

Inhaltsverzeichnis:

Vorwort	2
1. Saurer Regen	
1.1. Geschichtliches	3
1.2. Definition	3
1.3. Entstehung	3
1.4. Auswirkungen	3
1.4.1. <i>Boden</i>	3
1.4.2. <i>Gewässer</i>	4
1.5. Gegenmassnahmen	4
1.6. Einschränkungen	4
2. Aluminium	
2.1. Problematik	5
2.1.1. <i>Aluminium in Gewässern</i>	5
2.1.2. <i>Aluminium im Trinkwasser</i>	5
2.2. Chemische und physikalische Parameter	5
2.3. Geogene Herkunft	6
2.4. Anthropogene Herkunft	7
2.5. Vorkommen und Verhalten	7
2.5.1. <i>Atmosphäre</i>	7
2.5.2. <i>Gewässer</i>	8
2.5.3. <i>Boden</i>	8
3. Computergestützte Berechnungen von Aluminium-Gleichgewichtskonzentrationen bei verschiedenen pH-Werten	
3.1. Ausgangslage	8
3.2. Das Rechenverfahren	9
3.2.1. <i>Die Autoprotolyse des Wassers und der pH-Wert</i>	9
3.2.2. <i>Die Reaktionsgleichungen</i>	11
3.2.3. <i>Die Verknüpfung der Reaktionsgleichungen</i>	13
3.2.4. <i>Gleichungssystem aufstellen</i>	17
3.2.5. <i>Berechnung und grafische Darstellung</i>	18
3.3. Auswertung	20
Anhang	21
Quellen	22
MAPLE-Dokumente	separat

Vorwort:

Das Ziel meiner Maturaarbeit war die Modellierung von biologisch relevanten, chemischen Gleichgewichtssystemen, um so einen natürlichen See zu simulieren. Ich begann mit der Bearbeitung des Buches „Aquatische Chemie“ von Prof. Stumm und Prof. Sigg [11]. Mit der Bearbeitung bemerkte ich, wie komplex Berechnungen von Gleichgewichts-Konzentrationen bei verschiedenen pH-Werten sind. Darum entschloss ich mich, mich nur auf ein einziges Gleichgewichtssystem zu konzentrieren, welches später in mathematischer Hinsicht bearbeitet werden soll. Meine Aufmerksamkeit lenkte sich dabei voll und ganz auf das Aluminium-Ion, da es eine erhebliche Problematik für unser Ökosystem mit sich bringt.

Um meiner Arbeit einen Überblick zu verschaffen, handelt das erste Kapitel über „Sauren Regen“ und dessen Problematik. Warum der „Saure Regen“ einen Einfluss auf die Aluminiumkonzentration in Seen hat, erfahren Sie vor allem in meiner Auswertung in Kapitel 3.3.

Da ich im Verlauf meiner Arbeit immer mehr über das Verhalten von Aluminium-Ionen erfuhr und es mich sehr faszinierte, widmete ich dem Aluminium und seinen Eigenschaften das ganze zweite Kapitel.

Das dritte Kapitel handelt von meinen persönlichen Berechnungen, dem speziellen Verfahren und meinen Auswertungen.

Obwohl ich von meinem ursprünglichen Ziel abweichen musste, bin ich dennoch überzeugt, dass meine Arbeit ein sehr interessantes Resultat liefert.

Mein besonderer Dank gilt Herrn Dr. Urs Leutenegger für die hervorragende Unterstützung und die sehr gute Betreuung meiner Maturaarbeit. Ebenfalls gilt mein Dank Herrn Christian Wittenhorst für seine Hilfe bei der MAPLE – Software.

Ich wünsche Ihnen viel Spass beim Lesen!

1. Saurer Regen

1.1. Geschichtliches

Erst Ende der 70er Jahre erkannte man durch grossflächiges Waldsterben und durch Versäuerung der Seen, dass saurer Regen ein ernst zunehmendes Problem ist. Die ersten Beobachtungen von kristallklaren, absolut sauberen Seen machte man in Schweden. Schliesslich stellte sich heraus, dass diese Seen deshalb so sauber waren, weil in ihnen kein Leben mehr existierte. Die Versäuerung mancher Seen war teilweise schon so weit fortgeschritten, dass sie einen pH-Wert von 3 hatten. Anschliessend folgte ein grosser Medienrummel und der Begriff des „*Sauren Regens*“ wurde bekannt. Man glaubte, die Ursache für den sauren Regen läge in der stets zunehmenden CO₂-Konzentration aufgrund des Treibhauseffektes. Heute weiss man, dass hauptsächlich viele andere Gase für den stark gesunkenen pH-Wert des Regenwassers verantwortlich sind. [1]

1.2. Definition

Saurer Regen ist Niederschlag, der durch Schwefeloxide, Stickoxide und andere chemische Verbindungen verunreinigt ist.

Während der natürliche pH-Wert des Regens – aufgrund des atmosphärischen Kohlendioxidgehalts und der natürlicherweise in der Luft enthaltenen Spurenstoffe – in Mitteleuropa ungefähr bei 4.6 bis 5.6 liegt, beträgt der pH-Wert von saurem Regen in Mitteleuropa durchschnittlich 4 bis 4.5. Dies entspricht etwa einer bis zu *40fachen H₃O⁺-Konzentration* gegenüber unbelastetem Regenwasser¹⁾. [1] [2]

1.3. Entstehung

Bei Verbrennungsprozessen entstehen *Schwefeloxide* – v.a. aus Schornsteinen – und *Stickoxide* – v.a. aus Autoabgasen.

Die freigesetzten Nichtmetalloxide sind in der Luft enthalten, sodass sie mit dem Niederschlag abregnen können. Kommen diese Nichtmetalloxide mit Wasser in Kontakt, so bilden sie Säuren wie z.B. *Schwefelsäure und Salpetersäure*.

Da diese Verbrennungsprodukte vermehrt in Städten und in industriellen Ballungsgebieten entstehen, ist dort der pH-Wert des Regens meist niedriger als auf dem Land. [1] [3]

1.4. Auswirkungen

1.4.1. Boden:

Durch die *Versäuerung* des Bodens, d.h. durch die Anreicherung von H₃O⁺-Ionen, werden wichtige Mineralstoffe wie zum Beispiel Magnesium-, Kalium- und Calcium-Ionen von den Bindungsplätzen verdrängt und aus dem Boden ausgewaschen. Der Boden verfügt normalerweise über eine hohe *Pufferkapazität* für Säuren, das heisst, er kann eine gewisse Menge an H₃O⁺-Ionen verkraften, bevor er selbst sauer wird und die Säure an die Gewässer weitergibt. Aber mit dem Ausschwämmen dieser wichtigen Mineralien verliert der Boden seine

normalerweise gute Pufferfunktion und dadurch kommt es zu einer drastischen Absenkung des pH-Werts. Im Boden lösen die H_3O^+ -Ionen Aluminium-Ionen und Schwermetall-Ionen aus natürlichen Verbindungen heraus. Gelangen diese Aluminium-Ionen in Gewässer, kommt es zu verheerenden Schäden – siehe Kapitel 1.4.2. [1] [3]

1.4.2. Gewässer:

Besonders *oligotrophe* und damit ungepufferte Seen versauern sehr schnell. So sind pH-Werte von etwa 3 in skandinavischen Seen aufgetreten. Das führt zum Absterben von Mikroorganismen, Fischen und Pflanzen und letztlich des gesamten Ökosystems. Werden Seen von Zuflüssen gespeist, die vorher versauerten Waldboden durchlaufen haben, verstärkt sich das Absinken des pH-Wertes zusätzlich. Eine indirekte Folge der Versauerung ist die Freisetzung von Metall-Ionen aus den Sedimenten der Gewässer (z.B. Aluminium-Ionen, auf welche im 2. Kapitel vertieft eingegangen wird). Dieser Vorgang kann zur Vergiftung von Organismen führen. Während den Wintermonaten, der Zeit der höchsten Schwefeldioxidkonzentrationen, können sich Säuren wie z.B. Schwefelsäure in der Schneedecke ansammeln und mit der Schneeschmelze zu einem plötzlichen, sehr starken Versauern der Gewässer führen. [1] [2]

1.5. Gegenmassnahmen

Man hat versucht, den pH-Wert des Bodens mit Streuen von Kalk wieder auf sein natürliches Niveau anzuheben. Allerdings war das aufgrund der enormen Kosten und der zu grossen benötigten Kalkmenge nicht praktikabel. Ausserdem lindert diese Massnahme nur die Wirkung des sauren Regens und bekämpft nicht den sauren Regen an sich bzw. seine Ursachen. Die einzig effiziente Möglichkeit, den sauren Regen zu vermeiden, ist der Einsatz von modernen Filteranlagen an Schornsteinen von Kraftwerken und Industrieanlagen, sowie Katalysatoren in Automobilen. Des Weiteren sollte natürlich Energie sinnvoll und sparsam eingesetzt werden, um niedrigere Emissionswerte zu erreichen. [1]

1.6. Einschränkungen

Die Schädigungen an unseren Ökosystemen beruhen auf einem komplexen Ursachenbündel, welches schwer zu verstehen ist. Hinzu kommt, dass sich die verschiedenen Ursachen, von denen jede für sich wohl recht unbedeutend wäre, in ihrer Gesamtheit verstärken und somit verheerende Auswirkungen haben können.

Allerdings ist die *nasse Deposition*, d.h. Schadstoffe, die durch Niederschläge von Pflanzen und Gewässern aufgenommen werden, nicht die einzige Ursache für die Säurebelastung. Des Weiteren gibt es noch *trockene* sowie *feuchte Deposition*, welche für den Säureeintrag in unsere Ökosysteme eine der *nassen Deposition* vergleichbare Rolle spielen.

Bei der *trockenen Deposition* werden die Schadstoffe als Gase und Partikel bzw. als Staub in Ökosysteme eingetragen, wobei *feuchte Deposition* bedeutet, dass die Schadstoffe über Nebel oder Tau eingetragen werden. Die Säureeinträge sind also um ein Mehrfaches höher, als die Säureeinträge allein mit dem Regen. [1] [2]

2. Aluminium

2.1. Problematik

2.1.1. Aluminium in Gewässern:

Das Aluminium ist v.a. für das Fischsterben verantwortlich: Es lagert sich – wie der norwegische Fisch Physiologe Björn Olav Rosseland [4] nachgewiesen hat – in Form eines schwerlöslichen Salzes auf den feinen Oberflächen der Kiemen ab und erschwert den Sauerstoffaustausch. Daneben beeinflussen Aluminium-Ionen den Salzhaushalt der Körperzellen: Meistens sterben die Tiere an Salzverlust. [3]

2.1.2. Aluminium im Trinkwasser:

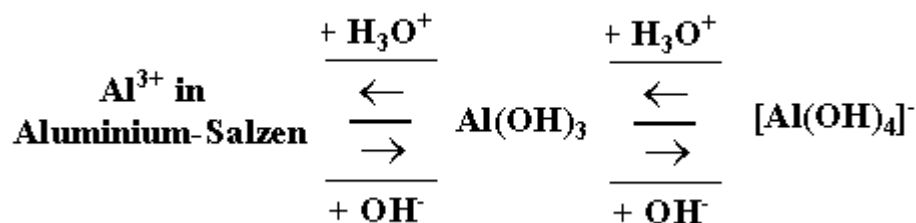
Neben den ökologischen Folgen der ständig steigenden Aluminiumkonzentrationen in unseren Gewässern, die uns früher oder später ernste Probleme bereiten werden, konnten Forscher feststellen, dass unser Trinkwasser zunehmend mit Aluminium belastet wird. Es wird angenommen, dass die Alzheimer-Krankheit durch Aluminium zum Ausbruch gebracht werden kann [5]; hohe Aluminiumkonzentrationen fördern ausserdem die Arteriosklerose, stören den Phosphatstoffwechsel erheblich und schädigen das Nervensystem. [6]

2.2. Chemische und physikalische Parameter

Aluminium kommt in Form von nur *einem natürlichen stabilen Isotop* - dem ^{27}Al - und *sechs künstlichen Isotopen* vor. Mit Ausnahme des ^{26}Al besitzen alle künstlichen Isotope Halbwertszeiten im Sekunden- und Minutenbereich.

Das Leichtmetall Aluminium ist mit 7.57% das dritthäufigste Element in der Erdkruste und ist auch im Erdmantel sehr häufig vertreten. Durch die Bildung einer dünnen Oxidhaut besitzt metallisches Aluminium eine hohe Widerstandsfähigkeit gegenüber vielen chemischen Substanzen. Aluminiumlegierungen können die Härte von Stahl erreichen. Aluminium verhält sich als Elementarstoff sehr unedel, d.h. es lässt sich leicht oxidieren: Dabei entstehen ausschliesslich Aluminium-Ionen der Oxidationsstufe +III. Aluminium bildet stabiles Aluminiumoxid (Al_2O_3), das in Form sehr harter Kristalle für technische Zwecke (Schleif- und Poliermittel) und als Katalysator eingesetzt wird. Aus Aluminiumsalzen bilden sich unter Zugabe von Natronlauge Aluminiumhydroxid und Tetrahydroxo-aluminat-Komplex-Ionen. Die Reaktion ist durch Zugabe von Säure umkehrbar. [7]

Säure/Base-Reaktionen mit Aluminium-Ionen:



2.3. Geogene²⁾ Herkunft

Aluminium kommt insgesamt in ca. 70% aller gesteinsbildenden Mineralen vor [7].

Die wichtigsten Aluminiumminerale:

Silikate	
Andalusit	$\text{Al}_2[\text{O}/\text{SiO}_4]$
Beryll	$\text{Be}_3\text{Al}_2\text{Si}_6\text{O}_{18}$
Jadeit	$\text{NaAlSi}_2\text{O}_6$
Hornblende	$\text{Na}_2\text{Mg}_3\text{Al}_2(\text{OH})_2\text{Si}_8\text{O}_{22}$ (Glaukophan)
Hornblende	$\text{Na}_3\text{Fe}_4\text{Al}(\text{OH})_2\text{Si}_8\text{O}_{22}$ (Arfvedsonit)
Kaolin	$\text{Al}_4[(\text{OH})_8\text{Si}_4\text{O}_{10}]$
Biotit	$\text{K}(\text{Mg}, \text{Fe}^{2+})_3 \cdot (\text{OH})_2 \cdot [(\text{Al}, \text{Fe}^{3+})\text{Si}_3\text{O}_{10}]$
Muskowit	$\text{KAl}_2(\text{OH}, \text{F})_2[\text{AlSi}_3\text{O}_{10}]$
Montmorillonit	$\text{Al}_{3,34} \cdot \text{Mg}_{0,66}(\text{OH})_4\text{Si}_8\text{O}_{20}$
Orthoklas	$\text{K}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$
Albit	$\text{Na}[\text{AlSi}_3\text{O}_8]$
Anorthit	$\text{Ca}[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8]$
Oxide/Hydroxide	
Gibbsit	$\text{Al}(\text{OH})_3$
Diaspor	alpha- AlOOH
Boehmit	gamma- AlOOH
Korund	Al_2O_3
Fluoride	
Kryolith	Na_3AlF_6

Die weite Verbreitung von Aluminium als Mineralbestandteil wird von der Grösse des Aluminium-Ions sowie seiner Fähigkeit, sich als Zentral-Ion in *oktaedrische und tetraedrische* Strukturen zu stellen, begünstigt. Am häufigsten tritt es in oktaedrischen Strukturen auf, ähnlich wie Eisen- und Magnesium-Ionen, und kann diese in einer Mineralstruktur ersetzen. Seine geringe Grösse erlaubt es dem Aluminium jedoch auch, Silicium in seinen tetraedrischen Strukturen zu ersetzen.

Der Aluminiumgehalt liegt bei magmatischen Gesteinen und sedimentären Tonsteinen bei rund 80 g/kg, in Sandsteinen bei ca. 32 g/kg und in Carbonaten bei 9 g/kg. [7]

2.4. Anthropogene³⁾ Herkunft

Früher wurde Aluminium aus *Alunit (Al-Sulfat)* und *Fluorit* gewonnen. Heute aber ist *Bauxit* der wichtigste Aluminium-Rohstoff. Die grosstechnische Herstellung von Aluminium-Metall aus Bauxit erfolgt u.a. durch elektrolytische Zersetzung von Aluminiumhydroxid bei 950°C unter Verwendung von Kohleanoden. Jährlich werden ca. 16 Mio. t Aluminium aus Rohstoffen gewonnen.

Aluminium wird in der Luft- und Raumfahrttechnik, im Maschinen- und Ingenieurbau (Fenster, Gerüste, Hochbau), bei Verpackungen (Grosscontainer, Dosen) sowie für Folien verwendet. Ein Grossteil des verwendeten Aluminiums wird im Rahmen der Recycling-Bemühungen wiederverwendet.

In Form von Aluminiumsulfat wird Aluminium zum Färben, Gerben und zur Paperleimung verwendet. In der Wasseraufbereitung wird Aluminiumsulfat als Flockungsmittel zur Entfernung von Schwebeteilchen eingesetzt.

Aus der Verwendung in Aluminiumemail, als Aluminiumfarbe, Aluminiumfolie und Verbundwerkstoffe sowie in Form von Aluminiumlegierungen wird Aluminium in die Umwelt und in den Kreislauf des Wassers eingebracht, was eine weitere Problematik darstellt. [7]

2.5. Vorkommen und Verhalten

Hem und Robertson [8] konnten 1967 zeigen, dass Gibbsit-Kristalle ($\text{Al}(\text{OH})_3$) mit einem Durchmesser von 0.1 μm eine recht gute physikalische und chemische Stabilität aufweisen. Viele Alalysenergebnisse sind somit schwer zu interpretieren, da in der Wasseranalytik standardmässig mit 0.45 bzw. neuerdings mit 0.2 μm Porenweite filtriert wird. [7]

2.5.1. Atmosphäre:

Das Aluminium in der Atmosphäre liegt überwiegend in Form von *Stäuben* vor. Der Eintrag erfolgt zum grossen Teil durch Ausblasen von Verwitterungsprodukten, aber auch aus vulkanischen Eruptionen. Zunehmende Einträge erfolgen durch Emissionen der Industrie sowie durch Verbrennung fossiler Brennstoffe, die nach Lantzy & Mackenzie (1979) [7] weltweit bereits einen Anteil von 15% an der gesamten Aluminium-Emission ausmachen. Luft in ländlichen Gebieten weist meist weniger als 0.5 $\mu\text{g}/\text{m}^3$ Aluminium in Aerosolen auf. In Städten liegen die Werte meist deutlich höher; in der Nähe von Zementwerken werden oft Werte von mehr als 10 $\mu\text{g}/\text{m}^3$ gemessen. [7]

*Natürliche und anthropogene Quellen der atmosphärischen Aluminium- Emission
(nach Lantzy & Mackenzie, 1979)*

Natürliche Quellen	Fracht (in 10^9 g/Jahr)	Anthropogene Quellen	Fracht (in 10^9 g/Jahr)
Kontinent. Staub	35.600	Industr. Partikel	4.000
Vulkan. Staub	13.275	Fossile Brennstoffe	3.200
Vulkan. Gas	0,84		
<i>Summe</i>	48.875,84	<i>Summe</i>	7.200

2.5.2. Gewässer:

Die mittleren Gehalte an Aluminium-Ionen im Meerwasser variieren zwischen 0.013 und 0.97 µg/l bei einer mittleren Verweildauer von 150 Jahren.

In Süßwässern treten im neutralen pH-Bereich in der Regel Gehalte von Hundertstel bis wenige Zehntel mg/l auf. Höhere Gehalte treten in Gewässern mit niedrigen oder sehr hohen pH-Werten auf. Problematisch sind die niedrigen pH-Werte in oberirdischen Gewässern, die ihren Zulauf aus *granitischen Gebieten* erhalten und deren hohe Aluminiumgehalte die Fischpopulation schwer schädigen können. [7]

2.5.3. Boden:

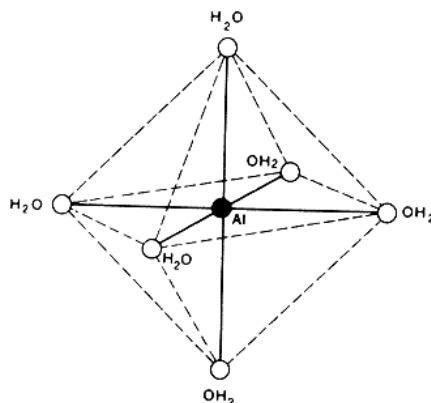
Der Eintrag von Aluminium-Ionen in den Boden erfolgt zum weit überwiegenden Teil aus der Verwitterung des Ausgangsgesteins, vorwiegend der Silikate und des Gibbsits. Bei pH-Werten des Bodens über 5 werden die Aluminium-Ionen durch die Neubildung von Tonmineralen und/oder Hydroxiden sehr schnell wieder festgelegt. Die Art der entstehenden Minerale wird vom pH-Wert des Bodens sowie von den Bestandteilen der Bodenlösung gesteuert. Bis zu pH-Werten von 5 in den Böden bildet Gibbsit mit einer Löslichkeit von ca. 3 µg/l die begrenzende Phase für die Aluminium-Ionen-Konzentration in der Bodenlösung. Mit pH-Wert < 4 steigt die Löslichkeit jedoch sehr stark an. In diesen Bodenlösungen werden erhöhte Aluminiumgehalte gefunden. [7]

3. Computergestützte Berechnungen von Aluminium-Gleichgewichtskonzentrationen bei verschiedenen pH-Werten

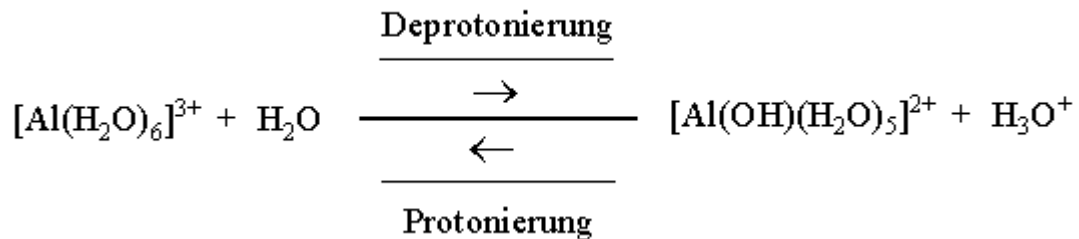
3.1. Ausgangslage

Um die Aluminium-Gleichgewichte in Gewässern zu simulieren, habe ich angenommen, dass die Quelle für Aluminium-Ionen hauptsächlich in Form von $\text{Al}(\text{OH})_3$ (Gibbsit) vorliegt. Solange festes Gibbsit in Kontakt mit der wässrigen Lösung ist, bildet es ein unerschöpfliches Reservoir für Aluminium-Ionen. Zudem nahm ich an, dass die wässrige Lösung mit Al^{3+} -Ionen im Gleichgewicht mit dem festen Gibbsit steht. So gelangen Al^{3+} -Ionen in Form von Hexaaquaaluminium-Ionen in unsere Gewässer.

Schematische Darstellung des Hexaaqua-aluminium-Komplex-Ions $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$



Die Sauerstoff-Wasserstoff-Bindungen in den Wasser-Molekülen, in diesem Hexaaqua-aluminium-Komplex-Ion werden von dem kleinen, hochgeladenen Aluminium-Ion (hohe Ladungsdichte) so stark polarisiert, dass die Wasser-Moleküle in diesem Komplex ein H^+ an ein frei herumschwimmendes Wasser-Molekül abgeben und somit H_3O^+ -Ionen entstehen. Dieses Komplex-Ion wird deshalb als *Kationensäure* bezeichnet. In einem ersten Schritt entstehen so $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ -Komplex-Ionen (Monohydroxo-aluminium-Komplex-Ionen):



In einem zweiten Schritt entstehen nun aus den $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ -Komplex-Ionen auf dieselbe Weise $[\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ -Komplex-Ionen. In einem dritten Schritt können aus den $[\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ -Komplex-Ionen nun $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Komplex-Ionen entstehen und aus den $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Komplex-Ionen können bei hohen pH-Werten sogar in einem vierten Schritt $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$ -Komplex-Ionen entstehen.

In der $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Form, also in der ungeladenen Form, ist das Komplex-Ion unlöslich und lagert sich wiederum am Gibbsit-Ionengitter an.

Diese Vorgänge sind stark vom herrschenden pH-Wert abhängig. Mit Hilfe meiner Berechnungen soll dies nun demonstriert werden.

3.2. Das Rechenverfahren

Das folgende Verfahren der Berechnungen von Gleichgewichtskonzentrationen, welches im Leitprogramm „pH-Wert Berechnungen mit Hilfe eines Taschencomputers“ [9] beschrieben wird, wurde von mir erweitert und auf die hier beschriebene Problematik angewendet.

3.2.1. Die Autoprotolyse des Wassers und der pH-Wert:

Wasser leitet den elektrischen Strom. Dies erstaunt auf den ersten Blick, da Wasser aus H_2O -Molekülen – also ungeladenen Teilchen – aufgebaut ist. Aber man weiss, dass durch eine Säure-Base-Reaktion, die Autoprotolyse des Wassers, Ionen entstehen, welche für die elektrische Leitfähigkeit des Wassers verantwortlich sind:



Die Autoprotolyse des Wassers ist eine Gleichgewichtsreaktion. Die Gleichgewichtskonstante lässt sich aus Messungen der elektrischen Leitfähigkeit von Wasser bestimmen. Sie ist sehr klein, denn die durch die Autoprotolyse erzeugten Ionen liegen in sehr geringen Konzentrationen vor. Bei 25 °C betragen die Konzentration an Hydroxonium-Ionen (H_3O^+ -Ionen) und die Konzentration an Hydroxid-Ionen (OH^- -Ionen) je 10^{-7} mol/l.

Die H_3O^+ -Konzentration und die OH^- -Konzentration sind in reinem, demineralisiertem Wasser selbstverständlich gleich gross, da durch die Reaktion von zwei H_2O -Molekülen je ein H_3O^+ -Ion und OH^- -Ion erzeugt werden. Umgekehrt reagieren immer je ein H_3O^+ -Ion und OH^- -Ion zu zwei H_2O -Molekülen.

Die Konzentration der H_3O^+ -Ionen (Abkürzung: $[\text{H}_3\text{O}^+]$) wird durch den pH-Wert beschrieben:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

Bei 25 °C beträgt der pH-Wert von reinem Wasser 7.00, da $\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-7} \text{ mol/l} = 7.00$

Analog wird die Konzentration der OH^- -Ionen (Abkürzung: $[\text{OH}^-]$) durch den pOH-Wert beschrieben:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Bei 25 °C beträgt der pOH-Wert von reinem Wasser 7.00, da $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$ und $\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 10^{-7} \text{ mol/l} = 7.00$

Besondere Aufmerksamkeit verdient die Gleichgewichtskonstante der Autoprotolyse von Wasser. Die Gleichgewichtskonstante ist gemäss Massenwirkungsgesetz wie folgt definiert:

$$K_{\text{Autoprotolyse}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

Die Werte für die OH^- -Konzentration und die H_3O^+ -Konzentration in reinem, demineralisiertem Wasser bei 25 °C sind bekannt. Sie betragen $[\text{OH}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7} \text{ mol/l}$. Aber wie gross ist die „Konzentration von Wasser in reinem, demineralisiertem Wasser“, $[\text{H}_2\text{O}]$?

Bei 20 °C besitzt 1 Liter Wasser eine Masse von 997g [10]. Dies entspricht 55.3 mol Wasser, wie mit Hilfe der molaren Masse von Wasser (18.02 g-mol) leicht errechnet werden kann; $[\text{H}_2\text{O}]$ beträgt also 55.3 mol/l. Eine einfache Überlegung zeigt nun, dass von einer halben Milliarde H_2O -Molekülen jeweils gerade zwei H_2O -Moleküle ein H_3O^+ - und OH^- -Ion gebildet haben⁴⁾. Die Konzentration des Wassers, $[\text{H}_2\text{O}]$, wird demnach durch die Autoprotolyse nur unbedeutend verändert. Deshalb kann in sehr guter Näherung angenommen werden, dass die „Konzentration von Wasser in reinem, demineralisiertem Wasser“ konstant ist:

$$(55.3 - 2 \cdot 10^{-7}) \text{ mol/l} \approx 55.3 \text{ mol/l} = [\text{H}_2\text{O}] = \text{konstant}$$

Das Autoprotolyse-Gleichgewicht ist aber nicht nur in reinem Wasser, sondern prinzipiell in allen wässrigen Lösungen vorhanden. Bei der Herstellung von *verdünnten wässrigen Säure- oder Base-Lösungen* können zwar die Konzentrationen der H_3O^+ - und OH^- -Ionen in ziemlich weitem Mass verändert werden, die „Konzentration von Wasser in verdünnten Lösungen“ ändert dabei aber nur unbedeutend. Deshalb wird auch für *verdünnte wässrige Lösungen* in guter Näherung angenommen, dass $[\text{H}_2\text{O}]$ einen konstanten Wert von $\approx 55.3 \text{ mol/l}$ aufweist.

Bei Säure-Base-Reaktionen in *verdünnter wässriger Lösung* können nun die Gleichgewichtskonstanten leicht abgeändert werden: Da $[\text{H}_2\text{O}]$ einen konstanten Wert aufweist, wird dieser konstante Wert in die Gleichgewichtskonstanten miteinbezogen, indem der ursprüngliche Ausdruck für die Gleichgewichtskonstanten mit $[\text{H}_2\text{O}]$ multipliziert wird. Auf diese Weise entstehen neue Gleichgewichtskonstanten. Im Fall der Autoprotolyse wird diese neue Gleichgewichtskonstante als Ionenprodukt des Wassers, K_{W} , bezeichnet:

$$K_{\text{Autoprotolyse}} = \frac{[\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} \quad / \quad \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]$$

$$K_{\text{Autoprotolyse}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = K_{\text{W}}$$

Für reines, demineralisiertes Wasser und für alle *verdünnten wässrigen Lösungen*, in welchen die Konzentration der gelösten Säure bzw. Base ≤ 0.1 mol/l ist, gilt:

$$K_{\text{W}} = [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-14}$$

Es ist wichtig zu verstehen, dass das Ionenprodukt des Wassers, K_{W} , eine Gleichgewichtskonstante im eigentlichen Sinne darstellt, welche das Autoprotolyse-Gleichgewicht in allen verdünnten wässrigen Lösungen von Säuren und Basen beschreibt.

Nun können wir verstehen was in unseren natürlichen Gewässern vor sich geht, und warum wir die Autoprotolyse bei den Berechnungen von Aluminium-Gleichgewichts-Konzentrationen berücksichtigen müssen. [9]

3.2.2. Die Reaktionsgleichungen:

Da ich annehme, dass eine konstante Konzentration an Gibbsit, also an $\text{Al}(\text{OH})_3$, vorhanden ist, welche im Gleichgewicht mit der wässrigen Lösung steht, entsteht folgende Gleichung:



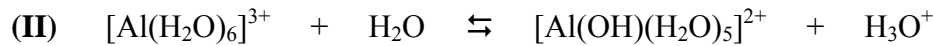
Dieser Reaktionsgleichung ordnen wir K_{L} zu, da es sich um ein Löslichkeitsgleichgewicht handelt. Die Löslichkeitskonstante von Gibbsit beträgt $K_{\text{L}} = 10^{-33.9}$ [11].

Die Autoprotolyse wird auch berücksichtigt:



Dieser Gleichgewichtsreaktion ordnen wir $K_{\text{W}} = 10^{-14}$ zu (siehe 3.2.1.).

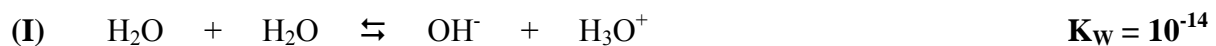
Nun folgen die eingangs erwähnten vier Säure/Base-Gleichgewichte (siehe auch 3.1.):



Diesen vier Gleichungen ordnen wir K_1 , K_2 , K_3 und K_4 zu [12]:

$$K_1 = 10^{-5.02} \quad K_2 = 10^{-4.28} \quad K_3 = 10^{-5.69} \quad K_4 = 10^{-8.34}$$

Eine Übersicht:

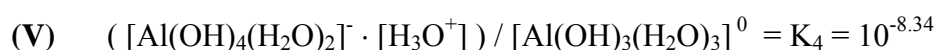
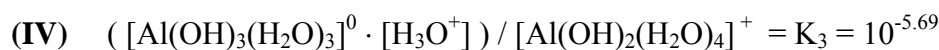
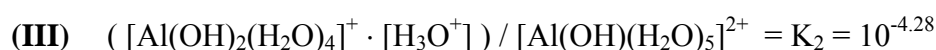
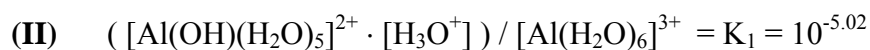
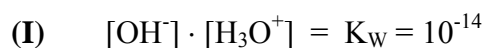


**) liegt als $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ vor*

Die Löslichkeitskonstante der Reaktionsgleichung (0) ist wie folgt definiert:



Die Gleichgewichtskonstanten der Reaktionsgleichungen (I) bis (V) sind wie folgt definiert:



3.2.3. Die Verknüpfung der Reaktionsgleichungen:

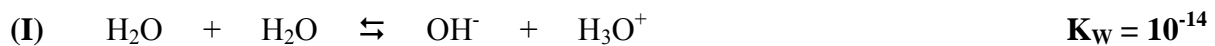
Als erstes betrachte ich nur die erste Reaktionsgleichung (0):



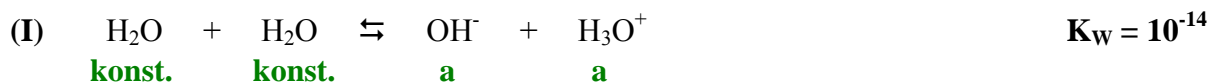
Ich gehe davon aus, dass eine **konstante** Konzentration an Al(OH)_3 vorhanden ist. Die daraus entstehende Konzentration an $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ -Komplex-Ionen nenne ich **m** mol/l und auf Grund der stöchiometrischen Koeffizienten können wir erkennen dass 3x so viele OH^- -Ionen entstehen wie $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ -Komplex-Ionen, darum ist die entstehende Konzentration an OH^- -Ionen **3m** mol/l:



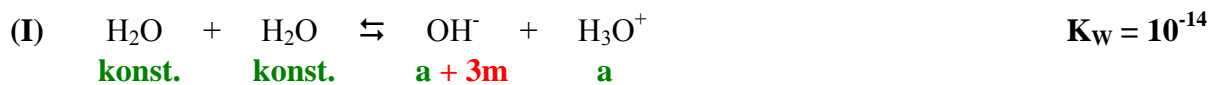
Nun nehme ich die Autoprotolyse-Reaktionsgleichung (I) dazu:



Gemäss Kapitel 3.2.1. wissen wir dass die Konzentration von Wasser in wässrigen Lösungen **konstant** ist. Es entstehen bei der Autoprotolyse gleich viel OH^- -Ionen wie H_3O^+ -Ionen. Diese Konzentration an entstandenem OH^- -Ionen bzw. H_3O^+ -Ionen nenne ich **a** mol/l.



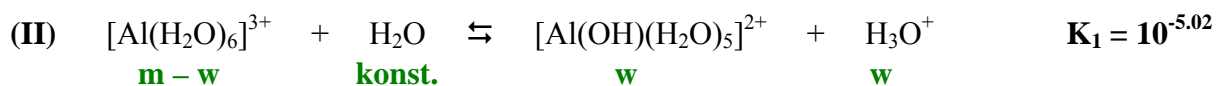
Um die beiden Reaktionsgleichungen (0) und (I) miteinander zu verknüpfen, müssen wir die durch die Autoprotolyse zusätzlich entstandenen OH^- -Ionen in der Reaktionsgleichung (0) berücksichtigen und umgekehrt:



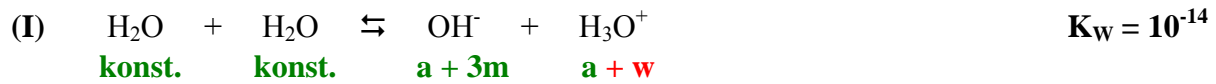
Nun nehme ich die Reaktionsgleichung (II) dazu:



Auf Grund der Reaktionsgleichung (0) weiss ich, dass **m** mol/l $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ -Komplex-Ionen in der Lösung vorhanden sind. Von diesen **m** mol/l $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ -Komplex-Ionen reagiert eine gewisse Menge weg und es entstehen genau so viele $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ -Komplex-Ionen wie auch H_3O^+ -Ionen. Diese Konzentration nenne ich **w** mol/l.



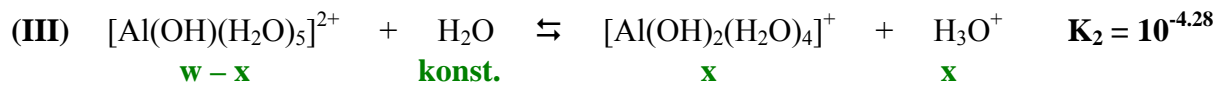
Nun verknüpfe ich die drei Reaktionsgleichungen (0), (I) und (II) miteinander, indem ich die durch die Reaktionsgleichung (II) zusätzlich entstandenen H_3O^+ -Ionen bei der Autoprotolyse berücksichtige und umgekehrt. Natürlich muss ich jetzt auch die durch die Reaktionsgleichung (II) wegreaktierten $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ -Komplex-Ionen bei der Reaktionsgleichung (0) berücksichtigen:



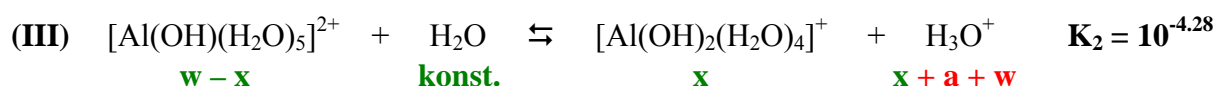
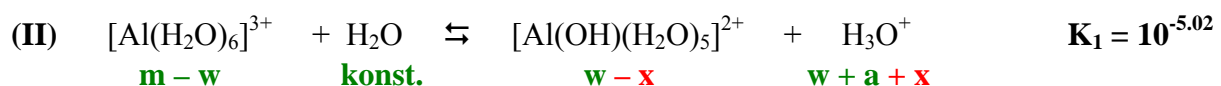
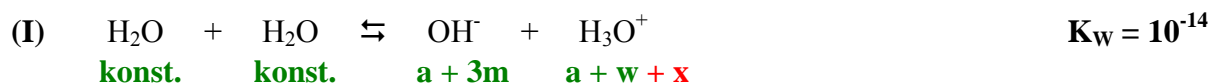
Nun nehme ich die Reaktionsgleichung (III) dazu:



Auf Grund der Reaktionsgleichung (II) weiss ich, dass **w** mol/l $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ -Komplex-Ionen in der Lösung vorhanden sind. Von diesen **w** mol/l $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ -Komplex-Ionen reagiert eine gewisse Menge weg und es entstehen genau so viele $[\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ -Komplex-Ionen wie auch H_3O^+ -Ionen. Diese Konzentration nenne ich **x** mol/l.



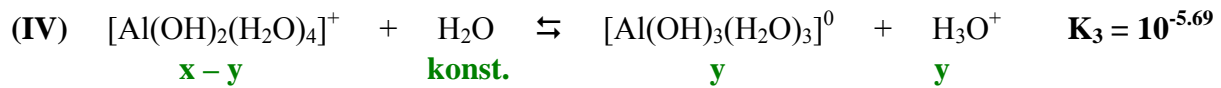
Um die Reaktionsgleichung (III) mit den Reaktionsgleichungen (0), (I) und (II) zu verknüpfen muss ich die durch die Reaktionsgleichung (III) zusätzlich entstandenen H_3O^+ -Ionen bei der Autoprotolyse und bei der Reaktionsgleichung (II) berücksichtigen und umgekehrt. Natürlich muss ich auch hier wieder die durch die Reaktionsgleichung (III) wegreaktierten $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+}$ -Komplex-Ionen bei der Reaktionsgleichung (II) berücksichtigen:



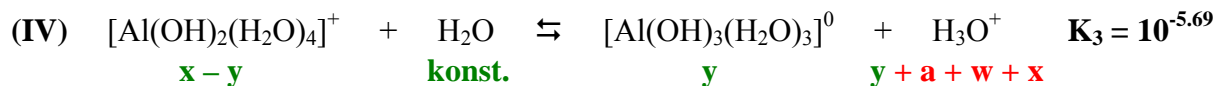
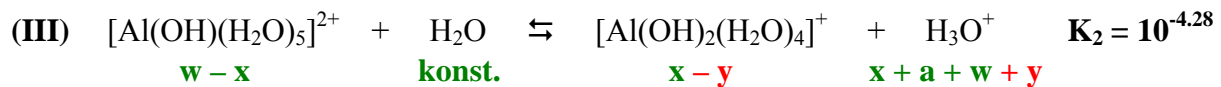
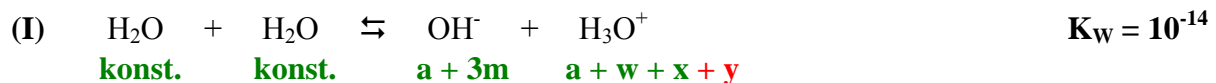
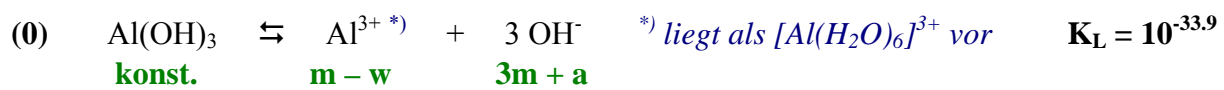
Nun nehme ich die Reaktionsgleichung (IV) dazu:



Auf Grund der Reaktionsgleichung (III) weiss ich, dass x mol/l $[\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ -Komplex-Ionen in der Lösung vorhanden sind. Von diesen x mol/l $[\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ -Komplex-Ionen reagiert eine gewisse Menge weg und es entstehen genau so viele $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Komplexe (Gibbsit) wie auch H_3O^+ -Ionen. Diese Konzentration nenne ich y mol/l.



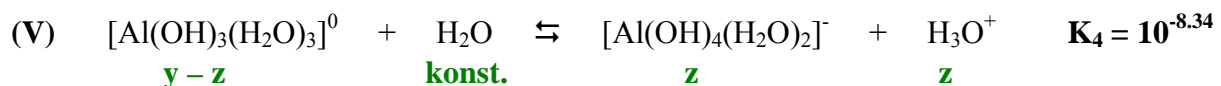
Um nun diese Reaktionsgleichung (IV) mit den Reaktionsgleichungen (0), (I), (II) und (III) zu verknüpfen muss ich die durch die Reaktionsgleichung (IV) zusätzlich entstandenen H_3O^+ -Ionen in den Reaktionsgleichungen (I), (II) und (III) berücksichtigen und umgekehrt. Auch hier muss ich die durch die Reaktionsgleichung (IV) weg reagierten $[\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ -Komplex-Ionen in der Reaktionsgleichung (III) berücksichtigen:



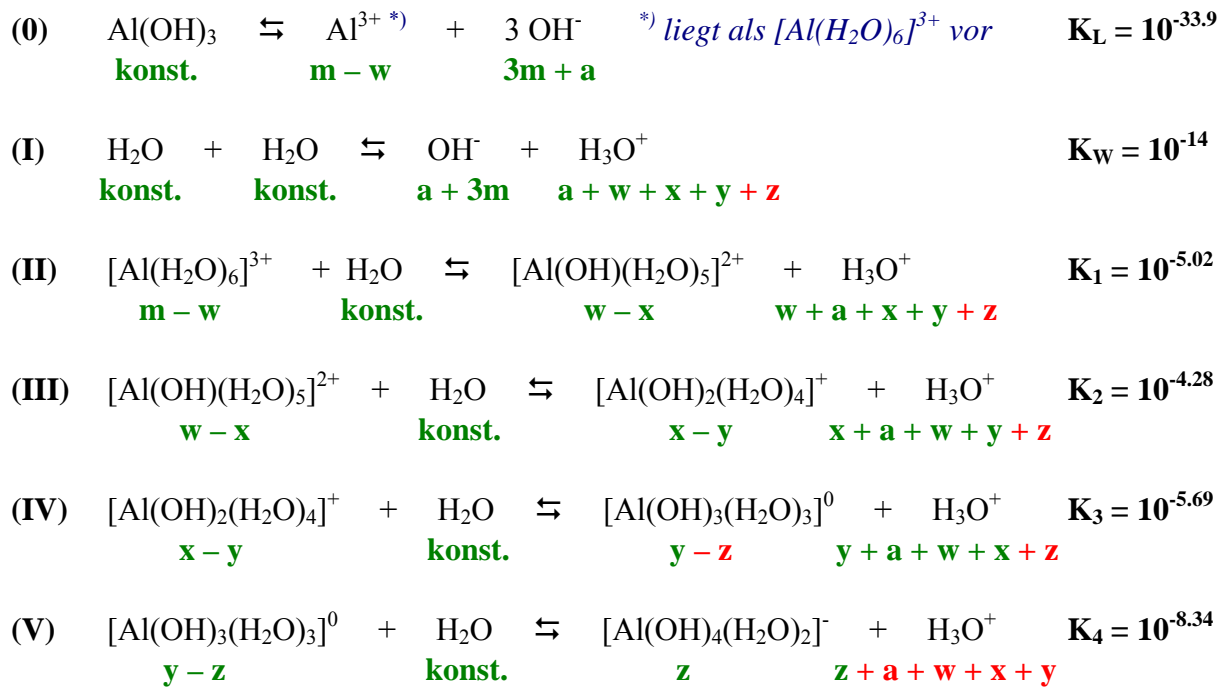
Nun nehme ich auch noch die letzte Reaktionsgleichung (V) dazu :



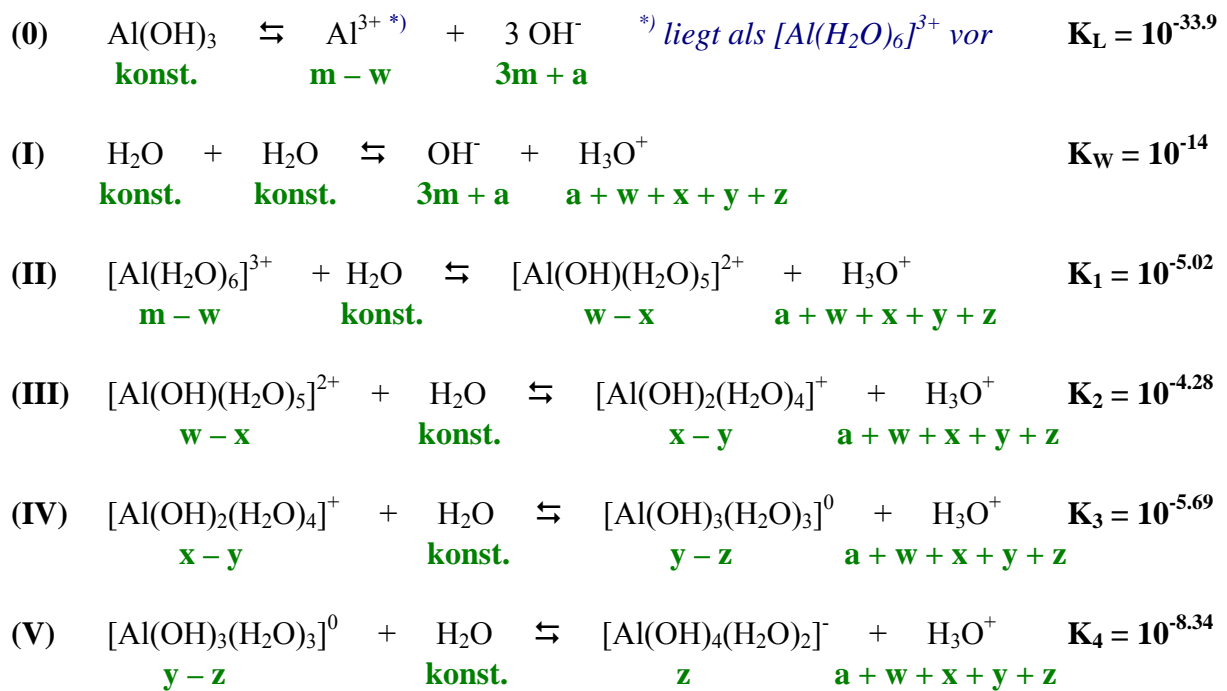
Auf Grund der Reaktionsgleichung (IV) weiss ich, dass y mol/l $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Komplexe in der Lösung vorhanden sind. Von diesen y mol/l $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Komplexen reagiert eine gewisse Menge weg und es entstehen genau so viele (jetzt negativ geladene) $[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^-$ -Komplex-Ionen wie auch H_3O^+ -Ionen. Diese Konzentration nenne ich z mol/l.



Um nun auch noch die letzte Reaktionsgleichung mit den Reaktionsgleichungen (0), (I), (II), (III), und (IV) zu verknüpfen muss ich die durch die Reaktionsgleichung (V) zusätzlich entstandenen H_3O^+ -Ionen bei den Reaktionsgleichungen (I), (II), (III) und (IV) berücksichtigen und umgekehrt. Natürlich muss ich auch noch die durch die Reaktionsgleichung (V) weg reagierten $[\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0$ -Komplexe bei der Reaktionsgleichung (IV) berücksichtigen:



In geordneter Form ergibt sich nun:



Nun ist die Verknüpfung komplett und wir können die Konzentrationen der Verschiedenen Teilchen ablesen :

$$\begin{array}{lll}
 [\text{Al}(\text{OH})_3] = \text{konstant} & [\text{OH}^-] = 3m + a & [\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+ = x - y \\
 [\text{H}_2\text{O}] = \text{konstant} & [\text{H}_3\text{O}^+] = a + w + x + y + z & [\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0 = y - z \\
 \text{Al}^{3+ *}) = m - w & [\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} = w - x & [\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^- = z
 \end{array}$$

**) liegt als $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ vor*

3.2.4. Gleichungssystem aufstellen:

Mit Hilfe der in Kapitel 3.2.2. definierten Gleichgewichtskonstanten bzw. Löslichkeitskonstante und den nun hergeleiteten Variablen für die jeweiligen Teilchenkonzentrationen kann ich ein komplexes Gleichungssystem aufstellen.

Die Löslichkeitskonstante der Reaktionsgleichung (0) ist wie folgt definiert:

$$\text{(0)} \quad \text{Al}^{3+ *}) \cdot [\text{OH}^-]^3 = K_L = 10^{-33.9} \quad \text{*) liegt als } [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} \text{ vor}$$

Die Gleichgewichtskonstanten der Reaktionsgleichungen (I) bis (V) sind wie folgt definiert:

$$\begin{array}{l}
 \text{(I)} \quad [\text{OH}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+] = K_W = 10^{-14} \\
 \text{(II)} \quad ([\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} = K_1 = 10^{-5.02} \\
 \text{(III)} \quad ([\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+ \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{2+} = K_2 = 10^{-4.28} \\
 \text{(IV)} \quad ([\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0 \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{Al}(\text{OH})_2(\text{H}_2\text{O})_4]^+ = K_3 = 10^{-5.69} \\
 \text{(V)} \quad ([\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]^- \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]) / [\text{Al}(\text{OH})_3(\text{H}_2\text{O})_3]^0 = K_4 = 10^{-8.34}
 \end{array}$$

In diese Gleichungen setze ich nun die jeweiligen Variablen ein:

$$\begin{array}{l}
 \text{(0)} \quad (3m + a)^3 \cdot (m - w) = K_L = 10^{-33.9} \\
 \text{(I)} \quad (a + 3m) \cdot (a + w + x + y + z) = K_W = 10^{-14} \\
 \text{(II)} \quad ((w - x) \cdot (a + w + x + y + z)) / (m - w) = K_1 = 10^{-5.02} \\
 \text{(III)} \quad ((x - y) \cdot (a + w + x + y + z)) / (w - x) = K_2 = 10^{-4.28} \\
 \text{(IV)} \quad ((y - z) \cdot (a + w + x + y + z)) / (x - y) = K_3 = 10^{-5.69} \\
 \text{(V)} \quad (z \cdot (a + w + x + y + z)) / (y - z) = K_4 = 10^{-8.34}
 \end{array}$$

3.2.5. Berechnung und grafische Darstellung:

Nun können wir die verschiedenen Teilchenkonzentrationen berechnen, wenn wir einen bestimmten pH-Wert vorgeben, da ja

$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$ und somit $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$ ist.

Somit erhalten wir die Substitution:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = (\mathbf{a} + \mathbf{w} + \mathbf{x} + \mathbf{y} + \mathbf{z}) = 10^{-\text{pH}}$$

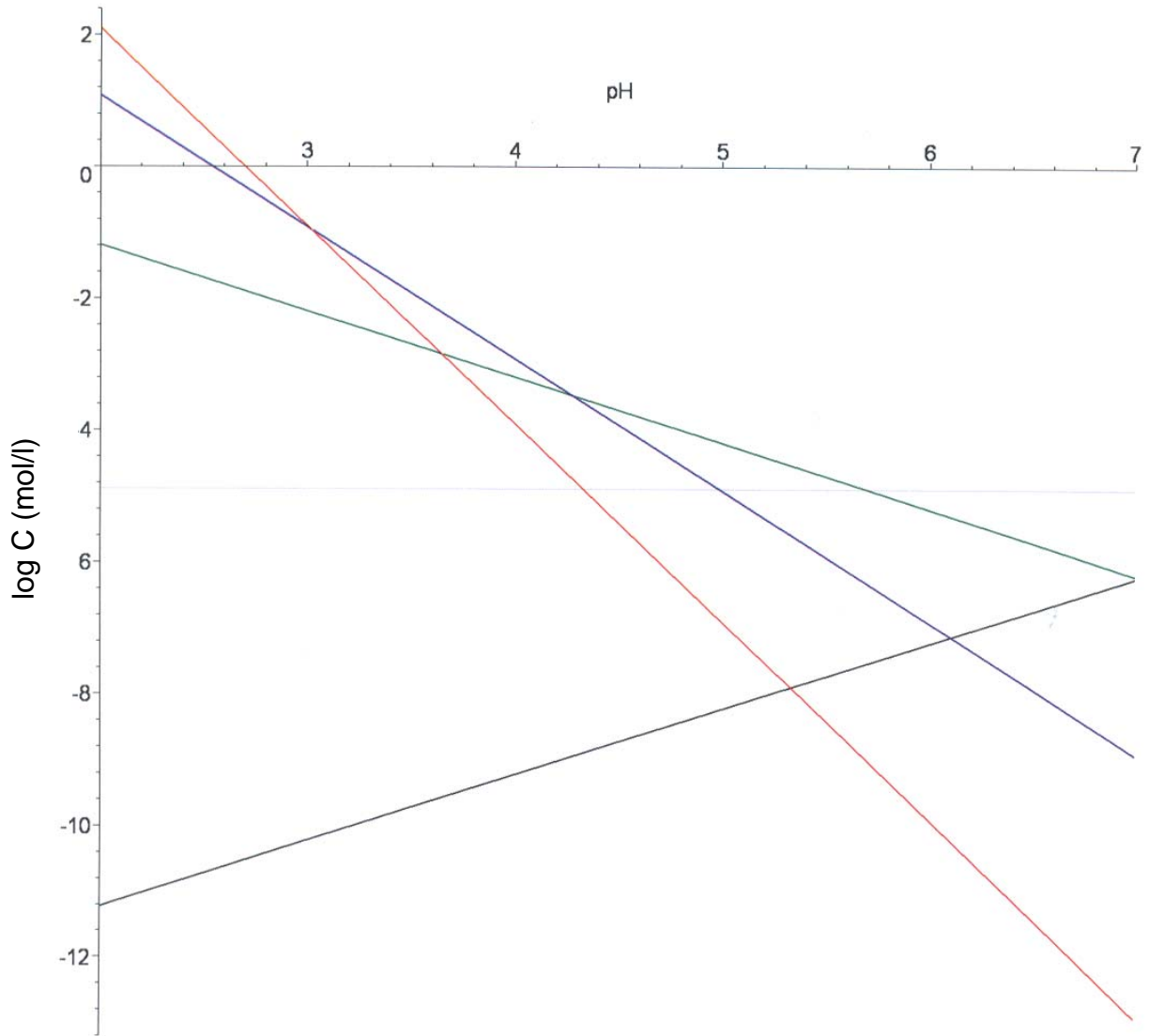
Da das oben hergeleitete Gleichungssystem zu komplex ist um von Hand oder mit einem Taschencomputer gelöst zu werden, habe ich mit Hilfe der *MAPLE 8 Mathematik-Software* das Gleichungssystem für alle pH-Werte von 2 bis 7 gelöst und in einer Grafik dargestellt.

(Die MAPLE – Dokumente sind der Arbeit separat hinten beigelegt)

Mit Hilfe der Grafik können wir nun jede Konzentration eines beliebigen Aluminium-Komplexes meines Gleichungssystems bei jedem beliebigen pH-Wert ablesen, oder auch mit der MAPLE-Software berechnen.

Auf Grund des Mathematik-Programmes war es mir leider nicht möglich, den pH-Bereich zwischen 0 und 2 und denjenigen zwischen 7 und 14 grafisch darzustellen.

Da ich aber die Konzentrationen logarithmiert habe, kann man sich den weiteren Verlauf der Geraden linear weiterdenken.



3.3. Auswertung

Das Aluminium-Ion ist ein aussergewöhnliches Metall-Ion, da es bis $\text{pH} = 4$, also in saurem Milieu, *Aqua- und positiv geladene Hydroxo-Komplex-Ionen* als Hauptbildungsformen aufweist, von $\text{pH} = 4$ bis $\text{pH} = 9$, also in eher neutralem Milieu, hauptsächlich als *ungeladener Trihydroxo-aluminium-Komplex* ausfällt und da es von $\text{pH} = 9$ an, also in alkalischem Milieu, das *negativ geladene Tetrahydroxo-aluminat-Komplex-Ion* als Hauptbildungsform auftritt.

Die überwiegende Zahl an Übergangs-Metall-Ionen bilden zwar oberhalb von $\text{pH} = 4$ auch *unlösliche Hydroxide*, wie das Aluminium-Ion, aber bei höheren pH -Werten bilden sie keine Hydroxo-Komplex-Ionen, sie bleiben also unlöslich, ganz im Gegensatz zum Aluminium-Ion, welches wieder in Lösung geht.

In der obigen Grafik werden die logarithmischen Konzentrationen (in mol/l) der verschiedenen Bildungsstufen vom Aluminium-Ion bei den pH -Werten von 2 bis 7 dargestellt.

Was auf den ersten Blick auffällt und sogar verwirrt, ist die konstante Konzentration des ungeladenen Trihydroxo-aluminium-Komplexes. Da der ungeladene Trihydroxo-aluminium-Komplex dem festen Aluminiumhydroxid gleichgesetzt wurde und das Gleichungssystem dementsprechend mathematisch konzipiert wurde, ist die konstante Konzentration des unlöslichen Trihydroxo-aluminium-Komplexes plausibel.

Wie in der Grafik zu erkennen ist, nimmt die Konzentration der Hexaaqua-aluminium-Komplex-Ionen mit der Entstehung neuer Monohydroxo-aluminium-Komplex-Ionen ab. Wiederum nimmt die Konzentration der Monohydroxo-aluminium-Komplex-Ionen mit der Entstehung neuer Dihydroxo-aluminium-Komplex-Ionen ab. Auch wiederum nimmt die Konzentration der Dihydroxo-aluminium-Komplex-Ionen mit der Entstehung neuer Trihydroxo-aluminium-Komplexe ab. Hingegen bleibt die Konzentration der Trihydroxo-aluminium-Komplexe, trotz der Entstehung neuer Tetrahydroxo-aluminat-Komplex-Ionen, konstant (vgl. obige Bemerkung).

Dies erklärt warum die Konzentrationen der positiv geladenen Komplex-Ionen mit zunehmendem pH -Wert, bzw. mit sinkender H_3O^+ -Konzentration, abnimmt und die Konzentration der negativ geladenen Tetrahydroxo-aluminat-Komplex-Ionen mit zunehmendem pH -Wert, bzw. mit sinkender H_3O^+ -Konzentration, zunimmt. In der Grafik ist deutlich zu erkennen wie stark die Komplexbildung der einzelnen Bildungsstufen pH -abhängig sind.

Der *ideale pH-Wert* für ein Gewässer wäre $\text{pH} = 7$, da dort eine geringe „*Aluminium-Toxizität*“ herrscht, auf Grund der sich in Grenzen haltenden Aluminium-Komplex-Konzentrationen, was bei $\text{pH} > 7$ und $\text{pH} < 7$ nicht mehr so ausgeprägt der Fall ist.

Denn zu hohe Konzentrationen an Aluminium-Komplexen verursachen Fischsterben und erhöhen das Risiko des aluminiumhaltigen Trinkwassers und gefährden auch unsere Lebensmittel. Dies beeinträchtigt unsere Gesundheit stark, v.a. unser Nervensystem.

Wenn nun unsere Gewässer durch *sauren Regen* versäuert werden und dadurch die Konzentrationen der positiv geladenen Aluminium-Komplex-Ionen erhöht werden, hat dies verheerende Schäden zur Folge, welche nicht übergangen werden dürfen.

Anhang:

1) Berechnung des Faktors:

Wir vergleichen den Mindestwert und den Höchstwert der H_3O^+ -Konzentrationen, indem wir die pH-Werte in H_3O^+ -Konzentration umrechnen:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$\text{pH} = 4 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} = 0.0001 \text{ mol/l}$$

$$\text{pH} = 5.6 \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-5.6} = 0.000002512 \text{ mol/l}$$

und dann miteinander vergleichen, d.h. den Faktor suchen, um den die H_3O^+ -Konzentration gestiegen ist:

$$10^{-5.6} \cdot x = 10^{-4} \Rightarrow \frac{10^{-4}}{10^{-5.6}} = x = \underline{\underline{39.81}}$$

2) Bedeutung von „geogen“: von den natürlichen erdgeschichtlichen Bedingungen oder von der Gesteinszusammensetzung verursacht.

3) Bedeutung von „anthropogen“: vom Menschen herbeigeführt.

4) Rechnung: $\frac{55.3 \cdot \text{mol/l}}{10^{-7} \text{ mol/l}} = 0.55 \cdot 10^9 = \text{ca. eine halbe Milliarde}$

Quellen:

- [1] Homepage des Sneaker – Schülerserver (27.11.2003)
<http://sneaker.cfg-hockenheim.de/referate/inhalt/regen/>
- [2] Homepage des Umweltbundesamtes Deutschland (27.11.2003)
<http://www.umweltbundesamt.de/uba-info-daten/daten/saure-niederschlaege.htm>
- [3] Homepage der Umweltfibel (27.11.2003)
http://www.umweltfibel.de/lexikon/m/lex_m_mikroben2.htm
- [4] Rosseland, B.O. (1992): The mixing zone between limed and acidic river waters: complex aluminium chemistry and extreme toxicity for Salmonids. – Environmental Pollution.
- Rosseland, B.O. (1994): Increased mortality of fish due to changing Al-chemistry of mixing zones between limed streams and acidic tributaries. – Water, Air and Soil Pollut.
- [5] Medizinische Homepage von Dr. med. Thomas Walser (28.12.2003)
<http://www.dr.walser.ch/index.html?aluminium.htm>
- Homepage of the European Aluminium Association (28.12.2003)
<http://www.eaa.net/visuals/downloads/alzkrankheit.pdf>
- Homepage der Medizinfo (28.12.2003)
<http://www.medizinfo.de/kopfundseele/alzheimer/vergiftung.shtml>
- [6] Homepage der Natur- und Grenzwissenschaftlichen Forschungsgemeinschaft Deutschland (27.11.2003)
<http://www.ngfg.com/texte/ae029.htm>
- [7] Homepage der Technischen Universität Freiberg (27.11.2003)
http://www.geo.tu-freiberg.de/~merkel/hgcsc/hgcsc_1/elemente/al/al.htm
- [8] Hem, J.D. (1981): Study and Interpretation of the Chemical Characteristics of Natural Water, U.S. Geological Survey Water-Supply Paper 2254.
- [9] LeWis (2003): pH-Wert Berechnungen mit Hilfe eines Taschencomputers – Ein Leitprogramm für die Chemie.
- [10] CRC-Handbook of Chemistry and Physics, 81th edition 2000-2001.
- [11] Prof. Stumm, W. und Prof. Sigg, L. (1989): Aquatische Chemie.
- [12] Lindsay – Handbook of Chemical Technology