

Philipps-Universität Marburg

Fachbereich 15

Datum: 06.11.96

KOLLOIDE

Anorganischer Experimentalvortrag

von:

Jenny Stilgebauer

INHALTSVERZEICHNIS:

1. EINLEITUNG

1.1 Definition der Kolloide	1
1.2 Historisches	1-2
1.3 Einteilung der Kolloide	2-3
1.4 Aufbau lyophober Kolloide	3-4

2. OPTISCHE EIGENSCHAFTEN BEI KOLLOIDEN

2.1. Versuch 1: Faraday-Tyndall-Effekt am Beispiel des kolloidalen Schwefels	4-7
---	-----

3. HERSTELLUNG VON DISPERSIONSKOLLOIDEN

3.1 Versuch 2: Elektrische Zerstäubung von Silber (Dispersionsmethode)	8-9
3.2 Versuch 3: Herstellung eines NH_4Cl -Aerosols (Dispersionsmethode)	9-11
3.3 Versuch 4: Herstellung eines blauen Goldsols (Kondenstionsmethode)	12-15

4. MECHANISCHE EIGENSCHAFTEN VON KOLLOIDEN

4.1 Versuch 5: Modellversuch zur "künstlichen Niere"	15-19
--	-------

5. OPTISCHE/ELEKTRISCHE EIGENSCHAFTEN VON KOLLOIDEN

5.1 Versuch 6: Elektrolyteinfluß auf ein Goldsol	19-20
5.2 Versuch 7: Isoelektrischer Punkt eines AgI-Sols	21-23

6. GRENZFLÄCHENERSCHEINUNGEN BEI KOLLOIDEN

6.1 Versuch 8: Adsorption von Brilliantgrün an Grünerde	23-26
---	-------

7. GELE (OPALESZENZ)

7.1 Versuch 9: Herstellung eines NaCl-Gels	26-28
--	-------

8. ZUSAMMENFASSUNG: MÖGLICHKEITEN DER BILDUNG UND DES ZERFALLS KOLLOIDALER ZERTEILUNGEN

28-29

LITERATURVERZEICHNIS

30-31

1. EINLEITUNG:

1.1 Definition der Kolloide:

Kolloide lassen sich folgendermaßen definieren:

Kolloide sind disperse Systeme, bei denen Stoffe in einem Dispersionsmittel so zerteilt sind, daß die Teilchen (zumindest in einer Dimension) eine Ausdehnung von 10-1000 Å aufweisen und aus 10^3 - 10^9 Atomen bestehen.

Es handelt sich bei Kolloiden folglich um den Zwischenzustand heterogener und homogener Gemenge. Sie sind weder mehrphasig, da das Verhältnis von Grenzfläche zu Volumen sehr groß ist, noch sind sie einphasig, da sie gegenüber dem reinen Dispersionsmittel einen endlichen osmotischen Druck besitzen.

Des weiteren ist noch zu definieren:

Der Begriff "kolloidal" (= 1"kolloid") bezeichnet keine Stoffeigenschaft, sondern einen Zustand.

Es soll also bei diesem Vortrag nicht um bestimmte Stoffe gehen, sondern um einen bestimmten Zerteilungszustand der Materie, aufgrund dessen besondere Charakteristika der Stoffe zu beobachten sind.

1.2 Historisches:

Der Begründer der Kolloidchemie, die ein Teilgebiet der physikalischen Chemie darstellt, ist der britische Chemiker und Physiker Thomas Graham (1805-1869). Dieser arbeitete über Absorption, Diffusion, Dialyse und Osmose. Bei seinen Forschungen entdeckte er 1861, daß Lösungen aus Salz, Zucker oder Kupfersulfat durch Pergamentpapier diffundieren, während andere wie Leim, Eiweiß, Stärke, Gelatine oder Gummiar abikum dieses Verhalten nicht zeigen. Aufgrund dieser mechanischen Eigenschaft teilte er die Stoffe in "Kristalloide" und "Kolloide" ein. Dabei verwendete er den ersten Begriff für die Stoffe, die Kristalle bilden können und den zweiten für diejenigen, die nicht durch Membranen diffundieren wie zum Beispiel Leim. Nach dessen griechischer Übersetzung (= $\kappa\omicron\lambda\lambda\alpha$) und dem griechischen Wort für "Form" oder "Gestalt" (= $\epsilon\iota\delta\omicron\varsigma$) benannte er die Kolloide. Kolloidal heißt somit "leimartig".

Graham sprach auch als erster von einer bestimmten Art der Aggregation, also von einer bestimmten Zerteilungsform der Materie.

Ab 1861 erfolgte dann ein gewaltiger Aufschwung der Kolloidchemie, die immer mehr an Bedeutung gewann.

Es sei hier allerdings noch erwähnt, daß bereits vor Graham andere Forscher wie Faraday (1791-1867) oder Berzelius (1779-1848) viele kolloidale Systeme beschrieben hatten, doch keiner hatte diesen einen so durchschlagenden Namen gegeben bzw. so entscheidend darüber gearbeitet.

Moderne Definitionen des Kolloidbegriffs, der noch wesentlich zu erweitern war, gehen auf Ostwald (1883-1943), Staudinger (1881-1965), Landau (1909-1968) und Zsigmondy (1865-1925) zurück.

Heute spielt die Kolloidchemie eine wichtige Rolle in der modernen Industrie, Biologie und Landwirtschaft. Dies wird teilweise bei den einzelnen Versuchen angesprochen. Außerdem ist noch zu erwähnen, daß 1/10 aller Mineralien kolloidalen Ursprungs sind.

1.3 Einteilung der Kolloide:

Es gibt mehrere Möglichkeiten, Kolloide einzuteilen. Es soll sich hier auf zwei verschiedene beschränkt werden und zwar "nach dem Aggregatzustand" und "unter Berücksichtigung der Bindungsart zwischen den Atomen der Kolloidteilchen". Letztere ist die Einteilung, die Staudinger gemacht und die sich auch weitgehend bei den Chemikern durchgesetzt hat.

Begonnen werden soll mit der Einteilung "nach dem Aggregatzustand", wobei jeweils der Aggregatzustand des Dispersionsmittels, der dispergierten Phase und der daraus resultierende Kolloidtyp betrachtet werden. Zu jedem Fall soll ein konkretes Beispiel angegeben werden:

<u>Dispersionsmittel</u>	<u>dispergierte Phase</u>	<u>Kolloidtyp</u>
solidus (z.B. Glas)	solidus (z.B. Gold)	festes Sol (z.B. Goldrubinglas)
solidus (z.B. SiO ₂)	liquid (z.B. H ₂ O)	festе Emulsion (z.B. Opal)
solidus (z.B. Polystyrol)	gasförmig (z.B. N ₂)	fester Schaum (z.B. Styropor)
liquid (z.B. H ₂ O)	solidus (z.B. Metall)	Sol (z.B. Goldsol)
liquid (z.B. H ₂ O)	liquid (z.B. Öl)	Emulsion (z.B. Milch)
liquid (z.B. Seifenwasser)	gasförmig (z.B. Luft)	Schaum (z.B. Rasierschaum)
gasförmig (z.B. Luft)	solidus (z.B. Kohle)	Rauch (z.B. Kohlenstaub)
gasförmig (z.B. Luft)	liquid (z.B. H ₂ O)	Dunst (z.B. Nebel)

Teilt man die Kolloide "unter Berücksichtigung der Bindungsart zwischen den Atomen der Kolloidteilchen" ein, so unterteilen sich die Kolloide in drei Gruppen:

- in **Dispersionskolloide**, worin man alle lyophoben Kolloide wie z.B. elementare Metalle, schwerlösliche Halogenide, Arsenide, Oxide und Sulfide zusammenfaßt,
- in **Molekülkolloide**, welche lyophil sind und zu welchen z.B. Eiweiße, Gummiarabikum und Stärke gezählt werden,
- und in **Assoziations- und Micellkolloide**, worunter z. B. Emulgatoren fallen, die Micellen bilden können.

In diesem Vortrag soll es im wesentlichen um die Sole gehen (es wird allerdings auch ein Versuch zur Rauchbildung durchgeführt), an denen die verschiedenen Eigenschaften der Kolloide demonstriert werden sollen. Gemäß der zweiten Einteilung sind dies die Dispersionskolloide, die hauptsächlich die anorganischen Stoffe beinhalten.

1.4 Aufbau lyophober Kolloide (Dispersionskolloide):

Vorab soll hier ein allgemeiner Aufbau der Kolloide gegeben werden, für den dann eine bestimmte Reaktionsgleichung definiert werden soll.

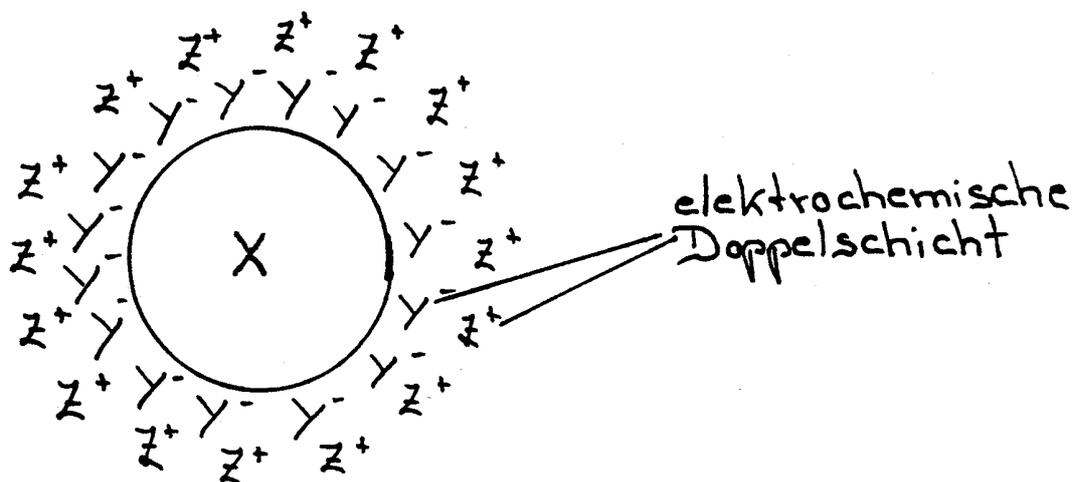


Abb.1

Wie sich aus Abb. 1 ersehen läßt, besitzen Dispersionskolloide einen ganz bestimmten Aufbau. Im Inneren befindet sich das eigentliche kolloidale Teilchen (hier mit "X") bezeichnet, z.B. elementares Silber. Da die lyophoben Kolloide sich normalerweise aufgrund der Van-der-Waals-Kräfte, die sie aufeinander ausüben,

anziehen und sich dann zu größeren Aggregaten zusammenschließen würden, was das Ausflocken aus der Lösung zur Folge hätte, laden sie sich elektrisch auf.

Diese Aufladung (hier mit "Y⁻" bezeichnet; allerdings ist auch eine positive Ladung möglich) erfolgt entweder durch Adsorption von Ionen aus der Lösung oder durch Abdissoziation von Ionen in die Lösung. Die mit "Z⁺" bezeichneten Ionen sind die Gegenionen zu den aufladenden Ionen. Y⁻ und Z⁺ bilden zusammen die sogenannte "elektrochemische Doppelschicht".

Dieser Zustand läßt sich auch in folgender allgemeiner Reaktionsgleichung ausdrücken, die zur Erläuterung der Bildung des jeweiligen Kolloids in den einzelnen Versuchen verwendet werden soll:



Durch die beschriebene Aufladung werden nun coulombsche Abstoßungskräfte zwischen den Teilchen wirksam, sie können sich nicht mehr zu größeren Aggregaten zusammenschließen und das kolloidale System ist stabilisiert.

Letzteres steht folglich thermodynamisch gesehen in keinem Gleichgewicht, da nur die eine Seite des Gleichgewichts existiert.

Zur Aufladung ist noch zu bemerken, daß jedes Kolloid 30-40 elektrische Ladungen besitzt, ein Ion dagegen nur 1-7.

2. OPTISCHE ERSCHEINUNGEN BEI KOLLOIDEN

2.1 Versuch 1: Faraday- Tyndall-Effekt am Beispiel des kolloidalen Schwefels :

Der Faraday- Tyndall-Effekt beruht auf der Tatsache, daß Kolloide Licht streuen können. Deshalb soll zuerst die Lichtstreuung definiert werden:

Lichtstreuung ist die Umlenkung einer gerichteten Lichtstrahlung, die sich in andere Raumrichtungen ausbreitet.

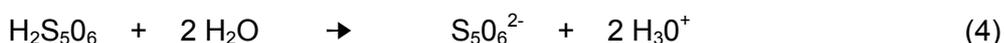
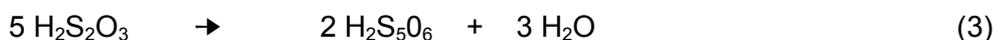
Genau dieses Phänomen wurde bereits 1857 von Michael Faraday entdeckt. Elf Jahre später, also 1868, fand John Tyndall zusätzlich heraus, daß mit der Lichtstreuung eine Polarisierung des Lichtes einher geht.

Somit erhielt das zu demonstrierende Phänomen den Namen "Faraday-Tyndall- Effekt", der auch in manchen Lehrbüchern als " Tyndall-Effekt" bezeichnet wird.

Zum Versuch:

- Benötigte Geräte:** Glasküvette (ca. 17cm x 22 cm x 3cm), Pipette, optische Bank mit Lichtquelle und Spalt, Magnetrührer, Hebebühne, Rührfisch (2 cm), Teppichklebeband (ca. 17 cm).
- Benötigte Chemikalien:** wäßrige Natriumthiosulfatlösung (2%-ig), Salzsäure (5%- ig)
- Versuchsvorschrift:** Auf die Heizplatte des Magnetrührers, der auf der Hebebühne steht, wird durch die Mitte das Teppichklebeband geklebt und darauf die Küvette, so daß der Rührfisch, der sich in ihr befindet, beim Anstellen der Rührfunktion die Seitenwände der Küvette nicht berührt. Die Küvette wird mit der Natriumthiosulfatlösung gefüllt. Vor eine der beiden Schmalseiten der Küvette wird dann die Lichtquelle, vor der der Spalt steht, so dicht wie möglich gestellt. Der Spalt muß so eingestellt werden, daß sich das Licht in der Küvette kegelförmig ausbreitet. Außerdem sollte die Apparatur so aufgestellt werden, daß das Licht, das aus der Küvette austritt, an einer weißen Wand o.ä. zu sehen ist. Nun wird die Lichtquelle angeschaltet und der Raum verdunkelt. Die kegelförmige Ausbreitung des Lichtes sollte jetzt zu beobachten sein, wobei Verunreinigungen durch Staubteilchen, die als kleine Leuchtflecken erscheinen, zu sehen sind. Durch tropfenweises Hinzufügen von Salzsäure wird dann kolloidaler Schwefel erzeugt, was durch eine leuchtende Trübung des Lichtkegels zu erkennen ist. Gleichzeitig ist an der Wand eine Farberscheinung zu sehen, die anfangs weiß, dann orange, dann rot und zum Schluß nicht mehr zu erkennen ist. Auch das Leuchten des Lichtkegels verschwindet wieder und es bleibt eine starke Trübung zurück.

Reaktionsgleichung:



Zur Reaktion:

In einer Säure-Base-Reaktion nach Brönsted (1) erfolgt im ersten Schritt die Bildung der thioschwefligen Säure und Natriumchlorid aus Natriumthiosulfat und Salzsäure. Dann (2) entstehen durch Disproportionierung der Englesche Schwefel (Kolloid) (nebenbei auch etwas S_8), Schwefeldioxid und Wasser. In einer Nebenreaktion (3) kommt es in geringen Mengen zur Bildung der Pentathionsäure, die dann (4) teilweise in ihr Anion dissoziiert. Die Aufladung des kolloidalen Schwefels (5) erfolgt dann durch Adsorption des Anions der Pentathionsäure.

Bei dieser Reaktion können drei Zerteilungszustände beobachtet werden. Zuerst handelt es sich um eine echte Lösung, wobei das Anion und das Kation des Salzes Natriumthiosulfat durch das Wasser hydratisiert werden. Durch Einleiten der Reaktion mit Salzsäure entsteht dann ein Schwefelsol, was sich gut anhand des auftretenden Leuchtens des Lichtkegels erkennen läßt. Außerdem kann eine Farberscheinung (gelb) an der Wand beobachtet werden: da die kolloidale Lösung bereits einen Teil der Lichtwellen absorbiert. Im Verlauf der Reaktion bildet sich allerdings dann aus der kolloidalen Lösung eine Suspension, da die Schwefelteilchen sich immer mehr vergrößern und somit die kolloidale Größe überschritten wird. Dies zeigt sich zum einen dadurch, daß das Leuchten des Lichtkegels verschwindet und nur noch eine Trübung zu beobachten ist, und zum anderen dadurch, daß an der Wand die Farberscheinung über rot bis hin zu schwarz geht, da letztendlich eine Totalabsorption erfolgt.

Zur Lichtstreuung:

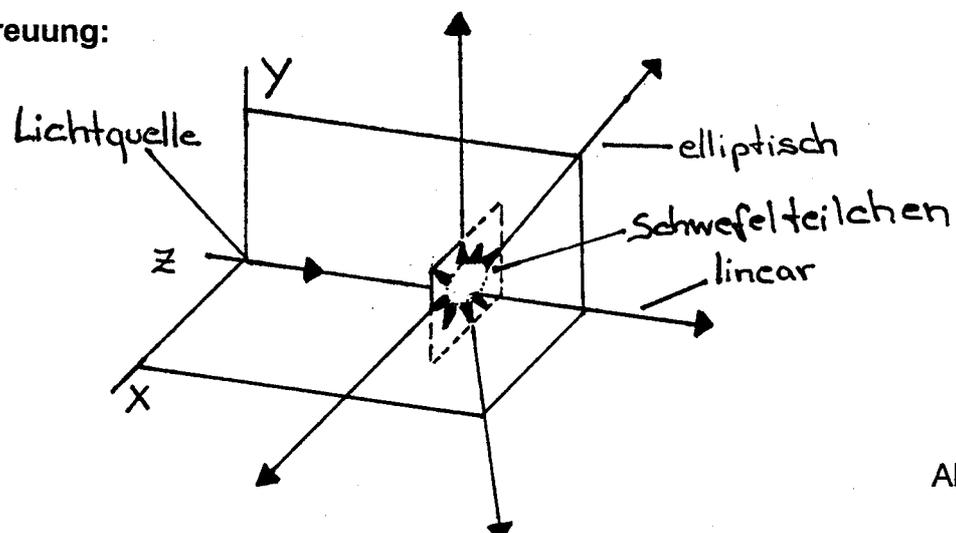


Abb. 2

In Abb. 2 ist ein kolloidales Schwefelteilchen quadratisch gezeichnet, wobei einer der vier Quadranten genauer betrachtet werden soll. Auf das Schwefelteilchen trifft nun ein Lichtstrahl, welcher sowohl linear als auch elliptisch gestreut wird. Ein Teil des Lichtstrahls geht in der Ausgangsrichtung weiter. Dadurch, daß ein Teil der Lichtstrahlen in andere Raumrichtungen abgelenkt wird, kann eine leuchtende Trübung von der Seite beobachtet werden.

Vorkommen der Lichtstreuung:

Die Lichtstreuung, die durch Kolloide hervorgerufen werden kann, ist auch im alltäglichen Leben beobachtbar. So läßt sich zum Beispiel die kegelförmige Ausbreitung eines Lichtes in einer Diskothek sehr gut verfolgen, da Zigarettenrauch, der ebenfalls ein Kolloid ist, das Licht streut. Des Weiteren ist der gleiche Effekt dann zu sehen, wenn man nachts bei Nebel (auch ein Kolloid) auf der Landstraße die entgegenkommenden Fahrzeuge betrachtet. Da das Licht ihrer Scheinwerfer durch die Nebelteilchen gestreut wird, sieht es fast so aus, als käme einem eine "Leuchtkugel" entgegen.

Anwendung der Lichtstreuung:

Anwendung findet die Lichtstreuung zum Beispiel im Ultramikroskop, welches ein Mikroskop ist, mit dem besonders kleine Teilchen (z.B. kolloidales Gold) gemessen werden und in dem die Teilchen als kleine Leuchtflecken erscheinen. Außerdem dient die Lichtstreuung der Nephelometrie, wobei es sich um eine Meßmethode handelt, bei der der Feststoffanteil in z. B. Suspensionen ermittelt wird. Dies geschieht so, daß die Intensität der abgelenkten Strahlung gemessen wird. Darüber hinaus bedient sich die Raman-Streuung der Lichtstreuung. Hierbei handelt es sich um eine spezielle Streuung, die in der Spektroskopie verwendet wird.

3. HERSTELLUNG VON DISPERSIONSKOLLOIDEN

3.1 Versuch 2: Elektrische Zerstäubung von Silber (Dispersionsmethode) :

Die Dispersionsmethode bietet eine der Möglichkeiten, Kolloide herzustellen. Sie unterteilt sich in drei verschiedene Methoden, und zwar in die mechanische, elektrische und die chemische Dispersionsmethode.

Bei der mechanischen Dispersionsmethode wird ein normalerweise in Wasser schwerlöslicher Feststoff in sogenannten Kolloidmühlen bis zur kolloidalen Größe zermahlen und dann in Lösung gebracht. Die chemische Dispersionsmethode arbeitet mit einer Gel-Sol-Umwandlung durch Einstellen der optimalen Elektrolytkonzentration. Bei der elektrischen Dispersion wird mit Hilfe von Strom ein Stoff (meist ein Metall) geschmolzen und dann fein in der Lösung verteilt. Letztere Methode soll im folgenden Versuch angewendet werden.

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

Transformator (bis ca. 110 V und 6 A), Widerstand (bis ca. 30 Ω), 3 elektrische Leitungen, Becherglas (100 ml), 2 Stativstangen mit Platten, 2 Doppelmuffen, 2 Stativklammern, Magnetrührer, Rührfisch (2cm), 2 Krokodilklemmen, 2 Silberdrähte (ca. 15 cm, ϕ = ca. 1,5 mm).

Benötigte Chemikalien:

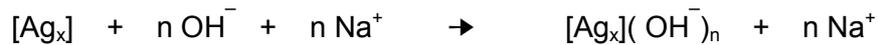
verdünnte Natronlauge, Wasser

Versuchsdurchführung:

In das Becherglas, in das etwas verdünnte Natronlauge und Wasser (bis ca. 50 ml) gefüllt wurden, hängen sich die zwei Silberdrähte, die durch die Krokodilklemmen an die Stativstangen befestigt, und die um etwa 2 cm senkrecht umgebogen wurden, in einem Abstand von 2- 3 mm in der Lösung gegenüber. Die Silberelektroden werden dann an einen Stromkreis (Wechselstrom) angeschlossen, indem die rechte Krokodilklemme mit dem Widerstand, dieser dann wiederum mit dem Transformator und dieser dann wiederum mit der linken Krokodilklemme verbunden wird.

Es wird eine Spannung von ca. 110 V angelegt und so viel Widerstand (ca. 25 Ω) eingestellt, daß ein Strom von 5 Ampere fließt. Unter Rühren wird kurzzeitig durch Berühren der Elektrodenspitzen ein Kurzschluß erzeugt, der durch kleine Funken zu erkennen ist. Dieser Vorgang, bei dem außerdem kleine graue Wölkchen von dispergiertem Silber zu erkennen sind, muß mehrfach wiederholt werden, bis eine gräuliche Lösung von kolloidalem Silber entstanden ist (Dauer ca. 2 min).

Reaktionsgleichung:



Zur Reaktion:

Durch den Strom wird das Silber geschmolzen und kann somit in der Lösung fein verteilt, also dispergiert, werden. Die bei der Reaktion entstandenen kolloidalen Silberteilchen laden sich mit den Hydroxidionen der Natronlauge durch Adsorption auf und es entsteht ein stabiles Silbersol.

Zur Gestalt:

Kolloidale Silberteilchen sind kugelförmig und besitzen Kristallstruktur, d.h., daß sie in der Kupferstruktur kristallisieren.

Zur Farbigkeit:

Bei der grauen Farbe des Silbersols handelt es sich um eine Mischfarbe verschiedenartig gefärbter Teilchen. Diese besitzen eine Größe von 100-1300 Å. Hieraus läßt sich ersehen, daß die Farbe eines Kolloids folglich von seiner Größe abhängt. Auf dieses Phänomen soll allerdings näher bei Versuch 4 eingegangen werden.

Zur Verwendung von kolloidalem Silber:

Aufgrund seiner antibakteriellen und keimtötenden Wirkung wird kolloidales Silber z.B. als Injektion gegen Rheuma oder " äußerlich als Salbe ("Argentum metallicum praeparatum") gegen Pilzkrankungen in der Apotheke verkauft. Generell zu kolloidalen Metallen ist zu bemerken, daß sie aufgrund ihrer großen Oberfläche (1 g eines in kolloidalem Zustand befindlichen Stoffes besitzt eine Oberfläche von 60- 6000 m²) besonders gut als Katalysatoren eingesetzt werden können.

3.2 Versuch 3: Herstellung eines NH₄Cl-Aerosols (Dispersionsmethode):

Aerosole werden folgendermaßen definiert:

Chemie in der Schule: www.chids.de

Aerosol ist die allgemeine Bezeichnung für kolloide Systeme aus Gasen mit darin verteilten kleinen festen (Staub oder Rauche) oder flüssigen (Dunst) Teilchen. Diese Teilchen werden auch als sogenannte "Schwebstoffe" bezeichnet.

Im folgenden Versuch soll ein Rauch ebenfalls durch mechanisches Dispergieren hergestellt werden, wobei das Dispersionsmittel Luft sein wird und die dispergierte Phase Ammoniumchlorid, das in der Reaktion hergestellt wird.

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

2 Frittenwaschflaschen, T-Stück mit Hahn, Y-Stück, 4 PVC- Schläuche (ca. 16 cm),
4 Anschraubteilchen, Halbgebläse, evtl. Schlauchklemmen, 2 Kaufmannklammern,
Stativstange mit Platte

Benötigte Chemikalien:

konzentrierte Salzsäure, konzentrierter Ammoniak

Versuchsdurchführung:

Die Öffnungen der Frittenwaschflaschen, die in den inneren Teil führen, werden jeweils an das Y-Stück angeschlossen, so daß dieses nur noch eine Öffnung, besitzt. Die anderen beiden Öffnungen der Waschflaschen werden dann mit dem T -Stück verbunden, dessen dritte Öffnung an das Halbgebläse angeschlossen wird. Dann wird in die eine Frittenwaschflasche die Salzsäure und in die andere Ammoniak gegeben. Der Hahn des T -Stücks sollte geschlossen sein und erst zu Beginn des Versuchs so eingestellt werden, daß alle drei Wege geöffnet sind. Die gesamte Apparatur wird mit den Kaufmannklammern am Stativmaterial gesichert. Zum Starten der Reaktion wird mit dem Halbgebläse ein Luftstrom erzeugt, so daß die beiden Gase aufeinander treffen und aus dem Y-Stück ein weißer Rauch aufsteigt.

Reaktionsgleichung:



Zur Reaktion:

In einer Säure-Base-Reaktion nach Lewis reagieren die beiden Gase Ammoniak und Chlorwasserstoff zum Addukt (hier Feststoff) Ammoniumchlorid. Der Stickstoff des Ammoniaks besitzt noch ein freies Elektronenpaar, an das das Proton des Chlorwasserstoffs angelagert werden kann. Es entsteht ein Ammoniumion, das mit seinem Gegenion Chlorid das Salz bildet.

Dieses wurde in der Luft dispergiert, wobei zu beobachten war, daß Aerosole nicht sehr stabil sind. Dies liegt einerseits daran, daß das Dispersionsmittel und der kolloidale Anteil erhebliche Dichteunterschiede aufweisen, und andererseits daran, daß aufgrund der geringen Viskosität des Dispersionsmittels die Brownsche Molekularbewegung besonders stark ist und somit die Teilchen öfter aufeinander treffen können. Dadurch lagern sie sich schneller zu größeren Aggregaten zusammen, die dann aufgrund der Erdanziehungskraft herunterfallen (= koagulieren). Auch liegt hier keine besondere Aufladung der Teilchen vor (wie z.B. in Versuch 1), sondern höchstens in geringem Maße durch vereinzelte Staubteilchen.

Zum Vorkommen von Aerosolen:

Aerosole kommen natürlich oder vom Menschen verursacht vor. Die natürlichen werden Weltweit auf etwa 2,3 Mrd Tonnen geschätzt. Darunter fallen z.B. die Lufthülle der Erde, die als das bedeutendste Aerosol gilt und starken lokalen Schwankungen unterliegt. Des Weiteren ist hier der Vulkanstaub zu nennen, außerdem Meereswinde, die Salz kolloidal gelöst enthalten und Nebel. Bei letzterem handelt es sich um den sogenannten G/L-Typ (vgl. Kapitel 1.2), denn hier ist Wasser kolloidal in Luft gelöst: Nebel ist folglich ein Dunst.

Unter die vom Menschen verursachten Aerosole, die weltweit auf etwa 300 Tonnen geschätzt werden, fallen Rauche von Industrieanlagen, Autoabgase bis hin zu Smog und Kohlenstoffstaub.

Zur Verwendung von Aerosolen:

In der Industrie finden Aerosole z.B. Verwendung in den Sprays, Parfüms und Inhalationsaerosolen (alles G/L-Typen). Letztere werden z.B. von Asthmatikern benutzt. Als G/S-Typ sind hier z.B. Explosionsgemische zu nennen, wobei leicht zur Reaktion neigende Feststoffe fein in der Luft verteilt sind, so daß sie eine große Oberfläche besitzen, die Angriffsmöglichkeiten wesentlich höher sind und somit leicht eine explosionsartige Reaktion erfolgen kann.

3.3 Versuch 4: Herstellung eines blauen Goldsols (Kondensationsmethode) :

Bei der Kondensationsmethode geht man von echten Lösungen bzw. von atomaren oder molekularen Zerteilungen aus. Diese werden dann in kolloidale Lösungen überführt, indem man sie mit einem geeigneten Reduktionsmittel reduziert. Im folgenden Versuch soll nach dieser Methode ein blaues Goldsol hergestellt werden, indem eine echte Lösung von Tetrachlorgold-säure mit Hydrazin reduziert wird. Zum Vergleich soll dann noch ein rotes Goldsol hergestellt werden. Danach soll anhand dieser beiden Sole die Abhängigkeit der Farbe von der Teilchengröße diskutiert werden.

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

blaues Goldsol: Reagenzglas, Pipette

rotes Goldsol: Magnetrührer, Becherglas (200 ml), Meßpipette
(10 ml), 2 Pipetten, pH-Papier, Glasstab, Rührfisch (2 cm)

Benötigte Chemikalien:

blaues Goldsol: wäßrige Lösung von Tetrachlorgold-säure (0,2%-ig), Hydrazinhy-
drat (80%-ig; auch andere Konzentration möglich), Wasser

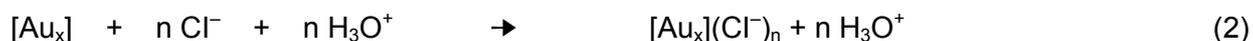
rotes Goldsol: wäßrige Lösung von Tetrachlorgold-säure (0,2%-ig), wäßrige
Sodalösung (1 %-ig), wäßrige Tanninlösung (1 %-ig), Wasser

Versuchsdurchführung:

blaues Goldsol: 1 ml der Tetrachlorgold-säurelösung wird in 250 ml Wasser
gegeben. Davon wird etwas in das Reagenzglas gefüllt und vorsichtig tropfenwei-
se Hydrazin hinzugefügt. Das blaue Goldsol (schwache blau/violette Farbe)
entsteht sofort.

rotes Goldsol: 100 ml Wasser werden mit 5 ml der Tetrachlorgold-säurelösung
versetzt, mit der Sodalösung sorgfältig neutralisiert und das Gemisch im
Becherglas vorsichtig bis zum Sieden erhitzt. Man fügt in Zeitabständen von je
dreißig Sekunden tropfenweise Tanninlösung (muß frisch zubereitet sein) hinzu.
Es entsteht langsam innerhalb von wenigen Minuten ein leuchtend tiefrotes
Goldsol.

Reaktionsgleichungen: blaues Goldsol:



rotes Goldsol:

Das Reduktionsmittel ist hier Tannin. Die Reaktion soll aber nicht weiter diskutiert werden, da dies auch nicht im Vortrag geschah.

Zur Reaktion:

blaues Goldsol: Das Au(3+)-Ion der Tetrachlorgoldsäure wird durch das Hydrazin, das aufgrund des sauren Milieus als Hydrazinium(1+)-Ion vorliegt, reduziert, wobei elementares Gold und Stickstoff, der in Form von kleinen Bläschen im blauen Goldsol zu beobachten ist, entstehen (1). Die Chloridionen der ebenfalls entstandenen Salzsäure werden nun an die elementaren Goldteilchen adsorbiert und es entsteht das negativ aufgeladene Goldsol mit dem Gegenion H_3O^+ (2).

Zur Größe:

blaues Goldsol: Generell entscheidend für die Größe eines Kolloids ist der Moment der Keimbildung. Beim blauen Goldsol steht in diesem Moment kein Stabilisator in Form eines Schutzkolloids zur Verfügung. Somit müssen sich die Keime, um sich trotzdem zu stabilisieren, zu größeren Aggregaten zusammenschließen. Dies hat zur Folge, daß wenige große Goldkolloidteilchen entstehen, die eine Größe von etwa 470 Å aufweisen.

rotes Goldsol: Da Tannin sowohl als Reduktionsmittel, als auch als Schutzkolloid fungiert, können die entstandenen Keime stabilisiert werden, und somit entstehen viele kleine Teilchen, die eine Größe von 2 bis 150 Å manchmal sogar bis 250 Å besitzen. Hierbei läßt sich außerdem erkennen, daß die Grenzen für die Größe von Kolloiden fließend sind, da streng genommen Teilchen mit einer Größe von 2 Å noch nicht zu den Kolloiden zählen dürften.

Zur Gestalt: Kolloidale Goldteilchen (blau oder rot) bilden Oktaeder und kristallisieren wie kolloidales Silber in der Kupferstruktur.

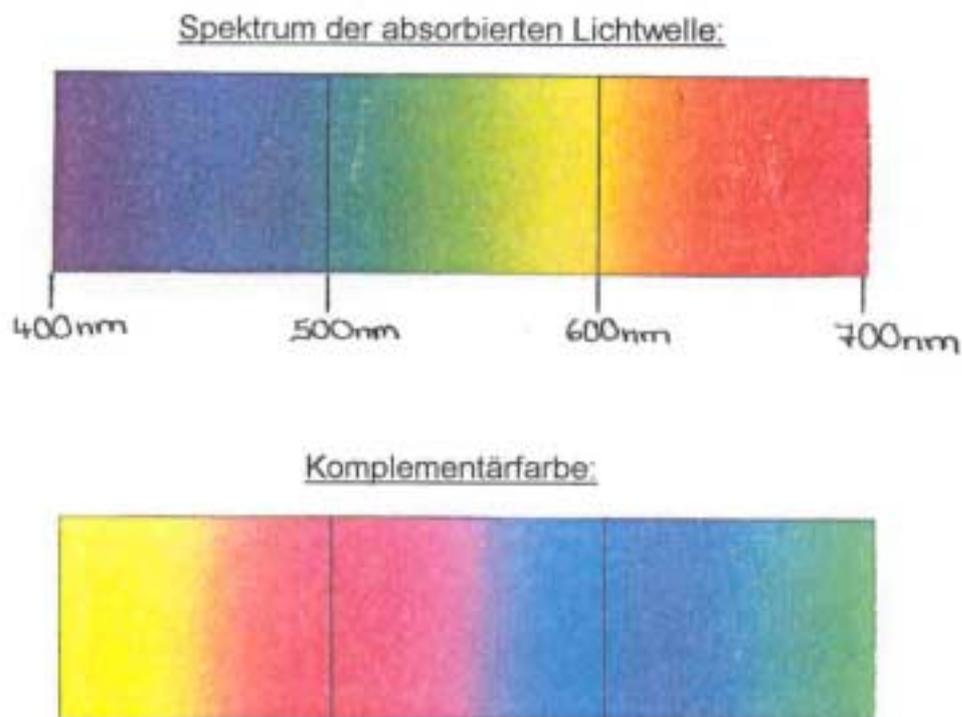
Zur Farbigkeit:

Abb.3

rotes Goldsol: Die Goldteilchen des roten Goldsols besitzen ein Absorptionsmaximum von 500 bis 550 nm (Es liegt folglich bei Kolloiden nicht nur die Lichtstreuung (vgl. Versuch 1), sondern auch die Lichtabsorption vor). Die Streuung ist vernachlässigbar gering. Somit hängt die Farbe des roten Goldsols nur von der Absorption ab. Betrachtet man die beiden Spektren (vgl. Abb. 3), also das Spektrum der absorbierten Lichtwelle und der dazugehörigen Komplementärfarbe, so läßt sich erkennen, daß für den Absorptionsbereich von 500 bis 550 nm die Komplementärfarbe rot ist, was sich deutlich in der Farbe des tiefroten Goldsols zeigt.

blaues Goldsol: Da die Goldteilchen des blauen Goldsols bereits so groß sind, daß sie auch Licht streuen können, spielen hier sowohl Lichtstreuung als auch Absorption eine Rolle. Die Teilchen besitzen ebenfalls ein Absorptionsmaximum und zwar bei 580 bis 650 nm. Somit wird ein Teil der Lichtwellen "verschluckt". Für die Lichtstreuung bleibt nur noch der Teil übrig, Absorption überwiegt, ist die Farbe nur noch von der Streuung der blauen Lichtwellen abhängig, weswegen ein blaues Goldsol erhalten wird.

Zur Verwendung von rotem kolloidalem Gold: Rotes kolloidales Gold wird z.B. zur Herstellung der sogenannten "Goldrubingläser" verwendet. Diese werden durch eine Anlauffärbung hergestellt. Das Gold ist dann kolloidal im Glas gelöst und bildet somit den S/S- Typ, das sogenannte feste Sol. Des weiteren findet rotes kolloidales Gold Anwendung im "Cassiusschem Goldpurpur", welches eine Adsorptionsverbindung von kolloidalem Gold und kolloidalem Zinndioxid darstellt und zum Färben von Glasflüssen und Porzellan bzw. auch als empfindlicher analytischer Nachweis von Gold dient.

4. MECHANISCHE EIGENSCHAFTEN VON KOLLOIDEN:

4.1 Versuch 5: Modellversuch zur "künstlichen Niere":

In diesem Versuch soll demonstriert werden, daß Kolloide aufgrund ihrer Größe nicht in der Lage sind, durch Membranen zu diffundieren. Dieses Verhalten soll in einem Modellversuch mit Hilfe eines Eisenoxidhydratsols gezeigt werden. Später wird dann genauer darauf eingegangen, was dieses Phänomen mit der "künstlichen Niere" zu tun hat.

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

Stativstange mit Platte, 2 Doppelmuffen, 2 Stativklammern, pH-Meter und Elektrode, Trichter (ca. $\varnothing = 11$ cm), kleiner Trichter (sein Auslauf muß in den des anderen Trichters passen), Kristallisierschale ($\varnothing = 14$ cm), Hebebühne, Cellophanfolie, Gummi, Becherglas (200 ml), Spatel, Magnetrührer, 2 Rührfische (2 cm)

Benötigte Chemikalien:

Eisen(3+)chlorid, Wasser

Versuchsdurchführung:

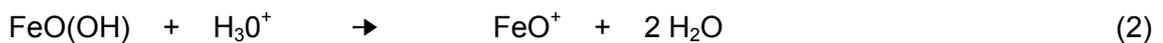
Man löst 1,5 g Eisen(3+)chlorid in 150 ml Wasser und erhitzt die klare braune Lösung unter Rühren zum Sieden. Dann stellt man das Becherglas mit dem entstandenen braunen trüben Eisenoxidhydratsol zum Abkühlen beiseite. In der Zwischenzeit stellt man eine Dialysierzelle her: Die weite Öffnung des großen

Trichters wird mit der Cellophanfolie umspannt und mit dem Gummi am Auslauf zusammengehalten. Der Trichter wird am Stativmaterial befestigt und mit der Öffnung nach unten so in die Kristallisierschale gehängt, daß er sich ca. 3 cm über deren Boden befindet. In die Kristallisierschale, die auf dem Magnetrührer steht (dieser steht wiederum auf der Hebebühne) wird dann soviel Wasser (Rührfisch reinlegen) gefüllt, daß der Trichter etwa 2 cm im Wasser hängt. Dann wird die pH-Elektrode (ebenfalls am Stativmaterial befestigt) in das Wasser eingetaucht. Zum Schluß wird noch der kleine Trichter in den nach oben zeigenden Auslauf des großen Trichters gesteckt. Nun wird der pH-Wert des Wassers gemessen und dann durch den kleinen Trichter das Eisenoxidhydratsol (Rühren) in den großen Trichter gegeben, wobei ein Sinken des pH-Wertes zu erkennen ist.

Reaktionsgleichung:



□



□



Zur Reaktion:

Die oben formulierten Reaktionsgleichungen erklären nur die Bildung des Eisenoxidhydratsols: In einer Säure-Base-Reaktion nach Brönsted reagiert das Eisen(3+)chlorid mit Wasser zu Eisenoxidhydrat und Salzsäure (1). Ein geringer Teil des Eisenoxidhydrats reagiert mit den Protonen der Salzsäure in einer weiteren Säure-Base-Reaktion nach Brönsted zu seinem Kation und Wasser (2). Dieses Kation ist nun verantwortlich für die Aufladung des kolloidalen Eisenoxidhydrats. Das Gegenion bildethier Chlorid (3). Es handelt sich hierbei folglich um ein positiv aufgeladenes Kolloid.

Zum Dialysiervorgang:

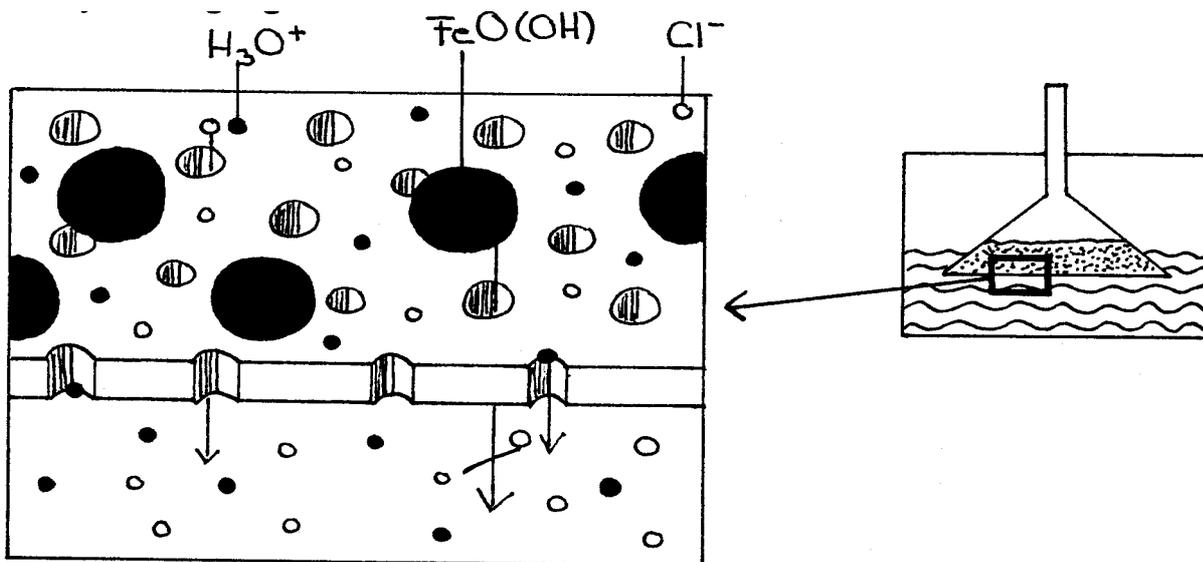


Abb.4

In dem Moment, in dem das Eisenoxidhydratsol in die Dialysierzelle eingefüllt wird, erfolgt der sogenannte Dialysiervorgang. In Abb. 4 wurde oben rechts die Dialysierzelle aufgezeichnet und der gewählte Ausschnitt noch einmal oben links vergrößert dargestellt. Hiermit soll erklärt werden, daß die kolloidalen Eisenoxidhydratteilchen (besitzen kolloidale Größe!) nicht durch die Poren der Cellophanfolie diffundieren können, im Gegensatz zu den Hydroniumionen bzw. den Chloridionen der Salzsäure (die nach Reaktion (1) entstanden ist), die klein genug sind, um durch die Poren in das Wasser, das sich um den Trichter herum befindet, zu gelangen. Somit läßt sich auch das zu beobachtende Sinken des pH-Wertes erklären. Das Eisenoxidhydrat und die Salzsäure werden mit Hilfe dieser Methode voneinander getrennt (völlige Trennung erfolgt nur bei mehrfacher Erneuerung des Wassers in der Kristallisierschale).

Zur "künstlichen Niere":

Genau dieses Phänomen, daß Kolloide von Teilchen mit kleinerer Größe durch eine Membran voneinander getrennt werden können, nutzt man in der Medizin bei der sogenannten "künstlichen Niere" aus. Hierbei entsprechen dem Eisenoxidhydrat die Blutproteine (besitzen ebenfalls kolloidale Größe), die von den sogenannten harnpflichtigen Substanzen (diese entsprechen größtenteils den Bestandteilen der Salzsäure aus dem Modellversuch und sind hauptsächlich Kreatinin, Harnstoff, Harnsäure, Kalium, Natrium, Calcium, Phosphat und Blutzucker) getrennt werden müssen. Letztere sind die Giftstoffe des Blutes, die normalerweise von der Niere in den Urin abgegeben werden. Bei Nierenversagen übernimmt diese Funktion die künstliche Niere. Von den hierbei angewendeten Verfahren ist einerseits die "Hämodialyse", und andererseits die "Hämofiltration" zu nennen.

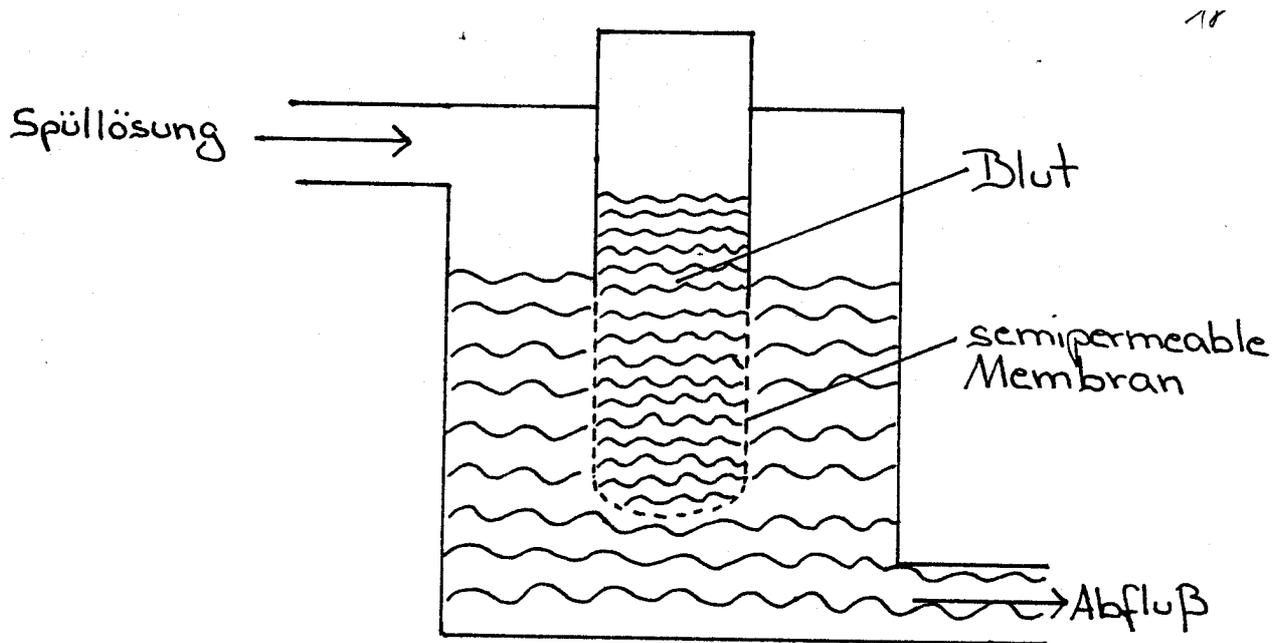


Abb.5

Bei ersterer wird das Blut von den harnpflichtigen Substanzen durch Diffusion und Osmose getrennt. Bei der anderen Methode wird druckgesteuert ein dem Primärharn vergleichbares Filtrat gebildet. Beide haben gemeinsam, daß das verunreinigte Blut durch eine semipermeable Membran abgetrennt in eine Spüllösung gehalten wird, die dann die harnpflichtigen Substanzen aufnimmt und schließlich in den Abfluß gelangt. Die Spüllösung wird ständig erneuert, bis das Blut gereinigt ist und dem Patienten wieder zugeführt werden kann. Abb. 5 zeigt sehr vereinfacht den beschriebenen Ablauf, denn in der Praxis werden mehrere hintereinander geschaltete Membranen verwendet. Die Dialyse findet darüber hinaus noch Anwendung in der Biochemie, wo z. B. Proteine von anhaftenden Salzen getrennt werden.

5. OPTISCHE/ELEKTRISCHE EIGENSCHAFTEN

5.1 Versuch 6: Elektrolyteinfluß auf ein Goldsol:

Elektrolyten können die Stabilität eines kolloidalen Systems beeinflussen. Dies soll im folgenden Versuch demonstriert werden.

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

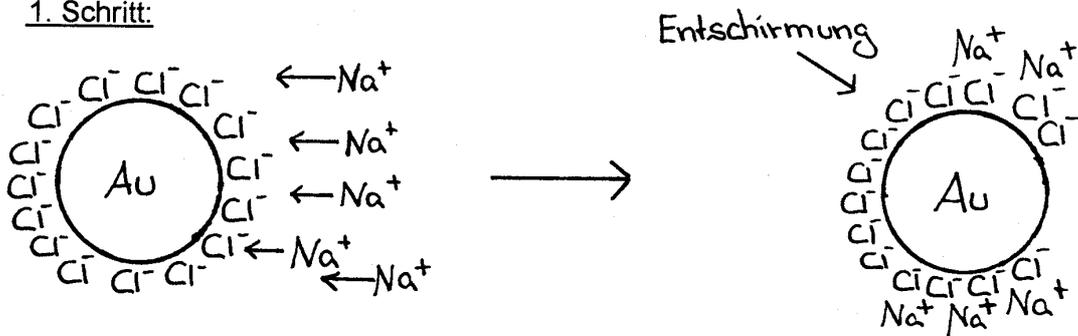
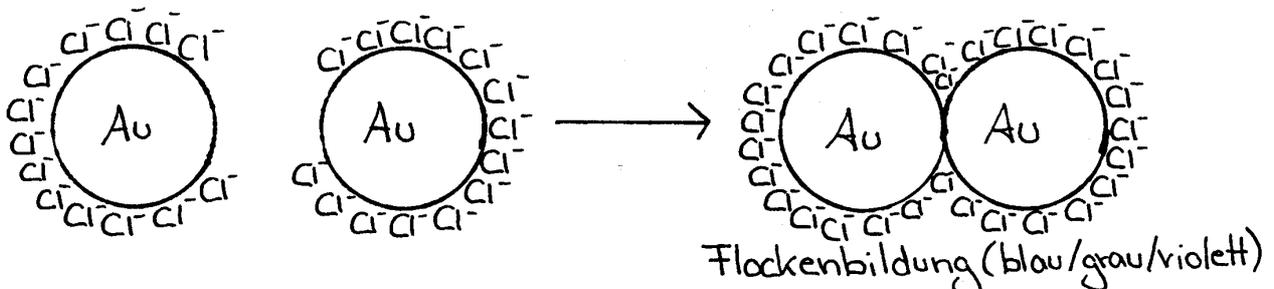
Reagenzglas, Meßpipette (25 ml)

Benötigte Chemikalien:

rotes Goldsol (Herstellung vgl. Versuch 4), wäßrige Natriumchloridlösung (10%-ig)

Versuchsdurchführung:

25 ml des roten Goldsols werden in das Reagenzglas gegeben und dazu 5 ml der Natriumchloridlösung hinzugefügt. Der rote Farbton schlägt in einen blau/grau/violetten Ton um.

Reaktionsverlauf:1. Schritt:2. Schritt:

Zur Reaktion:

Im ersten Schritt nähern sich die Na^+ -Ionen einem kolloidalen Goldteilchen, das durch Chloridionen aufgeladen ist. Es erfolgt teilweise eine Verringerung der elektrischen Ladung am Goldteilchen, womit eine partielle Entschirmung einhergeht. An diesen entschirmten Stellen, können nun die Van-der-Waals-Kräfte, die die Goldteilchen eigentlich aufeinander ausüben (vgl. Kapitel 1.4), wirksam werden, und es kommt im zweiten Schritt zu einer flockenartigen Aneinanderlagerung der Teilchen. Diese Flockenbildung bewirkt den Farbumschlag von rot nach blau/grau/violett, denn die entstandenen Teilchen sind bereits in der Lage, neben der Absorption, Licht zu streuen. Zusammenfassend läßt sich somit sagen, daß die Stabilität bzw. Instabilität eines kolloidalen Systems auf dem Wechselspiel von Anziehungs- und Abstoßungskräften zwischen den Teilchen beruht. Stabilität deshalb, weil aufgrund der Aufladung der kolloidalen Teilchen diese sich untereinander abstoßen und Instabilität deshalb, weil die eigentlichen kolloidalen Teilchen (z.B. kolloidales Gold) sich untereinander anziehen.

Verwendung dieser Reaktion:

Diese Reaktion fand früher (bis in die 70er-Jahre) Verwendung in der sogenannten "Goldsolreaktion". Hierbei handelt es sich um ein Verfahren zur Erkennung neurologischer Krankheiten. Man hat dabei verschiedene Volumina der Rückenmarksflüssigkeit eines Patienten mit einem bestimmten Volumen an Goldsol reagieren lassen. Je nach Konzentrationsverhältnissen der verschiedenen Eiweiße in der Rückenmarksflüssigkeit (diese nahmen hier die Rolle des Elektrolyten ein) erhielt man unterschiedliche Farbumschläge von grau/blau/violett bis bläulich weiß. Anhand dieser verschiedenen Farben, die auch von den gewählten Volumina der Rückenmarksflüssigkeit abhängig waren, konnten jeweils Kurven aufgestellt werden, wobei jede Kurve typisch für ein bestimmtes Krankheitsbild war. Heute bedient man sich allerdings modernerer Methoden, um neurologische Krankheiten festzustellen.

5.2 Versuch 7: Isoelektrischer Punkt eines AgI-Sols:

Da in diesem Versuch der isoelektrische Punkt behandelt werden soll, soll dieser zuerst definiert werden: Der Punkt, an dem die elektrische Ladung des Kolloids gerade kompensiert ist, heißt isoelektrischer Punkt (IEP). Diese Kompensation der elektrischen Ladung soll anhand eines durch Iodid-Ionen aufgeladenen Silberiodidsols mittels einer Titration mit einer Silbernitratlösung, mit der die Entladung erfolgt, demonstriert werden.

Zum Versuch:**Benötigte Geräte:**

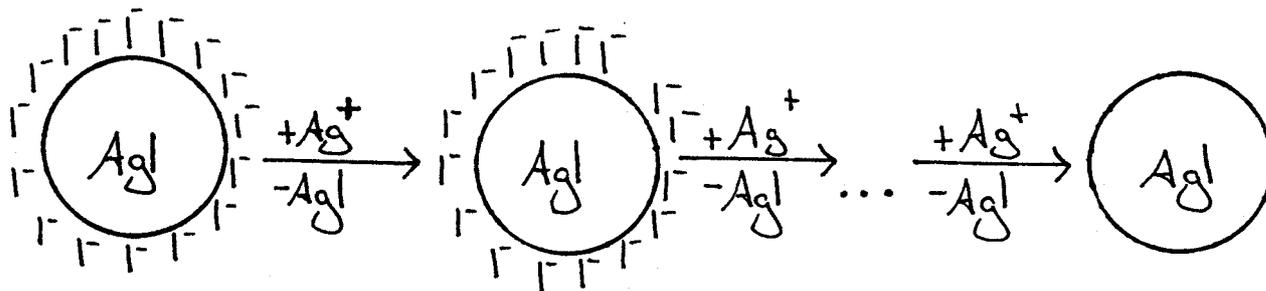
Bürette, Bürettenklammer, Stativstange mit Platte, Rührfisch (2 cm), Magnetrührer, Erlenmeyerkolben (300 ml), Meßpipette, Pipette

Benötigte Chemikalien:

wässrige Kaliumiodidlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$), Essigsäure (10%-ig), wässrige Eosinlösung (1 %-ig), wässrige Silbernitratlösung ($c = 0,1 \text{ mol/l}$)

Versuchsdurchführung:

20 ml der Kaliumiodidlösung werden in den Erlenmeyerkolben gegeben, auf 100 ml aufgefüllt, mit 4 ml der Essigsäure angesäuert und mit 10 Tropfen der Eosinlösung versetzt. Unter Rühren wird dann mit der Silbernitratlösung titriert und zwar bis ebenfalls 20 ml verbraucht worden sind bzw. bis die Farbe der Lösung von dem typisch orangen Farbton in einen fast neonpinkfarbenen Ton umschlägt und es zu einer Ausflockung kommt (Titration bis zum Klarpunkt). In diesem Moment ist der IEP erreicht.

Reaktionsgleichung (1.Schritt):**Reaktionsverlauf:**

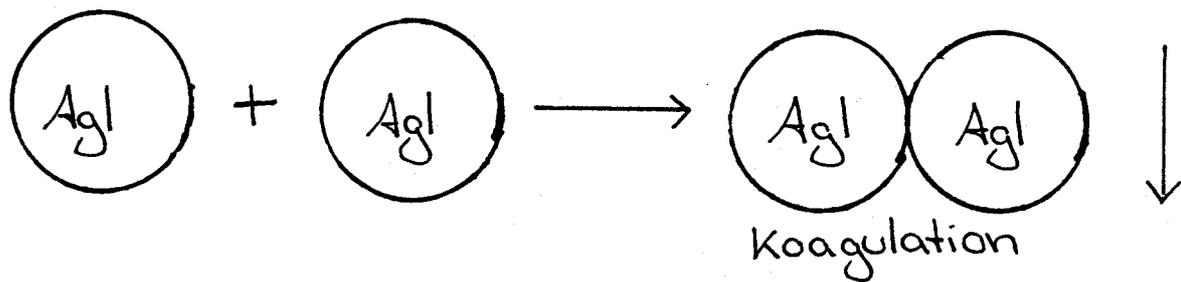


Abb.6

Im Verlauf der Reaktion bildet sich ein Silberiodidsol, das durch die überschüssigen Iodidionen aufgeladen wird (vgl. (1) und (2)). Somit entsteht ein stabiles Sol, das sich durch eine Trübung bemerkbar macht. Irgendwann sind dann alle Iodidteilchen verbraucht, so daß bei weiterem Hinzufügen von Silbernitratlösung die Silberionen nun die Iodidteilchen abfangen, die zur Aufladung des Kolloids dienten (vgl. Abb. 6). Die kolloidalen Teilchen werden wieder entladen, bis im Idealfall sie völlig elektrisch neutral sind. Die Van-der-Waals- Kräfte, die sie aufeinander ausüben, können nun wieder wirksam werden, es bilden sich größere Aggregate und es erfolgt die Koagulation. Der elektrische Neutralpunkt ist erreicht.

Der Farbumschlag des Eosins erfolgt dadurch, daß es die überschüssigen Silberionen adsorbiert und diese entstandene Verbindung deutlich anders gefärbt ist. Es wird folglich minimal übertitriert.

Hätte man keinen Adsorptionsindikator wie Eosin verwendet, so hätte man bei stärkerem Übertitrieren das Koagulat mit den überschüssigen Silberionen wieder aufladen können, was als die sogenannte Peptisation bezeichnet wird.

Zur Verwendung des IEPs:

Der IEP findet zum Beispiel Anwendung in der quantitativen Halogenidbestimmung. Dabei handelt es sich genau um den demonstrierten Versuch. Er ist ebenfalls wichtig zur Verhinderung der Ausflockung eines Gels. Da Gele ebenfalls kolloidale Systeme sind, bei denen der kolloidale Feststoffanteil allerdings nicht mehr frei beweglich ist und ein dreidimensionales Netz ausbildet, ist hier vor allem dann die Kenntnis des jeweiligen IEPs von Bedeutung, wenn in das Gel Wirkstoffe in

Form von Salzen eingearbeitet werden. Würde man nämlich durch diese den IEP erreichen, so käme es zur Ausflockung des Gels und man könnte es nicht mehr als pharmazeutisches Präparat verwenden.

Bezüglich kolloidaler Silberhalogenide sei hier noch erwähnt, daß vor allem kolloidales Silberbromid in der Photoindustrie zur Herstellung lichtempfindlicher Schichten verwendet wird.

6. GRENZFLÄCHENERSCHEINUNGEN BEI KOLLOIDEN:

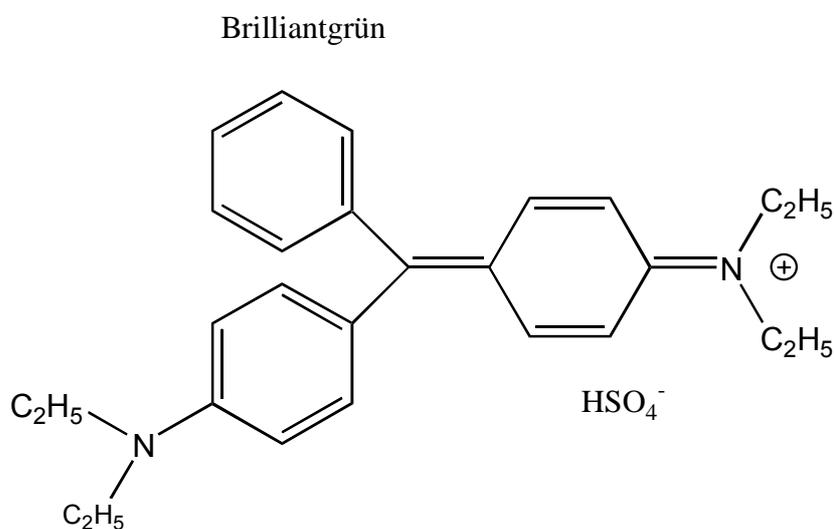
6.1 Versuch 8: Adsorption von Brilliantgrün an Grünerde:

Da in diesem Versuch gezeigt werden soll, daß Kolloide aufgrund ihrer großen Oberfläche besonders gut adsorbieren können, soll zuvor der Begriff "Adsorption" definiert werden:

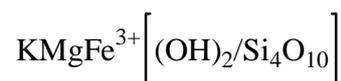
Adsorption ist die Anreicherung eines Stoffes an der Oberfläche einer festen Phase.

Man unterscheidet bei den verschiedenen Adsorptionstypen zwischen "Chemisorption" und "Physisorption". Bei der Chemisorption sind bereits chemische Bindungskräfte beteiligt, und die Bindungsenergie, die dabei frei wird ist ≥ 10 kcal/mol. Bei der Physisorption dagegen sind nur Adhäsionskräfte wie Van-der-Waals-Kräfte beteiligt, und die Bindungsenergie ist geringer als 10 kcal/mol.

In diesem Versuch soll eine Physisorption durchgeführt werden, und zwar die Adsorption des organischen Farbsalzes Brilliantgrün an das Schichtsilikat Grünerde. Brilliantgrün bildet hierbei das sogenannte Adsorbat oder Adsorptiv, also den Stoff, der adsorbiert wird und Grünerde das Adsorbens oder Adsorptionsmittel, das den Stoff (hier Grünerde) adsorbiert. Bevor die Versuchsdurchführung beschrieben wird, soll kurz auf die beiden genannten Stoffe eingegangen werden.



Grünerde



Wie aus Abb. 7 ersichtlich ist, handelt es sich bei Brilliantgrün um ein Farbsalz der Schwefelsäure. Das Kation bildet hierbei den farbgebenden Teil, welcher noch mehrere mesomere Grenzstrukturen besitzt, die aber, da sie für den Versuch von untergeordneter Bedeutung sind, nicht aufgezeichnet wurden.

Grünerde, die hauptsächlich aus dem Mineral Seladonit besteht, besitzt die oben aufgeführte Idealformel und ist ein Schichtsilikat. Man findet Grünerde zum Beispiel in Verona (Italien), im Fassatal (Südtirol), in Schottland oder auch in Washington, Oregon oder Wyoming (USA).

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

Porzellanmörser mit Pistill, Becherglas (200 ml), Stativstange mit Platte, Doppelmuffe, Filtrierring, Trichter ($\phi = 8$ cm), Faltenfilter, Spatel (klein), Becherglas (50 ml), Becherglas (100 ml)

Benötigte Chemikalien:

Brilliantgrün, Grünerde, Wasser

Versuchsdurchführung:

0,002 g Brilliantgrün werden in 20 ml Wasser gelöst und zu 6 g Grünerde, die vorher im Mörser fein verrieben wurden, gegeben. Durch weiteres Mörsern wird die Adsorption durchgeführt. Zum Schluß wird das Reaktionsgemisch noch mit 100 ml Wasser verrieben und die Suspension durch einen Faltenfilter filtriert. Das Filtrat ist fast klar. Der Farbstoff ist an das Schichtsilikat adsorbiert worden.

Zum Adsorptionsvorgang:

In diesem Versuch spielen sowohl Adsorptions- als auch Austauschprozesse eine Rolle.

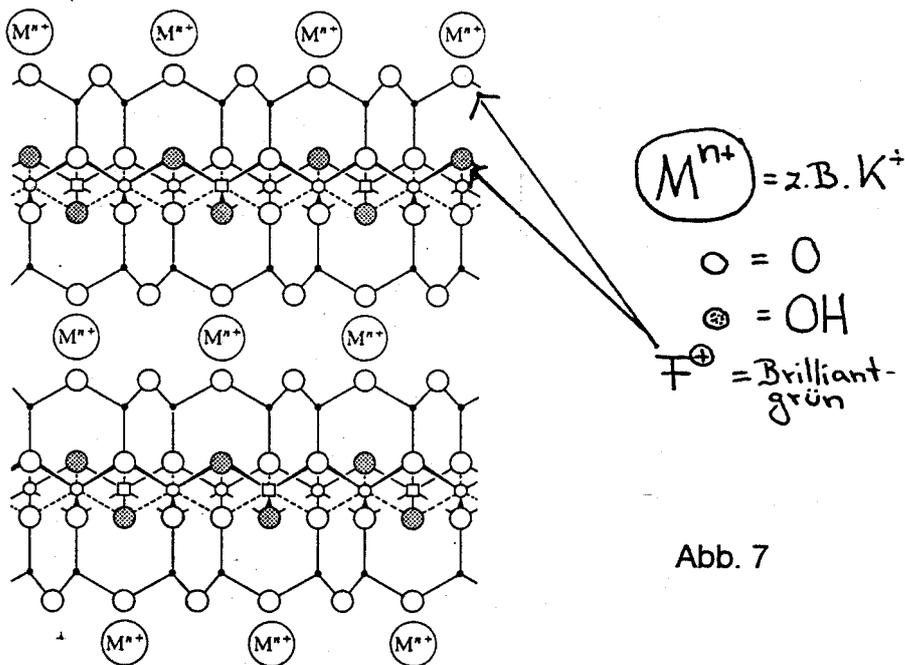
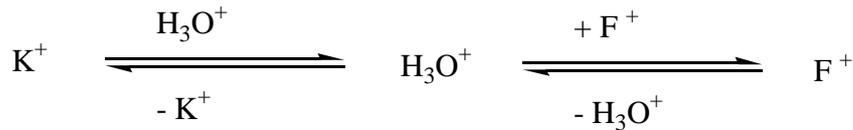


Abb. 7

Es soll hier zuerst auf den Adsorptionsvorgang eingegangen werden. Wie aus dem Ausschnitt des Schichtsilikats (Abb.7) ersichtlich ist, besitzt es sowohl Sauerstoff- als auch Hydroxidgruppen. Beide besitzen freie Elektronenpaare, an die das Farbstoffkation gut adsorbiert werden kann, was durch die Entfärbung der Farbstofflösung zu erkennen ist. Neben diesem Adsorptionsvorgang läuft noch ein Austauschprozeß ab, der ebenfalls noch beschrieben werden soll.

Zum Austauschvorgang:



Zwischen den einzelnen Schichten des Schichtsilikats sind Kationen eingelagert wie z.B. Kaliumkationen. Diese werden nun teilweise gegen Farbstoffkationen (hier mit F^+ bezeichnet) ausgetauscht. Allerdings erfolgt dieser Austausch über einen Zwischenschritt, und zwar über Hydroniumionen, die immer in geringem Maße in wäßrigen Lösungen vorhanden sind.

Durch die Adsorption bzw. den Austausch entsteht ein Produkt, das einen wesentlich tieferen Grünton aufweist als das Edukt Grünerde.

Es soll hier noch darauf hingewiesen werden, daß die hergestellte Aufschlämmung von fein pulverisierter Grünerde sicherlich keine richtige kolloidale Lösung, sondern vielmehr eine Suspension darstellt; trotzdem ist dieser Versuch dienlich, um das hohe Adsorptionsvermögen von Kolloiden zu demonstrieren.

Zur Anwendung der Adsorption:

Die Adsorption findet Verwendung in zahlreichen Bereichen. Beispielsweise bei der Pigmentherstellung wird das im Versuch hergestellte Verfahren angewendet bzw. um bestimmte Farbnuancen zu erzielen. Desweiteren erhofft man sich, daß Zigarettenfilter die krebserregenden Stoffe des Zigarettenrauchs adsorbieren. Darüber hinaus sei noch erwähnt, daß man Eisenoxidhydratsole bei Arsenvergiftungen injiziert, da das Eisenoxidhydrat an die Arsenigen Säure adsorbiert wird und diese somit unschädlich macht.

7. GELE (OPALESZENZ):

7.1 Versuch 9: Herstellung eines NaCl-Gels:

In diesem letzten Versuch soll anhand eines NaCl-Gels das Phänomen der Opaleszenz demonstriert werden, da Opaleszenz bei vielen kolloidalen Zerteilungen zu beobachten ist (z.B. bei kolloidalem Schwefel).

Zum Versuch:

Benötigte Geräte:

Petrischale, Porzellanmörser mit Pistill

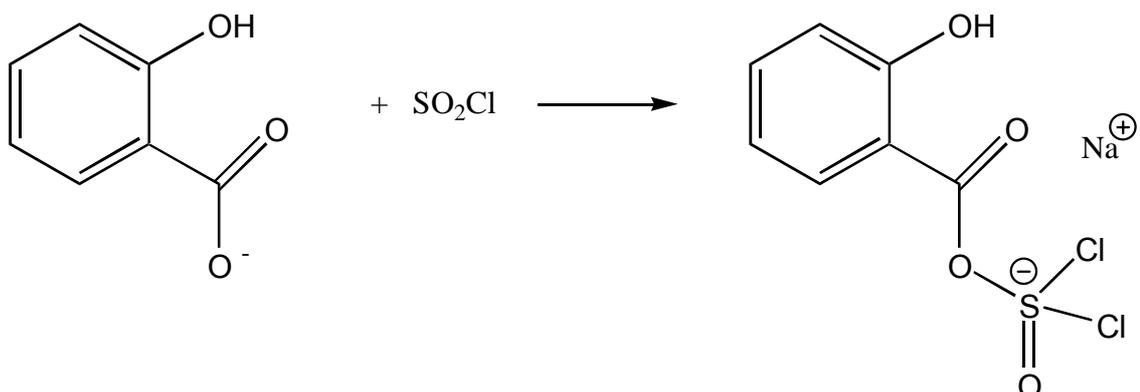
Benötigte Chemikalien:

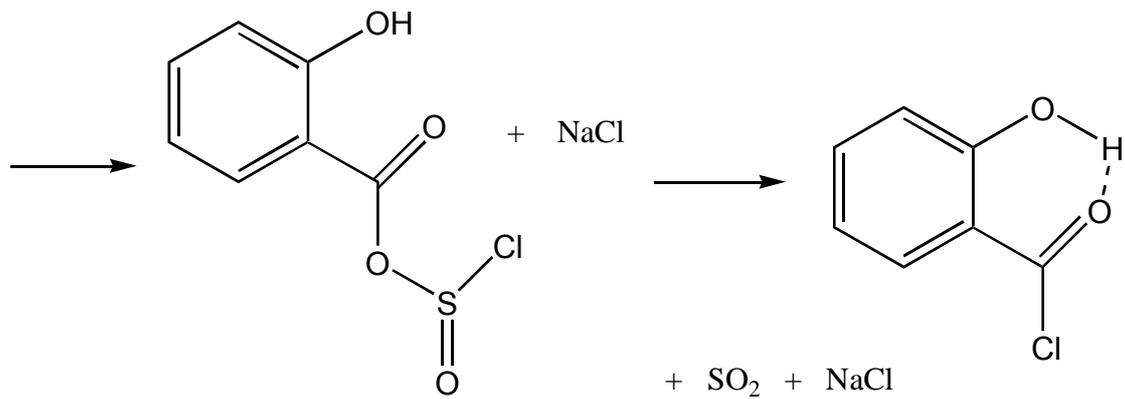
Natriumsalicylat, Thionylchlorid

Versuchsdurchführung:

20 g Natriumsalicylat werden fein zermörsert und im Trockenschrank sorgfältig getrocknet (die Beständigkeit des Gels ist vom Trockengrad des Natriumsalicylats abhängig.). Außerdem werden 30 g Thionylchlorid in die Petrischale gegeben und dann das getrocknete Natriumsalicylat darauf gestreut, wobei eine starke Schwefeldioxidentwicklung zu beobachten ist. Die Petrischale wird verschlossen und nach ca. 24 Stunden enthält sie ein stark opaleszierendes Gel.

Reaktionsgleichung:





Zur Reaktion:

Das Anion des Natriumsalicylats greift als Lewis-Base am Schwefel des Thionylchlorids an, der aufgrund der stark elektronenziehenden Gruppen positiviert ist. Das dabei gebildete Zwischenprodukt stabilisiert sich im ersten Schritt durch die Abspaltung des Chlorids und dann in einem zweiten Schritt durch weiteres Umklappen von Elektronenpaaren, so daß letztendlich Salicylsäurechlorid, Schwefeldioxid und Natriumchlorid entstehen. Durch die in der Reaktionsgleichung angedeuteten Wasserstoffbrückenbindungen, die das Säurechlorid bilden kann, bildet dieses ein kohärentes System, in das Natriumchlorid kolloidal gelöst.

Zum Phänomen "Opaleszenz:

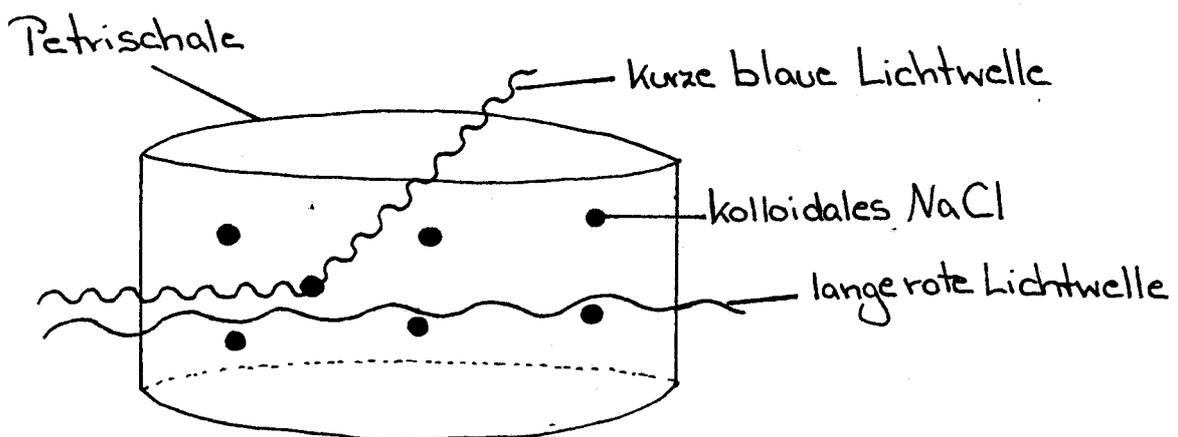


Abb.8

Licht unterschiedlicher Wellenlänge trifft auf die kolloidalen Natriumchloridteilchen. Allerdings besitzen diese Kolloide nur eine bestimmte Größe, so daß nur die kurzen blauen Lichtwellen reflektiert, die langen roten Lichtwellen aber durchgelassen werden. Somit erscheint dem Betrachter das Opaleszenzlicht blau, das durchfallende Licht rötlich gelb. Die Opaleszenz, die übrigens bereits in Goethes Farbenlehre erwähnt wurde, ist folglich nur dann gegeben, wenn die Teilchen eine bestimmte Größe nicht überschreiten und somit nur Teilwellen reflektiert werden. Werden alle Wellen reflektiert (sind die Teilchen also größer als die im Versuch hergestellten), so kommt es zur Trübung.

Anhand dieses Versuchs läßt sich außerdem erkennen, daß neben der in den anderen Versuchen erwähnten Lichtstreuung und Absorption auch noch die Reflexion eine Rolle bei den Kolloiden spielt. Als eine weitere optische Erscheinung ist hier noch die Lichtbrechung zu nennen, auf die in diesem Vortrag allerdings nicht eingegangen werden soll. Trotzdem sei hier zusammenfassend gesagt, daß alle vier Phänomene bei allen Kolloiden vorherrschen, wobei eine immer überwiegt.

Zum Vorkommen von Opaleszenz:

Opaleszenz ist z.B. beim Opal zu beobachten. Hierbei handelt es sich um einen Schmuckstein, dessen Dispersionsmittel Kieselsäure darstellt, in die Wasser kolloidal eingelagert ist. Es handelt sich hierbei um den sogenannten S/L- Typ, also um eine feste Emulsion.

8. ZUSAMMENFASSUNG: MÖGLICHKEITEN DER BILDUNG UND DES ZERFALLS
KOLLOIDALER ZERTEILUNGEN:

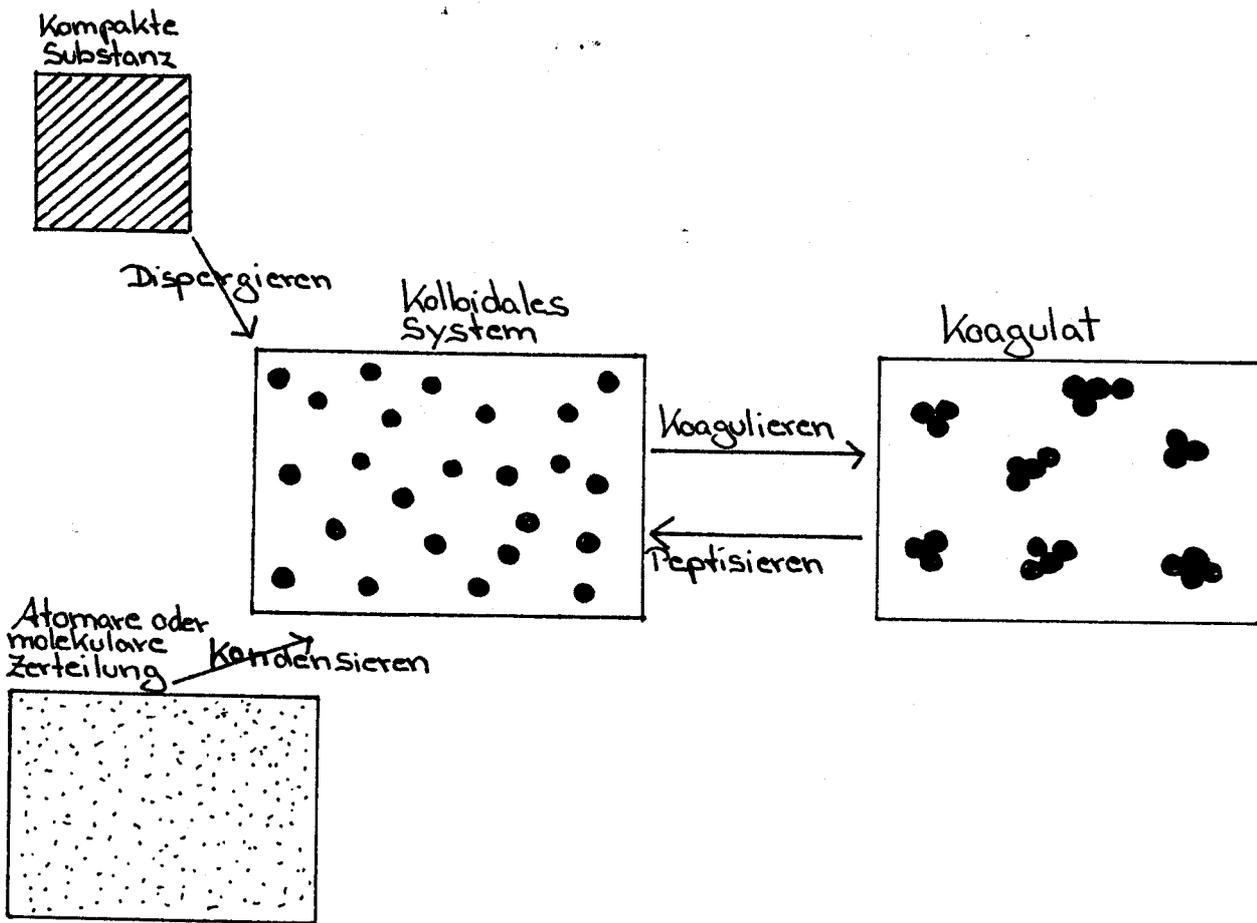


Abb. 11

Abschließend soll zusammengefaßt werden, auf welche Art und Weise man zu einem kolloidalem System gelangen und von diesem wieder wegkommen kann.

Zum einen kann man eine kompakte Substanz dispergieren, also verkleinern, wie es in Versuch 2 durchgeführt wurde. Zum anderen kann man von einer atomaren oder molekularen Zerteilung ausgehen und diese durch Kondensation (Reduktion) vergrößern, um so zu einem kolloidalen System zu gelangen, wie es in Versuch 4 demonstriert wurde. Das kolloidale System selbst kann durch Entladung koagulieren und somit zerstört werden (vgl. Versuch 7) bzw. durch Peptisation wieder in den kolloidalen Zustand zurückgeführt werden.

LITERATURVERZEICHNIS:

- * Wolfgang Ostwald: Kleines Praktikum der Kolloidchemie, Verlag Theodor Steinkopff, Dresden-Leipzig, 1920

- * E. Sauer: Kolloidchemisches Praktikum, Verlag Julius Springer, Berlin-Wien, 1935

- * H. W. Roesky/K. Möckel: Chemische Kabinettstücke, Verlag Chemie, Weinheim, 1994

- * Hermann Raaf: Chemische Experimente, die gelingen, Kosmos-Gesellschaft der Naturfreunde, Franckh'sche Verlagshandlung, Stuttgart, 21. Auflage, 1983

- * Ekkehard Fluck/Carl Mahr: Anorganisches Grundpraktikum, Verlag Chemie, Weinheim, 6. Auflage, 1985

- * J. Falbe/M. Regitz: Römpp Chemielexikon, Georg Thieme Verlag, Stuttgart-NewYork, 9. Auflage, 1989

- * Richard Zsigmondy: Kolloidchemie (1. Allgemeiner Teil), Verlag Otto Spamer, Leipzig, 5. Auflage, 1925

- * Richard Zsigmondy: Kolloidchemie (2. Spezieller Teil), Verlag Otto Spamer, Leipzig, 5. Auflage, 1927

- * Wolfgang Ostwald: Licht und Farbe in Kolloiden (1. Teil), Verlag Theodor Steinkopff, Dresden-Leipzig, 1924

- * Erich Manegold: Grundriß der Kolloidkunde, Verlag Theodor Steinkopff, Dresden- Leipzig, 1949

- * B. Jürgensons/M. Straumanis: Kurzes Lehrbuch der Kolloidchemie, Springer Verlag, Berlin-Göttingen-Heidelberg, 1949

- * Hans-Dieter Dörfler: Grenzflächen- und Kolloidchemie, Verlag Chemie, Weinheim- New York- Basel-Cambridge- Tokyo, 1994

- * Walter J. Moore: Grundlagen der Physikalischen Chemie, Walter de Gruyter, Berlin- New York, 1990

- * Karl-Heinz Näser|Dieter Lempel|Otfried Regen: Physikalische Chemie für Techniker und Ingenieure, VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig, 18. Auflage, 1988

- * Gerd Wedler: Lehrbuch der Physikalischen Chemie, Verlag Chemie, Weinheim- Deerfield Beach Florida-Basel, 1982

- * Neil Ardley et alii: Die Physik, Verlagsgruppe Bertelsmann International GmbH, München, 1984

- * A. F. Holleman|Egon Wiberg: Lehrbuch der Anorganischen Chemie, Walter de Gruyter, Berlin- New York, 91.-100. Auflage, 1985

- * Ulrich Thomaе: Niereninsuffizienz: Diagnostik, Therapie, Betreuung, Hoechst Aktiengesellschaft, Institut Mensch und Arbeit, Robert Pfützner GmbH, München, 1989

- * Willibald Pschyrembel: Klinisches Wörterbuch, Walter de Gruyter, Berlin-New York, 251. Auflage, 1972