

Adalbert Feltz

Erinnerungen an kreatives Schaffen im Arbeitskreis Lothar Kolditz vor gut 60 Jahren und an sein Fortwirken

Vortrag am 26. September 2019 anlässlich des 90. Geburtstages von Lothar Kolditz

Veröffentlicht: 6. Dezember 2019

Meine Damen und Herren,

nicht ohne innere Bewegung nehme ich die mir angetragene Ehre wahr, anlässlich des heutigen Kolloquiums zum 90. Geburtstag von Prof. Dr. Lothar Kolditz hier im Vortragssaal der Leibniz-Sozietät zu sprechen. Da kommen Erinnerungen auf.

Lieber Lothar, es sind Erinnerungen an eine mehr als 60 Jahre zurückliegende Zeit, in der wir 1956 als deine wohl ersten Diplomanden teilhaben konnten an jenem wunderbaren Abenteuer: Wir durften nach deinen Ideen an deiner Seite neue anorganische Verbindungen mit ungewöhnlichen Eigenschaften herstellen, und das war eine kreative Erfahrung, die das eigene Berufsverständnis ein Leben lang geprägt hat.

Dr. Lothar Kolditz und seine ersten Diplomanden 1956



Dieter Sarrach*1931



Dieter Hass 1934 - 1996



Walter Röhsch 1929 - 1996



Werner Schmidt 1930 - 1993



Adalbert Feltz *1934

Abb. 1: Die ersten Diplomanden aus der Schule von Lothar Kolditz.

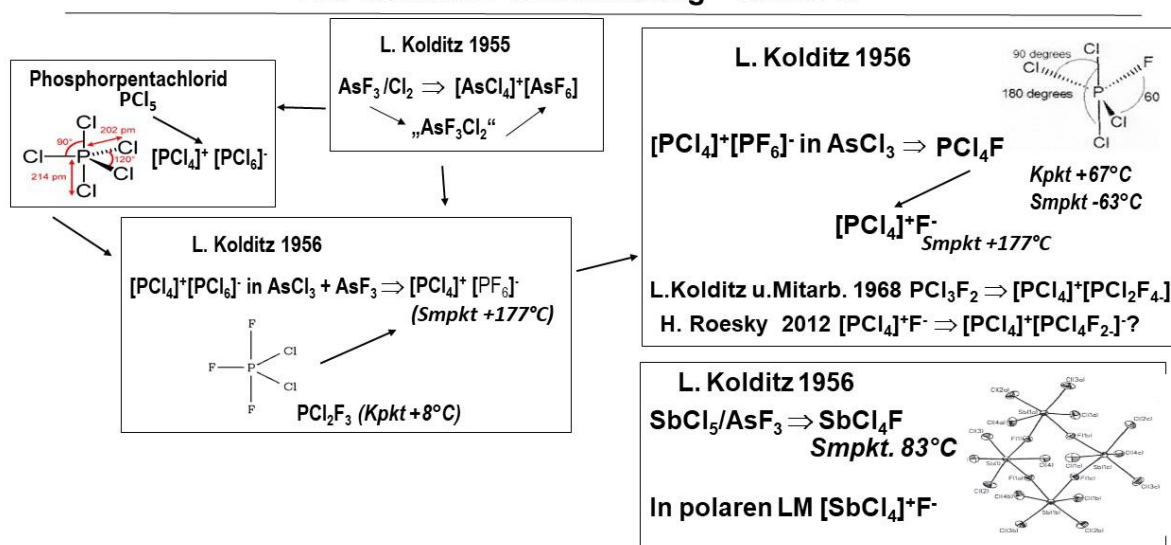
Wir (Abb.1), das waren Dieter Sarrach – er war wohl der erste, der im Sommer 1956 bei dir an-klopfte, dann waren es Walter Röhsch – später langjähriger stellvertretender Direktor im Amt für Atomsicherheit und Strahlenschutz der DDR – und ich, danach wohl Werner Schmidt, und bis zum Jahresende auch Dieter Hass. Er studierte schneller, schloss wie du Jahre zuvor bereits nach 4 Jahren das Studium ab. Er avancierte Jahrzehnte später zum vorletzten Rektor der Humboldt-Universität zu DDR-Zeiten.

Beim Anblick dieser Bilder empfindet man schmerzhaft, wie rasch Lebenszeit dahingeht. Dabei rückt mir ins Bewusstsein, wie groß das Privileg ist, heute hier zu sein. Und so möchte ich mit großem Respekt und voller Dankbarkeit auch im Namen derer aus dieser Anfangsrunde sprechen, denen es versagt ist, an der heutigen Begegnung mit dir teilzunehmen.

Da gab es im hinteren Trakt in der 2. Etage des Institutsgebäudes in der Hessischen Straße in einem zum Teil wohl noch aus der Emil-Fischer-Zeit ausgestatteten Labor – mit schwarzem Hartlack präparierte Holztische, Eichenholz-gefaltete Ausgussbecken, etc. – einen charismatischen Dr. Kolditz, der die mehr als ein halbes Jahrhundert seit den Zeiten Moissans brachliegende Chemie Fluor enthaltender Verbindungen von Elementen der V. Hauptgruppe aufgriff. Der Bezug war wohl durch die Dissertation 1954 über Polyphosphatoarsenate aus der Schule von Altmeister Erich Thilo gegeben, und die Erfahrung im Umgang mit hydrolyseempfindlichen Substanzen war bereits in der davor liegenden Phase der Diplomarbeit beim Umgang mit flüssigem SO_3 erworben worden. Wer in der Lage ist, trimeres SO_3 flüssig zu handhaben, der vermag in der Tat, wasserfrei zu arbeiten!

Einleiten von Chlor in Arsen trifluorid, einem polaren Lösungsmittel (LM), hatte Lothar Kolditz 1955 [1] zur Ionen-Verbindung $[\text{AsCl}_4]^+[\text{AsF}_6]^-$ geführt, deren Struktur durch Leitfähigkeitsmessung in polaren LM und die überraschend hohe Stabilität des $[\text{AsF}_6]^-$ -Anions bei der analytischen Aufarbeitung chemisch bewiesen und später durch Röntgenstrukturanalyse bestätigt wurde.

Die Kovalenz- Ionenbindung - Isomerie



As_2O_3 in kz.HCl gelöst, mit HCl bei 0°C gesättigt $\Rightarrow \text{AsCl}_3$ (Sdpkt.130,2°C, Smpkt -16°C)

$\text{CaF}_2/\text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \Rightarrow \text{AsF}_3$ (Sdpkt.57,13°C, Smpkt -5,95°C),

Abb. 2: Zusammenstellung einiger Schlüssel-Arbeiten zur Bindungsisomerie.

Die unpolare molekulare Version mit gleichem Atomzahlverhältnis AsF_3Cl_2 wurde als Zwischenstufe angenommen, und erst ein Jahrzehnt später ist AsF_3Cl_2 als Tieftemperatur-Verbindung hergestellt und beschrieben worden [2]. Diese unpolare Form wandelt sich beim Stehenlassen langsam spontan, in polaren LM rasch, in die Ionenform um.

Damit war ein augenfälliger Zusammenhang zum Phosphorpentachlorid gegeben: PCl_5 hat im festen Zustand die Struktur $[\text{PCl}_4]^+[\text{PCl}_6]^-$, liegt in unpolaren LM wie CCl_4 kovalent als PCl_5 mit trigonal-bipyramidaler Struktur vor, und bei der Abscheidung aus dem Gaszustand an einer tiefgekühlten Wand erhält man einen Festkörper aus PCl_5 -Molekülen, der sich bei Temperaturerhöhung in die Ionenform umwandelt [3].

Der Bezug zum $[\text{AsCl}_4]^+[\text{AsF}_6]^-$ ist offensichtlich, und da war es naheliegend, den Schritt zum $[\text{PCl}_4]^+[\text{PF}_6]^-$ zu erkunden, denn hier war das kovalente Pendant PCl_2F_3 als gasförmige Verbindung (Kpkt. +8°C) bereits seit Jahrzehnten bekannt. Und das gelang Lothar Kolditz 1956 durch Halogenaustausch am $[\text{PCl}_6]^-$ -Anion durch Umsetzung von $[\text{PCl}_4]^+[\text{PCl}_6]^-$, gelöst in AsCl_3 , mit AsF_3 [4].

Mit diesen Befunden machte Lothar Kolditz auf eine Strukturmannigfaltigkeit von allgemeinerer Bedeutung aufmerksam: Verbindungen gleicher Bruttozusammensetzung, gleichem Stöchiometrieverhältnis der atomaren Bestandteile, können unpolar in Gestalt isolierter Moleküle oder polar in einem Ionengitter auftreten – eine Bindungsisomerie zwischen so fundamentalen Grundtypen chemischer

Bindung wie Kovalenz und Ionenbeziehung. Bei ersterer dominiert quantenmechanische Austauschwechselwirkung in kovalenten Bindungen, bei letzterer kommt in einem Ionengitter Coulomb-Wechselwirkung dazu.

Von drei weiteren 1956 von L. Kolditz eingereichten Publikationen sind in Abb. 2 zwei weitere skizziert:

* Die thermische Zersetzung von $[\text{PCl}_4]^+[\text{PF}_6]^-$ in AsCl_3 [5] führt unter Eliminierung von PF_5 neben weiteren Abbauprodukten zu einer unterhalb 67°C kondensierbaren, gasförmigen Verbindung. Die Flüssigkeit wird bei -63°C fest und erweist sich als PCl_4F mit kovalenter trigonal-bipyramidaler Molekülstruktur und dem F-Atom in lateraler Position. Beim Stehenlassen der Flüssigkeit erfolgt Umwandlung in die polare Form $[\text{PCl}_4]^+\text{F}^-$, die unter Druck einen Schmelzpunkt von 177°C aufweist.

Es ist von Kolditz und Mitarbeiter [6] 1968 auch die Umwandlung von PCl_3F_2 in $[\text{PCl}_4]^+[\text{PCl}_2\text{F}_4]^-$ beschrieben worden, und H. Roesky [7] hat in diesem Zusammenhang 2012 die Vermutung geäußert, $[\text{PCl}_4]^+\text{F}^-$ könnte die Konstitution $[\text{PCl}_4]^+[\text{PCl}_4\text{F}_2]^-$ haben. Dem widerspricht die seinerzeit von L. Kolditz durchgeführte kryoskopische Molmassebestimmung in Eisessig. Eine Röntgenkristallstrukturanalyse steht von dieser Verbindung bisher offenbar aus.

* Beim SbCl_4F liegen die Verhältnisse bereits etwas anders: Die Verbindung liegt nach Leitfähigkeitsmessungen und kryoskopischer Molmassebestimmung in AsF_3 in Gestalt von SbCl_4^+ - und F^- -Ionen dissoziiert vor [8], im festen Zustand nach einer später durchgeführten Kristallstrukturbestimmung tetramer mit Fluor-Brückenbindungen [9] und im geschmolzenen Zustand oberhalb 83°C als kovalent gebundenes SbCl_4F -Molekül mit zwischenmolekularer Aggregation.

Das war der Vorlauf, den unser Jubilar mit 27 Jahren, unterstützt von einer Chemielaborantin, in ca. 2 Jahren nach seiner Promotion 1954 geschaffen hatte, als wir 1956 in sein Labor eintraten, und von dieser Basis aus starteten wir, das Konzept der Bindungsisomerie unter seiner Anleitung weiter zu verifizieren: Darin lag nach 8 Semestern Studium durchaus eine Herausforderung: Wir hantierten mit

* Arsenrichlorid im Literkolben, trennten Letzteres als schwere Flüssigkeit aus der bei 0°C mit HCl gesättigten Lösung von As_2O_3 in Salzsäure im Scheidetrichter ab, und da musste das Küken wohl gut eingeschliffen sein. Dichtung erfolgte mit einer Paste, die aus einer Talk/ H_3PO_4 -Mischung nach thermischer Behandlung in einer Pt-legierten Goldschale erhalten wurde.

* Ebenso erforderte das die Haut ätzende AsF_3 umsichtiges Arbeiten. Der Vertrauensvorschuss war bedeutend, und so wurde Eigenverantwortung täglich trainiert.

* Unvergessen ist auch, wie unser Chef uns vormachte, wie man derartig hydrolyseempfindliche Substanzen in ein 0,5 mm dickes Markröhrchen für die Debye-Scherrer-Aufnahme hineinbugsirt.



Abb. 3: Stimmungsvolle Weihnachtsfeier 1956 im Kolditz-Labor.

Zur Weihnachtsfeier 1956 (Abb. 3) wurden wir ermuntert, eine angebotene Zigarre zu rauchen. Wer bei Dr. Kolditz Diplomchemiker werden wollte, sollte auch gelernt haben, Zigarre zu rauchen.

Natürlich wurden im Labor auch die politischen Tagesereignisse jener Tage diskutiert:

* Wir studierten im vom Krieg noch weithin gezeichneten Berlin: Der Indochina-Krieg Frankreichs ging 1955/56 gerade in den weitere 20 Jahre dauernden Vietnamkrieg über. Im Oktober 1956 bombardierten Frankreich/England im Bund mit Israel in echter Kolonialmanier Alexandria und Port Said als Reaktion auf die Verstaatlichung des Suezkanals durch G. A. Nasser.

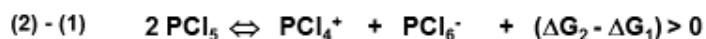
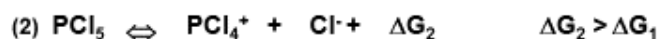
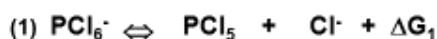
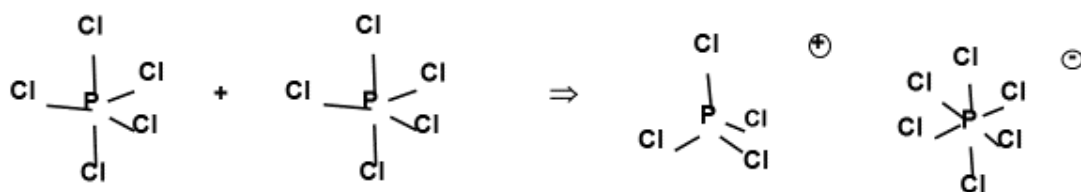
* Ebenso fand im Oktober 1956 eine Revolte in Ungarn statt. Damals wurde eine Revision der im Ergebnis des Zweiten Weltkrieges entstandenen Kräftekonstellation in Europa noch nicht hingenommen.

* Wir waren mit der DDR-Politik, ihrem konsequenten Antifaschismus stark identifiziert – und das nicht nur, weil jeder von uns Mittellosen, mit einem staatlichen Stipendium ausgestattet, ohne jemals einen Nebenjob nötig zu haben, nur 10 Jahre nach dem Krieg sorglos studieren konnte. Der Adenauer-Staat mit Globke als Kanzleramtsminister, seinem von nationalsozialistisch belasteten Beamten durchgesetzten Verwaltungsapparat – 1956 wurden 26.000 nach 1945 entlassene Richter und Staatsanwälte wieder eingestellt (Albert Norden) – das festigte unsere Überzeugung, dem besseren deutschen Staat anzugehören und für ihn zu arbeiten. Mir ist auch nicht bekannt, dass in der von mir überschaubaren Zeit aus dem Arbeitsbereich um Dr. Kolditz jemand die Seite gewechselt hätte.

Die Habilitation von Dr. Kolditz fand im Frühjahr 1957 statt. Ich habe noch vor Augen, wie wir unseren Chef nach dem Rigorosum respektvoll empfangen, und im Sommer 1957 trugen wir mit den Ergebnissen unserer gemeinsamen Arbeit im Block zum Gelingen der Chemiedozententagung der Chemischen Gesellschaft der DDR in Rostock bei. Die Ergebnisse unserer Diplomarbeiten wurden in der „Zeitschrift für anorganische und allgemeine Chemie“ 1957 bzw. 1958 veröffentlicht [10, 11, 12, 13].

Das Wechselspiel „unpolar – polar“, die Bindungsisomerie „Kovalenz-Ionenbeziehung“ hat uns in Jena Jahrzehnte später bei unseren Festkörperchemischen Arbeiten über halbleitende Gläser erneut beschäftigt und geholfen, die vor allem von Festkörperphysikern geprägte Sicht auf typische Defekzentren, die in derartigen Systemen auftreten, strukturchemisch zu deuten und dadurch besser zu verstehen. Der Schlüssel lag in einer etwas erweiterten Sicht auf die Kovalenz-Ionenbindung-Isomerie, die in Abb. 4 am Beispiel von PCl_5 verdeutlicht wird:

Bindungsisomerie – geknüpft an ein Splitting der Anzahl kovalenter Bindungen



Mit U als Energiegewinn aus mehr kovalenter Bindungsenergie in den komplexen Ionen und Madelung-Energie im Ionengitter

Abb. 4: Triebkraft der Umwandlung von der unpolaren in die polare Zustandsform.

Der spontane Übergang vom PCl_5 zum $[\text{PCl}_4]^+[\text{PCl}_6]^-$ geht offensichtlich mit einer Aufspaltung der Anzahl kovalenter Bindungen einher, aus $2 \times 5 = 10$ Bindungen werden $4 + 6$, das heißt die Anzahl bleibt

gleich, und außerdem kommt eine Ladungstrennung zustande, was ganz sicher ein energieaufwendiger Vorgang ist, da Arbeit gegen die Coulomb-Attraktion verrichtet werden muss.

* Geht man von der gegebenen Existenz von $[\text{PCl}_6]^-$ -Ionen aus, dann ist die Abspaltung von Cl^- wohl als ein Energie verbrauchender Schritt einzustufen, die freie Enthalpie daher positiv und das Gleichgewicht sollte auf der linken Seite liegen.

* Die Abspaltung eines zweiten Cl^- -Ions ist zusätzlich mit einer Ladungstrennung verbunden und daher der Energieaufwand sicher noch wesentlich größer, demzufolge $\Delta G_2 > \Delta G_1$.

* Die Subtraktion Gl.(2) – (1) ergibt eine Gleichgewichtsbeziehung zwischen unpolar – polar, und da $\Delta G_2 > \Delta G_1$ gilt, ist die Differenz positiv und das Gleichgewicht daher auf der linken Seite zu erwarten, d.h. die kovalente unpolare Form sollte stabiler sein als die polare Version.

Es muss also eine zusätzliche, Energie liefernde Wechselwirkung geben, die die festgestellte spontane Umwandlung von der unpolaren Form in die ionogene Form herbeiführt. Dafür kommt ggf. die Madelung-Energie im Ionengitter infrage und vermutlich ebenso die günstigere Austauschwechselwirkung der sp^3 -Orbitale im tetraedrischen $[\text{PCl}_4]^+$ -Kation und günstigere Überlappung der d^2sp^3 -Funktionen im $[\text{PCl}_6]^-$ -Anion mit je einem Orbital der Chlorid-Liganden gegenüber zweimal sp^3d -Hybridisierung im trigonal-bipyramidal konfigurierten unpolaren Molekül.

Einem derartigen Splitting kovalenter Bindungen begegnet man auch bei zahlreichen anderen Verbindungen im kondensierten Zustand, z. B. bereits in der allseits bekannten Autoprotolyse des Wassers (Abb. 5): Aus 2 x 2 O-H-Bindungen in der kovalenten Form von 2 H_2O werden 3 + 1 in der polaren Version. Hier sprechen wir nicht von Bindungsisomerie. Es handelt sich um Eigenfehlordnung einer definierten Verbindung im kondensierten Zustand – „Intrinsic disorder“.

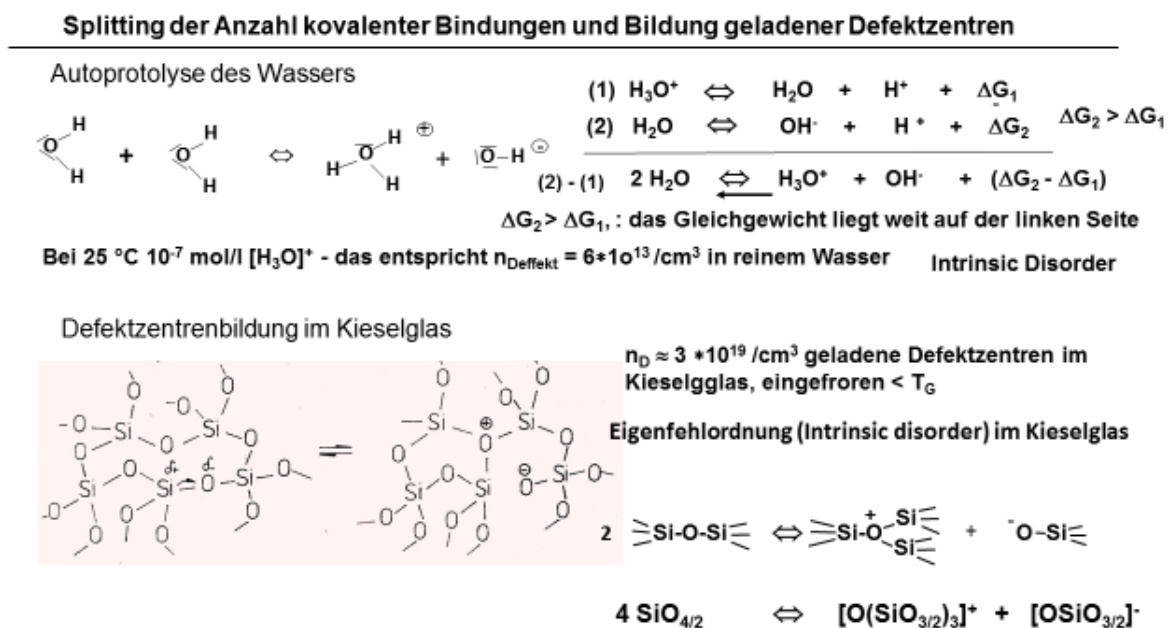


Abb. 5: Paarweise polare Defektzentren in Wasser und einer SiO_2 -Schmelze bzw. Glas.

Die erste Protolyse-Stufe von H_3O^+ -Ionen ist im Gleichgewicht energetisch wesentlich günstiger realisiert als die zweite, demgemäß $\Delta G_2 > \Delta G_1$ und $(\Delta G_2 - \Delta G_1)$ daher positiv. Folgerichtig liegt das Gleichgewicht fast völlig auf der Seite des undissoziierten Wassers, der kovalenten Form. Immerhin liegen im Wasser bei einem pH-Wert von 7 und bei 25°C, 6×10^{13} geladene Defektzentren/cm³ vor.

Völlig analog verhält sich, wie in Abb. 5 gezeigt, die im Kieselglas anzutreffende Eigenfehlordnung. Das starre dreidimensionale Netzwerk miteinander verbundener $\text{SiO}_{4/2}$ -Tetraeder mit ca. 50% Ionenbindungsanteil in der Si–O-Bindung bricht bei erhöhter Temperatur zunehmend auf: Aus den ohnehin polarisierten Si–O-Bindungen entstehen bei zunehmender Elongation thermischer Schwingungen aus je 2 x 2-bindigem Brückensauerstoff – also 4 Bindungen – einmal einfach positiv geladener 3-bindiger

Sauerstoff und einfach negativ geladener terminaler 1-bindiger Sauerstoff. Bei der Transformations-temperatur des Kieselglases von ca. 1200 °C startet das viskose Fließen im Zeitfenster normaler Beobachtungsdauer und läuft kinetisch so ab, dass die bei heterolytischer Spaltung der Si-O-Brückenbindung entstehende Koordinationslücke am Si sich ein freies Elektronenpaar an einer benachbarten Sauerstoffbrücke greift. Und beim Abkühlen friert die auf solche Weise bei 1200 °C vorliegende, hohe Konzentration geladener Defektzentren ein: Nachweisbar sind das ca. $3 \times 10^{19} / \text{cm}^3$ – etwa jedes 1000. $\text{SiO}_{4/2}$ -Tetraeder unterliegt also im Kieselglas einer solchen „intrinsic disorder“.

Ersetzt man den Sauerstoff durch seine Homologen Schwefel, Selen oder Tellur, gelangt man zu halbleitenden Gläsern, den Chalkogenidgläsern [14], und auch Selen selbst bildet ein Glas (Abb.6).

Im Mittelpunkt der Halbleiterwerkstoffe stehen Ge und Si sowie die „III/V“- und „II/VI“-Halbleiter.

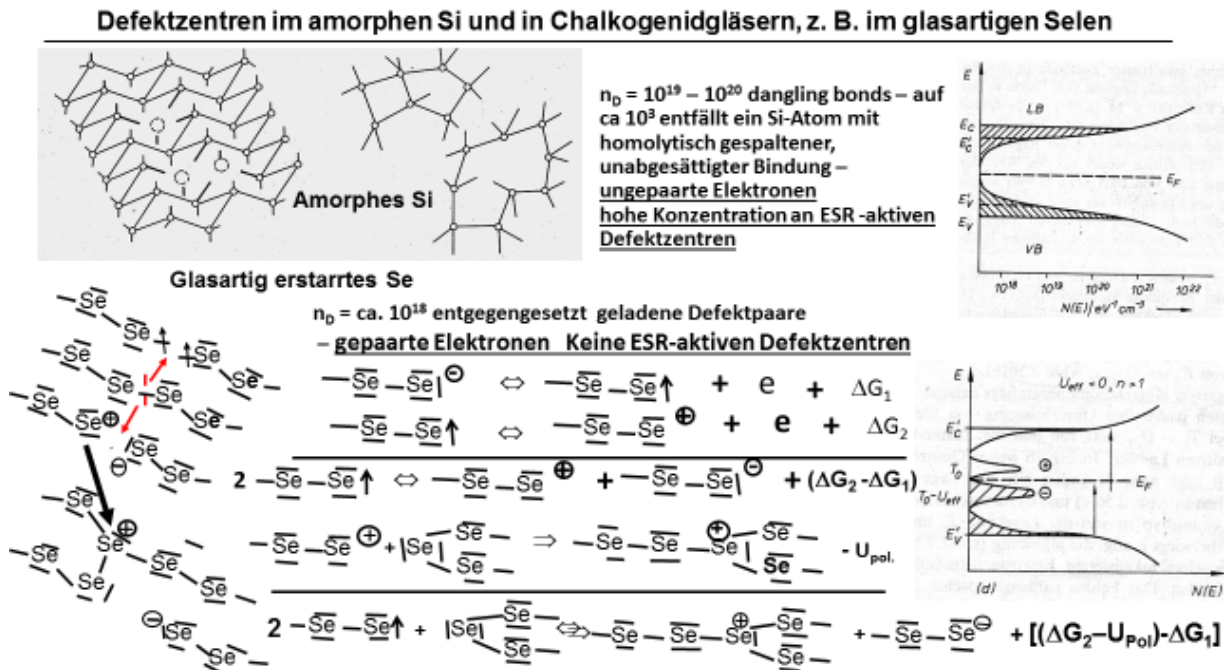


Abb. 6: Bevorzugung paarweise geladener Defektzentren im glasartigen Selen gegenüber neutralen Defektzentren (dangling bonds) mit ungepaarten Elektronen.

In Abb. 6 ist in einer Schicht in (111)-Richtung der Struktur von Si gezeigt, dass selbst im hochreinen Si nicht sämtliche Valenzelektronen in die Ausbildung kovalenter Bindungen einbezogen sein müssen. Fehlt ein Si-Atom im Gitter, bleiben Punktdefekte aufgebrochener Bindungen übrig. Im nichtkristallinen Si, z. B. amorphen Aufdampfschichten, ist die Dichte derartiger Fehlstellen stark erhöht. 10^{19} - 10^{20} dangling bonds/cm³, das sind ungepaarte Elektronen infolge homolytisch gespaltener Bindungen; diese lassen sich mittels Elektronen-paramagnetischer Resonanzmessung (EPR) nachweisen und messen. Folgerichtig gehen die delokalisierten Zustände im Valenz- und Leitfähigkeitsband im a-Si an den Rändern in lokalisierte Zustände über.

Bei den Halbleitern auf der Basis der Chalkogenide und Chalkogenid-Gläser, z. B. bei Selen, ergab sich in Bezug auf die Defektzentren zunächst überraschend ein völlig anderer Befund:

Verbindungen, in denen nicht sämtliche Valenzelektronen in kovalente Bindungen einbezogen sind, enthalten keine in der EPR-Messung nachweisbaren ungepaarten Elektronen. Dazu gehören typische Gläser, wie das Beispiel der Brückensauerstoffatome des Kieselglases in Abb. 5 zeigt, und gleiches gilt auch für glasartiges Selen. In derartigen Systemen sind paarweise positiv und negativ geladene Defektzentren bevorzugt: $10^{18}/\text{cm}^3$ sind es im glasartigen Selen – und das, obwohl doch auch hier ebenso wie im Si unpolare kovalente Bindungen vorliegen. Die Frage lautet:

Wodurch ist die heterolytische Bindungsspaltung mit Ladungstrennung entgegen der Coulomb-Attraktion beim Selen gegenüber einer homolytischen Bindungsspaltung wie beim Silicium bevorzugt?

- Wendet man wiederum das bereits gezeigte Schema an, indem vom negativ geladenen terminalen Se-Atom die Abspaltung eines Elektrons vorgenommen wird. Das ist mit einem Energieaufwand ΔG_1

verbunden, und die zweite Ionisierungsstufe verlangt, weil gekoppelt mit Ladungstrennung, zweifellos einen höheren Energiebetrag ΔG_2 .

- Subtraktion der Gleichungen liefert den Zusammenhang zwischen homolytischer und heterolytischer Bindungsspaltung, im letzteren Fall gekoppelt mit der Ausbildung von positiv und negativ geladenen Defektzentren infolge Elektronenpaarbildung.
- Da $\Delta G_2 > \Delta G_1$, sollte das Gleichgewicht zugunsten einer hohen Spinkonzentration auf der linken Seite liegen.

Entscheidend ist, dass die Elektronenpaar-Lücke am positiv geladenen terminalen Se-Atom die Umgebung polarisiert, sich ein nichtbindendes Elektronenpaar aus der Nachbarschaft greift und mit der freiwerdenden Polarisationsenergie ein Energiegewinn zustande kommt, der die freie Enthalpie insgesamt negativ werden lässt, so dass die Bildung der geladenen Defektzentren gegenüber einer homolytischen Bindungsspaltung mit ungepaarten Elektronen energetisch bevorzugt ist.

Abb. 6 verdeutlicht, wie wiederum aus $2 \times 2 = 4$ kovalenten Se-Se-Bindungen 3-bindiges und 1-bindiges terminales Selen hervorgehen. Es kommt infolge freiwerdender Polarisationsenergie, d.h. durch Ausbildung einer zusätzlichen Bindung bzw. Bildung dreibindigen Selen, eine Bevorzugung positiv und negativ geladener Defektzentren zustande: Wie in den Beispielen der Bindungsisomerie ist dadurch die Ausbildung paarweise positiv und negativ geladener Bindungszustände gegenüber einem unpolaren Zustand – in diesem Fall handelt es sich um infolge homolytischer Bindungsspaltung entstandene unpolare „dangling bonds“ – bevorzugt.

Lieber Lothar, meine Ausführungen sollten zeigen, wie sehr mich jene Erfahrungen aus der eigenen Anfangszeit, die unter deiner Anleitung erfolgte, ein Leben lang begleitet haben, sowohl was den Arbeitsstil, wie man eine Problemstellung in der Forschung angeht und kreativ löst, als auch, was den Inhalt jener Bindungsisomerie-Fragestellung betrifft. Dafür möchte ich dir an dieser Stelle von ganzem Herzen Dank sagen. Ebenso gilt mein Dank dem Gedankenaustausch mit dir, den es vor allem in den letzten drei Jahrzehnten zu ganz verschiedenen Themen in Wissenschaft und Gesellschaft gab.

Ich danke Herrn Prof. Dr. Linke für die Durchsicht und Hinweise zur Fehlerkorrektur im Manuskript.

Literatur:

- [1] L. Kolditz, „Das $[\text{AsCl}_4]^+ [\text{AsF}_6]^-$ “, in: Z. anorg. allg. Chem. 280, 313 (1955).
- [2] J. Weidlein u. K. Dehnicke, „Das Schwingungsspektrum von AsF_3Cl_2 “, in: Z. anorg. allg. Chem. 337 (3-4), (1965).
- [3] Holleman-Wiberg, „Lehrbuch der Anorganischen Chemie“, 101. Auflage 1995, S. 757.
- [4] L. Kolditz, „Tetrachlorophosphonium-hexafluorophosphat $[\text{PCl}_4]^+ [\text{PF}_6]^-$ “, in: Z. anorg. allg. Chem. 284, 144 (1956).
- [5] L. Kolditz, „Tetrachlorophosphorfluorid PCl_4F “, in: Z. anorg. allg. Chem. 286, 307–315 (1956).
- [6] L. Kolditz, I. Beierlein, W. Wieker und A.-R. Grimmer, „Die Umwandlung von PCl_3F_2 in $[\text{PCl}_4]^+ [\text{Cl}_2\text{F}_4]^-$ “, in: Z. Chem. 8 (7) (1968).
- [7] H. W. Roesky, „Efficient Preparation of Fluorine Compounds“, John Wiley 2012.
- [8] L. Kolditz, „Tetrachloroantimon(5)-fluorid“, in: Z. anorg. allg. Chem. 289, 128 (1957).
- [9] H. Preiss, „Die Kristallstruktur der Verbindung SbCl_4F “, in: Z. Chem. 6 (9), 350 (1966).
- [10] L. Kolditz und W. Röhsch, „Über Fluoroarsenate“, in: Z. anorg. allg. Chem. 293, 168 (1957).
- [11] L. Kolditz und W. Schmidt, „Über Verbindungen mit dem Kation $[\text{AsCl}_4]^+$ “, in: Z. anorg. allg. Chem. 296, 188 (1958).
- [12] L. Kolditz und A. Feltz, „Über Tetrabromophosphor(V)-hexafluorophosphat $[\text{PBr}_4]^+ [\text{PF}_6]^-$ “, in: Z. anorg. allg. Chem. 293, 155 (1957).
- [13] L. Kolditz und D. Sarrach, „Über Hydroxyfluoroantimonate(V)“, in: Z. anorg. allg. Chem. 293, 132 (1957).

[14] A. Feltz, „Amorphe und glasartige anorganische Festkörper“, Akademie-Verlag Berlin 1983; „Amorphous Inorganic Materials and Glasses“, VCH Weinheim 1993.

E-Mail des Verfassers: adalbert.feltz@aon.at