

ANHANG

PROJEKTMAPPE

I. THEORIE

PHYSIK, CHEMIE

II. VERSUCHSPROTOKOLLE UND ANLEITUNGEN

III. SCHULARBEIT, PRÜFUNGEN, VORBEREITUNG

IV. HANDZETTEL ZU DEN REFERATEN

V. FÄCHERÜBERGREIFENDE BEITRÄGE

VI. POWERPOINTPRÄSENTATIONEN:

- FOTODOKUMENTATION DES PROJEKTS
- SCHÜLER/INNENREFERATE
- PRÄSENTATIONSABEND

INHALTSVERZEICHNIS

INHALTSVERZEICHNIS	2
1.1 Spektren - Licht - Farbe	3
1.2 Orbitalmodell	13
1.3 Das Kohlenstoffatom	17
1.4 Körperfarben – Lichtfarben	19
1.5 Dioden	21
1.6 Chromatographie	29
1.7 Photometrie	33

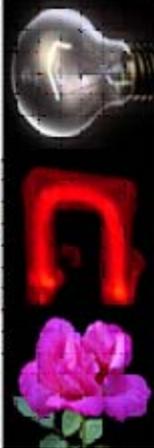
1.1 Spektren - Licht - Farbe

Alles Licht, das wir sehen, wurde ursprünglich von **Atomen ausgesandt, die zum Leuchten angeregt wurden**. Mittels **Prismen oder Beugungsgitter** kann das Licht in einzelne **Farbkomponenten** zerlegt werden.

I. Spektrentypen

Spektren lassen sich meist eindeutig einer von **drei großen Gruppen** zuordnen:

Spektrenart	erzeugende Struktur	Beispiele
Kontinuum 	glühende Festkörper und dichte Gase	Kohle-Lichtbogen, Glühlampen, Sonne
Linienspektrum 	atomare und ionisierte eiatomige Gase	Metalldämpfe und Edelgase, Sonne
Bandenspektrum 	Moleküle	Chlorophyll, Anthocyane, Carotinoide, Azofarbstoffe



Kontinuierliche Spektren

... sind "**Regenbogenspektren**". Sie weisen einen **fließenden Farbübergang** auf und werden durch spektrale Zerlegung von **weißem Licht** (Sonnenlicht, Licht von Glühlampen etc.), das alle Wellenlängen des sichtbaren Bereiches umfasst, erhalten.

Linienspektren (Atomspektren)

Schon 1860 entdeckten G. R. Kirchhoff und R. W. Bunsen, dass Licht, das **eine Atomart aussendet bzw. aufnimmt**, nach **spektraler Zerlegung durch ein Prisma**, kein kontinuierliches Spektrum, sondern ein Linienspektrum

ergibt. Sie stellten fest, dass die Spektren für die entsprechenden Atome charakteristisch sind, wie **Fingerabdrücke** für Menschen. Elemente können anhand ihrer Spektren identifiziert werden. Linienspektren **zeigen keinen fließenden Farbübergang** sondern vereinzelte Linien, die sich je nach untersuchtem Stoff in der Anzahl, der Lage und in der Intensität unterscheiden.

a.) **Emissionsspektren** beinhalten im sichtbaren Bereich des Spektrums sowie im unsichtbaren UV- bzw. IR-Bereich etc. **bunte Linien**. Jede von ihnen entspricht einer bestimmten Wellenlänge der elektromagnetischen Strahlung. Emissionsspektren werden durch spektrale Zerlegung von Licht, das **selbstleuchtende** bzw. **hocherhitzte Stoffe** aussenden, erhalten. (s. Versuch: Hg – Spektrum)

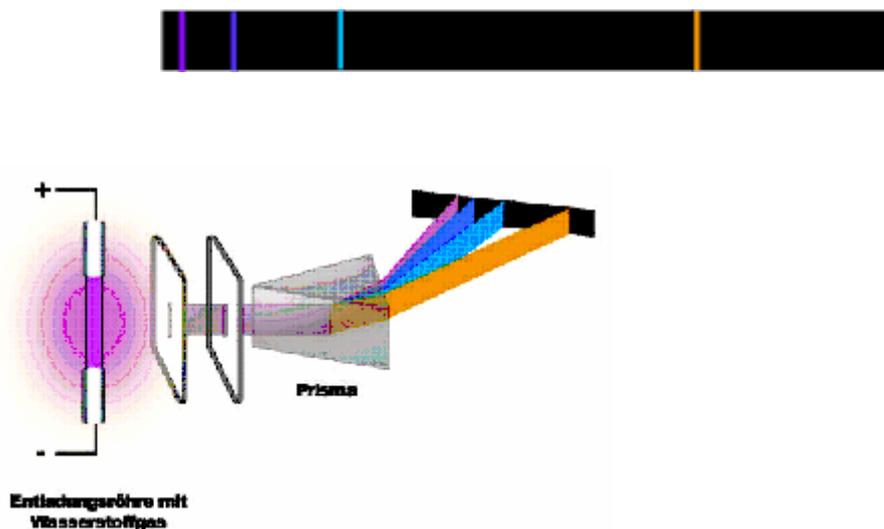


Abb.: Emissionsspektrum von Wasserstoff im sichtbaren Bereich des Lichtes

b.) **Absorptionsspektren** beinhalten **vereinzelte, schwarze Linien vor dem Hintergrund des kontinuierlichen Spektrums**. Sie werden durch spektrale Zerlegung von **weißem Licht**, in dessen **Strahlengang gelöste** bzw. **gasförmige Stoffe** gebracht werden, erhalten.

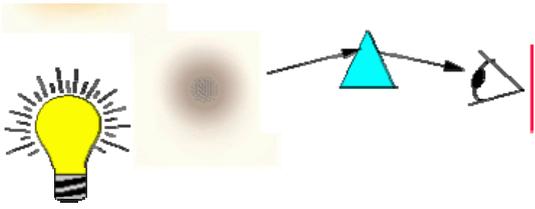
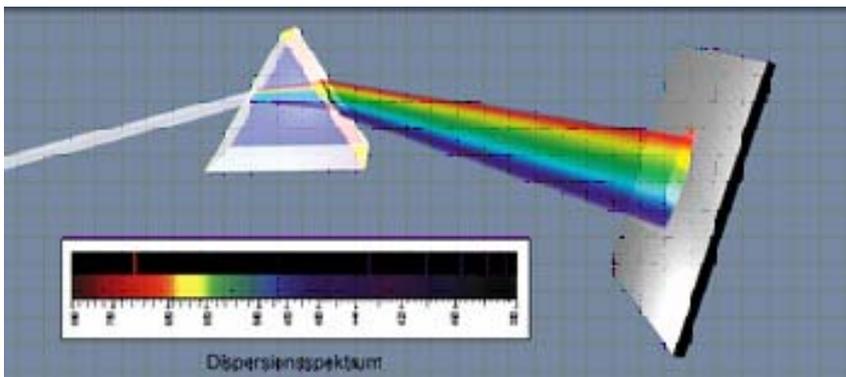


Abb.: Absorptionsspektrum von Wasserstoff im sichtbaren Bereich des Lichtes

II. Spektren erzeugen

Prismenspektrum:



Diese Erscheinung, dass Licht abhängig von seiner Wellenlänge bei schrägem Einfall in transparentes Material unterschiedlich stark

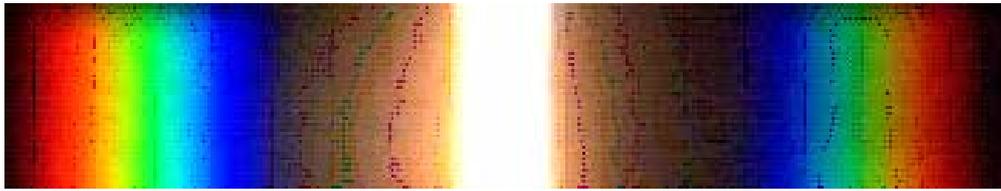
gebrochen wird, ist unter der Bezeichnung **DISPERSION** bekannt. Sie entsteht dadurch, dass Lichtstrahlen in solchen Medien nicht mit derselben Geschwindigkeit unterwegs wie im Vakuum. Kurzwelliges **blaues Licht wird stärker verlangsamt** als langwelliges rotes Licht, es wird daher stärker gebrochen und tritt dann auch unter einem

anderen Winkel aus dem Prisma aus. Das Funkeln von Kristallen beruht ebenfalls auf der Erscheinung der Dispersion.

Gitterspektrum:

Ein Beugungsgitter ist eine **Glasplatte**, in die sehr viele (lichtundurchlässige) Kerben eingeritzt sind und dazwischen befinden sich **schmale lichtdurchlässige Spalte** im Submillimeterbereich. Gitterspektren unterscheiden sich in der Farbreihenfolge von

der Dispersion: Kurzwelliges blaues Licht wird weniger stark abgelenkt – gebeugt - als rotes (umgekehrt wie beim Regenbogen).



Warum aber teilt sich Licht auf so mysteriöse Weise in seine Bestandteile, wenn es auf eine bestimmte Art durch ein transparentes Medium fällt?

Entscheidend ist die Interaktion der Lichtwellen mit den Atomen des durchstrahlten Stoffes.

III. Atombau und Farbe

Die von Materie ausgesandte und absorbierte Strahlung, Basis für die Farbigkeit von Stoffen, ist nur aus dem inneren Aufbau der Atome erklärbar.

Historisch bedeutendste Modelle:

1.) 1911 Atommodell nach Rutherford (1871 – 1937)

berühmter Versuch: Streuungsversuch (Goldfolie);

entdeckte positiv geladenen **Atomkern**, negativ geladene Elektronen sind in der Hülle

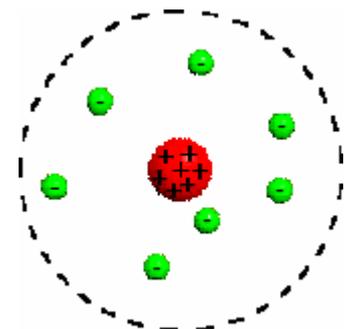


beliebig verteilt (**kreisen um den Kern** auf beliebigen Bahnen). Je näher sich ein Elektron beim Kern befindet desto geringer ist seine Energie.

Nach diesem – oft als Planetenmodell

bezeichnetem – Modell könnte das Elektron **Energie in beliebigen Portionen** aufnehmen und abgeben. Dazu müsste es

nur Lichtquanten (= Energie) beliebiger Farbe absorbieren/emittieren. Das Spektrum aller Atome wäre dann aber kontinuierlich. Dies widersprach den tatsächlich beobachteten Linienspektren.



Die Sache hatte noch einen **weiteren Haken!** Aus der Elektrodynamik ist nämlich bekannt, dass jede bewegte Ladung ähnlich wie eine Antenne **Energie abstrahlen** muss. Ein Elektron würde so in Sekundenbruchteilen seine gesamte Bewegungsenergie verlieren und in den Kern fallen. **Stabile Atome dürfte es also gar nicht geben.**

2.) 1913 Atommodell nach Niels Bohr (1885 – 1962)



entwickelte Rutherfords Modell weiter indem er zwei Postulate (Annahmen) einführte. In seinem **ersten Postulat** ging er davon aus, dass es im Atom bestimmte Bahnen – **stationäre Bahnen** - geben müsse, auf denen Elektronen **keine Energie abstrahlen** und daher dauerhaft existieren können. In seinem **zweiten Postulat** nahm er an, dass Elektronen auf diesen stationären Bahnen **Energie nur in bestimmten Paketen – Quanten** - aufnehmen oder abgeben können.

Der **Übergang von äußeren Bahnen in Innere** erfolgt unter **Abgabe** von Energie (Aussendung von Photonen, also Licht bestimmter Energie).

Der **Übergang von inneren Bahnen in Äußere** erfolgt unter **Aufnahme** bestimmter Energiebeträge.

Die für den **Bahnwechsel (Quantensprung)** aufzunehmenden bzw. **abzugebenden Energiebeträge** entsprechen der **Differenz der Energie der Elektronen in den entsprechenden Energiezuständen.**

$$\Delta E = E_{\text{Anfangszustand}} - E_{\text{Endzustand}} = h \cdot c / \lambda = h \cdot f$$

E ... Energie (J)

h ... Planck'sches Wirkungsquantum ($6,62 \cdot 10^{-34}$ Js)

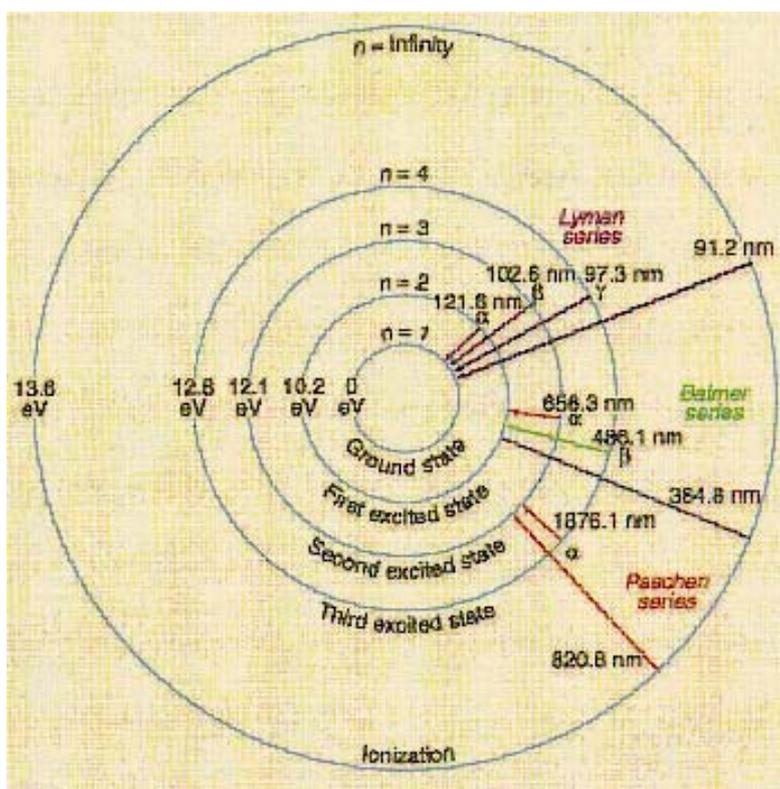
f ... Frequenz des Lichtes (s^{-1})

λ ... Wellenlänge (m)

Der **Energiebetrag der Quanten ist proportional zur Wellenlänge und somit proportional zur Frequenz der Strahlung.**

Jede **Linie** im **Absorptionsspektrum** entspricht demnach einem durch **Aufnahme** eines **Lichtquants** (Photons) ermöglichten Übergang eines Elektrons von einer **inneren in eine äußere Bahn** der Atomhülle.

Jede **Linie** im **Emissionsspektrum** entspricht einem durch **Abgabe** eines Lichtquants ermöglichten Übergang eines Elektrons **von einer äußeren in eine innere Schale** der Atomhülle.



Nur die zur **Balmerserie** zusammengefassten Linien (Übergänge von der zweiten Bahn in höhere Bahnen bzw. die Rückkehr in die zweite Bahn) liegen im **sichtbaren Bereich**.

Die **Vorteile des Bohr'schen Atommodells** liegen in seiner **Anschaulichkeit** und der **Deutung des Spektrums des Wasserstoffs**. **Nachteilig** ist, dass das Modell bei

der **Berechnung der Spektren höherer Atome versagt** und dass **Inhalte der klassischen Mechanik** (Berechnung von Elektronenbahnen) – nach Bedarf – mit **Inhalten der Quantenphysik** (Zulassen nur bestimmter Bahnen) kombiniert wurden.

Durch die Forschungsergebnisse der theoretischen Physik in den folgenden Jahren wurden die Vorstellungen vom Aufbau der Elektronenhülle noch wesentlich verfeinert.

1925 formulierte **Werner Heisenberg** die **UNSCHÄRFERELATION**: Es ist prinzipiell unmöglich, Ort und Geschwindigkeit – also den ganz exakten Ablauf der Bewegung – eines Elektrons gleichzeitig ganz genau anzugeben. (Grund: Teilchen haben auch Welleneigenschaften – Welle/Teilchen Dualismus!)

Als Folge dieser Unschärfebeziehung lassen sich für die Elektronen eines Atoms **nicht exakte Bahnen** angeben – sie kreisen also nicht auf bestimmten Bahnen - , sondern nur ein **Raum**, in dem sie sich mit hoher Wahrscheinlichkeit befinden. Dieser Raum wird **Orbital** genannt.

3.) 1926 Das Orbitalmodell – Erwin Schrödinger (1887 – 1961)



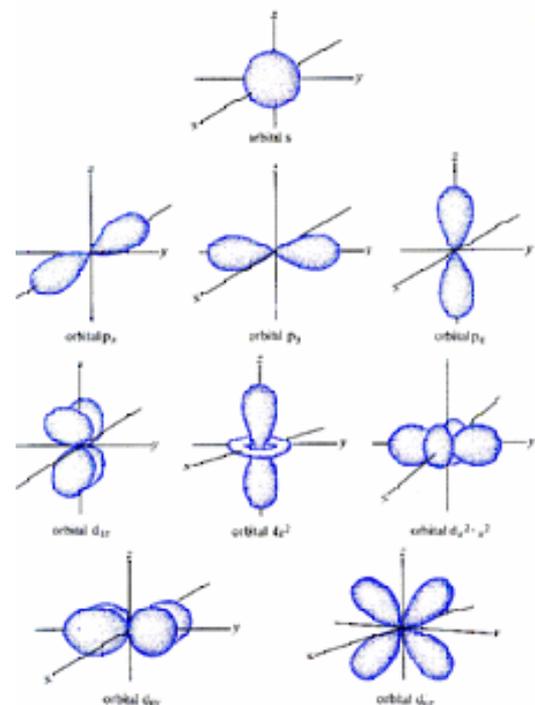
Schrödinger gelang es eine Gleichung zu finden, mit der Form und Größe eines Orbitals berechnet werden können.

Zur Charakterisierung der Energiezustände der

Elektronen werden **4 Quantenzahlen** angegeben:

1. Hauptquantenzahl n – gibt das **Energieniveau**

(die Energiestufe) der Elektronen an und gleichzeitig die Anzahl der „Unterniveaus“



2. Nebenquantenzahl l – gibt die **Gestalt** der Orbitale an:

es gibt **s** ($l = 0$) diese sind **kugelsymmetrisch**,

p ($l = 1$) diese sind **hantelförmig und liegen in den drei Raumachsen**

d ($l = 2$) und **f** ($l = 3$) Orbitale haben **komplizierte** Formen

3. Magnetquantenzahl m – die **Unterniveaus spalten sich noch einmal** in energetisch gleiche (entartete) Orbitale auf. m geht von $+l$ über 0 zu $-l$;

4. Spinquantenzahl s – gibt Auskunft über den

Eigendreh Sinn der Elektronen. Er beträgt $+1/2$ oder $-1/2$ mit den Symbolen \uparrow oder \downarrow .

Überblick:

Quantenzahlen und Orbitale				
n	l	Orbital	m_l	s
1	0	1s	0	$+1/2, -1/2$
2	0	2s	0	$+1/2, -1/2$
2	1	2p	-1,0,+1	$+1/2, -1/2,$
3	0	3s	0	$+1/2, -1/2$
3	1	3p	-1,0,+1	$+1/2, -1/2$
3	2	3d	-2,-1,0,+1,+2	$+1/2, -1/2$

Diese 4 Quantenzustände legen den Bewegungszustand eines Elektrons genau fest. Wolfgang Pauli 1925 heraus, dass es in einem Atom **keine Elektronen mit vier gleichen Quantenzahlen geben darf** (Pauliverbot).

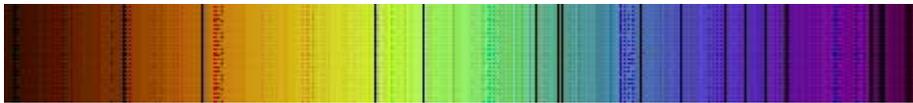
Spektrallinien kommen nun durch einen Übergang von einem Orbital in einem höheren Energieniveau in ein Orbital mit niedrigerem Energieniveau (Emissionsspektrum) bzw. umgekehrt (Absorptionsspektrum) zustande.

IV. Anwendung: Spektralanalyse

Die **Untersuchung** des von leuchtenden Gasen **ausgesandten Lichts**, die Spektralanalyse, ist zu einem wertvollen **wissenschaftlichen Hilfsmittel** geworden.

Da die Spektren für die entsprechenden Atome charakteristisch sind können **Elemente anhand ihrer Spektren identifiziert** werden.

Astronomen erhalten beispielsweise durch die Untersuchung der dunklen Linien (Fraunhofer Linien) im kontinuierlichen Spektrum eines Sterns (Absorptionsspektrum) Informationen über den **chemischen Aufbau des Sterns** und



seine **Entstehung**. Die Zusammensetzung der **Sonnenkorona** wurde auf diese Art ermittelt.

Häufiger sind jedoch **irdische Anwendungen**: Aus den Spektrallinien einer Probe (z.B.: Nahrungsmittelprobe) kann auf die in ihr **enthaltenen Elemente** geschlossen werden. Die Intensität der jeweiligen Linie gibt Aufschluss über die Menge des Elements. Dieses Verfahren hat vor allem in der **Spurenanalyse** große Bedeutung erlangt, da sich noch winzigste Mengen einzelner Elemente erfassen lassen. So ist es etwa noch möglich, ein einziges, in einer Badewanne voll Wasser gelöstes Salzkörnchen nachzuweisen. Der **forensische** (gerichtliche) Nachweis von Kohlenmonoxid CO im Blut erfolgt beispielsweise mittels Spektralanalyse, ebenso die Untersuchung von **Verunreinigungen in Metallen**.

Literatur:

- Elisabeth Kulnigg: Chemie hoch 4, CD – Rom
- N. Welsch, C. Liebmann: Farben, 2. Auflage 2006 – Sonderausgabe, Spektrum akademischer Verlag
- Dvorak, K. Schmut, W. Schmut: Rundum Chemie 1, 1. Auflage 2006, Verlag Dorner
- Franz Neufingerl, Otto Urban, Martina Viehhauser: Chemie 1, 4. Auflage, Bohmann Verlag
- Bergmann, Schäfer: Lehrbuch der Experimentalphysik, Band 3 Optik, 9. Auflage, de Gruyter Verlag
- http://leifi.physik.uni-muenchen.de/web_ph07_g8/umwelt_technik/03himmelsblau/himmelsblau.htm

1.2 Orbitalmodell

1. Periode = 1. Zeile des Periodensystems; e^- - Einordnung = 1. Energieniveau

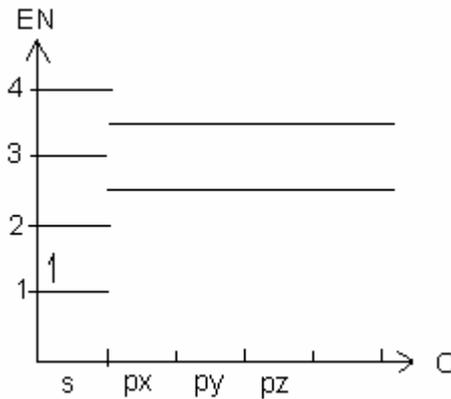


die obere Zahl gibt die Zahl der e^- an! = Ordnungszahl

1 s¹ ... 1 Elektron (e^-) ist im s - Orbital

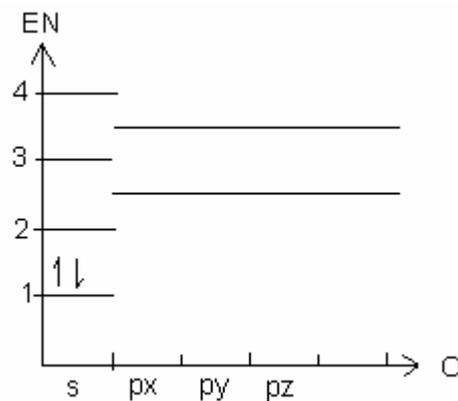
s... Orbital

1... Energieniveau



Energiediagramm dazu:

halbe Pfeile = $\rightarrow \begin{array}{|c} \uparrow \\ \downarrow \end{array}$



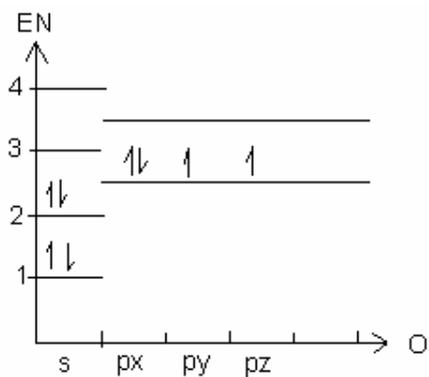
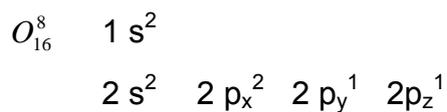
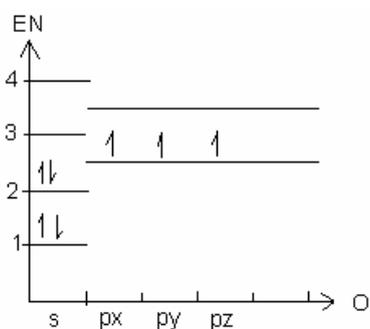
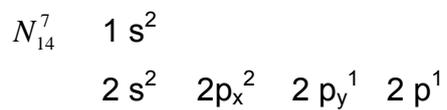
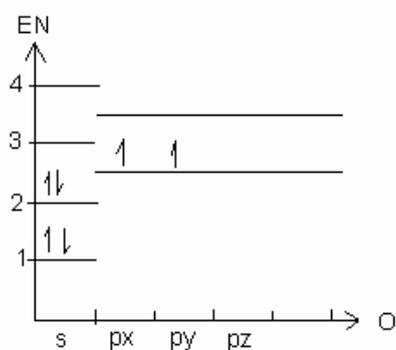
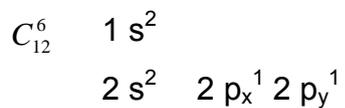
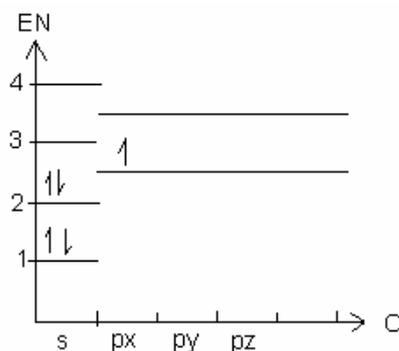
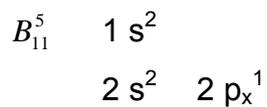
Symbole für en Eigendrehsinns des e^- = SPIN.

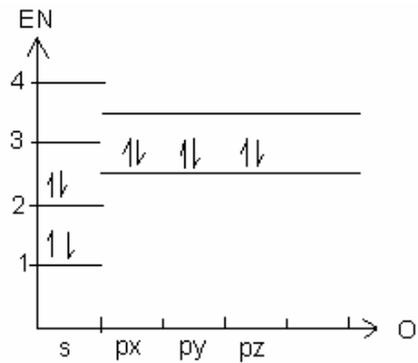
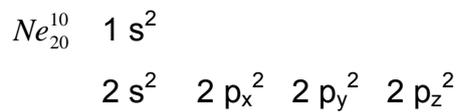
2. Periode = 2. Energieniveau kommt dazu

$Li_7^3 \quad 1 s^2 2 s^1$ die e^- werden von innen (1. Niveau) beginnend aufgefüllt, pro Orbital

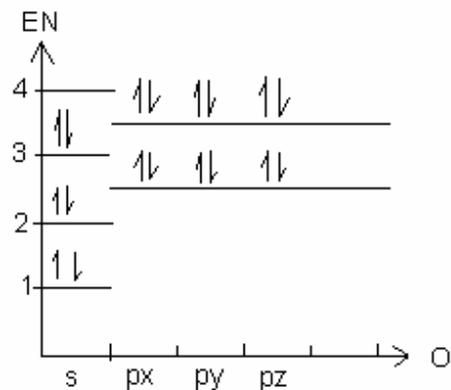
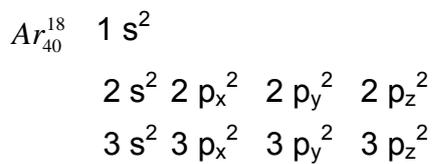
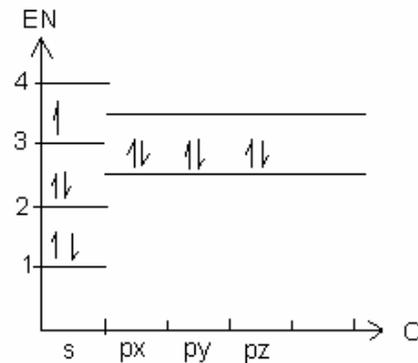
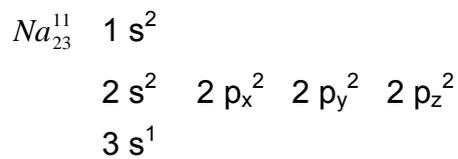
haben nur 2 e^- Platz. \rightarrow das 3. e^- wird ins nächste Orbital „geschmissen“. Dieses ist auch ein s - Orbital, das aber größer ist (ebenso kugelförmig).

Im 2. Energieniveau gibt es noch ein p_x , ein p_y und ein p_z - Orbital; e^- in diesen Orbitalen haben einen etwas höheren Energiegehalt als die 2 s e^- , und sie werden zunächst nur einzeln mit e^- befüllt.





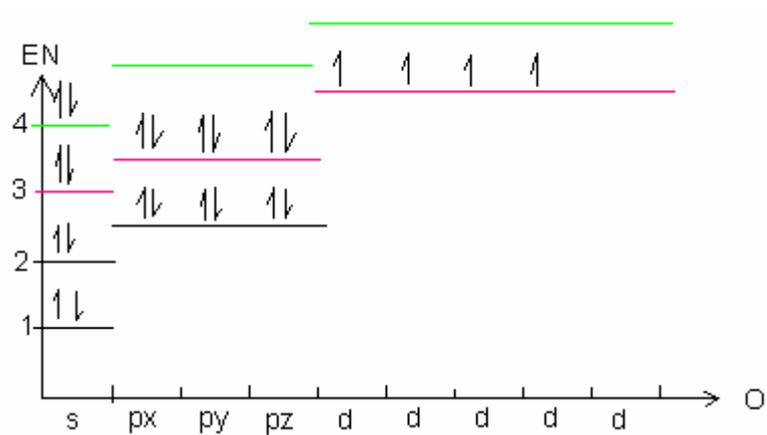
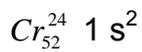
3. Periode = 3. Energieniveau



4. Periode = 4. Energieniveau

Neben s – und p – Orbitalen gibt es nun auch 5 Stück d – Orbitale, die wieder einzeln befüllt werden.

Aber! Obwohl in der 4. Periode stehend, zählen diese neuen d – Orbitale zu der 3. Stufe!



Die Energieniveaus rücken einander immer näher (zwischen 3. und 4. ist also beispielsweise ein kleinerer Energieunterschied als zwischen 2. und 3. Niveau).

Folge: Die 3 d – Orbitale zeigen schon in das 4. Niveau hinein und liegen sogar etwas über dem Niveau des 4 s – Orbitales deshalb werden sie erst im Zuge der Auffüllung des 4. Niveaus berücksichtigt. Nach den 3 d – e⁻ werden dann die 4 p – Orbitale gefüllt.

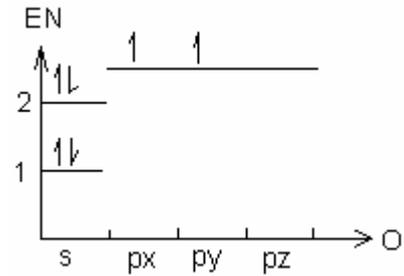
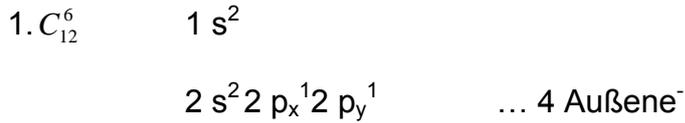
Zusätzlich gibt es ab dem 4. Niveau noch 7 Stück f – Orbitale. Innerhalb eines Niveaus gilt immer: $E_s < E_p < E_d < E_f$; ab dem 4. Niveau ragen die Orbitale d und f aber immer in höhere Energiestufen hinein!

1.3 Das Kohlenstoffatom

Und seine Bindung zu anderen Atomen - vor allem zu C und zu H.

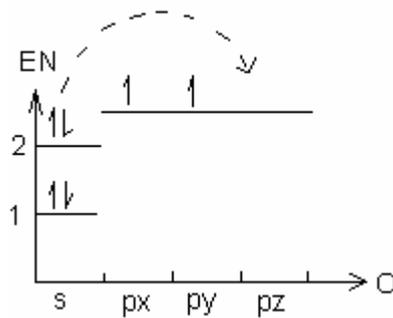
Ziel jeder Bindung: 8 Außenelektronen (Oktettregel, Edelgaskonfiguration)

Wie schafft der Kohlenstoff das?



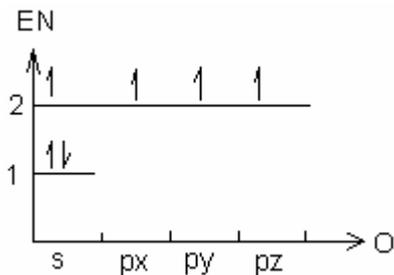
Wir betrachten 2 Möglichkeiten!

Wenn sich ein möglicher Bindungspartner nähert, so können sich die e^- in den äußeren Orbitalen umordnen.



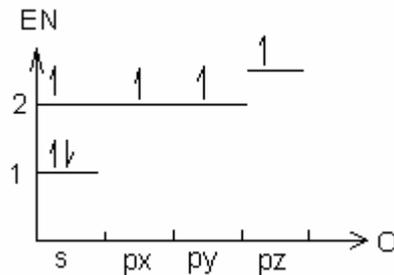
2 $s e^-$ wandert in 2 p_z – Orbital

sp^3 – Hybridisierung



Energielage wird gleich, Orbitalform ändert sich

sp^2 Hybridisierung



nur p_z behält seine Lage und Form; alle anderen gleichen Lage und Form an

sp^2 - Hybridorbital

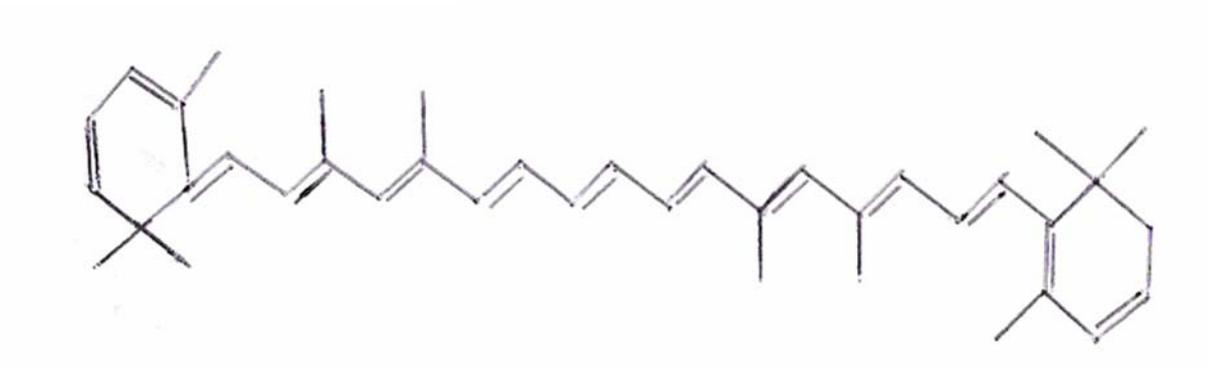
Es kann nun in jedes sp^3 – Orbital ein e^- eines anderen Atoms aufgenommen werden (z.B. von H).

→ Elektronenpaar/Atombindung ist entstanden, dabei teilen die Bindungspartner Elektronenpaare!

Carotinoide

Carotinoide sind Farbstoffe, die viele solche Doppelbindungen abwechselnd mit Einfachbindungen in ihrer Molekülstruktur = konjugierte Doppelbindungen

Vereinfachte Darstellung:



Diese π Elektronen können durch Licht geringerer Energie = sichtbares Licht, angeregt werden; Carotinoide absorbieren [blaues Licht](#) → Sie erscheinen uns [orange](#).

σ – Bindung zwischen 2 sp^3 e^-

π – Bindung zwischen 2 sp^2 e^- → DOPPELBINDUNG

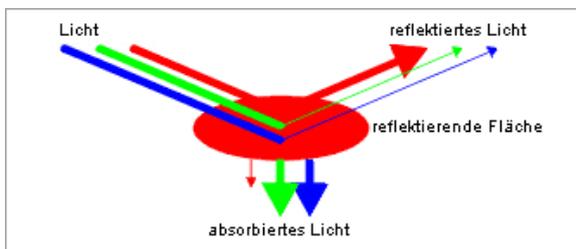
1.4 Körperfarben – Lichtfarben

Die Farben der Gegenstände in der natürlichen Umwelt sind in der Regel **Körperfarben**. Körperfarben können nicht direkt wahrgenommen oder gemessen werden. Nur ihr Effekt, nämlich die Farbe des zurückgeworfenen Lichts, ist messbar.

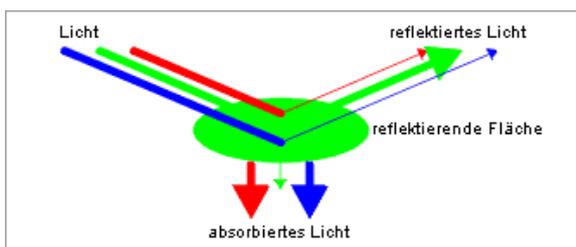
I. Körperfarben

Der Farbeindruck, den der Betrachter von einem Gegenstand erhält, entsteht dadurch, dass ein Teil des Lichts, das auf die Oberfläche des Gegenstands trifft, von dieser **reflektiert** wird, während der andere Teil absorbiert wird (also in Wärme umgewandelt wird). Körperfarben werden wegen der **Absorption** (Subtraktion) auch als Subtraktionsfarben bezeichnet.

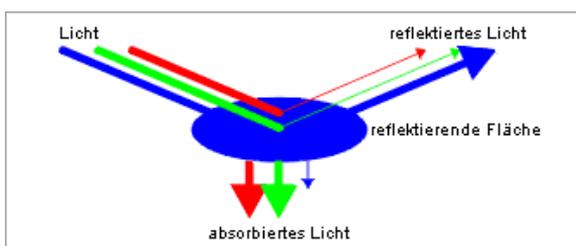
Ein **roter** Gegenstand "schluckt" also die Farben Grün und Blau und reflektiert das Rot, woraufhin wir den Gegenstand dann auch als rot wahrnehmen:



Starke Reflexion von Rot



Starke Reflexion von Grün

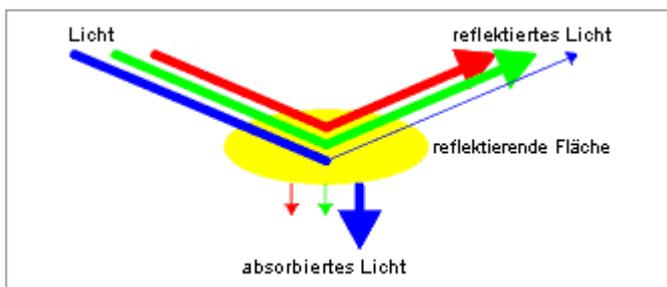


Starke Reflexion von Blau

Ein Objekt, das keine Farbe des Sonnenlichts reflektiert, erscheint daher schwarz.

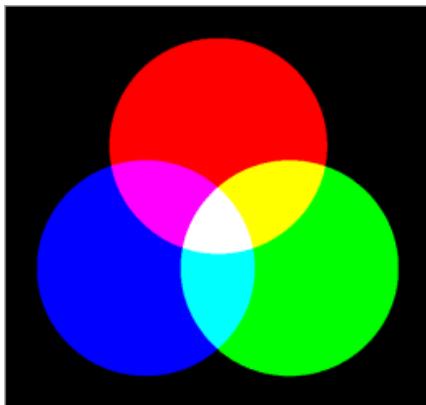
II. Lichtfarben

Beleuchtet man Gegenstände nun nicht mit weißem Licht sondern mit einfarbigem Licht (z.B. mit einer Natriumdampf- oder Quecksilberdampf- oder mit einer roten Leuchtdiode), so ist von der gewohnten Farbe des Gegenstandes nichts mehr zu sehen.



Warum die Reflexion von Rot und Grün uns als Gelb erscheint, dürfte klar werden, wenn man sich die Grafik aus der additiven Farbmischung vor Augen führt.

Die farbige Erscheinung von **Licht** bzw. eines Lichtstrahls bezeichnet man als Lichtfarbe. Bei der additiven Farbmischung addieren sich die Lichtfarben und die Helligkeit nimmt zu.



Rotes Licht und grünes Licht ergeben gelbes Licht. Lichtfarben stellen im Gegensatz zu Körperfarben also selbst das Licht dar. Man geht von Teilchen aus, die als Teil der Lichtquelle, selbst Licht abstrahlen.

Bilder auf dem Computermonitor oder Fernseher entstehen durch Lichtfarben. Die Anzeige erfolgt hier durch laufendes Aussenden von Elektronen, die auf die Bildschirmoberfläche treffen und dort ein farbiges Aufleuchten des Phosphors bewirken.

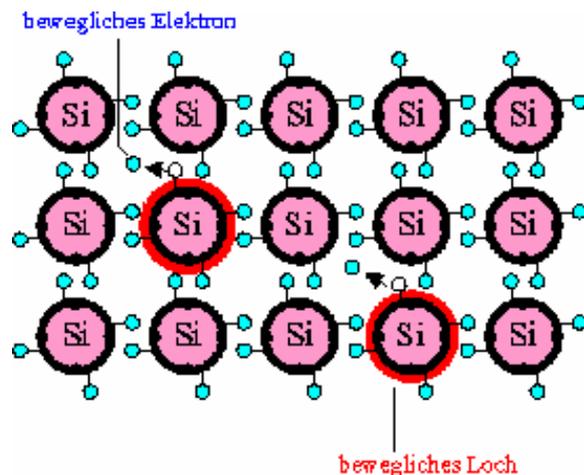
Quelle: http://leifi.physik.uni-muenchen.de/web_ph07_g8/materialseiten/03_farben.htm

1.5 Dioden

I. Halbleiterdioden

Bei tiefen Temperaturen stellt der Halbleiterkristall einen Isolator dar, d.h. er besitzt keine beweglichen Ladungsträger und ist somit ein Nichtleiter.

Durch Energiezufuhr werden Elektronen aus den Gitterbindungen herausgelöst. Aus Bindungselektronen werden Leitungselektronen. Die zurückbleibenden Elektronenlücken werden als Löcher bezeichnet. Wenn diese Löcher wieder durch Elektronen gefüllt werden – die ihrerseits Löcher hinterlassen – hat man den Eindruck, dass die positiven Löcher wandern können.



Die durch die Elektronen-Löcher-Paare bedingte Leitfähigkeit eines Halbleiterkristalls wird als Eigenleitung bezeichnet. Damit bringt man zum Ausdruck, dass die Ladungsträger aus dem Halbleiter selbst stammen.

Ein Loch wirkt auf ein in der Nähe befindliches Leitungselektron anziehend, unter Umständen füllt das Elektron die Elektronenlücke auf, es kommt zur Rekombination.

Die Zahl der durch die Wärmebewegung aufgebrochenen Bindungen und damit der beweglichen Ladungsträger steigt mit der Temperatur. Die Leitfähigkeit des Halbleiterkristalls nimmt also - im Gegensatz zu den Metallen - mit der Temperatur zu. Man sagt dazu auch, dass die Halbleiter einen negativen Temperaturkoeffizienten besitzen (NTC-Widerstand).

Hinweise:

- Die Zahl der Löcher stimmt mit der Zahl der freien Elektronen überein (insgesamt ist der Kristall neutral!).
- Je höher die Temperatur ist, desto mehr Elektron-Loch-Paare entstehen; die Rekombination kommt immer seltener vor.

- In Silizium ist bei Zimmertemperatur etwa jede 10¹³-te Gitterbindung aufgebrochen. Bei Germanium ist die Zahl der aufgebrochenen Bindungen bei gleicher Temperatur deutlich höher als bei Silizium.

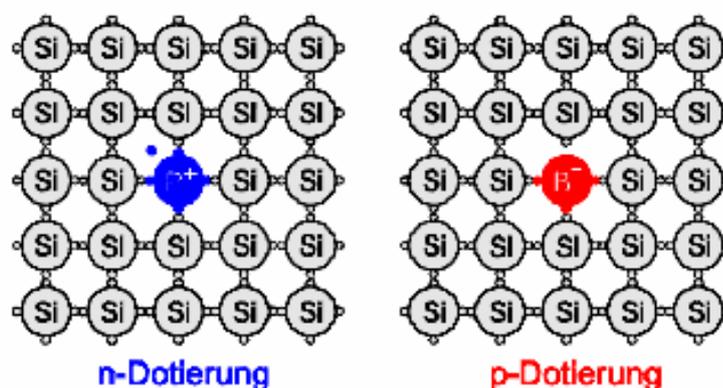
Legt man an den Halbleiterkristall eine elektrische Spannung, so bewegen sich die freien Elektronen in Richtung des Pluspols (Elektronenleitung).

Die Löcher bewegen sich in Richtung des Minuspols der Spannungsquelle (Löcherleitung).

II. Dotierte Halbleiter

Wesentliche Anwendungen der Halbleiter (z.B. bei Diode und Transistor) ergeben sich erst dann, wenn man die hochrein hergestellten Si- bzw. Ge-Kristalle mit Elementen aus der III. bzw. V. Hauptgruppe "verunreinigt" und damit deren Leitfähigkeit erhöht. Man bezeichnet den gezielten Einbau von Elementen der III. oder V. Hauptgruppe in einen Germanium- oder Siliziumkristall als Dotierung.

Baut man z.B. in einen Siliziumkristall ein fünfwertiges Element ein (z.B. Phosphor), so entsteht ein n - Halbleiter, beim Einbau eines dreiwertigen Elements (z.B. Bor) entsteht ein p - Halbleiter.



n -Halbleiter

Fünfwertige Atome (z.B.: Phosphor, Arsen oder Antimon) haben 5 Valenzelektronen. Vier dieser Außenelektronen werden zum Einbau in den Siliziumkristall benötigt (Elektronenpaar-Bindung). Das fünfte Außenelektron ist nur noch sehr schwach an

den positiven Atomrumpf des Fremdatoms gebunden und löst sich schon bei geringster Energiezufuhr von diesem. Zurück bleibt dann der positive Atomrumpf des Fremdatoms. Im Gegensatz zu einem positiven Loch bei der Eigenleitung ist der positive Atomrumpf des Fremdatoms nicht beweglich, da alle Bindungen bereits abgesättigt sind und keine Elektronenfehlstelle besteht.

Fazit:

- Es kommt zum zusätzlichen Auftreten freier beweglicher Elektronen
- Es überwiegen in dem Kristall bei den beweglichen Ladungsträgern die negativen Elektronen (Majoritätsträger). Man bezeichnet den Kristall daher als n-Halbleiter. In wesentlich geringerem Maße treten die beweglichen, positiven Löcher auf (Minoritätsträger).

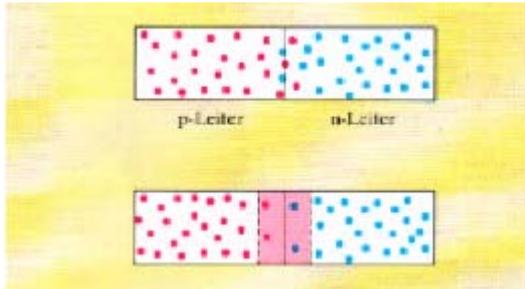
p - Halbleiter

Dreiwertige Atome (z.B.: Bor, Gallium oder Indium) haben nur 3 Valenzelektronen. Vier Elektronen werden aber zum Einbau in den Siliziumkristall benötigt (Elektronenpaar-Bindung). Bei nicht zu tiefen Temperaturen besteht nun eine hohe Wahrscheinlichkeit dafür, dass sich das Fremdatom zur Absättigung der Bindung aus der Umgebung ein Elektron "holt". Auf diese Weise entsteht am Ort des Fremdatoms eine negative ortsfeste Ladung und in der Umgebung des Fremdatoms ein positives Loch, da ja einem Siliziumatom ein Elektron abgezogen wurde.

Fazit:

- Es kommt zum zusätzlichen Auftreten freier beweglicher Löcher.
- Daneben kommt es natürlich auch noch in geringem Maße zum Phänomen der Eigenleitung. Dies führt zu beweglichen Elektronen und Löchern.
- Insgesamt überwiegen in dem Kristall bei den beweglichen Ladungsträgern die positiven Löcher (Majoritätsträger). Man bezeichnet den Kristall daher als p-Halbleiter. In wesentlich geringerem Maße treten die beweglichen, negativen Elektronen auf (Minoritätsträger).

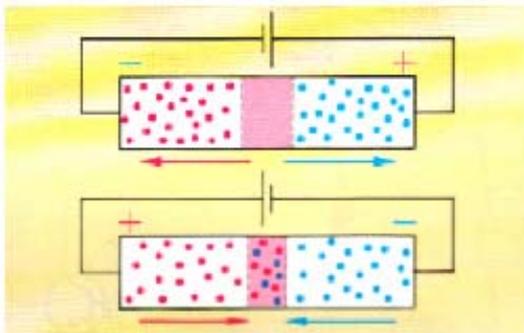
III. Kombination von p - und n – Halbleitern



Bringt man einen p-Halbleiter und einen n-Halbleiter in Kontakt so treten aufgrund der Wärmebewegung freie Elektronen aus dem n-Gebiet in das p-Gebiet und auch freie Löcher aus dem p-Gebiet in das n-Gebiet. Es kommt in der Grenzschicht der Materialien zu

Rekombinationen (Elektronen füllen die Löcher auf) und somit zum Verschwinden der beweglichen Ladungsträger im Grenzgebiet. Auf diese Weise bildet sich in der Grenzschicht eine von beweglichen Ladungsträgern freie Zone aus, die sogenannte Raumladungszone. Dadurch ist die p-n-Schicht ohne äußere elektrische Beschaltung nicht leitend ist.

IV. Ventilwirkung der pn - Schicht



Durch äußere elektrische Beschaltung kann die Raumladungszone beeinflusst werden:

- Polung in Durchlassrichtung: Der Minuspol liegt an der n-Zone, der Pluspol an der p-Zone. Die beweglichen Ladungsträger werden von den Polen der Spannungsquelle abgestoßen und in die Raumladungszone

gedrängt, die sich - je nach dem Betrag der Spannung - verkleinert oder ganz abgebaut wird. In der Grenzschicht findet eine Rekombination von Elektronen und Löchern statt. Die verschwundenen Ladungsträger werden von der Stromquelle laufend ersetzt: Elektronen gelangen vom Minuspol in die n-Zone. Der Pluspol "saugt" gebundene Elektronen in der p-Zone ab, so dass es dort zu neuen Löchern kommt, die p-n-Schicht leitet.

- Polung in Sperrichtung: Polt man um, so ist kein Stromfluss mehr möglich. Die beweglichen Ladungsträger werden von den Polen der Spannungsquelle angezogen, die Raumladungsschicht vergrößert sich

Die p-n-Schicht wird auch als Halbleiterdiode bezeichnet. Man hat für sie das folgende Schaltsymbol eingeführt:

Leuchtdioden LED

		Hauptgruppen				
		II	III	IV	V	VI
Periode	2	9,0 Be 4	10,8 B 5	12,0 C 6	14,0 N 7	16,0 O 8
	3	24,3 Mg 12	27,0 Al 13	28,1 Si 14	31,0 P 15	32,1 S 16
	4	40,1 Ca 20	69,7 Ga 31	72,6 Ge 32	74,9 As 33	79,0 Se 34
	5	87,6 Sr 38	114,8 In 49	118,7 Sn 50	121,8 Sb 51	127,6 Te 52
	6	137,3 Ba 56	204,4 Tl 81	207,2 Pb 82	209,0 Bi 83	209 Po 84

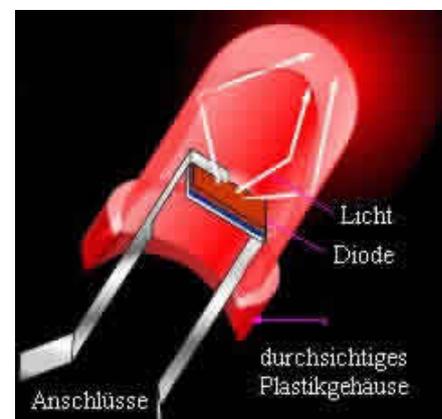
Leuchtdioden sind meist sogenannte III/V-Halbleiter, d.h. sie sind aus Elementen der 3. und 5. Gruppe des Periodensystems aufgebaut. Dazu gehören Stoffe wie Galliumphosphid (GaP), Aluminiumgalliumarsenid (AlGaAs) oder Indiumgalliumnitrid (InGaN).

Der Grund hierfür ist, dass die energetischen Verhältnisse in diesen Halbleitern gerade so sind, dass bei der Rekombination eines Elektrons mit einem Loch Licht entsteht, das im sichtbaren Bereich liegt.

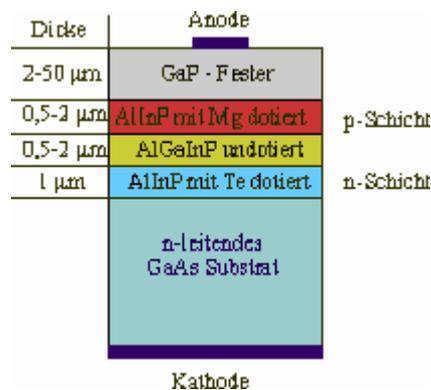
Die Leuchtfarbe einer LED wird durch die Wahl des Materials für die p- und n-Schicht sowie durch Art und Konzentration der Dotieratome bestimmt.

Ausgangspunkt für die Herstellung von Leuchtdioden (sie werden oft auch als Lumineszenzdioden bezeichnet) ist ein Halbleiterkristall. Dieser Einkristall enthält noch Verunreinigungen und Gitterfehlstellen, die dazu führen würden, dass die Rekombination eines Elektrons mit einem Loch nicht zur Aussendung von Licht führen würde und somit der Wirkungsgrad der LED schlecht wäre.

Daher bringt man auf diesen Kristall unterschiedlich dotierte Schichten auf, welche die geforderten Ausstrahlungseigenschaften haben. Nachdem der pn-Übergang erstellt wurde, müssen noch Kontakte zu dem Halbleiterplättchen hergestellt werden. Dazu wird auf seine Unterseite ein Metallplättchen geklebt oder legiert und die Oberseite mit einem Golddraht kontaktiert. Schließlich wird die Lumineszenzdiode in einen Kunststoff eingegossen. Die Kunststoffumhüllung dient zum Schutz der



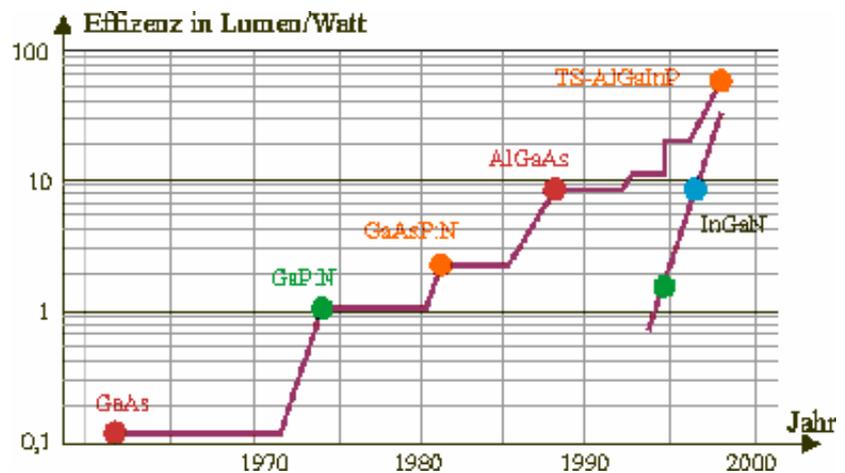
Lumineszenzdiode, bestimmt deren Abstrahlcharakteristik und verbessert die Lichtaustrittsverhältnisse.



Schematischer Aufbau einer AlInGaP-Leuchtdiode. Diese Diode sendet Licht im gelben bis roten Bereich des Spektrums aus.

Leuchtdioden (LED) - Effizienz und Anwendung

Die ersten kommerziellen Leuchtdioden kamen 1962 auf den Markt. Erste Anwendungen fanden sich bei der Ziffernanzeige in Taschenrechnern und Uhren. Aufgrund des damals noch relativ



hohen Strombedarfs mussten die Batterien dieser Geräte häufig gewechselt werden. Heute verwendet man meist Flüssigkristallanzeigen, da diese weniger elektrische Energie erfordern.

Durch ausgereifere Dotierungs- und Herstellungsverfahren wurde die Effizienz der Leuchtdioden pro Dekade etwa um den Faktor 10 gesteigert. Darüber hinaus ist man heute in der Lage LEDs in fast allen Farben herzustellen.

Eine 60W-Glühlampe hat einen Lichtstrom von ca. 1000 lm, d.h. eine Effizienz von ca. 17 lm/W. Aus dem Diagramm sieht man, dass die neu entwickelten Leuchtdioden schon eine wesentlich höhere Effizienz besitzen und mit zunehmenden Stückzahlen bald auch im Preis konkurrenzfähig sein werden.

Hinweis:

Lumen (lm) ist die Einheit des Lichtstroms. Diese Größe macht eine Aussage über die "Helligkeit" der Lichtquelle.

II. Weißlichtdioden

Durch die Effizienzsteigerung in den letzten Jahren werden Leuchtdioden auch für Beleuchtungszwecke interessant. Hierzu dienen in erster Linie Weißlichtdioden. Um mit LEDs weißes Licht zu erzeugen, gibt es zwei verschiedene Verfahren.

Luminiszenz-Konversions-LED

Für die weiße Leuchtdiode wird eine blaue oder auch UV emittierende LED mit Lumineszenzfarbstoffen kombiniert. Das kurzwellige und damit energiereichere blaue Licht regt den Farbstoff zum Leuchten an. Dabei wird langwelligeres, energieärmeres gelbes Licht abgegeben. Da nicht das gesamte blaue Licht umgewandelt wird, ergibt die resultierende additive Mischung der Spektralfarben das weiße Licht. Der Farbton der Weißlichtdiode ist über Wahl und Dosierung des Farbstoffes einstellbar.

Multi-LED

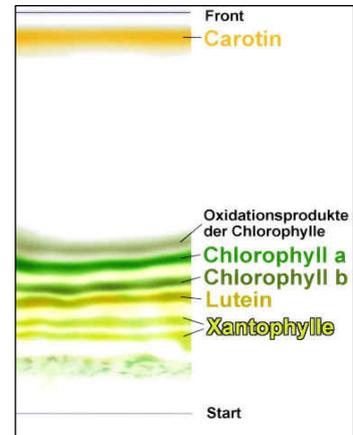
LEDs leuchten nur in einem bestimmten, genau abgegrenzten Spektralbereich, sie sind nahezu einfarbig. Weißes Licht kann durch den Einsatz verschiedenfarbiger LED erzeugt werden. Die additive Farbmischung von Rot, Grün und Blau (RGB) oder auch z.B. nur von Blau und Gelb kann neben allen anderen Mischfarben auch weißes Licht erzeugen. In Multi-LEDs werden drei verschiedene LED-Chips in einer LED kombiniert.

Vor- und Nachteile von LEDs

- Die Effizienz der LEDs gegenüber Glühlampen ist höher und wird in den nächsten Jahren noch verbessert werden.
- Die LEDs entwickeln im Vergleich zu Glühlampen kaum Wärme, die abgeführt werden muss.
- Die Energie, die zum Herstellen von LEDs eingesetzt werden muss, ist noch relativ hoch.
- Die Lebensdauer und die Robustheit von LEDs ist den Glühlampen weit überlegen.
- Zum Betrieb der LEDs benötigt man nur ungefährliche Kleinspannungen, allerdings ist damit ein Vorschaltgerät notwendig.
- Der "Farbeindruck" von Weißlicht - LEDs ist für manche Menschen gewöhnungsbedürftig (vgl. Leuchtstoffröhren im Wohnbereich).

1.6 Chromatographie

Die Chromatographie ist ein Verfahren zur Trennung von Stoffgemengen aufgrund der unterschiedlicher Löslichkeit bzw. Adsorption der Gemengebestandteile. Vor allem zur sehr kleinen Stoffmengen können gut getrennt und die einzelnen Bestandteile (Substanzen) anschließend identifiziert werden.



Als Begründer der Chromatographie gilt M. Tswett, der sich vor allem bei der Auftrennung des Chlorophylls (grüner Pflanzenfarbstoff) Verdienste erwarb.

"chromos", (griech.) "Farbe"

"graphein", (griech.) "schreiben"

Beschreibung des Verfahrens:

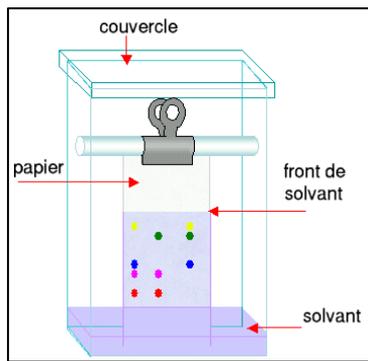
Bei dem Verfahren werden die einzelnen Substanzen einerseits von einer sogenannten "stationären Phase" (festen Phase) verschieden gut festgehalten (adsorbiert) und andererseits von einer "mobilen Phase" (beweglichen Phase, dem "Laufmittel") verschieden schnell mitgeschleppt, so dass es schließlich zur Trennung der Gemengebestandteile kommt.

Man unterscheidet zwischen Papier-, Dünnschicht- und Säulenchromatographie (Flüssigkeits-, Gas-, Hochleistungsflüssigkeitschromatographie):

I. Papierchromatographie

Bei der Papierchromatographie wirkt in Spezialpapieren enthaltenes Wasser als stationäre Phase. Als mobile Phase werden Wasser, Alkohole, Säuren etc. verwendet.

Vorgangsweise (Aufsteigendes Verfahren):



Wenige Mikroliter des Substanzgemisches werden auf einer "Startlinie" mittels Kapillaren am Chromatographiepapier aufgetragen.

Das Papier wird in das, in einer Chromatographiekammer befindliche Laufmittel gestellt, das durch Kapillarkräfte im Papier hochgezogen wird und die

Gemengebestandteile unterschiedlich schnell mitschleppt.

Die Trennung erfolgt aufgrund der unterschiedlichen Löslichkeit der Substanzen in der stationären bzw. mobilen Phase. Als Faustregel kann gelten, dass polare Substanzen mit der meist ebenfalls polare Gruppen enthaltenden stationären Phase langsamer wandern als unpolare.

Nicht gefärbte Stoffe können z.B. durch Besprühen des Chromatogramms mit bestimmten Reagenzien oder durch Betrachten im UV-Licht sichtbar gemacht werden.

Die Auswertung erfolgt durch Abmessen der von den einzelnen Substanzen und vom Laufmittel zurückgelegten Strecken.

Der aus diesen Daten errechenbare Retentionsfaktor (R_f -Wert) bzw. hundertfache Retentionsfaktor (hR_f - Wert) ist, unter genau definierten Bedingungen (Temperatur, stationäre und mobile Phase etc.), für die Substanz charakteristisch.

$$R_f - \text{Wert} = \frac{\text{Laufstrecke der Substanz}}{\text{Laufstrecke des Laufmittels}}$$

bzw.

$$hR_f - \text{Wert} = \frac{\text{Laufstrecke der Substanz}}{\text{Laufstrecke des Laufmittels}} \cdot 100$$

II. Dünnschichtchromatographie

Stationäre Phase: Trägermaterial (Kunststoffe, Alu-Folien, Glas ...) mit dünnen Schichten (0,25- 2 mm) aus z.B. Kieselgelen, Aluminiumoxiden und anderen Oxiden bzw. salzartigen Verbindungen, Cellulose, Polyamidpulver etc.

Mobile Phase: Meistens organische Lösungsmittel wie Benzine, Alkohole, Ether, Ketone etc. häufig versetzt mit polaren Lösungsmitteln.

Vorteile der Dünnschichtchromatographie gegenüber der Papierchromatographie:

- ★ größere Auswahl an stationären Phasen
- ★ homogenere stationäre Phasen, dadurch bessere Trennungen
- ★ kürzere Laufzeiten

II. Säulenchromatographie

a) Flüssigkeitschromatographie (Adsorptions- oder Verteilungschromatographie)

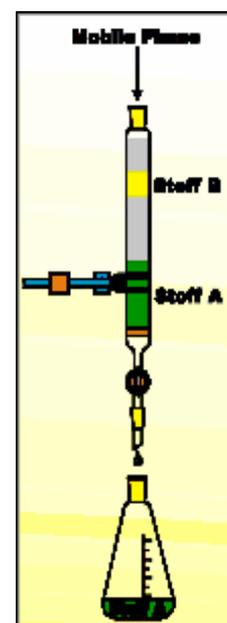
Stationäre Phase: Kieselgele, Aluminiumoxide und andere Oxide bzw. salzartige Verbindungen, Cellulose, Polyamidpulver etc.

Mobile Phase: Meistens organische Lösungsmittel wie Benzine, Alkohole, Ether, Ketone etc. häufig versetzt mit polaren Stoffen

Vorgangsweise:

Die stationäre Phase wird in ein senkrecht aufgestelltes Glasrohr ("Säule") gefüllt.

Das Gemenge wird von oben auf die stationäre Phase aufgetragen und das Laufmittel kontinuierlich darüber geleitet.



Infolge der Verteilung der Substanzen zwischen der stationären Phase und der mobilen Phase bzw. durch Adsorptionsvorgänge, durchlaufen diese die Glassäule verschieden schnell und erreichen nacheinander das Säulen-Ende.

Sofern die Substanzen nicht gefärbt sind, kann der Austritt der abgetrennten Stoffe mittels Detektoren angezeigt werden.

Als Messgrößen zur Detektion eignet sich z.B. die Absorption im UV-Licht, die elektrische Leitfähigkeit, der Brechungsindex etc.

b) Gaschromatographie

Lassen sich die zu untersuchenden Substanzen unzersetzt verdampfen oder durch eine einfache chemische Reaktion in flüchtige Substanzen umwandeln, so kann die Gaschromatographie eingesetzt werden. Dabei übernimmt ein reaktionsträges (inertes) Gas die Rolle der mobilen Phase.

c.) HPLC Hochdruckflüssigkeitschromatographie (High Performance Liquid Chromatography)

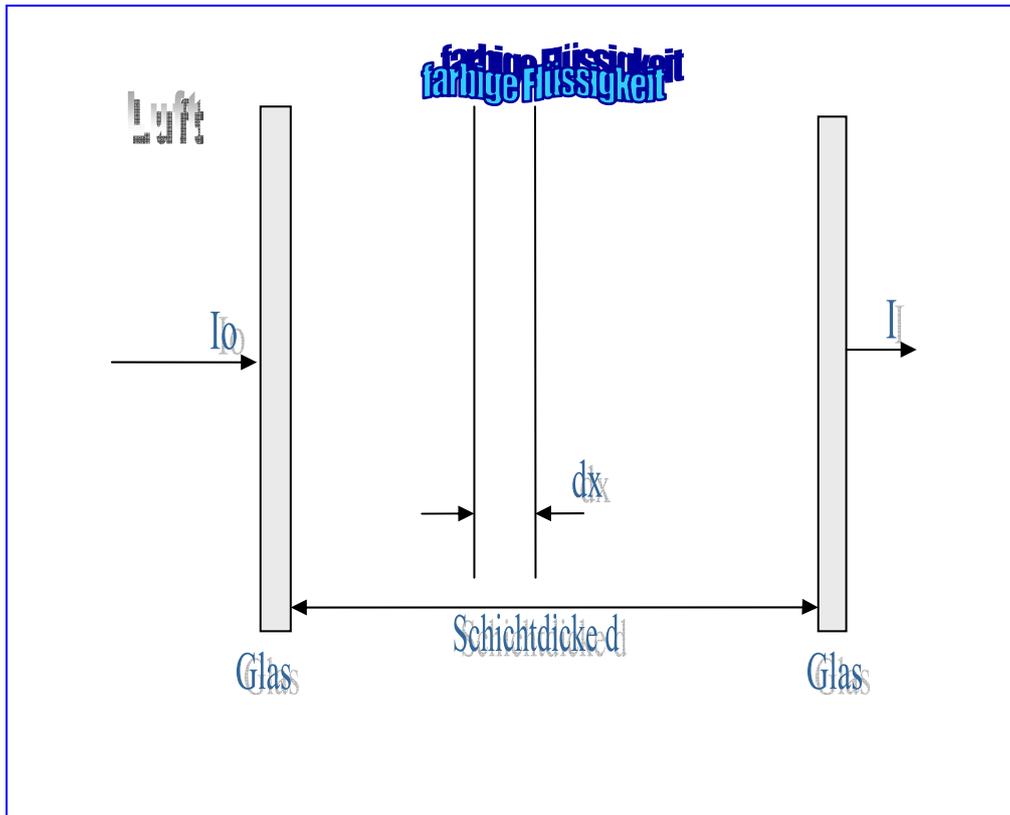
Die HPLC ist eine Flüssigkeitschromatographie, bei der teilweise mit sehr feinkörnigen stationären Phasen unter hohem Druck gearbeitet wird. Hiermit ist es z.B.: ohne weiteres möglich die Strukturisomeren des Carotins, die sehr ähnliche Eigenschaften aufweisen, zu unterscheiden. Das Trennmaterial wird dabei in ein wenige Millimeter weites Rohr – die Trennsäule – gefüllt und die Lösung mit den zu trennenden Stoffen wird unter hohem Druck hindurchgepumpt.

1.7 Photometrie

Die Spektralphotometrie ermöglicht die Bestimmung der Konzentration von bestimmten Elementen in wässriger Lösung und damit der chemischen Zusammensetzung eines Materials. Sie beruht im Wesentlichen auf einer gezielten Farbreaktion der Atome eines Elements und deren Auswertung mit Hilfe des Lambert – Beer'schen Gesetzes.

Die Formulierung und Gültigkeit des Gesetzes hängen von einigen Bedingungen ab:

- a) Das Gesetz beschreibt die Absorption streng monochromatischer Strahlung der Intensität I , die beim Durchgang durch eine Schicht d der absorbierenden Lösung auf den Betrag I geschwächt wird.
- b) Die Lösung des absorbierenden Stoffes ist so stark verdünnt, dass eine gegenseitige Beeinflussung der chromophoren Gruppen verschiedener Moleküle nicht auftritt. Die Absorption wird ferner durch die Moleküle des Lösungsmittels nicht beeinflusst.
- c) Das reine Lösungsmittel selbst absorbiert Strahlung der Messwellenlänge nicht.
- d) Strahlungsverluste durch Reflexion an den parallelen Wänden des Messgefäßes („Küvette“) sowie durch Streuung an Partikeln (z.B. Staub) sind vernachlässigbar klein. Die Messstrahlung kann also durch die leere oder mit dem reinen Lösungsmittel gefüllte Küvette ungeschwächt hindurchtreten.



Durchquert ein monochromatisches Lichtbündel eine Lösung der Konzentration c , so ist die Verringerung der Lichtintensität $-dI$ entlang einer Wegstrecke dx proportional zur Konzentration c und zur Lichtintensität I :

$$-\frac{dI}{dx} = k \cdot c \cdot I$$

kProportionalitätskonstante

(abhängig von der Wellenlänge des Lichts)

Durch Umformung erhält man:

$$-\frac{dI}{I} = k \cdot c \cdot dx \quad | \cdot (-1)$$

$$\frac{1}{I} dI = -k \cdot c \cdot dx$$

Die Umkehrung des Differenzierens ist das Integrieren. **Man berechnet daher das bestimmte Integral über die gesamte Schichtdicke d , von der einfallenden Lichtintensität I_0 bei $x = 0$ bis zur austretenden Lichtintensität I bei $x = d$:**

$$\int_{I_0}^I \frac{1}{I} dI = -k.c. \int_0^d 1.dx$$

Daraus folgt:

$$[\ln I]_{I_0}^I = -k.c. [x]_0^d$$

Durch Einsetzen der Integrationsgrenzen, erhält man: $\ln I - \ln I_0 = -k.c.d$

$$\ln \frac{I}{I_0} = -k.c.d$$

Daraus ergibt sich:

$$\frac{I}{I_0} = e^{-k.c.d} = 10^{-\varepsilon.c.d}$$

Es wird hier der natürliche Logarithmus durch den dekadischen Logarithmus ersetzt, wobei **ε der molare Extinktionskoeffizient** ist.

Man bevorzugt den reziproken Wert $\frac{I_0}{I}$. Durch Bildung des dekadischen Logarithmus und Umformung erhält man:

$$\lg \frac{I_0}{I} = -(-\varepsilon.c.d) \cdot \underbrace{\lg 10}_1$$

$$\lg \frac{I_0}{I} = \varepsilon.c.d = E = A \quad \text{Lambert – Beer'sches Gesetz}$$

E Extinktion (spektrales Absorptionsmaß)

Extinktion E wird auch als **Absorption A** bezeichnet.

ε in [l/mol.cm]

c in [mol/l]

d in [cm]

Zur Charakterisierung der Absorptionsintensität kann man auch die **Transmission T (Durchlässigkeit)** verwenden:

$$T = \frac{I}{I_0}$$

Da der Transmissionsgrad T als Bruchteil der Intensität I definiert ist, der die Probe wieder verlässt, kann er nur die Werte zwischen 0 und 1 annehmen bzw. zwischen 0% und 100%.

Es gilt:

$$E = \lg \frac{I_0}{I} = -\lg T$$

Zusammengefasst von: Mag. Elisabeth Schrittwieser

Quelle: www.analytik.chemie.uni-regensburg/institut/lehre/downloads/skript

www.igfsek2.de/pu-farben/frank-olli.lasse/physikderfarben.htm