolatoren → keine oder sehr wenige freie Elektronen

In einem Isolator (z.B. Gummi, Kunststoff, Keramik, etc.):

- Jedes Atom hält seine Elektronen fest in der Elektronenhülle
- Die Valenzelektronen (äußerste Elektronen) sind stark an den Atomkern gebunden
- Es gibt keine frei beweglichen Elektronen, die durch das Material fließen könnten



Wärmeleitung

Wärmeleitung ist der Transport von Energie (Bewegung der Teilchen) von einem heissen Bereich zu einem kalten Bereich — ohne Stofftransport.

Dies geschieht auf atomarer Ebene:

➤ Wärme = Bewegung von Atomen / Elektronen / Molekülen

Je besser sich diese Bewegung weitergeben kann, desto besser leitet der Stoff Wärme.

Metalle sind die besten Wärmeleiter, da es eine Vielzahl an freien Elektronen gibt, welche sich sehr schnell bewegen können & beim Zusammenstoss Wärmeenergie weitergeben. Ausserdem können sich auch Atomschwingungen (Phononen) durch das Metallgitter ausbreiten.

⇒ Beides zusammen = sehr gute Wärmeleitung (Kupfer, Silber, Aluminium)

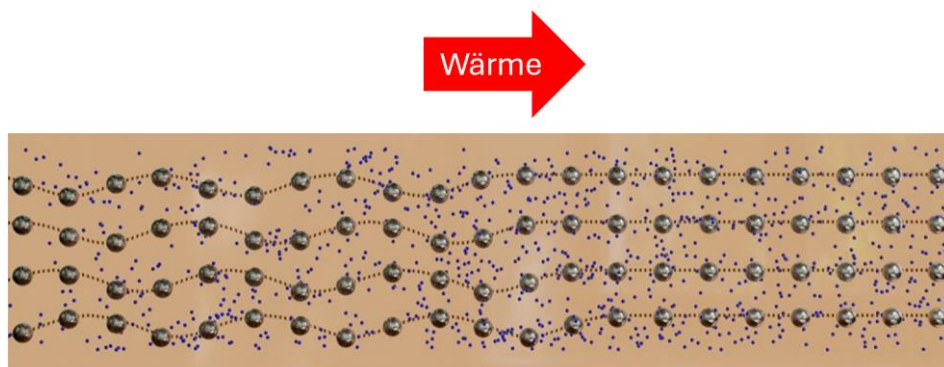
Isolatoren (Nichtmetalle) wie z.B. Holz, Kunststoff, Glas, Gummi, etc., leiten Wärme schlecht. Gründe dafür sind:

- ➔ Es gibt keine freien Elektronen, die Energie transportieren könnten
- ➔ Nur die Atomschwingungen können Energie weitergeben → das ist viel langsamer
- ➔ Moleküle sind oft ungeordnet, stossen unregelmässig aneinander — Energie verteilt sich schlecht

Gase sind noch schlechtere Wärmeleiter, warum:

- ➔ Die Teilchen sind weit voneinander entfernt → sie stossen nur selten zusammen → dadurch können sie Wärme kaum weitergeben

Beispiel: Luft ist ein hervorragender Wärmedämmstoff → Isolierfenster, etc.



Was ist bei der Wärmeleitung ausschlaggebend:

Faktor	Wirkung auf Wärmeleitung	Erklärung
Freie Elektronen	🔥 stark verbessert	transportieren Energie schnell (in Metallen)
Dichte Atom-/Molekülpackung	🔥 verbessert	Energie kann leicht übertragen werden
Ordnung im Kristallgitter	🔥 verbessert	Schwingungen breiten sich regelmäßig aus
Unordnung / Luftanteile	❄️ verschlechtert	Energieübertragung gestört
Bindungsart	🔥/❄️ beeinflusst	Metallbindung = gut, Atombindung = mäßig, Van-der-Waals = schlecht

Härte - Elastizität

Härte ist der Widerstand eines Materials gegen das Eindringen oder dauerhafte Verformung.

Härte beginnt im Atomgitter → ein fester Stoff besteht aus Atomen, die in einem Gitter angeordnet sind. Wie fest dieses Gitter ist, hängt davon ab:

- Wie stark die Bindungen zwischen den Atomen sind
- Wie geordnet & symmetrisch das Gitter ist
- Ob sich die Atome verschieben können, ohne Bindungen zu brechen

Wirkt z.B. eine partielle Kraft auf ein Material, so ...

- ... wirken Kräfte auf einzelne Atome & Bindungen,
- ... versucht sich das Gitter entsprechend anzupassen (Atome verschieben sich leicht,
- ... wird die Kraft zu gross, können Bindungen brechen, oder aber Atomlagen gleiten aneinander vorbei.

→ Wenn dies leicht passiert → weiches Material

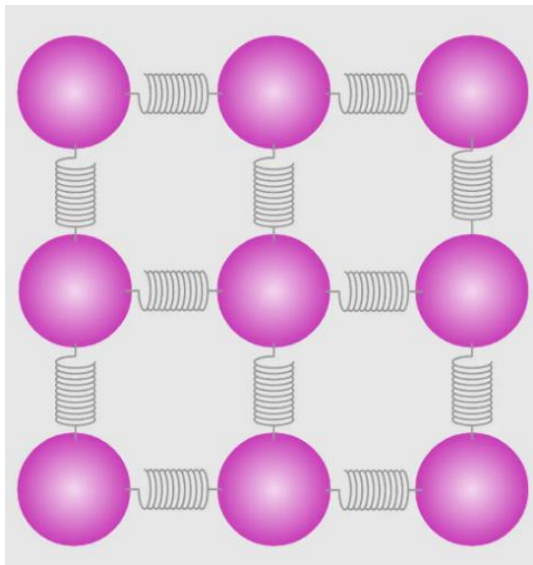
→ Wenn dies schwer oder gar nicht passiert → hartes Material

Atomare Faktoren für die Härte ...

Faktor	Beschreibung	Wirkung auf Härte
Bindungsstärke	Wie fest sind die Atome miteinander verbunden?	Starke Bindung → hohe Härte
Bindungsart	Kovalent, ionisch, metallisch, Van-der-Waals	kovalent



Elastizität — Veranschaulichung ...



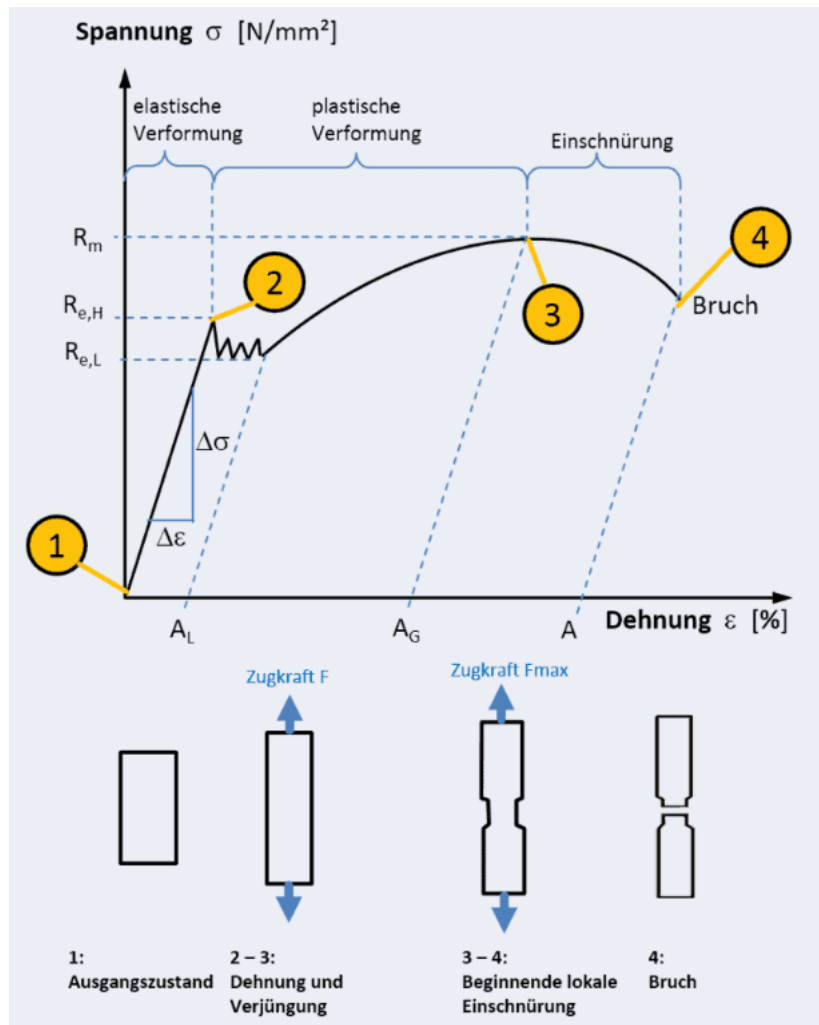
Kugel-Feder-Modell

Vorstellung: Kugeln sind durch Federkräfte verbunden

- ➔ Die Federn symbolisieren die chemischen Bindungen
- ➔ Wenn man den Stoff/die Materie zieht oder drückt, werden diese Bindungen gedehnt oder gestaucht
- ➔ Wenn man die Kraft wieder wegnimmt, ziehen sich die Bindungen wieder zusammen ➔ das Material kehrt in seine ursprüngliche Form zurück

Liegen am Material nur kleine Dehnungen & Stauchungen an, so führen diese zu kleinen Formänderungen ➔ elastisch.

Wirken auf das Material hingegen grosse Belastungen (Kräfte, etc.), so führt dies zu grossen Formänderungen, Bindungen können reißen & die Folge sind eine plastische Verformung, oder ein Bruch.



Verschleissfestigkeit

Molekulare Grundlage: Bindungen & Gitterstruktur

Auf molekularer Ebene hängt die Verschleissfestigkeit davon ab, wie leicht Atome oder Moleküle an der Oberfläche gelöst oder verschoben werden können.

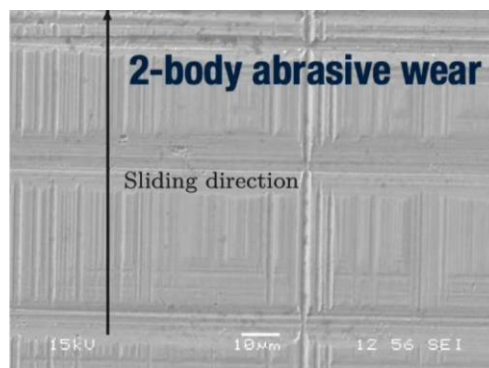
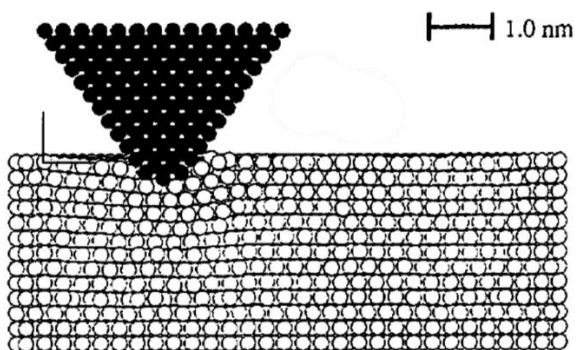
Die wichtigsten Faktoren sind ...

Faktor	Beschreibung	Wirkung auf Verschleißfestigkeit
Bindungsstärke	Wie fest halten Atome/Moleküle zusammen?	Starke Bindungen → hoher Widerstand gegen Abreißen
Gitterstruktur	Wie regelmäßig und dicht sind die Atome gepackt?	Dicht gepackte Gitter → stabiler gegen Abrieb

Faktor	Beschreibung	Wirkung auf Verschleißfestigkeit
Härte	Widerstand gegen lokale Verformung	hohe Härte → hohe Verschleißfestigkeit
Duktilität	Fähigkeit, sich plastisch zu verformen	zu hohe Duktilität → niedrige Verschleißfestigkeit
Gleitfähigkeit (Reibung)	Wie leicht gleiten Atomlagen aneinander vorbei?	je leichter, desto mehr Verschleiß

Warum harte Materialien meist verschleissfest sind (Diamant, Keramik, gehärteter Stahl):

- (1) Es liegen sehr starke Bindungen vor (kovalent oder ionisch)
- (2) Es liegen starre, regelmässige Gitter ohne leicht gleitende Ebenen vor
 - Atome können nicht leicht verschoben oder herausgerissen werden.
 - Dies bedeutet:
 - Hohe Härte
 - Hohe Verschleissfestigkeit
 - Hohe Oberflächenenergie



Oberflächenenergie

Molekulare Betrachtung:

- (1) Im Innern eines Festkörpers oder einer Flüssigkeit ...
 - ... jedes Atom oder Molekül ist gleichmässig von Nachbarn umgeben
 - ... es erfährt von allen Seiten gleiche Anziehungskräfte
- Die Kräfte heben sich im Gleichgewicht auf → keine Nettoenergie nötig.

(2) An der Oberfläche ...

- ... Moleküle haben «oben» keine Nachbarn (Luftseite)
- ... sie werden einseitig nach innen gezogen
- ... dadurch entsteht eine Überschussenergie an der Oberfläche

➔ Diese «ungesättigten» Moleküle besitzen mehr potenzielle Energie ➔ Das ist die Oberflächenenergie!

Metalle: Atomgitter ➔ starke Bindungen im Innern, an der Oberfläche fehlen Bindungen ➔ hohe Oberflächenenergie.

Polymere/Kunststoffe: Schwache Van-der-Waals-Kräfte ➔ niedrige Oberflächenenergie.

Keramiken/Oxide: Starke ionische Bindungen ➔ hohe Oberflächenenergie.

Molekulare Faktoren, die die Oberflächenenergie bestimmen ...

Faktor	Wirkung auf Oberflächenenergie	Erklärung
Bindungsstärke	↑ stärker → höhere Energie	starke Bindungen fehlen an der Oberfläche
Dichte der Moleküle	↑ dichter → höhere Energie	mehr Bindungen pro Fläche, also mehr „fehlende“ Bindungen
Polarität	↑ polar → höhere Energie	Dipole richten sich an Oberfläche aus
Oberflächenstruktur	↑ rau → höhere Energie	mehr Fläche, mehr ungesättigte Bindungen

Magnetismus

Ursprung des Magnetismus: ELEKTRON.

Jedes Elektron besitzt zwei Eigenschaften, die magnetische Wirkungen verursachen:

(1) Eigendrehimpuls (Spin):

- Das Elektron verhält sich wie ein winziger magnetischer Kreisel
- Sein Spin erzeugt ein Magnetfeld

(2) Bahndrehimpuls:

- Elektronen bewegen sich um den Atomkern ➔ eine umlaufende elektrische Ladung erzeugt ebenfalls ein Magnetfeld

→ Der Gesamtmagnetismus eines Atoms ist also die Vektorsumme aus Spin- & Bahnmomenten aller Elektronen.

Warum sind nicht alle Stoffe magnetisch? → In den meisten Atomen heben sich die magnetischen Effekte auf, weil:

- (1) Ein Elektron mit Spin up & eines mit Spin down → Magnetfelder heben sich gegenseitig auf
- (2) Die Bahndrehimpulse der Elektronen kompensieren sich ebenfalls

Atome mit vollständig gefüllten Elektronenschalen → nicht magnetisch!
(Edelgase, Kupfer, Gold, Aluminium)

Wann entsteht Magnetismus? → Wenn ungepaarte Elektronen vorhanden sind, dann bleibt ein magnetisches Moment übrig → das Atom wirkt wie ein winziger Magnet.

→ Eisen Fe: 4 ungepaarte Elektronen

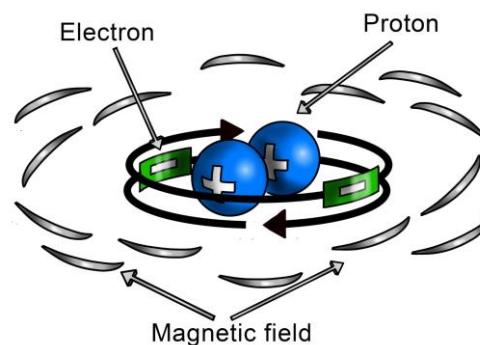
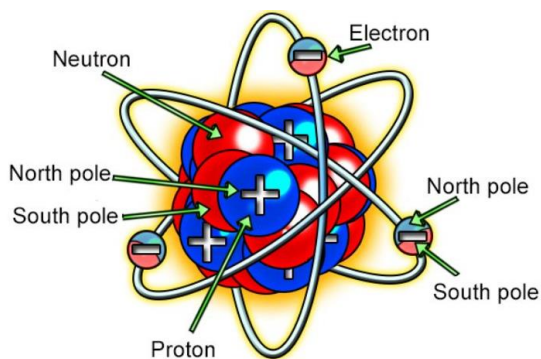
→ Kobalt Co: 3 ungepaarte Elektronen

→ Nickel Ni: 2 ungepaarte Elektronen

Warum verliert ein Magnet bei Hitze seine Wirkung? → Bei steigender Temperatur schwingen die Atome stärker → dadurch verlieren die Elektronenspins ihre gemeinsame Ausrichtung → bei der Curie-Temperatur gehen die magnetischen Eigenschaften verloren (ferromagnetisch → paramagnetisch).

Eisen: Bei ca. 770 °C

Nickel: Bei ca. 358 °C



ENDE.