

13. Kondensierte Materie

Die chemische Substanz H_2O kommt in den drei Phasen, fest (Eis), flüssig (Wasser) und gasförmig (Dampf) vor. Mit dem Begriff „kondensierte Materie“ fasst man die festen und flüssigen Phasen eines Stoffes zusammen zum Unterschied von der gasförmigen Phase. Der Übergang von einer zur anderen Phase hängt von der Temperatur (und von dem Druck) ab: z.B. schmilzt Eis bei 0 °C und Wasser verdampft bei 100 °C . Diese Phänomene sind aus dem Alltag bekannt. In dieser Vorlesung wollen wir den mikroskopischen Hintergrund der verschiedenen Phasen verständlich machen, indem wir davon ausgehen, dass die Materie aus Atomen bzw. Molekülen besteht. Warum ist ein Festkörper "fest"? Was passiert beim Schmelzen oder Verdampfen?

13.1 Kräfte zwischen Atomen

In einem Atom ist der Atomkern mit seiner elektrischen Ladung $Q_A = Z \cdot e$ von Z Elektronen umgeben, von denen jedes die Ladung $Q_E = -e$ trägt. Deshalb ist ein Atom nach außen elektrisch neutral. Man sieht also keinen unmittelbaren Grund, warum zwischen Atomen Kräfte herrschen sollten, die zur Bildung von Molekülen oder Festkörpern führen könnten.

Versuch: Kräfte zwischen Atomen

Die beiden 500 cm^2 großen Platten eines Plattenkondensators liegen waagrecht aufeinander, die untere Platte steht in einem Tonnenfuß. Da die Innenseiten der Platten nicht vollkommen glatt sind, kann man die obere Platte leicht abheben. Bringt man jedoch ein wenig Silikonöl zwischen die Platten, so bleibt die untere Platte samt Tonnenfuß – und sogar noch einer Zusatzmasse von 2 kg – an der oberen haften, wenn man diese hochhebt.

Dieser Schluss wäre dann richtig, wenn ein Atom sich wie eine starre ungeladene Kugel verhielte. Das ist jedoch nicht so. Besonders die äußeren Elektronen an der Oberfläche eines Atoms können sich relativ frei bewegen und ihre Bahnen verschieben, wenn sie in die Nähe anderer Atome kommen. Je nach der Art und Anzahl von Atomen, die nahe beieinander sind, werden sich die Elektronenbahnen in den einzelnen Atomen so einzustellen versuchen, dass insgesamt ein Bindungszustand (Molekül oder Festkörper) entsteht, der energetisch günstiger ist als der einer Ansammlung von getrennten Atomen. Allerdings spielt auch die Temperatur der Umgebung eine Rolle. Ist die Temperatur zu hoch, werden Bindungszustände zerstört. Entscheidend ist das Verhältnis der gewonnenen Bindungsenergie E_B zur thermischen Energie $k_B \cdot T$.

Ein besonders einfaches Beispiel ist die Bindung von Natrium- (Na) und Chlor- (Cl) Atomen zu Kochsalzmolekülen NaCl. Das äußerste Elektron im Natrium ist schwach gebunden und es braucht nur wenig Energie, um es abzulösen. Andererseits würde das Chlor "sehr gerne" ein weiteres Elektron an sich binden, wobei Energie frei würde. Für beide Atome liegt der Grund in der energetisch sehr stabilen Elektronen-Konfiguration der Edelgase. Wenn das Natriumatom ein Elektron abgibt, wird es zu einem Ion mit positiver Ladung (man schreibt Na^+) und erhält gleichzeitig die Elektronenkonfiguration des Edelgases Neon, während ein Chloratom, das ein Elektron

aufnimmt, zu einem negativ geladenen Ion (Cl^-) wird und gleichzeitig die Elektronenkonfiguration des Edelgases Argon erhält. Wenn das Natrium sein letztes, leicht gebundenes Elektron an das Chlor abgibt, und das Chlor dieses Elektron fest an sich bindet, wird insgesamt Energie gewonnen. Weiterhin werden sich die beiden entgegengesetzt geladenen Ionen anziehen und das Molekül NaCl bilden. Diese Art von Bindung, nennt man Ionen-Bindung. Sie ist eine von mehreren Bindungsformen zwischen Atomen. Wenn wenige Atome einen Bindungszustand eingehen, spricht man von einem Molekül. Sehr viele Atome oder auch sehr viele Moleküle binden sich zu einem Festkörper.

13.2 Kristalle

Aus der Küche kennen wir die schönen weißlichen Kristalle des Kochsalzes in der Form kleiner Würfel. Sie entstehen aus einer ganz regelmäßigen Anordnung der Na^+ - und Cl^- -Ionen. Man muss sich die Entstehung eines solchen Kristalls etwa so vorstellen: Um ein Na^+ -Ion ordnen sich sechs negativ geladene Chlorid-Ionen an: je eines rechts und links, vorn und hinten, oben und unten. In einem nächsten Schritt umgibt sich jedes dieser Cl^- -Ionen mit fünf weiteren positiven Na^+ -Ionen und so weiter, so dass nach vielen Schritten ein ganz regelmäßiges würfelförmiges Gitter entsteht, in dem Na^+ - und Cl^- -Ionen sich abwechseln. Die Bindung der Ionen aneinander wird durch die elektrische Anziehung bewirkt. Die gewonnene Bindungsenergie pro Teilchen ist $E_B = 7,9 \text{ eV}$.

Eine regelmäßige und starre Ordnung, ein Gitter von Atomen bzw. Molekülen nennt man ganz allgemein einen Kristall. Man findet in der Natur verschiedene Gitterformen. Sie hängen von den Atomen oder Molekülen ab, die den Kristall aufbauen. Beim NaCl spricht man von einem kubischen Gitter, weil der Kristall die Form eines Kubus hat. Wie groß der Kristall wird, hängt nur davon ab, wie lange er wachsen kann, es besteht keine prinzipielle Grenze.

Woher weiß man, wie ein Kristall aufgebaut ist? Da die Wellenlänge des sichtbaren Lichtes viel größer als ein Atomdurchmesser ist, kann man einzelne Atome nicht "sehen", also auch nicht die Kristallstruktur. Heute gibt es jedoch zwei Methoden, Kristallstrukturen sichtbar zu machen: durch Röntgenstrukturanalyse und durch Abtasten mit dem Rastertunnelmikroskop (RTM). Die Abbildung 13.1 zeigt eine Aufnahme der Oberfläche eines NaCl -Kristalls mit einem RTM.

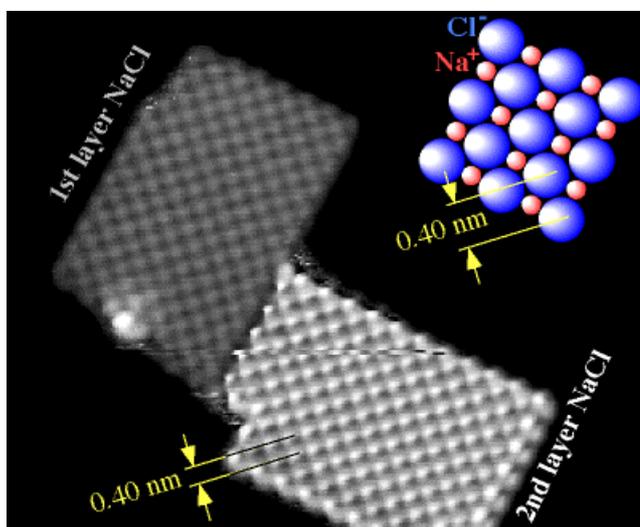


Abb. 13.1: Die Struktur der beiden obersten Schichten eines NaCl -Kristalls aufgenommen mit einem RTM. Nur die relativ großen Chloridionen sind sichtbar. In der rechten oberen Ecke ist ein Schema der Oberfläche zu sehen.

Wie man den Abstand der Ionen in einem NaCl-Gitter durch Röntgenstrukturanalyse messen kann, ist im Prinzip bereits in Vorlesung 7 dargestellt worden. Aus den gemessenen Winkeln ϑ_k , bei denen die empfangene Intensität maximal ist, lässt sich bei bekannter Wellenlänge der Gitterabstand d bestimmen. Für NaCl erhält man $d = 0,283$ nm.

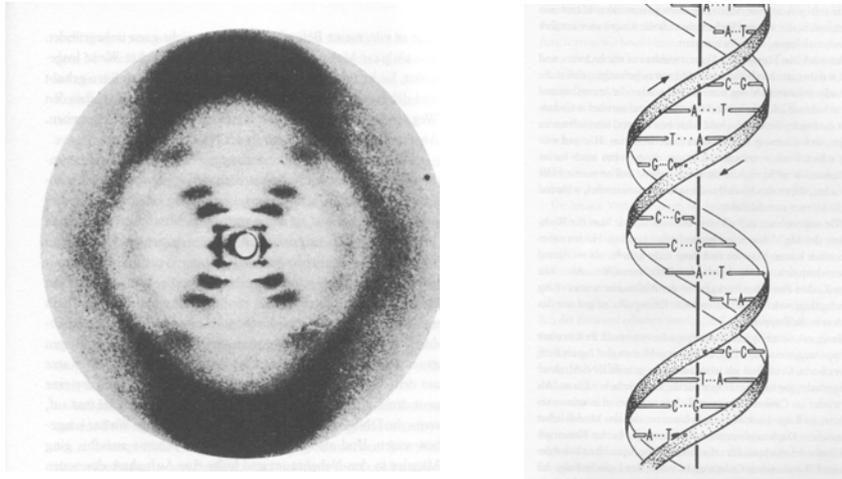


Abb. 13.2: Struktur der DNS. Links das Bild der Röntgenreflexe, rechts ein Modell der Doppelhelix

Bei komplizierteren Kristallstrukturen ergeben sich komplizierte Röntgenreflexe, und es ist nicht immer leicht, aus ihnen auf die Kristallstruktur der Substanz zu schließen. Das war z.B. der Fall bei der Aufklärung der DNS, des Moleküls der Erbsubstanz. Damals ließ man die Moleküle der DNS zunächst kristallisieren und bestrahlte die Kristalle mit Röntgenstrahlen. Die Beugungsreflexe sind in der Abb. 13.2 zu sehen. In einem komplizierten Verfahren, in dem sich Rechnung mit Raten und Intuition verband, entdeckten Crick und Watson die Doppelhelix-Struktur der DNS.

13.3 Phasenübergänge

Es wurde oben schon erwähnt, dass ein und derselbe Stoff in verschiedenen Aggregatzuständen oder "Phasen" vorkommt: fest, flüssig und gasförmig. Bei genauerem Hinsehen gibt es oft noch andere Phasen, die sich z.B. durch verschiedene Kristallgitter oder Sprünge in der Leitfähigkeit (Supraleitung) äußern. Was passiert nun bei einem Phasenübergang, z.B. beim Schmelzen (fest nach flüssig) oder beim Verdampfen (flüssig nach gasförmig)? Zur Beantwortung dieser Frage erinnern wir uns daran, dass die Kräfte zwischen den elementaren Bausteinen den Festkörper zusammenhalten und ihm seine Form geben. Mikroskopisch gesehen halten sie die einzelnen Bausteine an den sog. Gitterplätzen fest. Allerdings sind die Bausteine an ihren Plätzen nicht in Ruhe, sondern sie schwingen um eine Gleichgewichtslage. Diese Schwingungen sind umso heftiger, je höher die Temperatur ist. Warum? Ein Festkörper übernimmt im Laufe der Zeit die Temperatur seiner Umgebung, weil er mit ihr in Berührung steht. Was passiert dabei? Wenn die Umgebung gasförmig ist, treffen die Gasteilchen auf die Oberfläche des Festkörpers und stoßen dort auf dessen Bausteine. Je höher die Energie der Gasteilchen ist, desto stärker werden die Bausteine an der Oberfläche des Kristalls zum Schwingen angeregt. Die Bausteine an der Oberfläche

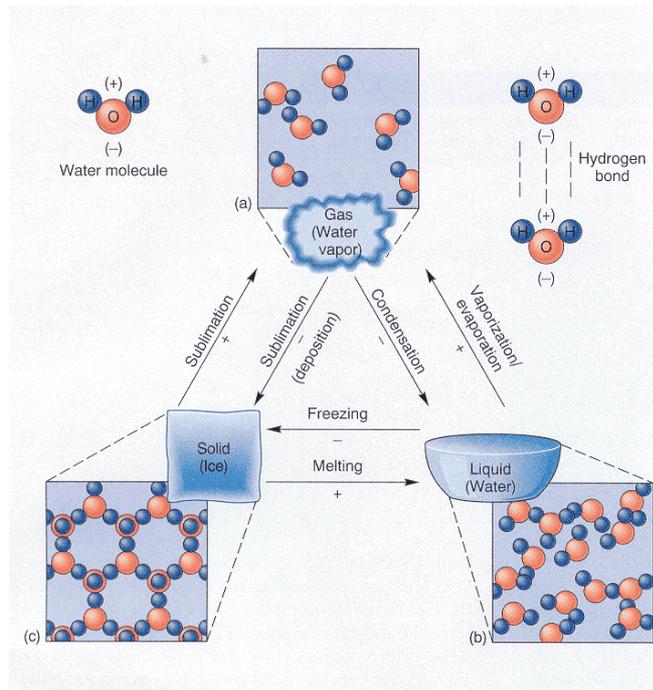


Abb.13.3: Mikroskopische Darstellung der Aggregatzustände von Wasser

stoßen wiederum die weiter innen liegenden Bausteine des Festkörpers an usw., bis alle Kristallbausteine in stärkere Schwingungen geraten sind. Da die mittlere Bewegungsenergie der Gasmoleküle von der Ordnung $k_B \cdot T$ ist, werden bei höherer Temperatur die Stöße mit dem Gas mehr Energie in den Kristall einbringen und die Bausteine des Kristalls zu stärkeren Schwingungen anregen. Wenn der Kristall die Temperatur des Gases angenommen hat, ist die mittlere Schwingungsenergie jedes seiner Bausteine auch von der Ordnung $k_B \cdot T$. Diese Universalität ist eine der Schönheiten der Physik.

Wenn nun die Energie der Schwingung eines Festkörper-Bausteins um seine Ruhelage größer wird als seine Bindungsenergie, wird er sich aus der Gleichgewichtslage lösen und zu wandern beginnen. Das ist die Erklärung für den Schmelzprozess. Da alle Bausteine noch recht eng gepackt sind, werden sie nur langsam wandern können. Benachbarte Teilchen üben weiterhin Kräfte aufeinander aus, aber dennoch löst sich die starre Struktur des Festkörpers auf. Der Festkörper verliert seine Form und beginnt zu fließen.

Als nächstes wollen wir den Prozess des Verdampfens betrachten: Dieser läuft hauptsächlich an der Oberfläche ab. Von außen treffen Gasmoleküle mit der mittleren Energie $k_B \cdot T$ auf die Oberfläche und befreien manchmal einen Baustein aus seinem Bindungszustand, der sich dann frei im Raum bewegen kann, also Teil der Gasphase wird. Hierbei kommt es nicht darauf an, ob dieser Baustein vorher Teil einer Flüssigkeit oder eines Festkörpers war. Denn auch Festkörper können "verdampfen", was unter der Bezeichnung "sublimieren" bekannt ist. Ein Beispiel hierfür kennen wir aus der Alltagserfahrung: Auch im Winter trocknet die (gefrorene) Wäsche. Allerdings sind die Bausteine in Festkörpern stärker gebunden als in Flüssigkeiten, so dass die "Verdampfungsrate" eines Festkörpers kleiner als die einer Flüssigkeit ist.

Das Nebeneinander von Flüssigkeit und Dampf soll nun etwas genauer betrachtet werden. Bringt man eine gewisse Menge einer Flüssigkeit in ein evakuiertes Gefäß, so stellt sich ein bestimmter Druck ein, der nicht vom Volumen, sondern nur von der Temperatur und von der entsprechenden Substanz abhängig ist. Dieser sog. Dampfdruck wurde für verschiedene Substanzen mit Quecksilberbarometern gezeigt. Seine Temperaturabhängigkeit ist in Abb. 13.4 dargestellt.

Beim Sieden einer Flüssigkeit bilden sich Dampfblasen im ihrem Innern, die nach oben

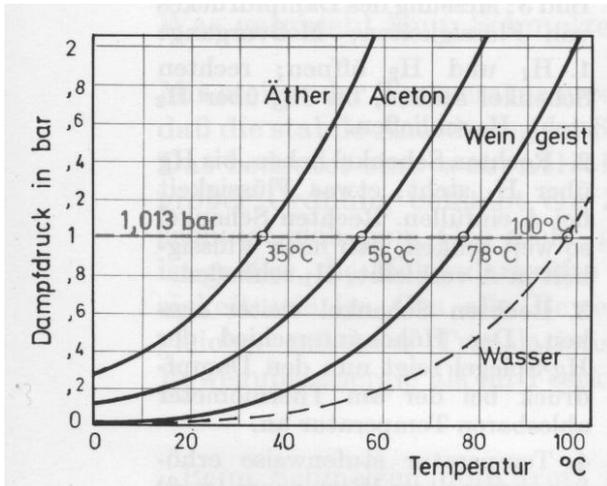


Abb. 13.4: Abhängigkeit des Dampfdrucks verschiedener Flüssigkeiten von der Temperatur. Der Schnittpunkt der Parallelen zur Temperatur-Achse bei $p = 1,013 \text{ bar}$ mit den Kurven gibt die Siedepunkte bei Normaldruck an.

aufsteigen.. Damit dies möglich ist, muss der Dampfdruck in ihrem Inneren der Blasen zumindest so groß sein wie der äußere Druck. Das erklärt, warum der Siedepunkt vom äußeren Luftdruck abhängt. Im Gebirge siedet Wasser schon deutlich unter 100°C , was man z.B. beim Eierkochen berücksichtigen sollte.

Versuch: Sieden unter vermindertem Druck

Bringt man ein Gefäß mit Wasser unter eine Vakuumlampe und pumpt langsam die Luft ab, so siedet das Wasser bereits bei Zimmertemperatur.

Andererseits siedet Wasser bei Überdruck erst oberhalb von 100°C . Dies nutzt man beim Dampfkochtopf aus, in dem die Speisen unter höherem Druck schneller gegart werden.

13.4 Flüssigkristalle

Ist das Wort „Flüssigkeitskristall“ oder "Flüssigkristall" nicht ein Widerspruch in sich selbst? In einem Kristall sind die Bausteine sehr regelmäßig und starr in einem Gitter angeordnet, während die kleinsten Teilchen in einer Flüssigkeit beweglich sind und keine Ordnung aufweisen. Ein Flüssigkristall besitzt nun einerseits eine gewisse Ordnung wie ein Kristall, seine Bausteine zeigen jedoch andererseits die Beweglichkeit wie die einer Flüssigkeit. Dass der kristallin-flüssige Zustand eine Übergangsphase zwischen dem kristallinen Zustand und einer normalen (isotropen) Flüssigkeit ist, kann an einer Probe gezeigt werden, die nacheinander in verschiedene Temperaturbäder getaucht wird: Bei 0°C existiert der kristalline Zustand mit einer festen Form, bei 30°C ist er in eine milchig trübe Flüssigkeit übergegangen – den Flüssigkristall – und bei 50°C ist die Substanz von anderer Farbe und durchsichtig, eine isotrope Flüssigkeit. Die mikroskopische Struktur der 3 Phasen ist in der Abb. 13.5 für eine stäbchenförmige Molekülform dargestellt. Solche Flüssigkeitskristalle werden häufig in Taschenrechnern und Uhren zur Darstellung von Ziffern benutzt. Dies hat gegenüber anderen

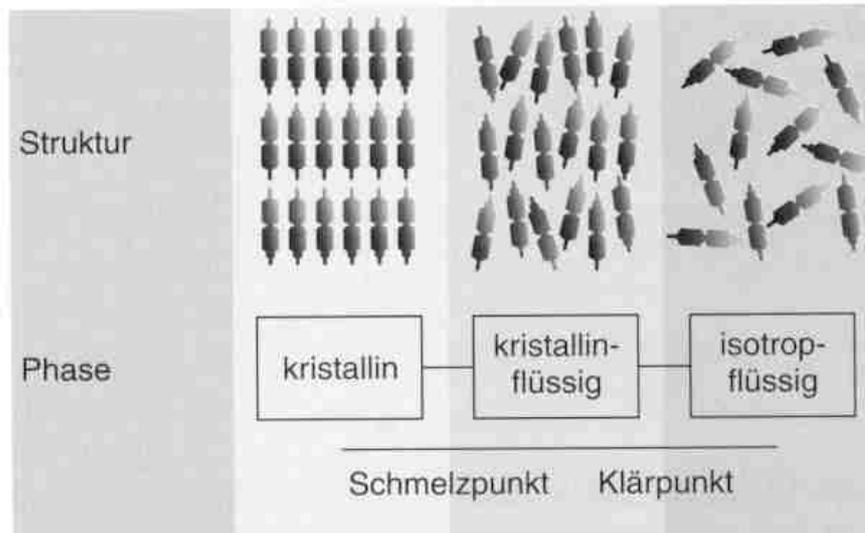


Abb. 13.5: Vergleich des Ordnungszustandes in einem Festkörper-Kristall, in einem Flüssigkristall und in einer isotropen Flüssigkeit.

Verfahren den Vorteil eines sehr geringen Energiebedarfs. Wie solche Flüssigkristallanzeigen oder LCDs (Liquid Crystal Displays) funktionieren soll an einem einfachen Beispiel, einem sog. TN-Display (twisted nematic) erläutert werden. Zum Verständnis eines solchen Bauteils müssen wir uns noch kurz mit einer Eigenschaft des Lichts beschäftigen, die bislang unerwähnt blieb, der Polarisation. Wir wissen, dass Licht als elektromagnetische Welle beschrieben werden kann, bei der elektrische und magnetische Felder senkrecht zur Ausbreitungsrichtung schwingen. In natürlichem Licht ist jedoch keine besondere Schwingungs-ebene ausgezeichnet. Schickt man allerdings natürliches Licht durch eine sog. Polarisationsfolie, so erhält man hinter der Folie nur noch solche Anteile mit einer bestimmten Schwingungsebene. Man sagt, dass Licht sei (linear) polarisiert. Die Folie wird als Polarisator bezeichnet und besteht aus einem Material, in dem längliche Moleküle parallel zueinander angeordnet sind, wie in der zweiten Spalte der Abb. 13.5 dargestellt. Bringt man nun eine zweite Polarisationsfolie (den sog. Analysator) in den Strahlengang, so hängt es von der relativen Orientierung der Moleküle in den beiden Folien ab, wie viel Licht die zweite Folie durchlässt.

Versuche mit polarisiertem Licht

In den Strahlengang zwischen Lichtquelle und Schirm werden zwei Polarisationsfolien gebracht. Sind die Moleküle in beiden parallel orientiert, so sortieren beide die gleiche Schwingungsebene aus und es ist hinter der zweiten Folie hell. Sind die Moleküle in der einen Folie jedoch senkrecht zu denen in der anderen orientiert, so kommt hinter der zweiten Folie kein Licht mehr an. Gekreuzte Polarisationsfilter lassen kein Licht durch. Bringt man nun zwischen 2 gekreuzte Polarisatoren eine 3. Polarisationsfolie, die nicht parallel zur 1. oder 2. orientiert ist, so kann das Licht – zumindest zum Teil - diese Anordnung passieren und den Schirm aufhellen. Die Helligkeit wird am größten, wenn die 3. Folie in Richtung der Winkelhalbierenden der beiden ersten orientiert wird. Man erhält also als Ergebnis: Die 3. Folie hat die Polarisationsrichtung gedreht.

In einer Flüssigkristallanzeige bringt man nun zwischen zwei gekreuzte Polarisationsfilter eine Zelle aus zwei Glasplatten, die parallel zueinander im Abstand von 5 – 10 μm angeordnet und mit durchsichtigen Elektroden überzogen sind. Auf den inneren Seiten dieser Glasplättchen befinden sich dünne Kunststofffolien, die speziell behandelt sind, so dass sich die anliegenden Flüssigkristallmoleküle jeweils in eine vorgegebene Richtung einstellen. Die Richtungen an den beiden Folien sind senkrecht zueinander orientiert, so dass die langen Moleküle der Flüssigkristalle im Zwischenraum eine 90°-Schraube bilden (siehe Abb. 13.6).

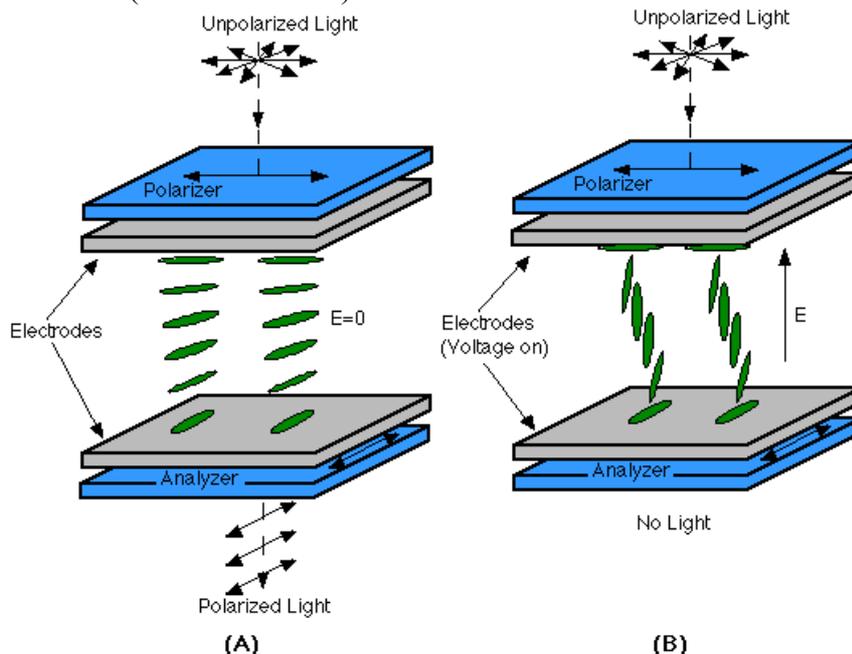


Abb. 13.6: Prinzip einer Flüssigkristallanzeige.

Die Moleküle des Flüssigkristalls wirken nun ähnlich wie die langen Moleküle in den Polarisationsfolien, sie drehen die Polarisationssebene des Lichts, so dass es durch den unteren Filter (Analysator) hindurchtreten kann. Durch Anlegen einer Spannung von weniger als 5 V werden die Moleküle jedoch in Richtung des elektrischen Feldes orientiert, so dass die Polarisationssebene nicht mehr gedreht wird und die untere Polarisationsfolie das Licht nicht mehr durchlässt. Im Experiment wurde gezeigt, dass an den Stellen des elektrischen Feldes bzw. der Elektroden Dunkelheit herrschte, während die restliche Fläche gräulich hell erschien.

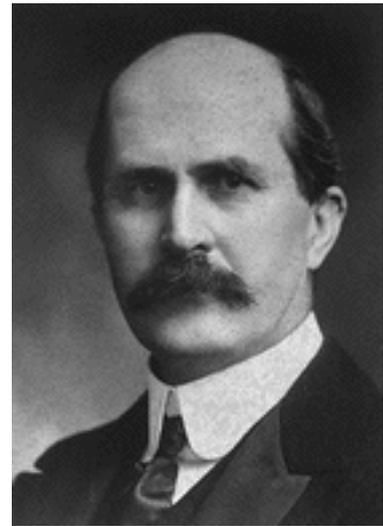
Zur Darstellung von Ziffern wird meist eine 7-Segment-Anzeige verwendet. Sie besteht aus 7 strichförmigen Elektroden, die einzeln geschaltet werden können.

13.5 Biographien: Sir William Henry Bragg (1862 – 1942) und Sir William Lawrence Bragg (1890 – 1971)

Dass in dieser Vorlesung zum ersten und einzigen Mal in diesem Semester zwei bedeutende Physiker vorgestellt werden, hat einen tieferen Grund. Die beiden Braggs sind das einzige Vater-Sohn-Paar, das im gleichen Jahr einen Nobelpreis erhielt, und zwar im Jahre 1915 "für Ihre Verdienste um die Erforschung der Kristallstrukturen mittels Röntgenstrahlen". Der Sohn Lawrence war zu diesem Zeitpunkt erst 25 Jahre alt und ist damit bisher der jüngste Laureat, der mit dem Nobelpreis ausgezeichnet wurde. Im Jahre 1965 konnte er dann das relativ seltene Ereignis eines Goldenen Nobelpreis

Jubiläums feiern, dem während der Preisverleihungen im Dezember 1965 in Stockholm besondere Beachtung geschenkt wurde. Hier hielt Sir Lawrence auf Einladung der Nobel-Stiftung den ersten Nobel-Gastvortrag über die Entwicklungen in seinen Interessensgebieten während der vergangenen 50 Jahre.

Der Vater William Henry Bragg stammt aus Nordwestengland. Nach der Grammar School besuchte er das King William's College auf der Isle of Man, um dann ab 1881 mit einem Stipendium am Trinity College in Cambridge Mathematik zu studieren. Nach vorzüglichen Leistungen in den mathematischen Examina studierte er noch Physik am Cavendish Laboratorium und wurde schließlich Ende 1885 zum Professor für Mathematik und Physik an die University of Adelaide in Südastralien berufen. Im Jahre 1909



kehrte er nach England zurück und erhielt den Cavendish-Lehrstuhl für Physik an der Universität Leeds. Später war er als Professor für Physik am University College London (1915 – 1925) und als Professor für Chemie bei der Royal Institution tätig. Während des ersten Weltkrieges wurde Henry Bragg zur Erforschung von Unterwasser-Geräuschen eingesetzt. Der Nachweis und die Messung solcher Geräusche sollte dazu ausgenutzt werden, feindliche U-Boote zu lokalisieren.

Die Forschungsinteressen von William Henry Bragg umfassten viele Themenbereiche. Er war ein Meister in der mehr oder weniger zufälligen Auswahl eines Gebietes, in dem er relativ schnell einen wichtigen Beitrag lieferte, um sich dann einem neuen Feld zuzuwenden.

In den Jahren 1913/1914 begründete er einen neuen Wissenschaftszweig von allergrößter Bedeutung, nämlich die Kristallstrukturanalyse mit Hilfe von Röntgenstrahlen. Auch wenn Max von Laue und seinen Mitarbeitern die fundamentale Erkenntnis des Wellencharakters der Röntgenstrahlung zukommt, so nutzten die Braggs die Röntgenstrahlen als ein Instrument zur systematischen Untersuchung des Baus von Kristallen, wofür sie - wie bereits oben erwähnt - schon ein Jahr später den Nobelpreis erhielten.

Vater Bragg erhielt die Ehrendoktorwürde von 16 Universitäten verliehen und war Mitglied der führenden ausländischen Akademien. Von der Royal Society, der er seit 1907 als Fellow angehörte, wurde er 1935 zum Präsidenten gewählt. Außerdem wurde er - wohl in Anerkennung seiner Arbeiten und seiner wissenschaftlichen Stellung - im Jahre 1920 zum Ritter geschlagen.

Als William Henry Bragg in Australien tätig war, wurde im Jahre 1890 sein Sohn Lawrence in Adelaide geboren. Nachdem er das St. Peter's College in seiner Heimatstadt besucht hatte, studierte er an der Universität von Adelaide Mathematik und schloss diese Studien 1908 mit Auszeichnung ab. Ein Jahr später ging er mit seinem Vater nach England und trat als



Stipendiat in das Trinity College in Cambridge ein. Hier studierte er Naturwissenschaften und legte 1912 sein Abschlussexamen ebenfalls mit Auszeichnung ab. Bald darauf begann er, sich mit von Laue-Diagrammen zu beschäftigen, und noch im gleichen Jahr veröffentlichte er seine erste Arbeit zu diesem Thema. Von 1912 bis 1914 arbeitete er dann zusammen mit seinem Vater an der Untersuchung von Kristallstrukturen mittels Analyse mit Röntgenstrahlen. Hierbei fand der Sohn die heute sog. Bragg-Gleichung, während der Vater den Röntgen-Spektrographen entwickelte. 1914 wurde Lawrence Bragg zum Fellow und Lecturer für Naturwissenschaften am Trinity College ernannt. In den Jahren des ersten Weltkrieges wurde er als technischer Berater für Schallmessungen in das militärische Hauptquartier nach Frankreich geschickt. Für seine Verdienste erhielt er 1918 einen Orden und wurde zum "Officer of the British Empire" ernannt.

Nach dem Krieg ging er 1919 als Professor für Physik nach Manchester, wo er bis zum Jahre 1937 tätig war. Anschließend wurde er dann für kurze Zeit Direktor des National Science Laboratory, um von 1938 bis 1953 die berühmte Cavendish Professur an der Universität Cambridge zu übernehmen. In diese Zeit fällt auch seine Ernennung zum Ritter, 1941 wurde er Sir Lawrence Bragg. Im Alter von 63 Jahren wurde er als Professor für Naturphilosophie an die Royal Institution nach London berufen, wo er bis zu seinem Eintritt in den Ruhestand im Jahre 1966 tätig war. Hier führte er u.a. Vorlesungen für Schulkinder ein, in denen die Jugendlichen mit Experimenten an die Naturwissenschaft herangeführt werden sollten.

Zum Abschluss soll nicht unerwähnt bleiben, dass Lawrence Bragg der erste australische Patient war, bei dem eine Fraktur geröntgt wurde.