



Fachbereich Ingenieur-/Wirtschaftsingenieurwesen

Praktikum: Anorganische Analytik und Physikalische Chemie

Berlin, den 9. Juni 2004

Name: Diana Lopez
Mirco Eisenach

Seminargruppe: BB/03 (Gruppe 2 A2)

Fachbereich: Bioinformatik

Thema: **Komplexometrie/Ionenaustauscher**

Durchführung des Versuchs: 2. Juni 2004 von 11:30 Uhr bis 14:30 Uhr

Testat: 1,0 +

Inhaltsangabe

1. Komplexometrie

- 1.1. Aufgabe
- 1.2. Geschichte / Einführung / Grundlagen
- 1.3. Durchführung
- 1.4. Messwerte / Berechnungen

2. Ionenaustauscher

- 2.1. Aufgaben
- 2.2. Einführung / Grundlagen
- 2.3. Durchführung
- 2.4. Messwerte / Berechnungen

3. Beantwortung der Fragen

4. Quellen

1. Komplexometrie

1.1. Aufgabe

Bestimmung der Gesamthärte von Trinkwasser!

1.2. Einführung / Grundlagen

Wasser

(*water*) Drei Viertel der Erdoberfläche sind mit Wasser bedeckt. Die gesamte Wassermenge beträgt ca. 1,4 Milliarden Kubikkilometer. Davon umfassen 92,2 % Salzwasser und das Eis der Pole. Das Gebirge enthält weitere 2,2 %. Das Süßwasser der Flüsse, der Seen und des Grundwassers der Kontinente macht nur 0,6 % der gesamten auf der Erde vorhandenen Wassermenge aus.

Durch die Einwirkungen der Sonnenenergie ist Wasser einem ständigen Kreislauf unterworfen. Wasser ist am Aufbau der Pflanzen- und Tierwelt maßgeblich beteiligt. Der menschliche Körper besteht aus 60 bis 70 % Wasser, manche Gemüse und Früchte zu mehr als 90 %. Beim erwachsenen Menschen beträgt der tägliche Wasser-Bedarf etwa 35 g je kg Körpergewicht. Ein erwachsener Mensch braucht täglich ca. 3 l Wasser in Form von Getränken oder als Bestandteil anderer Nahrungsmittel.

Wasser wird allerdings auch dort verbraucht, wo es nicht lebensnotwendig, aber bei unserem Zivilisationsstand unentbehrlich ist, z.B. bei der Körper- und Wohnungspflege. Insgesamt verbraucht jeder Einwohner der Bundesrepublik Deutschland ca. 130 - 150 l Wasser pro Tag. Ebenso ist die Industrie auf Wasser angewiesen. So werden z.B. zur Herstellung von 1 kg Kunststoff bis zu 500 l Wasser eingesetzt. Daher ist der sorgsame und sparsame Umgang mit Wasser sowie dessen Reinhaltung eines der wichtigsten Ziele des Umweltschutzes.

Wasser	Eigenschaften
Schmelzpunkt	0 °C
Siedepunkt	100 °C
Spezifisches Gewicht Wasser bei 0 °C	0,999868 kg/l
Spezifisches Gewicht Eis bei 0 °C	0,9168
Spezifisches Gewicht Wasser bei 4 °C	1,0

Reines Wasser ist ein Laborprodukt. Natürliche Wässer sind niemals rein, sondern enthalten eine Reihe von echt gelösten oder dispergierenden Stoffen, deren wichtigste im folgenden zusammengefasst sind:

- Kationen: Natrium Na^+ , Kalium K^+ , Ammonium NH_4^+ , Magnesium Mg^{2+} , Calcium Ca^{2+} , Strontium Sr^{2+} , Barium Ba^{2+} , Aluminium Al^{3+} , Eisen $\text{Fe}^{2+/3+}$, Mangan Mn^{2+} , Kupfer Cu^{2+} ,

Zink Zn^{2+} , Blei Pb^{2+}

- Anionen: Hydrogencarbon. HCO_3^- , Karbonat CO_3^{2-} , Silikat SiO_3^{2-} , Nitrit NO_2^- , Nitrat NO_3^- , Phosphat PO_4^{3-} , Sulfat SO_4^{2-} , Sulfid S^{2-} , Fluorid F^- , Chlorid Cl^-
- gelöste Gase: Sauerstoff O_2 , Stickstoff N_2 , Kohlensäure CO_2
- anorganische und organische Trübstoffe
- gelöste organische Stoffe
- Mikroorganismen

Wasserarten werden nach ihrem Mineralsalzgehalt klassifiziert. Dabei wird folgende Zuordnung getroffen:

Bezeichnung	Salzgehalt in g Salz/kg Wasser
Süßwasser	1
salzhaltiges Wasser	1 - 25
Meerwasser, meerwasserähnliches Wasser	25 - 50
Salzwasser	50

Die wichtigsten Quellen für die Trink-, Brauch- und Betriebswasserversorgung sind Grundwasser, Oberflächenwasser oder Uferfiltrate, die aus Süßwasser bestehen. Manche leicht salzhaltigen Brunnen- oder Quellwasser werden als bevorzugtes Trinkwasser genutzt (Mineralwasser).

In Gebieten mit einem Mangel an natürlichen Süßwasservorkommen wird auch Meerwasser als Betriebswasser genutzt oder für die Verwendung als Trink- und Brauchwasser zu Süßwasser aufbereitet.

Salzwasser fällt oftmals im Zusammenhang mit der Förderung von Kohle, Erzen oder Erdöl aus großen Tiefen an und ist für die Wasserversorgung nicht nutzbar. Eine Aufbereitung von gefördertem Salzwasser kann erforderlich sein, um ein störungsfreies Verpressen zu ermöglichen.

Als aggressives Wasser (*aggressive water*) wird ein Wasser bezeichnet, das mit ihm in Berührung stehende Feststoffe auflösen oder zersetzen kann, wofür in der Regel die Wasserinhaltsstoffe verantwortlich sind. Aber auch destilliertes Wasser kann z.B. Mineralien aus Feststoffen herauslösen.

Wasserhärte

(*water hardness*) Unter Wasserhärte wird die Konzentration von Ionen von [Kalzium](#) und [Magnesium](#) verstanden. Der Gehalt an Kalzium- und Magnesiumsalzen bestimmt die Eigenschaften des Wassers. Je höher deren Anteil, desto härter ist das Wasser. Kalzium und Magnesium werden deshalb auch als Härtebildner bezeichnet, ihr Vorhandensein bestimmt die "Gesamthärte". Ein deutscher Härtegrad (1° dH) entspricht 10 mg Kalziumoxid oder 7,19 mg Magnesiumoxid pro Liter Wasser.

Warmwasser- und Heizungsanlagen erfordern weiches Wasser, da sich sonst Kesselstein

absetzt. Die Dosierung von Waschmitteln ist ebenfalls abhängig von der Wasserhärte, da verschiedene Tenside, insbesondere Lineare Alkylbenzolsulfonate (LAS) härteabhängig wirken. Die Härtebildner verringern die Waschkraft von Waschmitteln. Entsprechende Dosiervorschriften müssen auf den Waschmittelpackungen angegeben werden. Seife schäumt in hartem Wasser schlecht, weil sie unlösliche Kalzium- und Magnesiumsalze bildet. Die Auswirkung der Wasserhärte wird deshalb von den meisten Waschmitteln durch Zugabe von Phosphat gemildert. In der Technik erfolgt die Enthärtung u.a. durch:

- Destillation,
- Fällung mit Soda oder Natriumphosphat,
- mit Ionenaustauscher durch sogenannte Enthärtungsanlagen,
- im Haushalt durch die in Wasch- und Reinigungsmitteln eingebauten Enthärtungsmittel.

In der Bundesrepublik Deutschland erfolgt die Einteilung in vier Härtebereichen. Sie sind durch das Wasch- und Reinigungsmittelgesetz definiert.



Härtebereich	Millimol Gesamthärte pro Liter Wasser	°dH
1	< 1,3	< 7
2	1,3 - 2,5	7 - 14
3	2,5 - 3,8	14 - 21
4	> 3,8	> 21

dH

dH ist die Abkürzung für deutsche Härte. Die Härte des Wassers (Wasserhärte), hängt von dem Gehalt an Calcium- und Magnesiumverbindungen ab. Je höher der Gehalt ist, desto härter ist das Wasser.

Die Härte des Wassers spielt beim Waschen der Wäsche eine erhebliche Rolle. Je weicher das Wasser, desto weniger Wasserenthärter (bzw. Waschmittel) sind bei der Wä-

scheppflege erforderlich.

Daneben gibt es die im Sprachgebrauch übliche Einteilung

Gesamthärte: $1,0 \text{ mmol/l} = 5,6 \text{ }^\circ\text{d}$ (Grad deutscher Härte)

- $0-4^\circ\text{d}$ = sehr weich
- $4-8^\circ\text{d}$ = weich
- $8-18^\circ\text{d}$ = mittelhart
- $18-30^\circ\text{d}$ = hart
- über 30°d = sehr hart.

Auskunft über die jeweiligen Wasserhärtebereiche erteilen die zuständigen Wasserversorgungsunternehmen. Die Wasserversorgungsunternehmen müssen einmal jährlich den Härtebereich des verteilten Trinkwassers veröffentlichen.

Wegen der gesundheitlichen Bedeutung der Wasserhärte darf Trinkwasser nicht unter $1,5 \text{ mmol/l}$ entsprechend $8,4^\circ \text{dH}$ enthärtet werden. Im Haushalt wird meist mit Ionenaustauschern enthärtet. Diese müssen mit Kochsalz regeneriert werden und belasten damit das Abwasser. Gleichzeitig erhöht sich die Natriumkonzentration im Trinkwasser.

Eine Bestimmungsmethode für die Gesamthärte von Wasser ist die [Komplexometrie](#).

Komplexometrie, Kompleximetrie

(*complexometry*) Messanalytisches Verfahren zur Bestimmung von Ionen Arten, wobei diese mit Hilfe von Komplexbildnern in stabile Chelate überführt werden. Im Wasserbereich wird damit u.a. die Wasserhärte bzw. Gesamtwasserhärte der Ionen von Kalzium und Magnesium bestimmt. Für die komplexometrische Bestimmung des Gehaltes an Ca^{2+} - und Mg^{2+} -Ionen wird bevorzugt das gut lösliche Dinatriumsalz der Ethylendiamintetraessigsäure (Dihydrat) verwendet.

1.3. Durchführung

Geräte:
100 ml Meßkolben
300 ml Weithals-Erlenmeyerkolben
50 ml Bürette
pH – Papier
20 ml Pipetten

Chemikalien:
100 ml des zu untersuchenden Wassers (Herkunft: Berlin-Köpenick)
EDTA – Lösung ($c = 0,01 \text{ mol/l}$)
2 ml HCL ($c = 2 \text{ mol/l}$)
2 ml NH_3 ($c = 13,5 \text{ mol/l}$)
Deionat
0,1 g Indikatorlösung

- 100 ml des zu untersuchenden Wassers in einen Erlenmeyerkolben füllen
- 2 ml HCL und 2 ml NH_3 hinzufügen und mit Deionat auf 200 ml auffüllen
- den pH – Wert messen (er sollte zwischen $10,3$ und $10,5$ liegen)

- 0,1 g Indikator hinzufügen
- unter ständigem Schütteln mit EDTA von rot nach blau titrieren

1.4. Messwerte / Berechnungen:

Verbrauch EDTA: $V_{\text{EDTA}} = 27,5 \text{ ml} = 0,0275 \text{ l}$ ($C_{\text{EDTA}} = 0,01 \text{ mol/l}$)
 Volumen Wasser: $V_{\text{Wasser}} = 100 \text{ ml} = 0,1 \text{ l}$

Berechnung der Gesamthärte von Trinkwasser:

Umformen:

$$C_{\text{EDTA}} * V_{\text{EDTA}} = C_{\text{Wasser}} * V_{\text{Wasser}}$$

$$C_{\text{Wasser}} = V_{\text{EDTA}} * C_{\text{EDTA}} / V_{\text{Wasser}}$$

$$C_{\text{Wasser}} = 0,0275 \text{ l} * 0,01 \text{ mol/l} / 0,1 \text{ l}$$

$$\underline{\underline{C_{\text{Wasser}} = 0,00275 \text{ mol/l} = 2,75 \text{ mmol/l}}}$$

Das Wasser aus Berlin Köpenick hat eine Härte von 2,75 mmol/l, das entspricht **15,4 °d**. Es ist als **mittelhart** einzustufen. (Gesamthärte: 1,0 mmol/l = 5,6 °d (Grad deutscher Härte)).

2. Ionenaustauscher

2.1. Aufgabe

1. Herstellung und Einstellung einer Natronlauge ($c = 1 \text{ mol/l}$)!
2. Bestimmung der Gesamtvolumenkapazität eines Kationenaustauschers!
3. Deionisierung von Trinkwasser mit Ionenaustauscher!
4. Bestimmung der Gesamthärte des deionisierten Trinkwassers durch Schnelltest!

2.2. Geschichte / Einführung / Grundlagen

Geschichte

In der Mitte des 19. Jh. wurde der Ionenaustausch erstmal wissenschaftlich erkannt.

1850: Thomson und Way beobachteten, dass Ackerboden die Fähigkeit besitzen, Ammonium - Ionen gegen Calcium- und Magnesium-Ionen auszutauschen.

1870: Zeigte Lemberg, dass eine Reihe von natürlichen Mineralien, z.B. Zeolithe, fähig sind, Ionen auszutauschen.

1905: Gans erhielt die ersten synthetischen Ionenaustauschern.

1933: Die ionenaustauschenden Eigenschaften von bestimmten Kunstharzen wurden von Adams und Holmes entdeckt.

Die älteste Erwähnung des Ionenaustauschs findet sich in der Bibel (2.Moses.15), wo auf die Überführung von Bitter- in trinkbares Wasser durch Einlagen von alten Baumstämmen hingewiesen wird. Bekanntlich ist verrottete Cellulose ein guter Austauscher für Magnesium-Ionen.

Ionenaustauscher

(*ion exchanger*) Spezifische wasserunlösliche Stoffe bzw. Körper, deren Ionen gegenüber andere Ionen ausgetauscht werden können, z. B. zur Enthärtung von Wasser mittels Austauscherharzen oder bei der industriellen Abwasserbehandlung.

Ionenaustauschverfahren werden in der Regel bei geringen Schadstoffkonzentrationen betrieben und gelten i.d.R. nur als Zwischen- bzw. zumeist Endstufe innerhalb eines Abwasserreinigungskonzeptes. Die Austauschmaterialien basieren heute fast ausschließlich auf Polystyrol- oder Acrylharz. Die wichtigsten Anwendungsbereiche sind die Aufbereitung von Brauchwasser (z.B. aus Brunnen) mit Enthärtung sowie die Entfernung von Schwermetallionen aus Abwässern. Je nach eingesetztem Austauschmaterial wird zwischen Kationenaustauschern, Anionenaustauschern und Misch-austauschern unterschieden.

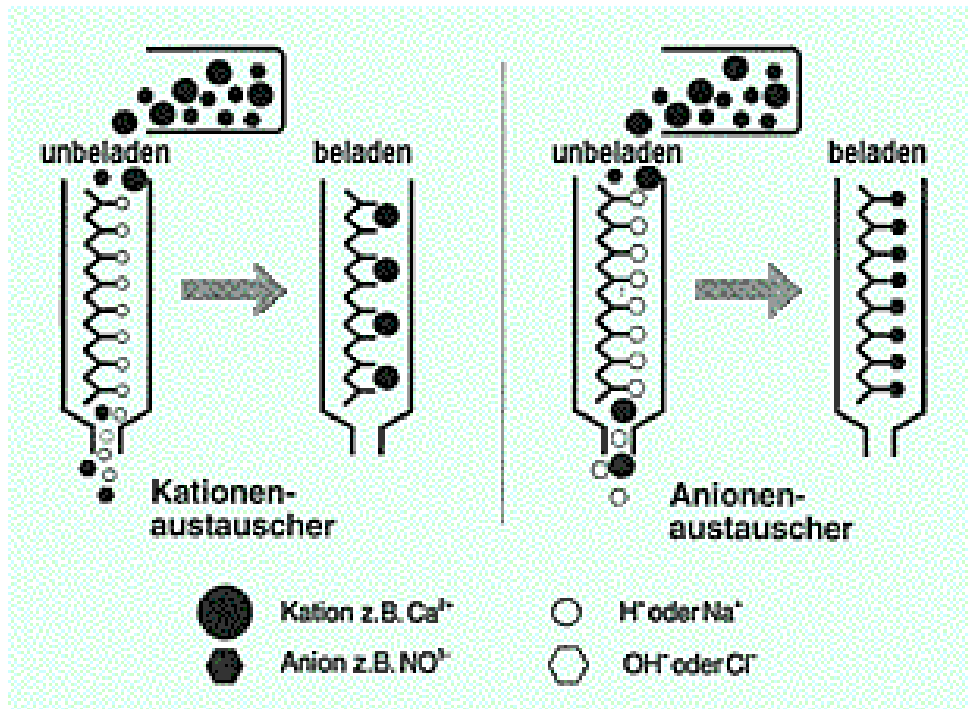
Beispielsweise werden bei der Enthärtung durch Natriumionenaustausch sämtliche im Wasser enthaltenen Kationen gegen Natriumionen ausgetauscht.

Nach Erschöpfung der Austauschkapazität des Harzes, muss eine Regeneration erfolgen. Der Regenerationsvorgang selbst stellt wiederum eine zu berücksichtigende Umweltbelastung dar, da hierfür spezielle Chemikalien benötigt werden.

In einigen Fällen wird zur Herstellung der geforderten Wasserqualität eine Kombination in Reihe geschalteter Ionenaustauschfilter verwendet. Ist keine vollständige Entfernung der betreffenden Ionenarten beabsichtigt, wird das Produktwasser in dem gewünschten Verhältnis mit unbehandeltem Wasser verschnitten.

Für einen kontinuierlichen Betrieb mit Ionenaustauschern sind mindestens zwei parallel geschaltete Anlagen notwendig, da ein Austauscher während der Regenerierungsphase kein Produktwasser erzeugen kann.

Funktionsweise eines Ionenaustauschers:



Beispiel einer Kationenaustauscher-Reaktion



Beispiel einer Anionenaustauscher-Reaktion

Zu unterscheiden sind Kationen- und Anionen-Austauscher, die jeweils nur positive Ionen (Kationen, z.B. Calcium, Magnesium, Kalium) **oder** negative Ionen (Anionen, z.B. Chlorid, Nitrat, Phosphat) an sich binden können. Wenn ein solcher Ionenaustauscher "erschöpft" ist, das heißt keine Ionen mehr anlagern kann, kann die Austauschermasse, z.B. Kunstharz, bei den geringen Mengen, wie sie im Haushalt anfallen, meist nicht regeneriert werden, sie gelangt daher in den Hausmüll.

Neben diesen haushaltsüblichen Tischgeräten gibt es auch Kationenaustausch-Anlagen, die das Wasser eines ganzen Hauses enthärten können.

2.3. Durchführung

Geräte: Chromatographiesäulen
 Stativmaterial
 Bechergläser
 Trichter
 pH – Papier

Chemikalien:

Spatel
Maßkolben (1 l)
Kationentauscher (Amberlite IR 120, H⁺ - Form)
Anionentauscher (Amberlite IRA 416, Cl⁻ - Form)
Salzsäure 2 M
Natronlauge 2 M
Phenolphthalein
Natriumchloridlösung 1 M, 2 M
Deionat

zu 1.

Ca. 40 g Natriumhydroxid werden abgewogen und im Maßkolben zu 1 l Lauge gelöst, wobei man das entionisierte Wasser nur portionsweise in den Maßkolben gibt und ab und an leicht schüttelt.

Zur Titerstellung werden 10 ml einer 0,5 M Schwefelsäure vorgelegt und mit der einzustellenden Lauge gegen Phenolphthalein als Indikator titriert.

zu 2.

Eine schmale Laborsäule wird mit 8 ml Ionentauschermaterial gefüllt. Dazu wird zuerst 1/3 des Säulenvolumens mit entionisiertem Wasser gefüllt und danach das Harz mit Wasser in die Säule gespült. **Es ist stets darauf zu achten, dass das Ionentauschermaterial mit Flüssigkeit bedeckt ist.**

Zur Regeneration des Harzes werden mit Hilfe eines Tropftrichters 50 ml Salzsäure (2 M) über die Säule gegeben. Die Fließgeschwindigkeit ist dabei auf ca. 1 Tropfen pro Sekunde einzustellen. Anschließend wird der Säureüberschuss mit 100 ml entionisiertem Wasser ausgewaschen. Der Ablauf muss neutral reagieren. Die Lösungen werden verworfen.

Bei gleicher Fließgeschwindigkeit wird die Säule mit 50 ml 2 – molarer Natriumchloridlösung beladen. Anschließend werden wieder 100 ml entionisiertes Wasser über die Säule gegeben. Beide Abläufe werden im Erlenmeyerkolben vereinigt, mit Phenolphthalein versetzt und die freie Säure, die der Natriumchloridbeladung äquivalent ist, mit Natronlauge (1 M) von farblos nach rot titriert.

zu 3.

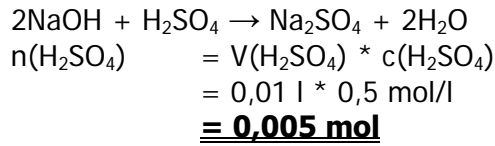
Es wird die Kationentauschersäule aus dem GVK – Versuch verwendet. Zunächst wird die Säule erneut regeneriert, indem man 50 ml Salzsäure und anschließend 100 ml entionisiertes Wasser über die Säule gibt (Ablauf muss neutral sein).

Dann wird der Anionentauscher vorbereitet. Man spült diesen mit entionisiertem Wasser in die Säule und aktiviert den Ionentauscher indem man mit 50 ml Natronlauge (2 M) wäscht (Austausch Cl⁻ gegen OH⁻). Man prüft auf Cl⁻ - Ionen, indem man etwas Ablauf in einem Reagenzglas auffängt, mit HNO₃ ansäuert und AgNO₃ zusetzt. Erst wenn sich kein weißer Niederschlag mehr bildet, ist der Anionentauscher aktiviert ($\text{Cl}^- + \text{Ag}^+ \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$). Man spült diesem mit 100 ml entionisiertem Wasser wieder neutral.

Durch kombinierte Anwendung von Kationen- und Anionentauscher werde 100 ml Leitungswasser entionisiert. Man lässt das Leitungswasser erst über den Kationentauscher laufen und befestigt die Säulen so, dass das abfließende Wasser danach über den Anionentauscher läuft. Zum Vergleich bestimmt man die Wasserhärte des Leitungswassers und des entionierten Wassers. Nach Abschluss des Versuches bewahrt man die Ionentauscher feucht auf.

2.4. Messwerte / Berechnungen:

zu 1.



$$\begin{aligned} n(\text{NaOH}) &= 2 * n(\text{H}_2\text{SO}_4) \\ &= 2 * 0,005 \text{ mol} \\ &= \underline{\underline{0,01 \text{ mol}}} \end{aligned}$$

$$V_{\text{Soll}} = n(\text{NaOH}) / c(\text{NaOH}) = 0,01 \text{ mol} / 1 \text{ mol/l} = 0,01 \text{ l} = 10 \text{ ml}$$

Titerfaktor:

$$F = V_{\text{Soll}} (\text{NaOH}) / V_{\text{Ist}} (\text{NaOH}) = 10 \text{ ml} / 10 \text{ ml} = \mathbf{1}$$

Die Natronlauge hat einen Faktor von 1.

zu 2.

Berechnung der GVK:

$$\begin{aligned} \text{Verbrauch NaOH:} & & V_{\text{NaOH}} &= 14 \text{ ml} = 0,014 \text{ l} \\ \text{Titerfaktor:} & & F &= 1,0 \\ \text{Volumen Ionenaustauscher:} & & V_{\text{IA}} &= 8 \text{ ml} = 0,008 \text{ l} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{GVK} &= V_{\text{NaOH}} * F * c(\text{NaOH}) / V_{\text{IA}} \\ \text{GVK} &= 0,014 \text{ l} * 1,0 * 1 \text{ mol/l} / 0,008 \text{ l} \\ &= \underline{\underline{1,75 \text{ mol/l}}} \end{aligned}$$

Die Gesamtvolumenkapazität beträgt 1,75 mol/l.

zu 3./4.

Das entionisierte Wasser hatte eine Härte von unter 5°d, das entspricht sehr weichem Wasser (siehe Teststreifen).

3. Beantwortung der Fragen zu den Versuchen SS 04 - BB03

6.1 Welche Ionen verursachen die Wasserhärte? Wie kommen sie ins Trinkwasser? Warum stören sie? (Rektionsgleichungen)?

Wasser im allgemeinen, also auch Süßwasser enthält gelöste Salze (besonders häufig Ca und Mg als Hydrogencarbonat, Chlorid oder Sulfat). Ca und Mg werden als Härtebildner bezeichnet. Süßwasser ist Wasser mit weniger als 1 g trockenem Rückstand/l.

Die Ionen gelangen durch den Regen ins Grundwasser, da sie die Mineralstoffe aus dem Boden spülen.

Die im Wasser gelösten Salze stören z. B. beim Waschen, da Seifen mit Ca^{2+} oder Mg^{2+} schwerlösliche Kalkseifen bilden, welche die Waschwirkung der Seife erheblich vermindern. Beim Erhitzen von Wasser fällt CaCO_3 aus, welches sich an den Gefäßwänden ablegt. An diesen Stellen kommt es zu lokalen Überhitzungen. Früher wurden die Härtebildner mit Pentanatriumtriphosphat [$\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$] gebunden. Da Phosphate, besonders in ruhigen oder stehenden Gewässern zur Eutrophierung beitragen, werden heutzutage Na-Al-Silicate zur Wasserenthärtung benutzt

6.2 Geben Sie Verfahren an, um Wasser zu enthärten bzw. weiches Wasser herzustellen?

Es gibt mehrere Verfahren um Wasser zu enthärten.

(*water softening*) Wasseraufbereitungsverfahren zur Verminderung der Wasserhärte. Die Wasserenthärtung erfolgt in der Regel durch **Fällungsverfahren** (Fällung) oder **Ionenaustauscher**. Im Wasserwerk sind Ionenaustauscher, die mit Natriumionen (Natrium) regeneriert werden müssen, seit der Neufassung der Trinkwasserverordnung verboten. Das gängigste Verfahren zur zentralen Wasserenthärtung ist die sogenannte **Entcarbonisierung**. Dabei wird dem Wasser das stark basische Calciumhydroxid (gelöschter Kalk) zugesetzt. Dadurch erhöht sich der pH-Wert, und das im Wasser gelöste Calcium fällt zusammen mit dem zugegebenen als Calciumkarbonat (Kalk) im Verhältnis 1:1 aus. Der anfallende Feststoff (als Schlamm oder feste Kügelchen) stammt also je zur Hälfte aus dem zudosierten und dem natürlichen Calciumgehalt des Wassers. In Haushalten werden zunehmend Ionentauscher und Dosieranlagen zur Wasserenthärtung eingesetzt. Dosieranlagen verzögern durch Zusatz von Phosphat- und/oder Silikatverbindungen die Ausfällung von Calcium- und Magnesiumverbindungen bzw. sollen dafür sorgen, dass diese nicht als Stein, sondern als Schlamm ausfallen. Wasser in den Härtebereichen I bis III bedarf grundsätzlich keiner Wasserenthärtung. Eine Wasserenthärtung ist allenfalls in höheren Härtebereichen zu technischen Zwecken (z.B. Waschmaschine) erforderlich. Gesundheitlich sind die härtebildenden Salze sogar förderlich.

Vor allem hartes Wasser hat einen negativen Beigeschmack (z.B. wie es in der Calgonwerbung – Rohre wachsen zu und Kalk lagert sich ab). Auch beeinflusst kalkhaltiges Wasser den Geschmack von Getränken, deshalb wird zum Beispiel in der Bierbrauindustrie hauptsächlich aufbereitetes, also enthärtetes Wasser verwendet. Um eben diesen Schäden vorzubeugen hat man verschiedene Verfahren zur Wasserenthärtung entwickelt.

Verfahren	Wirksamkeit, Anwendung, Kosten
Erhitzen	Wirkung gering: Abscheidung der Carbonathärte
Destillieren	Wirkung sehr gut, langsam, teuer, häufige Anwendung im Labor, auch zur Meerwasserentsalzung
Ausfällen	Wirkung mittel bis gut, verbleibende Resthärte 0,3 bis 2 °d, zur Enthärtung nur mehr selten angewendet, zur Entfernung von Schwermetallen und Anionen wichtig
Ionenaustauscher	Wirkung sehr gut, schnell, häufige Anwendung, nur zur Entfernung kleiner Salzmengen - sonst zu teuer, verbleibende Resthärte <0,1°d
Umkehrosmose	Wirkung sehr gut, kostengünstiger als andere gleich gute Verfahren, Anwendung zunehmend.

Der Ionenaustausch ist nachweislich das wirtschaftlichste.

6.3 Geben Sie die Formeln der folgenden Komplexe an: Kaliumhexacyanoferrat(II), Tetrammincadmium(II)sulfat, Natriumhexachlorplatinat(IV)!

Kaliumhexacyanoferrat(II)	$K_4[Fe(CN)_6]$
Tetrammincadmium(II)sulfat	$[Cd(NH_3)_4]SO_4$
Natriumhexachlorplatinat(IV)	$Na_2[PtCl_6]$

6.4 Welche Stoffmengenkonzentration benötigt man, um eine Benzoesäure/Benzoat-Pufferlösung mit pH = 5 herzustellen?

Für den pH - Wert schwacher Säuren gilt:

$$pH = 1/2 * (pK_s - \lg c_0), pK_s \text{ (Benzoesäure)} = 4,2$$

$$c_0 = 10^{-2pH - pK_s}$$

$$c_0 = 10^{-(2 * 5) - 4,2} = 10^{-5,8}$$

$$c_0 = 1,585 * 10^{-6} \text{ mol/l}$$

Man benötigt eine Stoffmengenkonzentration von $1,585 * 10^{-6} \text{ mol/l}$.

10.1 Geben Sie den chemischen Aufbau und die Wirkungsweise von Ionenaustauschern an!

Als Gerüst für einen Ionenaustauscher dienen Kondensations-/ Polymerisationsharze, in denen Ionen tauschende Gruppen eingebracht sind.

Stark saure Kationenaustauscher enthalten die Sulfit-Gruppe ($R-SO_3^-$), schwach saure eine Carbox-Gruppe ($R-COO^-$), stark basische Anionenaustauscher enthalten quartäre Ammoniumgruppen.

Durch den Einbau der entsprechenden entsteht ein wasserhaltiger, jedoch wasserunlöslicher Gelkörper, welcher als Polykation Anionen und als Polyanion Kationen auszutauschen, zu binden; vermag. Der schwammige Aufbau des Gelkörpers in dessen wasserhaltige Poren die Ionen austauschenden Gruppen hineinragen, gestattet die Diffusion der am Austausch beteiligten Ionen.

Es können Ionen gleicher Ladung ausgetauscht werden, dieser Prozess ist eine Gleichgewichtsreaktion und unterliegt somit dem Massenwirkungsgesetz.

Die Reaktionen laufen reversibel ab, so dass Ionenaustauscher theoretisch unbegrenzt regeneriert werden kann.

10.3 Wozu werden Ionenaustauscher in der Technik eingesetzt?

In der Industrie werden hohe Anforderungen an das verwendete Prozesswasser gestellt. Da normal vorkommendes Wasser diesen Ansprüchen nicht genügt muss dieses erst mittels Ionenaustauschern (z. B. zur Entfernung der Härtebildner) aufbereitet werden. Außerdem können durch Ionenaustauscher Metalle aus verdünnten Lösungen angereichert werden, welches bei der Rückgewinnung von wertvollen Metallen (z. B. Ag aus gebrauchten photographischen Fixierbädern) oder zur Abwasserreinigung von Industrieabwässern genutzt wird. Es können Ionen, welche verschieden stark an das Harz gebunden werden, voneinander getrennt werden. Ionenaustauscher werden des Weiteren zu Meerwasserentsalzung eingesetzt.

10.4 Die Silber-Konzentration eines Abwassers aus einem Galvanik-Betrieb wurde mit 0,5 g/l festgestellt. Die Bestimmung der Nutzvolumenkapazität eines Kationenaustauschers (Na^+ - Form) für diesen Anwendungsfall ergab 0,4 mol/l. Sie haben eine $10 m^3$ - Ionenaustauscher-Säule zur Verfügung. Wieviel m^3 dieses Abwassers läßt sich in einem Durchgang behandeln? Wieviel g Silber läßt sich damit wiedergewinnen?

$$c(m)_{Ag} = 0,5 \text{ g/l (Massenkonzentration)}$$

$$M_{Ag} = 107,8682 \text{ g/mol}$$

$$NVK = 0,4 \text{ mol/l (Nutzvolumenkapazität des Kationenaustauschers)}$$

$$V_1 = 10 \text{ m}^3 = 10000 \text{ l}$$

$$c(n)_{\text{Ag}} = c(m)_{\text{Ag}} / M_{\text{Ag}}$$

$$c(n)_{\text{Ag}} = 0,5 \text{ g/l} / 107,8682 \text{ g/mol}$$

$$\underline{\underline{c(n)_{\text{Ag}} = 4,6353 * 10^{-3} \text{ mol/l}}}$$

Umformen:

$$\text{NVK} = V_{\text{Abw}} * c(n)_{\text{Ag}} / V_1$$

$$\text{NVK} * V_1 = c(n)_{\text{Ag}} * V_{\text{Abw}}$$

$$V_{\text{Abw}} = \text{NVK} * V_1 / c(n)_{\text{Ag}}$$

$$V_{\text{Abw}} = 0,4 \text{ mol/l} * 10000 \text{ l} / 4,6353 * 10^{-3} \text{ mol/l}$$

$$\underline{\underline{V_{\text{Abw}} = 862943,0673 \text{ l} = 8629,43067 \text{ m}^3}}$$

Es lassen sich in einem Durchgang 8629,43067 m³ Abwasser behandeln.

$$m_{\text{Ag}} = c(m)_{\text{Ag}} * V_{\text{Abw}}$$

$$m_{\text{Ag}} = 0,5 \text{ g/l} * 862943,0673 \text{ l}$$

$$\underline{\underline{m_{\text{Ag}} = 431471,53365 \text{ g} = 431,472 \text{ kg}}}$$

431,472 kg Silber lassen sich wiedergewinnen.

anderer Rechenweg:

$$n = c(n)_{\text{Ag}} * V_{\text{Abw}}$$

$$m_{\text{Ag}} = n * M_{\text{Ag}}$$

$$m_{\text{Ag}} = c(n)_{\text{Ag}} * V_{\text{Abw}} * M_{\text{Ag}}$$

$$m_{\text{Ag}} = 4,6353 * 10^{-3} \text{ mol/l} * 862943,0673 \text{ l} * 107,8682 \text{ g/mol}$$

$$\underline{\underline{m_{\text{Ag}} = 431472,8 \text{ g} = 431,473 \text{ kg}}}$$

4. Quellen

- Jander/Blasius „Einführung in das Anorganisch-Chemische Praktikum“ 13. Auflage Hirzel
- K. Kerner, „Physikalisch-chemische Verfahren zur Wasser-, Abwasser-, Schlammbehandlung und Wertstoffrückgewinnung“, Teil 1 Kap. 5, Verlag für Bauwesen, Berlin
- Scriptum „Praktikum Anorganische Analytik und Physikalische Chemie“ Technische Fachhochschule Wildau
- Internet: <http://www.wasser-wissen.de>
- Internet: <http://www.umweltlexikon-online.de>
- Internet: <http://www.wasser.de>
- Umweltbundesamt - Kurzinformation "Wasserenthärtungsanlagen". Berlin