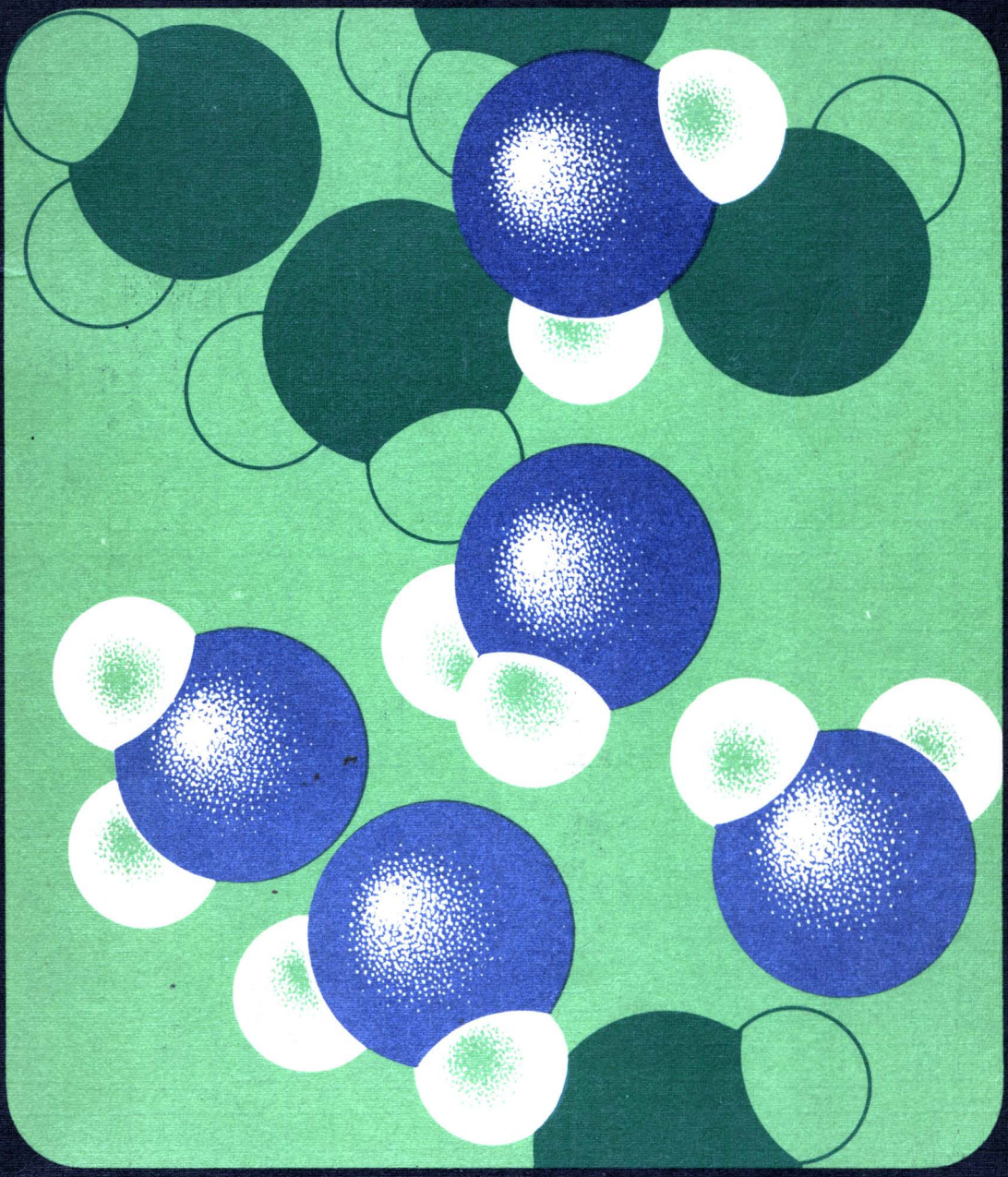
Die Chemie des Wassers

Jürgen Sattler · Joachim Ziemann



Die Chemie des Wassers

Jürgen Sattler
Joachim Ziemann



Volk und Wissen
Volkseigener Verlag Berlin
1977

Dieses Buch kann für Arbeitsgemeinschaften der Klassen 9 und 10 verwendet werden

© Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1977
1. Auflage
Ausgabe 1977
Lizenz Nr. 203 · 1000/76 (E 031713-1)
LSV 1201
Redaktion: Dieter Hron, Edward Gutmacher
Zeichnungen: Ingrid Schäfer
Einband: Herbert Lemme
Typografische Gestaltung: Atelier vwv, Wolfgang Lorenz
Gesamtherstellung: IV/2/14 VEB Druckerei »Gottfried Wilhelm Leibniz«,
445 Gräfenhainichen/DDR · 4768
Schrift: 10/11 Gill Monotype
Redaktionsschluß: 30. März 1976
Bestell-Nr. 707 057 5
DDR 3,40 M

Inhalt

Zur Benutzung des Buches 8

1. **Die Bedeutung des Wassers für die Bevölkerung und die Volkswirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik** 9

2. **Vorkommen des Wassers** 15

2.1. Wasservorräte der Erde 15
2.2. Chemisch gebundenes Wasser 18
2.3. Wassergehalt tierischer und pflanzlicher Organismen und Produkte 21

3. **Aufbereiten und Reinigen des Wassers** 24

3.1. Wasserarten 24
3.2. Wasseraufbereitung 25
3.2.1. Klären und Filtrieren 26
3.2.2. Entkeimen 27
3.2.3. Entfernen von Eisen- und Mangan-Ionen 28
3.2.4. Enthärten des Wassers 29
3.2.5. Fluoridieren des Wassers 29
3.3. Reinigung des Abwassers 29
3.3.1. Probleme der Abwasserreinigung 29
3.3.2. Abwasserreinigung am Beispiel des VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt 32

4. **Eigenschaften des Wassers** 36

4.1. Physikalische Eigenschaften und ihre Nutzung für die Festlegung physikalischer Einheiten 36
4.2. Bau und Struktur des Wassermoleküls 41
4.3. Wasser als Lösungsmittel 43

5. **Lösungen und Löslichkeit** 46

5.1. Wasser als Lösungsmittel für feste Stoffe 47
5.2. Wasser als Lösungsmittel für flüssige Stoffe 53
5.3. Wasser als Lösungsmittel für gasförmige Stoffe 56

6. **Einführung in die qualitative Analyse** 61

6.1. Analytische Vorproben 62
6.2. Spezifische Nachweisreaktionen 65
6.2.1. Nachweis von Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen 65
6.2.2. Kationen-Nachweise 68
6.2.3. Anionen-Nachweise 73

7. **Einführung in die Maßanalyse** 77

7.1. Konzentrationsangaben bei maßanalytischen Bestimmungen 77
7.2. Herstellen von Maßlösungen 80
7.3. Durchführen von Neutralisationstitrationen 82

8. **Wasserhärte** 87

8.1. Härtebildner 88
8.2. Härtegrad 90
8.3. Bestimmen der Wasserhärte 93
8.3.1. Bestimmen der Gesamthärte nach Boutron und Boudet 93
8.3.2. Bestimmen der Karbonathärte durch Neutralisationstitration 94
8.3.3. Bestimmen der Gesamthärte durch komplexometrische Titration 96
8.4. Technisches Enthärten des Wassers 98
8.4.1. Enthärten durch thermische Zersetzung 99
8.4.2. Enthärten nach dem Kalk-Soda-Verfahren 100
8.4.3. Enthärten und Entsalzen durch Ionenaustauscher 102

9. **Argentometrie** 108

9.1. Grundlagen 108
9.2. Herstellen der Maßlösungen 110
9.3. Durchführen argentometrischer Bestimmungen 111

10. **Manganometrie** 113

10.1. Grundlagen 113
10.2. Herstellen der Maßlösungen 114
10.3. Durchführen einer manganometrischen Bestimmung 114

11. **Gravimetrie** 116

11.1. Grundlagen und Arbeitstechniken 116
11.2. Durchführen einer gravimetrischen Bestimmung 120

12. **Kolorimetrie** 123

12.1. Grundlagen 123
12.2. Herstellen der Vergleichslösungen 125
12.3. Durchführen von kolorimetrischen Bestimmungen 128

13. **Komplexuntersuchungen** 130

14. **Übersicht über wichtige Begriffe** 134

14.1. Grundbegriffe 134
14.2. Konzentrationsangaben 136
14.3. Wasserarten 137
14.4. Wasseraufbereitung und Abwasserreinigung 138
14.5. Wasseranalysen 139

Lösungen 141

Literaturverzeichnis 142

Register 143

Zur Benutzung des Buches

Das Buch ist in 14 Kapitel gegliedert. Innerhalb der Kapitel folgen kurzen textlichen Erläuterungen experimentelle Aufgaben.
Die in einzelne Arbeitsschritte unterteilten Durchführungshinweise zu den Experimenten und die Angabe der benötigten Geräte und Chemikalien ermöglichen ein weitgehend selbständiges Experimentieren. Das Wort „Vorsicht" weist darauf hin, daß gesundheitsgefährdende Stoffe verwendet werden oder im Verlauf des Experimentes Gefahren auftreten können. Durch „Gift 3" sind Stoffe gekennzeichnet, die laut Giftgesetz zu den Giften der Abteilung 3 gehören.
In der Auswertung der Experimente sind Beispiele für Berechnungen enthalten. Dem Text sind Aufgabensymbole eingefügt. Die entsprechenden Aufgaben stehen jeweils am Ende eines Kapitels. Die für das Verständnis chemischer Sachverhalte wesentlichen Begriffe und wichtigen Zusammenhänge werden im Text hervorgehoben und im Kapitel 14 übersichtlich zusammengefaßt. Ein Literaturanhang weist auf weiterführende Literatur hin. Das Register am Ende des Buches ermöglicht eine schnelle Information über wichtige Begriffe.

In diesem Buch verwendete Symbole und Kurzzeichen:

↓ 1	Experimentelle Aufgaben und Anleitungen zum Experimentieren
①	Aufgaben
▶	Zusammenfassungen und Merkstoff
■	Beispiele zur Erläuterung des Textes
↗	Hinweise auf andere Seiten des Buches und auf andere Schulbücher
LB	Lehrbuch
TuF	Tabellen und Formeln
ChiÜb	Chemie in Übersichten
PhiÜb	Physik in Übersichten
WCh	Wissensspeicher Chemie
TCh	Tabellenbuch Chemie

1. Die Bedeutung des Wassers für die Bevölkerung und die Volkswirtschaft der Deutschen Demokratischen Republik

Wasser ist die Grundlage für das Leben aller Organismen. Der menschliche Organismus besteht zum Beispiel zu etwa 70% aus Wasser. Einem Menschen ist es möglich, über einen Monat ohne Nahrungsaufnahme lebensfähig zu bleiben, drei Tage ohne Wasseraufnahme können jedoch bereits zu schwersten gesundheitlichen Schädigungen führen. Die Versorgung mit **Trinkwasser** (↗ S. 137) war für den Menschen von jeher lebensnotwendig. Er wählte aus diesem Grunde seine Siedlungsplätze in der Nähe natürlicher Wasservorkommen. Im Laufe der Entwicklung der menschlichen Gesellschaft mußten immer neue Wasservorkommen erschlossen werden, die natürlichen Oberflächenwasser (Flüsse, Seen, Quellen, Bäche) reichten nicht mehr aus.

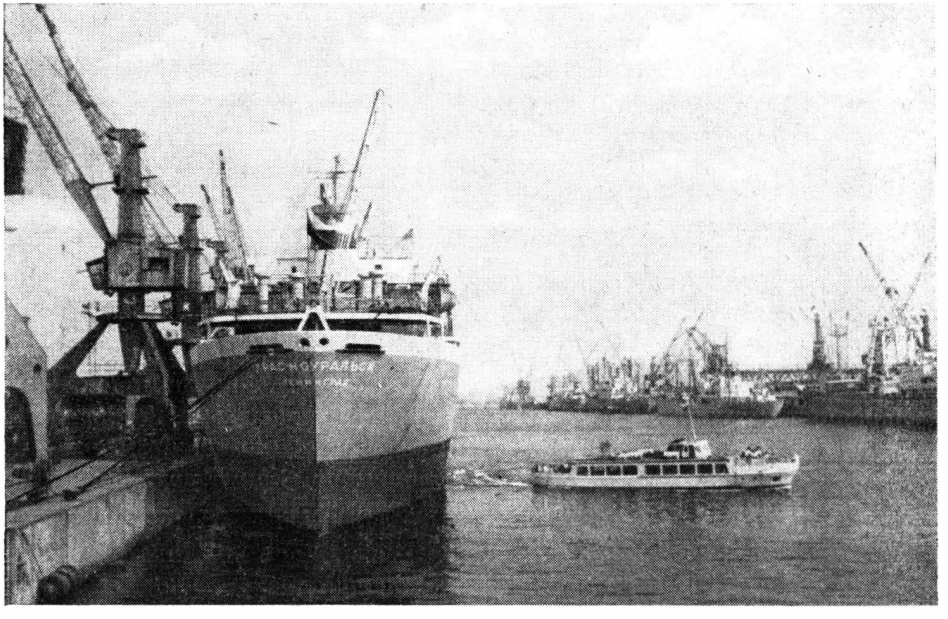


Abb. 1 Flüsse und Seen stellen ein natürliches Wasserreservoir für unsere Volkswirtschaft dar

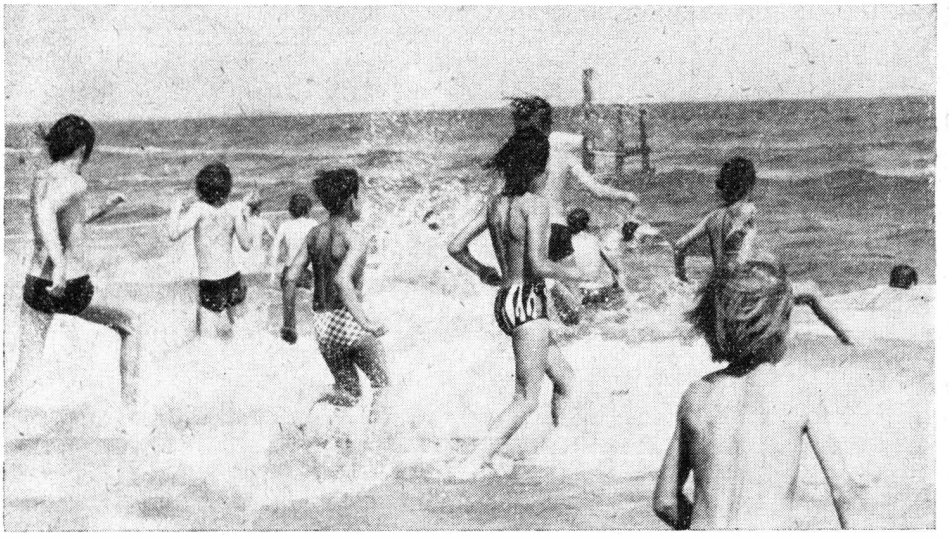


Abb. 2 Ostsee und Binnenseen sind beliebte Ferienplätze

Der persönliche Bedarf der Menschen an Wasser steigt ständig. Zur Zeit stehen in unserer Republik Wasservorräte, berechnet auf jeden Einwohner, von etwa 900 m^3 Wasser je Jahr zur Verfügung.

■ Davon werden von jedem Einwohner allein an Trinkwasser etwa 500 m^3 Wasser je Jahr verbraucht. ① ↗ S. 14

Um den weiter steigenden Bedarf zu decken, müssen große Anstrengungen in den wasserwirtschaftlichen Einrichtungen unserer Republik unternommen werden. Deshalb ist in den Jahren 1976 bis 1980 vorgesehen, vorrangig in der Hauptstadt der DDR, Berlin, in Leipzig, in Karl-Marx-Stadt und in anderen Großstädten die Wasserversorgung zu verbessern. Für etwa 500000 Einwohner ist im gleichen Zeitraum der Anschluß an zentrale Wasserversorgungsanlagen zu schaffen.

Damit diese Leistungen erbracht werden können, müssen die Kapazitäten der Wasserwerke von 5800000 m^3 Wasser je Tag auf etwa 6800000 m^3 Wasser je Tag erhöht werden.

Neben der Nutzung des vorhandenen Grund- und Quellwassers wird auch das Oberflächenwasser intensiver für die Gewinnung von Trink- und **Brauchwasser** (↗ S. 137) genutzt werden müssen (Abb. 1).

Die Oberflächenwasser dienen zum großen Teil auch der Erholung des Menschen. Gern verbringt der Mensch seinen Urlaub am Wasser oder einen Teil seiner Freizeit bei aktiver Erholung auf dem Wasser (Abb. 2). Es ist deshalb besonders wichtig, auf die Reinerhaltung des Oberflächenwassers zu achten. ② ↗ S. 14

Der Bedarf der Bevölkerung an Trinkwasser nimmt jedoch in den industriell entwickelten Ländern zur Zeit nicht mehr als etwa 10% des Gesamtbedarfs ein.

Der größte Wasserverbraucher ist die Industrie mit etwa 78% des Gesamtbedarfs.
Die chemische Industrie, die Metallurgie, die Kaliindustrie und die Zellstoff- und Papierindustrie haben einen hohen Wasserbedarf (Tabelle 1).

Tabelle 1 Durchschnittlicher Wasserbedarf für die Herstellung ausgewählter chemischer Produkte [4]

Produkt	Wasserverbrauch in m^3 je t
Soda	10
Papier	133
Viskosefaser	566
Dederon	907

Weitere 10% des Gesamtbedarfs an Wasser werden von der Landwirtschaft benötigt. Im Jahre 1975 wurden bereits 650000 ha, das sind 10% der landwirtschaftlichen Nutzfläche in der DDR, künstlich beregnet. Die Abhängigkeit der landwirtschaftlichen Produktion von ungünstigen Witterungseinflüssen wird so verringert. In der Vegetationsperiode von Mai bis September wurden bereits 1975 über 3 Milliarden m^3 Wasser für die künstliche Beregnung benötigt. Diese Wassermenge wird vorrangig den Binnenseen, Flüssen und auch der Ostsee entnommen.
Die zunehmende Industrialisierung und die Einführung industriemäßiger Produktionsmethoden in der Landwirtschaft lassen den Wasserverbrauch ständig steigen. Der Wasservorrat der Erde dagegen bleibt konstant. Daraus ergeben sich für viele Staaten Probleme, die einer Lösung zugeführt werden müssen. Der Deutschen Demokratischen Republik steht im Vergleich mit anderen industriell entwickelten Staaten ein relativ geringer Wasservorrat zur Verfügung. ③ ↗ S. 14

Auf das Gebiet der Deutschen Demokratischen Republik fallen jährlich etwa 60 Milliarden m^3 Niederschläge, von denen etwa 45 Milliarden m^3 durch Verdunstung einer Nutzung entzogen werden. Die als Oberflächen- und Grundwasser anfallenden 15 · · · 17 Milliarden m^3 Niederschläge können aber nur teilweise nutzbar gemacht werden. Die Niederschlagsmengen unterliegen größeren jahreszeitlichen Schwankungen und sind örtlich verschieden.

Tabelle 2 Wasserbedarf in der Deutschen Demokratischen Republik 1972

Verbrauchsbereich	Wasserbedarf in Milliarden m^3
Energiewirtschaft	4,9
Chemische Industrie	3,1
Landwirtschaft	1,6
Bevölkerung	1,5
Metallurgische Industrie	1,3

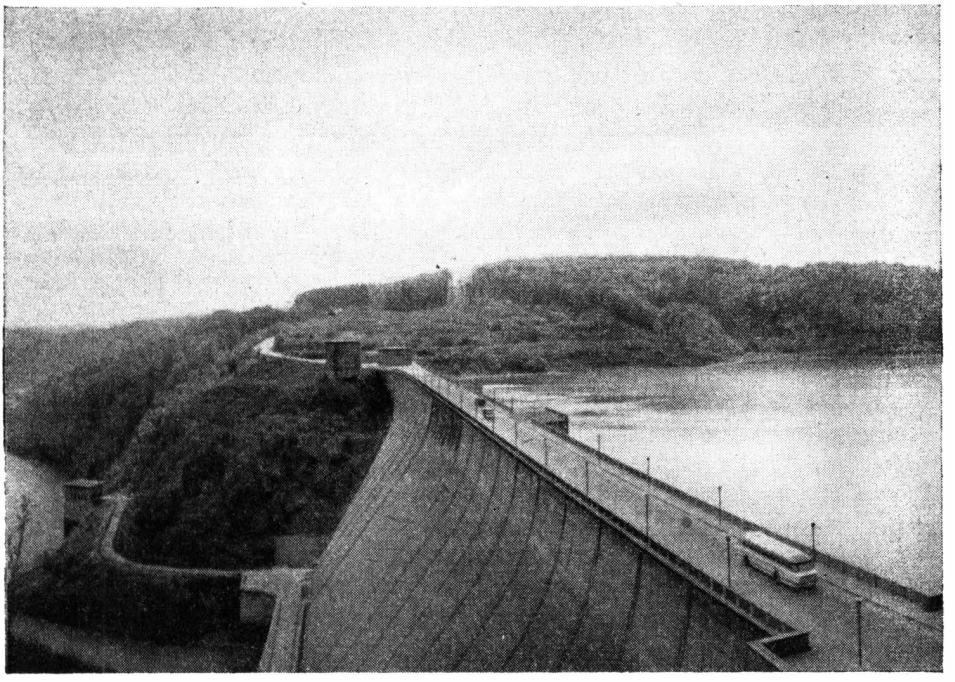


Abb. 3 Staumauer der Rapp-Bode-Talsperre

In besonders trockenen Jahren können sie bis auf 7 Milliarden m^3 Wasser im Jahr zurückgehen.
Der Verbrauch an Trink- und Brauchwasser liegt in der DDR etwa bei 6 bis 7 Milliarden m^3 jährlich (↗ Tabelle 2). Bis 1985 wird sich dieser Bedarf etwa um 50% erhöhen.

Bei diesem angespannten Wasserhaushalt ist eine stabile Versorgung der Bevölkerung und der Volkswirtschaft mit Wasser über das ganze Jahr nur zu erreichen, wenn umfangreiche wasserwirtschaftliche Maßnahmen ergriffen werden und eine teilweise Mehrfachnutzung des Wassers erfolgt.

- Dazu gehören die Wasserspeicherung in Talsperren und Rückhaltebecken (Abb. 3), die Neuerschließung von Tiefbrunnen, die Schaffung von Verbundnetzen der Fernwasserversorgung (↗ LB 9 Geographie), der Einsatz wassersparender Technologien, die Abwasseraufbereitung (↗ S. 139), die Regulierung des Grundwasserspiegels durch Melioration und Aufforstung. ④ ⑤ ↗ S. 14

Die Werktätigen in unseren wasserwirtschaftlichen Betrieben erkunden und erschließen immer neue Wasservorräte, um dem steigenden Bedarf gerecht zu werden. Dennoch muß jeder Bürger bestrebt sein, alles zu tun, die Bereitstellung, rationelle Nutzung und Reinerhaltung der Wasservorräte zu gewährleisten. Im Artikel 15 der „Verfassung der Deutschen Demokratischen Republik" heißt es: Im Interesse des Wohlergehens der Bürger sorgen Staat und Gesell-

schaft für den Schutz der Natur. Die Reinhaltung der Gewässer und der Luft sowie der Schutz der Pflanzen- und Tierwelt und der landschaftlichen Schönheiten der Heimat sind durch die zuständigen Organe zu gewährleisten und sind darüber hinaus Sache jeden Bürgers! (Abb. 4)
Durch weitere gesetzliche Bestimmungen werden der Schutz und die Nutzung unserer Wasservorräte festgelegt. Dazu gehören:
– Gesetz über den Schutz, die Nutzung und die Instandhaltung der Gewässer (Wassergesetz vom 17. 4. 1963).
– Gesetz über die planmäßige Gestaltung der sozialistischen Landeskultur in der Deutschen Demokratischen Republik (Landeskulturgesetz vom 19. 5. 1970).
– 2. Durchführungsverordnung zum Wassergesetz – Anwendung ökonomischer Regelungen für die Reinhaltung der Gewässer und zur rationellen Nutzung des Grund- und Oberflächenwassers (1970).
⑥ ⑦ ⑧ ↗ S. 14



Abb. 4 Durch die sozialistische Gesetzgebung werden Gewässer zu Landschafts- oder Naturschutzgebieten erklärt und vor Verunreinigungen geschützt

Aufgaben zum Kapitel 1

① Ermitteln Sie Ihren ungefähren persönlichen Verbrauch an Trinkwasser (Leitungswasser) pro Tag!

② Nennen Sie einige Beispiele, wie Sie zur Reinhaltung des Wassers beitragen können!

③ Ermitteln Sie aus dem „Statistischen Jahrbuch der DDR" den prozentualen Anteil der Gewässer an der Gesamtwirtschaftsfläche der DDR!

④ Stellen Sie aus dem Lehrbuch Geographie Klasse 9 und dem „Statistischen Jahrbuch der DDR" ein Verzeichnis der für die Wasserwirtschaft der DDR bedeutsamen Talsperren auf! Tragen Sie die Talsperren in eine Umrißkarte der DDR ein!

⑤ Ermitteln Sie gegenwärtig in Ihrem Territorium durchgeführte Meliorationsmaßnahmen, und begründen Sie deren Notwendigkeit!

⑥ Wie können Sie persönlich dazu beitragen, aufbereitetes Wasser zu sparen?

⑦ Ermitteln Sie drei wasserwirtschaftliche Forderungen aus den auf Seite 13 genannten Gesetzen, und schlagen Sie Maßnahmen für deren Verwirklichung vor!

⑧ Stellen Sie fest, welche wasserwirtschaftlichen Maßnahmen auf der Grundlage der auf Seite 13 genannten Gesetze in Ihrem Territorium durchgeführt werden oder geplant sind! (Führen Sie zum Beispiel Aussprachen mit Betriebsleitungen, Volksvertretungen in den Räten der Gemeinden, der Städte, der Kreise und der Bezirke und mit Angehörigen der Wasserwirtschaftsbetriebe!)

2. Vorkommen des Wassers

2.1. Wasservorräte der Erde

Die Erde ist ein sehr wasserreicher Planet. Auf dem Globus erkennt man die ungleichmäßige Verteilung von Land und Wasser auf der Erdoberfläche. ① ↗ S. 23

■ 361 Millionen km² der Erdoberfläche sind Wasser (71 %) und 149 Millionen km² Festland (29 %) (Abb. 5).

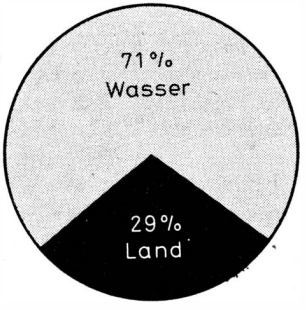


Abb. 5 Prozentuale Anteile von Land und Wasser auf der Erdoberfläche

Wasser ist als Wasserdampf überall in der Lufthülle der Erde vorhanden. Als Grundwasser ist es im Erdboden enthalten, als **Kristallwasser** (↗ S. 18) am Aufbau von Gesteinen beteiligt. Über das Volumen des in Binnenseen und Flüssen enthaltenen Wassers gibt es relativ genaue Angaben. Dagegen kann das Volumen des Wassers in den Weltmeeren und das Volumen des Grundwassers nur geschätzt werden (Tabelle 3).

Der Anteil an nutzbarem Wasser von diesen Vorräten ist begrenzt. Gegenwärtig wird hauptsächlich **Süßwasser** (↗ S. 137) für die Gewinnung von **Brauchwasser** (↗ S. 137) eingesetzt. Die technische Gewinnung von Brauchwasser aus dem Meerwasser ist sehr kostenaufwendig und wird nur dort durchgeführt, wo es besonders schwierige Bedingungen zur Trinkwassergewinnung aus anderen Wasservorräten gibt.

Tabelle 3 Wasservorräte der Erde [1]

Vorkommen	Volumen in 1000 km³	Anteil in %
Wasser in den Weltmeeren (Salzwasser)	1370000	94,2
Wasser in Seen, Flüssen und Grundwasser (Salz- und Süßwasser)	84000	5,7
Wasser(dampf) in der Atmosphäre (Süßwasser)	13	< 0,1
Gesamtwasservorrat	1454013	100

- In Wüstengebieten, die keine Süßwasservorkommen besitzen, aber am Meer liegen, wie am Kaspi-See (UdSSR) oder am Persischen Golf (Kuweit) wird Brauchwasser aus Meerwasser gewonnen.

Von den Süßwasservorräten der Erde sind nur Bruchteile als Brauchwasser nutzbar (Tabelle 4).

Tabelle 4 Süßwasservorräte der Erde [1]

Wasserart	Volumen in km³	Anteil in %
Genutztes Wasser		
Oberflächensüßwasser (Flüsse, Seen)	124000	0,337
Bodenfeuchte und oberflächennahes Grundwasser	65000	0,176
Grundwasser bis 800 m Tiefe	4000000	10,90
Nicht oder gering genutztes Wasser		
Grundwasser unter 800 m Tiefe	4000000	10,90
Gletscher- und Polareis	28675000	77,65
in der Atmosphäre	12600	0,034
in Lebewesen	1100	0,003
Gesamtsüßwasservolumen	≈ 37000000	100

Die Wasservorräte der einzelnen Länder der Erde sind sehr unterschiedlich. Sie sind vor allem von der geographischen Lage sowie von den geologischen und meteorologischen Bedingungen abhängig.
Wie intensiv diese Wasservorräte ausgenutzt werden, hängt von der gesellschaftlich-ökonomischen Entwicklung und der Bevölkerungsdichte der Länder ab. Angaben des Wasservorrates und der Nutzung des Wassers werden meist auf den Zeitabschnitt eines Jahres und je Kopf der Bevölkerung bezogen.
Die Beziehung zwischen dem Wasservorrat und dem genutzten Wasservolumen wird in Prozent angegeben und als „Nutzungsgrad" bezeichnet (Tabelle 5).

Tabelle 5 Wasservorrat und Intensität der Nutzung (Stand 1975)

Staat	Wasservorrat je Jahr in Milliarden m^3	davon genutztes Wasservolumen in Milliarden m^3	Wasservorrat je Jahr und Einwohner in m^3	davon genutztes Wasservolumen in m^3	Nutzungsgrad in %
UdSSR	3150	61,0	15000	290	1,9
Österreich	60	1,5	8600	215	2,5
Frankreich	167	15,0	3800	340	9,0
Italien	150	15,6	3000	312	10,4
VR Polen	55	5,8	1900	200	10,5
BRD	93	14,0	1750	265	15,0
ČSSR	30	4,6	2230	340	15,3
Ungarische Volksrepublik	20	3,2	2000	320	16,0
VR Bulgarien	18	3,0	2300	385	16,7
DDR	17	6,1	900	314	37,0

Aus Tabelle 5 ist zu entnehmen, daß in der Deutschen Demokratischen Republik nur geringe Wasservorräte vorhanden sind und ein hoher Nutzungsgrad dieses Wassers vorliegt. Der extrem hohe Nutzungsgrad von 37,0 Prozent wird vor allem durch die industrielle Mehrfachnutzung von Brauchwasser möglich. Außerdem ist vorgesehen, in den nächsten Jahren den Wasserbedarf der Industrie um 20% zu senken.

■ Das Wasser der Saale wird zwischen Weißenfels und Bernburg viermal industriell, überwiegend als Kühlmittel, genutzt.

Durch sparsamen Verbrauch von Leitungswasser, insbesondere in Sommermonaten, und durch das Vermeiden jeglicher Verschwendung aufbereiteten Wassers kann jeder Einzelne zur Stabilisierung unserer Wasserwirtschaft beitragen.

Die geringen nutzbaren Süßwasservorräte wären sehr schnell erschöpft, wenn sie sich nicht ständig durch den Kreislauf des Wassers erneuern würden. ② ↗ S. 23

Durch die Wärmestrahlung der Sonne wird Wasser über dem Meer und über dem Festland verdunstet, das als Niederschlag auf die Erdoberfläche zurückgelangt. Die Verweildauer des Wassers in der Atmosphäre beträgt etwa 10 Tage und in Flüssen etwa 12 Tage.

Betrachtet man einen längeren Zeitraum, so gleichen sich die Volumen des verdunsteten und des abgeflossenen Wassers mit der Gesamtniederschlagsmenge aus.

2.2. Chemisch gebundenes Wasser

Wasser ist in vielen Stoffen der Erdoberfläche sowie in Pflanzen und Tieren enthalten. In der Natur vorkommende Salze enthalten häufig chemisch gebundenes Kristallwasser.
Der Kristallwassergehalt muß bei der wissenschaftlichen Bezeichnung der Salze angegeben werden.

Aluminiumchlorid-6-Wasser	$AlCl_3 \cdot 6\ H_2O$
Aluminiumsulfat-18-Wasser	$Al_2(SO_4)_3 \cdot 18\ H_2O$
Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser	$KAl(SO_4)_2 \cdot 12\ H_2O$
Kalziumsulfat-2-Wasser	$CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$
Kobalt(II)-chlorid-6-Wasser	$CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$
Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser	$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$
Magnesiumnitrat-6-Wasser	$Mg(NO_3)_2 \cdot 6\ H_2O$
Natriumkarbonat-10-Wasser	$Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$
Zinn(II)-chlorid-2-Wasser	$SnCl_2 \cdot 2\ H_2O$

Das Kristallwasser kann durch Erhitzen entfernt werden. Der Entzug von Kristallwasser beziehungsweise die Wasseraufnahme sind häufig mit einem Farbwechsel der Salze verbunden (↗ Experiment 1).
Diese Eigenschaft der Salze kann zum Nachweis von Kristallwasser ausgenutzt werden.

1 ▼ *Überprüfen Sie den Farbwechsel beim Entwässern von Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser und Kobalt(II)-chlorid-6-Wasser!*

Geräte: 2 Halbmikro-Reagenzgläser, Reagenzglashalter, Halbmikro-Tropfer, Spatel
Chemikalien: Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser, Kobalt(II)-chlorid-6-Wasser, Wasser

Durchführung

1. Erhitzen Sie in zwei trockenen Halbmikro-Reagenzgläsern je eine Spatelspitze Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser und Kobalt(II)-chlorid-6-Wasser!
2. Beobachten Sie den Farbwechsel!
3. Lassen Sie die Halbmikro-Reagenzgläser 2 · · · 3 min abkühlen!
4. Geben Sie mit dem Halbmikro-Tropfer je fünf Tropfen Wasser in die Halbmikro-Reagenzgläser!
5. Beobachten Sie den Farbwechsel!

Auswertung

Beim Erhitzen tritt beim Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser ein Farbwechsel von blau nach weiß, beim Kobalt(II)-chlorid-6-Wasser von rosa nach blau auf. Die Salzkristalle zerspringen. An der Reagenzglaswandung setzen sich Wassertropfen ab. Nach Zugabe von Wasser treten die Ausgangsfarben der Salze in den Lösungen wieder auf.

Der Farbwechsel beim Übergang wasserfreier Salze zu wasserhaltigen wird im Labor zum Nachweis geringer Wasseranteile in nichtwäßrigen Lösungen und in der Luft genutzt. Die Eigenschaft wasserfreier Salze zur Wasseraufnahme wird auch beim Trocknen abgeschlossener Luftvolumen ausgenutzt.

■ So wird gelegentlich der Innenraum von Analysenwaagen und Exsikkatoren mit Hilfe von Silikagel, auf das wasserfreies Kobalt(II)-chlorid aufgetragen wird (Blaugel), getrocknet.
Der geringe Wasseranteil in hochprozentigem Äthanol (Primasprit oder Brennspiritus) läßt sich mit wasserfreiem Kupfer(II)-sulfat nachweisen.

2 ▼ *Überprüfen Sie, ob im Brennspiritus Wasser enthalten ist!*

Geräte: Halbmikro-Reagenzglas, Reagenzglashalter, Halbmikro-Tropfer
Chemikalien: Brennspiritus, Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser

Durchführung

1. Stellen Sie nach Experiment 1 wasserfreies Kupfer(II)-sulfat her!
2. Löschen Sie die Brennerflamme!
3. Geben Sie 20 Tropfen Brennspiritus in das Reagenzglas und schütteln Sie!

Auswertung

Die auftretende Blaufärbung (Bildung von Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser) beweist, daß im Brennspiritus Wasser enthalten ist. Dieses Experiment kann auch quantitativ durchgeführt werden. ③ ↗ S. 23

3 ▼ *Bestimmen Sie den Kristallwassergehalt in Masseprozent im Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser!*

Geräte: Präzisionswaage, Wägesatz, Schmelztiegel ($d = 25$ mm), Tondreieck, Dreifuß, Glasstab, Reibschale mit Pistill ($d = 90$ mm), Exsikkator, Brenner, Tiegelzange
Chemikalien: Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser, konzentrierte Schwefelsäure

Durchführung

1. Bestimmen Sie die Masse des trockenen Schmelztiegels durch Wägung!
2. Pulverisieren Sie in der Reibschale Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser, und wägen Sie davon 3 g in den Schmelztiegel ein!
3. Erhitzen Sie den Schmelztiegel vorsichtig 10 · · · 15 min unter Umrühren!
4. Überführen Sie den Schmelztiegel in den Exsikkator mit konzentrierter Schwefelsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) und lassen ihn darin abkühlen!
5. Wägen Sie den Schmelztiegel erneut!
6. Berechnen Sie den Kristallwassergehalt in Masseprozent! (↗ TuF, S. 90)

Auswertung

Das wasserhaltige blaue Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser gibt sein Kristallwasser ab und nimmt dabei eine weiße Farbe an.

$$CuSO_4 \cdot 5\ H_2O \longrightarrow CuSO_4 + 5\ H_2O$$

Meßtabelle

Probe	Masse des leeren Tiegels in g	Masse des Tiegels mit Substanz in g	Einwaage m_E in g	Masse des Tiegels nach dem Erhitzen in g	Massendifferenz Δm in g
1					
2					
3					

■ *Gegeben*

$m_E = 3{,}02$ g
$\Delta m = 1{,}10$ g

Gesucht

$c_{M\%}$

m_E Einwaage in g
Δm Massendifferenz in g

$$c_{M\%} = \frac{\Delta m}{m_E} \cdot 100\%$$

$$c_{M\%} = \frac{1{,}10\ \text{g}}{3{,}02\ \text{g}} \cdot 100\%$$

$$c_{M\%} = 36{,}4\%$$

Der Kristallwassergehalt beträgt beim Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser 36,4%.

Durch Berechnen des theoretischen Wertes des Kristallwassergehaltes und Vergleich mit dem experimentell ermittelten Wert kann man eine Aussage über die Genauigkeit der Bestimmung treffen.

► **Der Kristallwassergehalt in Salzen kann durch das Stoffmengenverhältnis von Wasser zum Salz ausgedrückt werden.**

Die Berechnung dieses Stoffmengenverhältnisses soll an einem Beispiel veranschaulicht werden.

■ 3 g Kalziumsulfat unbekannten Wassergehalts wurden bei 105 °C 1 Stunde erhitzt, abgekühlt und gewogen. Die Massendifferenz betrug $\Delta m = 0{,}64$ g.

Gegeben

$m_E = 3{,}0$ g
$\Delta m = 0{,}64$ g
$m_{H_2O} = 0{,}64$ g
$m_{CaSO_4} = 2{,}36$ g

Gesucht

$\frac{n_{H_2O}}{n_{CaSO_4}}$

n Stoffmenge in mol
m Masse in g
M molare Masse in g · mol^{-1}

$$n = \frac{m}{M}; \qquad n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}}; \qquad n_{CaSO_4} = \frac{m_{CaSO_4}}{M_{CaSO_4}}$$

Das gesuchte Stoffmengenverhältnis ist aus dem Quotienten der molaren Massen von Wasser und Kalziumsulfat zu berechnen.

$$\frac{n_{H_2O}}{n_{CaSO_4}} = \frac{m_{H_2O} \cdot M_{CaSO_4}}{M_{H_2O} \cdot m_{CaSO_4}} \quad \frac{n_{H_2O}}{n_{CaSO_4}} = \frac{0{,}64\ g \cdot 136\ g \cdot mol}{2{,}36\ g \cdot 18\ g \cdot mol} \quad \frac{n_{H_2O}}{n_{CaSO_4}} \approx \frac{1}{2}$$

Das Stoffmengenverhältnis von Wasser und Kalziumsulfat in dem untersuchten Kalziumsulfat ist 2 : 1, es handelt sich um Kalziumsulfat-2-Wasser mit der Formel $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$. ④ ↗ S. 23

Bei einigen Salzen erfolgt der Übergang von der kristallwasserhaltigen zur kristallwasserfreien Form stufenweise in Abhängigkeit von der Temperatur.

■ $MgSO_4 \cdot 12\ H_2O \xrightarrow[-5\ H_2O]{1{,}8\ °C} MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$

$MgSO_4 \cdot 7\ H_2O \xrightarrow[-H_2O]{48{,}3\ °C} MgSO_4 \cdot 6\ H_2O$

$MgSO_4 \cdot 6\ H_2O \xrightarrow[-5\ H_2O]{68\ °C} MgSO_4 \cdot H_2O$

Zur Entfernung des restlichen Kristallwassers werden Temperaturen über 100 °C benötigt.
Die Bestimmung der einzelnen Stufen der Entwässerung ist durch thermogravimetrische Untersuchungen möglich. Dabei werden spezielle Analysenwaagen verwendet, mit denen gleichzeitig Massen und Temperaturen bestimmt werden können.

2.3. Wassergehalt tierischer und pflanzlicher Organismen und Produkte

Wasser ist am Aufbau aller tierischen und pflanzlichen Organismen beteiligt.

■ Der Körper eines Menschen mit einer Masse von 70 kg enthält 42 kg (42 l) Wasser. Der durchschnittliche Wasserumsatz (Wasseraufnahme/Wasserabgabe) eines Menschen je Kilogramm Körpermasse beträgt täglich etwa 35 g. ⑤ ↑ S. 23

Das Wasser im Körper des Menschen übernimmt Transportfunktionen. Gase, Nährstoffe, Mineralien, Vitamine, Hormone und wasserlösliche Abbauprodukte werden befördert. Es dient weiter als Lösungsmittel für körperfremde und körpereigene Stoffe. Alle chemischen Reaktionen des Stoff- und Betriebsstoffwechsels laufen in wäßrigen Lösungen ab.
Die Wasserausscheidung durch Schwitzen dient der Regulierung der Körpertemperatur.

■ Beim Ausscheiden von 1 kg Wasser durch die Haut werden etwa 540 kcal abgegeben, entsprechend der Verdampfungswärme des Wassers bei einer Temperatur von 25 °C (↑ PhiÜb, S. 99). ⑥ ↑ S. 23

Bei einem gesunden Menschen gleichen sich tägliche Wasseraufnahme und Wasserabgabe aus (Tabelle 6).

Tabelle 6 Tägliche Wasseraufnahme und Wasserabgabe des Menschen

Art der Aufnahme	Volumen in ml	Art der Abgabe	Volumen in ml
Getränke	1500	Harn	1500
Nahrungsmittel	800	durch die Haut	500 ··· 700
Oxydationswasser	400	durch die Lunge	300 ··· 400
		Kot	100 ··· 200
Tagesdurchschnitt	2700	Tagesdurchschnitt	2700

▶ **Das bei der Verbrennung der Nährstoffe (langsame Oxydation) im menschlichen Körper entstehende Wasser wird als Oxydationswasser bezeichnet.**

Das Volumen des bei der Verbrennung der Nährstoffe gebildeten Oxydationswassers ist von der Art des Nahrungsmittels und der darin enthaltenen Nährstoffe abhängig.

■ Es bilden sich aus 100 g Glukose neben anderen Reaktionsprodukten 68 ml Wasser und aus 100 g Fett 120 ml Wasser. ⑦ ↑ S. 23

Fast alle Nahrungsmittel enthalten außer den Nährstoffen (Fette, Kohlenhydrate, Eiweiße) bestimmte Anteile Wasser (Tabelle 7).

Tabelle 7 Wassergehalt einiger Lebensmittel

Lebensmittel	Wassergehalt in Masseprozent
Zucker	< 0,5
Zwieback	10,0
Brot	40,0
Fleisch	70,0
Kartoffeln	75,0
Milch	88,0
Tomaten	94,0

Bei der Bestimmung des Nährwerts von Nahrungsmitteln wird nur der Anteil an Trockensubstanz berücksichtigt.

4
▼ *Bestimmen Sie von Brot, Fleisch, Kartoffeln, Äpfeln und Kohl den Anteil an Trockensubstanz, und berechnen Sie den Wassergehalt in Masseprozent!*

Geräte: Reibschale mit Pistill (d=90 mm), Präzisionswaage, Wägesatz, Trockenschrank, Exsikkator, 5 Wägegläser mit Schliffstopfen, 5 Glasstäbe
Chemikalien: Konzentrierte Schwefelsäure (oder Blaugel), Brot, Fleisch, Kartoffeln, Äpfel, Kohl

Durchführung

1. Zerkleinern Sie die Proben der Nahrungsmittel in der Reibschale mit dem Pistill!
2. Trocknen Sie die Wägegläser im Trockenschrank bei 105 °C, und kühlen Sie sie im Exsikkator (konzentrierte Schwefelsäure, Vorsicht, Gift 3, ätzend!) ab!
3. Wägen Sie die leeren Wägegläser!
4. Überführen Sie je 3 g der Nahrungsmittelproben in die Wägegläser!
5. Trocknen Sie die Proben im Trockenschrank bei 105 °C 4 · · · 6 h!
6. Führen Sie danach eine erneute Wägung der Wägegläser durch!
7. Bestimmen Sie den Masseverlust!
8. Berechnen Sie den Wassergehalt in Massenprozent mit den von Ihnen ermittelten Meßwerten!

In der Biologie werden häufig für mikroskopische Untersuchungen Trockenpräparate benötigt. Die Herstellung solcher Präparate kann nicht im Trockenschrank erfolgen, da sonst die Struktur der Zellen zerstört würde. Das Trocknen wird in diesem Fall durch schrittweisen Entzug des Wassers mit Chemikalien vorgenommen. Solche „wasserentziehenden" Chemikalien bezeichnet man als „hygroskopische" Stoffe. Sie werden als Trockenmittel verwendet. ⑧ ↑ S. 23

Aufgaben zum Kapitel 2

① Informieren Sie sich in ihrem Atlas über die Verteilung von Festland und Wasser auf der Erdoberfläche (↑ Atlas, S. 92 und S. 93)
② Geben Sie an, welche Volumen Wasser jährlich am Kreislauf des Wassers beteiligt sind (↑ LB Geographie, Klasse 9, S. 33)!
③ Schlagen Sie eine Experimentanordnung vor, mit der die quantitative Bestimmung des Wassergehalts von Brennspiritus durchgeführt werden kann!
④ Berechnen Sie den Kristallwassergehalt in 20 g Natriumkarbonat-10-Wasser!
⑤ Berechnen Sie den täglichen Wasserumsatz Ihres Körpers!
⑥ Berechnen Sie den Wärmeenergieverlust Ihres Körpers in kcal bei Abgabe von 700 g Wasser durch die Haut (Schwitzen)!
⑦ Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Oxydation von Glukose auf! (↑ Lehrbuch Biologie Klasse 9, S. 55 ff.)
⑧ Ermitteln Sie in der chemischen Fachliteratur (Lehrbücher, Tabellenbücher), welche Stoffe auf Grund ihrer hygroskopischen Eigenschaften als Trockenmittel verwendet werden können!

3. Aufbereiten und Reinigen des Wassers

3.1. Wasserarten

Der **Naturstoff** Wasser wird durch menschliche Arbeit zum wertvollen Rohstoff und Hilfsstoff, der in der gesellschaftlichen Produktion entweder als Arbeitsgegenstand oder als Arbeitsmittel eingesetzt wird.
① ↗ S. 34
Ist Wasser Arbeitsgegenstand, so geht es stofflich in das Endprodukt ein, es wird verbraucht. Als Arbeitsmittel wird das Wasser der jeweiligen Nutzungsart durch **Aufbereitung** (↗ S. 25) angepaßt und nach der Nutzung wiedergewonnen beziehungsweise als **Abwasser** (↗ S. 25) aus dem Produktionsprozeß ausgegliedert. Es geht jedoch dem natürlichen Kreislauf des Wassers nicht verloren.

▶ **In Industrie und Landwirtschaft benötigtes Wasser wird nach entsprechender Aufbereitung als Brauchwasser oder Betriebswasser bezeichnet.**

Das vom Menschen für die Ernährung und Reinigung benötigte Wasser heißt **Trinkwasser**.
Eine weitere Einteilung der Wasserarten ist nach den im Wasser enthaltenen Stoffen möglich.
Nach der vorhandenen Mineralsalzkonzentration werden **Süßwasser, salziges Wasser, Meerwasser** und **Salzwasser** unterschieden (Tabelle 8).

Tabelle 8 Einteilung des Wassers nach der Mineralsalzkonzentration

Wasserart	Masse der Mineralsalze je kg Wasser
Süßwasser	bis zu 1 g
salziges Wasser	1 · · · 25 g
Meerwasser	25 · · · 50 g
Salzwasser	>50 g

Die Mineralsalzkonzentration großer Wasservorkommen ist sehr unterschiedlich, für das einzelne Wasservorkommen jedoch relativ stabil (Tabelle 9).

Tabelle 9 Mineralsalzkonzentration einiger großer Wasservorkommen

Wasservorkommen	Masse der Mineralsalze je kg Wasser
Baikalsee	91,4 mg
Balatonsee	138,2 mg
Tschadsee	162,6 mg
Ostsee	10 g
Schwarzes Meer	17 g
Ozeane	35 g
Totes Meer	192 g

▶ **Als Abwasser bezeichnet man das durch Nutzung in menschlichen Siedlungen, in Industriebetrieben und in Anlagen zur Tierhaltung verunreinigte Wasser.**

Das Abwasser ist gegenüber dem eingesetzten Brauchwasser in seiner Zusammensetzung stark verändert. Nach den im Wasser vorhandenen Stoffen wird es eingeteilt in:

1. Vorwiegend durch anorganische Stoffe verunreinigtes Abwasser (Abwasser der Kali- und Sodaindustrie).
2. Vorwiegend durch organische Stoffe verunreinigtes Abwasser (städtisches Abwasser, landwirtschaftliches Abwasser, Abwasser der organischen Synthesechemie).

▶ **Die Einteilung der Wasserarten erfolgt nach der Art der Nutzung und nach den enthaltenen Stoffen.**

3.2. Wasseraufbereitung

Das Gewinnen einer bestimmten Brauchwasserart wird als Wasseraufbereitung bezeichnet. Entsprechend der Rohwasserbeschaffenheit und dem Verwendungszweck des Wassers werden unterschiedliche Aufbereitungsverfahren angewendet.

Das aufzubereitende Rohwasser enthält fast immer **grobdisperse Stoffe** (↑ S. 138) mit einem Teilchendurchmesser d_T größer als 10^{-4} mm. Nach ihrer Dichte werden sie in Sinkstoffe, Schwebstoffe und Schwimmstoffe unterteilt. Außerdem sind im Rohwasser häufig **kolloid gelöste Stoffe** (↑ S. 138) mit Teilchendurchmessern d_T von $10^{-4} \cdots 10^{-6}$ mm enthalten.

■ Oberflächenwasser können Tonkolloide, kolloide Eiweiße und kolloid verteilte Industrieabfälle enthalten.

Jedes Wasser enthält **echt gelöste Stoffe**, deren Teilchendurchmesser d_T kleiner als 10^{-6} mm ist.

■ Solche Stoffe sind Sauerstoff, Kohlendioxid, Schwefelwasserstoff, organische Kohlenstoffverbindungen, Wasserstoff-Ionen, Natrium-Ionen, Kalzium-Ionen, Magnesium-Ionen, Ammonium-Ionen, Eisen(II)-Ionen, Mangan(II)-Ionen, Chlorid-Ionen, Sulfat-Ionen, Nitrat-Ionen, Silikat-Ionen, Phosphat-Ionen, Hydrogenkarbonat-Ionen.

▶ **Im Rohwasser können grobdisperse Stoffe ($d_T > 10^{-4}$ mm), kolloid gelöste Stoffe ($d_T = 10^{-4} \ldots 10^{-6}$ mm) und echt gelöste Stoffe ($d_T < 10^{-6}$ mm) enthalten sein.**

Aus dem geforderten Reinheitsgrad des Wassers kann entnommen werden, welche dieser Stoffe entfernt werden müssen. Nach der Art der Stoffe werden die anzuwendenden Wasseraufbereitungsverfahren festgelegt.

▶ **Wichtige Aufbereitungsverfahren sind Klären und Filtrieren, Entkeimen, Entfernen von Eisen- und Mangan-Ionen, Enthärten, Entsalzen und Fluoridieren.**

3.2.1. Klären und Filtrieren

▶ **Klären und Filtrieren sind mechanische Wasseraufbereitungsverfahren zum Entfernen von Sink- und Schwebstoffen aus dem Rohwasser.**

Eine grobe Wasserreinigung erfolgt durch das Klären (Absetzen fester Bestandteile) in Absetzbecken. Diese Funktion erfüllen die Speicherbecken der Talsperren und die Absetzbehälter in den Wasserwerken.

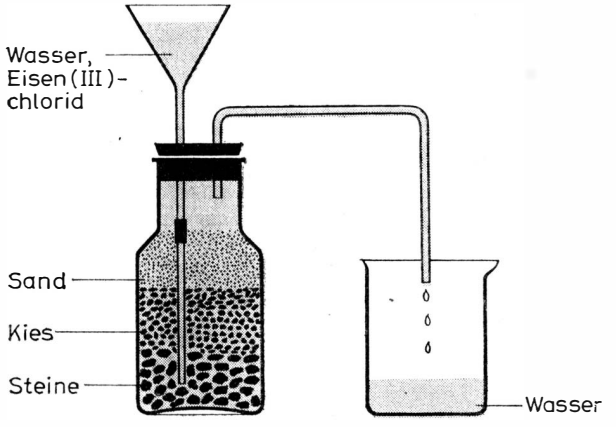


Abb. 6
Modell eines Kiesfilters

Zum Abscheiden von Schwebstoffen, die sich in Absetzbecken nicht entfernen lassen, werden Sand- und Kiesfilter verwendet. Sand- und Kiesfilter sind zylindrische oder kastenförmige Behälter, die in mehreren Schichten mit Sand und Kies verschiedener Korngrößen gefüllt sind (Abb. 6). Das Entfernen der Schwebstoffe wird häufig durch den Einsatz von Flockungsmitteln, wie Aluminiumsulfat, beschleunigt.

5 ▼ *Reinigen Sie eine Rohwasserprobe durch Filtrieren mit einem Kiesfilter!*

Geräte: Pulverflasche (2000 cm^3), zweifach durchbohrter Gummistopfen, gebogene Glasröhren, Glastrichter mit kurzem Stiel ($d = 50$ mm)
Chemikalien: Sand, Kies (verschiedene Korngrößen), Eisen(III)-Chlorid, Rohwasser.

Durchführung

1. Bauen Sie eine Apparatur nach Abbildung 6 auf!
2. Gießen Sie das mit Eisen(III)-Chlorid versetzte Wasser in den Trichter des Kiesfiltermodells!
3. Beobachten Sie die Färbung des ablaufenden Wassers!

Auswertung

Erläutern Sie Ihre Beobachtungsergebnisse! ② ↑ S. 34

3.2.2. Entkeimen

Eine Entkeimung des Rohwassers wird bei der Gewinnung von Trinkwasser durchgeführt. Dabei werden im Rohwasser enthaltene Krankheitserreger abgetötet. Die nicht krankheitserregenden Bakterien im Rohwasser werden auf eine für den Menschen unschädliche Zahl von weniger als 100 je Milliliter Wasser gesenkt. Das wird durch den Einsatz von Spezialfiltern oder durch Chemikalienzusatz erreicht. ③ ↑ S. 34

■ Ein häufig angewandtes Verfahren ist die Chlorierung. Dem Rohwasser werden dabei elementares Chlor oder Chlorverbindungen zugesetzt. Für die Trinkwassergewinnung darf Chlor nur bis zu 0,1 mg je Liter Wasser zugegeben werden, da sonst die Geschmacksqualität des Wassers wesentlich beeinträchtigt wird.
Das Entkeimen des Wassers in Hallenbädern erfolgt durch Zugabe von 0,2 · · · 0,3 g Chlor je Liter Wasser. Das Wasser hat daher oft einen stechenden Geruch nach Chlor.

▶ **Beim Entkeimen des Wassers werden für den Menschen schädliche Krankheitserreger durch Filtrieren mit Spezialfiltern oder durch Zusatz von Chemikalien entfernt.**

Eine sehr gründliche Entkeimung des Rohwassers, die aber einen hohen ökonomischen Aufwand erfordert, kann durch Einleiten von Ozon erfolgen. Dieses

Verfahren wird beispielsweise in der UdSSR, in Moskau, angewendet. Dabei werden neben der gründlichen Entkeimung auch die Geruchs- und Geschmacksqualitäten des Wassers verbessert. ④ ↑ S. 34

3.2.3. Entfernen von Eisen- und Mangan-Ionen

Eine Konzentration über 0,1 mg Eisen(II)-Ionen oder 0,05 mg Mangan(II)-Ionen je Liter Wasser führt zu einer verschlechterten Geschmacksqualität des Wassers und zur Verschlammung des Leitungsrohrnetzes. Verwendet man solches Wasser in Lebensmittelbetrieben, Wäschereien, Textilfabriken und Färbereien, so führt das zu Mängeln in der Qualität der Produkte dieser Betriebe. Zum Beispiel treten bei Textilien Farbschäden und Flecke auf.
Um die Eisen(II)-Ionen und Mangan(II)-Ionen aus dem Rohwasser zu entfernen, wird es belüftet. Das Wasser wird dabei durch feine Düsen gepreßt und in der Luft zerstäubt. Dabei werden die Eisen(II)-Ionen durch den Sauerstoff der Luft zu Eisen(III)-Ionen oxydiert. Die Eisen(III)-Ionen bilden mit den Hydroxid-Ionen des Wassers Eisen(III)-hydroxid, das als brauner Schlamm ausfällt.

$4\ Fe^{2+} + 8\ OH^- + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow 4\ Fe(OH)_3$

▼ 6 *Entfernen Sie Eisen(II)-Ionen aus einer eisenhaltigen Wasserprobe!*

Geräte: Erlenmeyerkolben (100 cm^3), Meßzylinder (100 cm^3), Spatel
Chemikalien: Eisen(II)-sulfat, Leitungswasser, Wasserstoffperoxidlösung (3%ig)

Durchführung

1. Versetzen Sie 50 ml einer Wasserprobe mit einer Spatelspitze Eisen(II)-sulfat!
2. Geben Sie 10 ml Wasserstoffperoxidlösung zu!
3. Schütteln Sie kräftig, und lassen Sie absetzen!
4. Wiederholen Sie das Experiment ohne Zugabe von Eisen(II)-sulfat!

Auswertung

Erläutern Sie Ihre Beobachtungsergebnisse! ⑤ ↑ S. 34
Mangan(II)-Ionen werden durch den Sauerstoff der Luft zu Mangan(IV)-Ionen oxydiert, die schwarzes Mangan(IV)-oxid-2-Wasser bilden, das ebenfalls ausfällt.

$Mn^{2+} + O_2 + 2\ H_2O \rightarrow MnO_2 \cdot 2\ H_2O$

Die ausgefällten Metallverbindungen werden durch Filtrieren aus dem Wasser entfernt.

▶ **Eisen- und Mangan-Ionen werden aus dem Rohwasser durch Oxydation mit Luftsauerstoff und anschließender Filtration der ausgefällten Metallverbindungen beseitigt.**

3.2.4. Enthärten des Wassers

Die Härte des Wassers wird durch verschiedene Kalzium- und Magnesiumsalze hervorgerufen (↑ S. 88), die im Rohwasser gelöst sind. Bei der Nutzung des Wassers werden je nach Art der Verwendung Anforderungen gestellt, die ein teilweises oder völliges Entfernen der Härtebildner erfordern. Für die Wasserenthärtung werden Verfahren eingesetzt, von denen Sie die wichtigsten im Kapitel 8 kennenlernen.

3.2.5. Fluoridieren des Wassers

▶ **Unter Fluoridieren wird der Zusatz von Fluorid-Ionen zum Wasser verstanden.**

Die Fluoridierung wird bei der Gewinnung von Trinkwasser in letzter Zeit immer häufiger angewendet. Die Fluorid-Ionen im Trinkwasser bieten besonders für Kinder und Jugendliche einen wirksamen Schutz gegen Karies. Der Fluorzusatz erfolgt in Form fluorhaltiger Verbindungen, zum Beispiel Natriumfluorid oder Natriumhexafluorosilikat, bis zu einem Fluoridgehalt des Trinkwassers von 1 mg je Liter Wasser. Vollautomatische Dosierungsanlagen sichern, daß kein gesundheitsschädigender höherer Gehalt an Fluorid-Ionen erreicht wird.
In unserer Republik wurden seit 1959 Fluoridierungsanlagen in Karl-Marx-Stadt, Plauen, Magdeburg, Schwerin und anderen Städten in Betrieb genommen. Bis 1985 sollen 50% aller Einwohner unserer Republik mit fluoridiertem Trinkwasser versorgt werden. ⑥ ⑦ ↑ S. 35

3.3. Reinigung des Abwassers

3.3.1. Probleme der Abwasserreinigung

Mit dem steigenden Wasserbedarf in der Deutschen Demokratischen Republik fällt auch mehr Abwasser an. Es ist daher ein gesellschaftliches Anliegen unseres sozialistischen Staates, der Verschmutzung des Oberflächenwassers durch Einleiten von Abwasser und anderen Verunreinigungen Einhalt zu gebieten und bereits durch Abwasser verschmutzte Flüsse und Seen wieder zu säubern. Für jeden Bürger und jeden Betrieb besteht die gesellschaftliche Verpflichtung, eine unkontrollierte Abwassereinleitung in Oberflächengewässer zu unterlassen beziehungsweise zu verhindern. Durch das 1963 verabschiedete „Wassergesetz“ wurde in der DDR eine vorbildliche sozialistische Rechtsvorschrift für

die Lenkung der Gewässernutzung entsprechend den volkswirtschaftlichen Bedürfnissen erlassen. Durch die Festlegung im Paragraph 19 dieses Gesetzes, für die Nutzung der Gewässer Gebühren und Abgaben zu erheben, soll erreicht werden, daß die festgelegten Grenzwerte für die Belastung der Gewässer durch Abwasser nicht überschritten werden. Durch den Bau von betrieblichen Anlagen zur Abwasseraufbereitung wird eine schrittweise Verbesserung der Reinheit des Oberflächenwassers erreicht.
Der Einhaltung und Überwachung der Normen zur Reinhaltung der Gewässer dient ein System von Einrichtungen der Wasserwirtschaft und der Staatlichen Hygieneinspektionen.
⑧ ⑨ ↑ S. 35
In allen Staaten gibt es gegenwärtig Probleme bei der Reinigung des Abwassers, insbesondere in den industriell hochentwickelten Staaten. Auch in der Deutschen Demokratischen Republik müssen die Probleme der Abwasserreinigung in den nächsten Jahren gelöst werden.
80% der Flußkilometer der DDR gehören noch zu den stark belasteten Gewässern. Besonders in den Industriebezirken Halle und Leipzig sind einige Flußläufe stark mit Abwasser verunreinigt (Abb. 7).

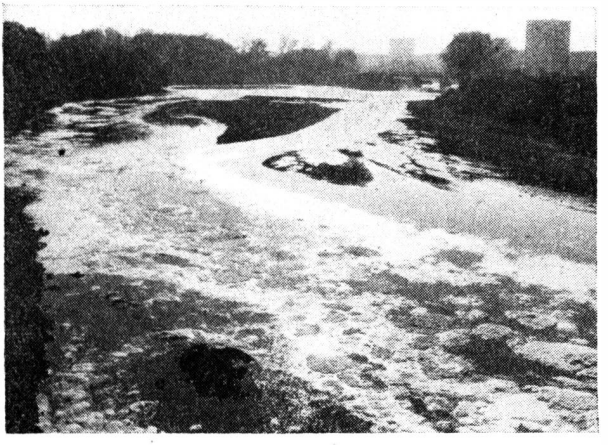


Abb. 7
Durch Industrieabwasser verunreinigte Pleiße im Bezirk Leipzig

Deshalb ist bis 1980 vorgesehen, für Abwasser der erdölverarbeitenden und petrolchemischen Industrie sowie der Pflanzenschutzmittel-, Farben- und Düngemittelindustrie Verfahren zur Entgiftung, Reinigung und Wertstoffrückgewinnung zu entwickeln und anzuwenden.
Es sollen Bedingungen geschaffen werden, die es ermöglichen, in absehbarer Zeit der Umweltverschmutzung durch Abwasser Einhalt zu gebieten. Bis 1980 sollen die Probleme der Abwasserreinigung weitgehend gelöst sein.

■ So haben Potsdam, Brandenburg, Erfurt, Halle, Rostock, Schwerin und andere Städte neue Klärwerke erhalten, weitere sind im Bau oder werden projektiert.

In den kapitalistischen Ländern werden Fragen des Umweltschutzes häufig den Profitinteressen der Unternehmer untergeordnet. Um mehr Gewinne zu erzielen, wird auf die Reinerhaltung der Gewässer oft keine Rücksicht genommen.

■ In den USA fehlt für 40 Millionen Menschen eine ausreichende Abwasserreinigung. In der BRD müßten von den bereits stark verschuldeten Städten und Gemeinden etwa 6 Milliarden Mark aufgebracht werden, um die kommunalen Abwasserprobleme zu lösen.
1971 verendete in Baden-Württemberg Wild, nachdem es aus einer Quelle getrunken hatte. Untersuchungen ergaben, daß eine mehr als 1500 m entfernt liegende Galvanisieranstalt zyanidhaltiges Abwasser im Boden versickern ließ. Die Beeinträchtigung des Grundwassers hatte einen solchen Grad erreicht, daß giftiges Quellwasser an die Oberfläche gelangte. Aus Profitgründen wurde auf die sachgemäße Vernichtung der Giftstoffe verzichtet.
⑩ ⑪ ⑫ ↑ S. 35

Verantwortungsloser Umgang beim Vernichten von Giftstoffen führte in der BRD bereits häufig zu einer Gefährdung der Trinkwasserversorgung für zahlreiche Einwohner.



Abb. 8
Fischsterben am Main, hervorgerufen durch ungenügend gereinigtes Abwasser der Industrie

- Durch zyanidhaltige Abwasser von Chemiebetrieben wurde 1969 im Main und im Rhein fast der gesamte Fischbestand vernichtet (Abb. 8, S. 31).

  Bei der Nutzung des Rheinwassers treten zwischen den kapitalistischen Anliegerstaaten Schweiz, BRD, Frankreich und Niederlande zahlreiche ungelöste Probleme auf. Sie ergeben sich aus dem Bestreben der Bevorteilung der Monopolgruppen des eigenen Landes gegenüber den Monopolgruppen der Nachbarstaaten.
  Die sozialistischen Staaten versuchen in gemeinsamer Arbeit, die Probleme der Umweltverschmutzung zu lösen.
  Im „Komplexprogramm für die weitere Vertiefung und Vervollkommnung der Zusammenarbeit und Entwicklung der sozialistischen ökonomischen Integration" der Mitgliedsländer des Rates für Gegenseitige Wirtschaftshilfe (RGW) wird die Ausarbeitung von Maßnahmen zum Schutze der Natur als gemeinsam zu lösendes wissenschaftlich-technisches Problem festgelegt. Vereinbarungen über internationale Arbeitsteilung und wissenschaftlich-technische Zusammenarbeit auf dem Gebiet der Wasserwirtschaft wurden auch zweiseitig zwischen der Deutschen Demokratischen Republik, der Sowjetunion und anderen sozialistischen Ländern geschlossen.
  Gemeinsam festgelegte wasserwirtschaftliche Maßnahmen zwischen der Deutschen Demokratischen Republik und der Volksrepublik Polen für den Bereich der Oder und der Tschechoslowakischen Sozialistischen Republik für die Elbe wirken sich bereits günstig auf die Herabsetzung der Wasserverschmutzung aus.

- Beim Bau eines Zellulosekombinats am Baikalsee wurde ein Viertel der gesamten Bausumme für Wasserreinigungsanlagen verwendet, um die Reinheit des Sees voll zu erhalten.

3.3.2. Abwasserreinigung am Beispiel des VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt

Am Beispiel des VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt soll gezeigt werden, wie eine den Forderungen des Umweltschutzes entsprechende Abwasserreinigung mit technisch möglichen und wirtschaftlich vertretbaren Mitteln erfolgen kann. Bei der Verarbeitung des Erdöls fallen ölverschmutzte Abwasser an, die in einem kombinierten Reinigungsverfahren mechanisch, chemisch und biologisch behandelt werden.
Die **mechanische Reinigung** des Abwassers erfolgt in Schwerkraft-Ölabscheidern, die Öl und mit Öl angereicherte Schmutzstoffe zurückhalten. Durch die mechanische Reinigung können über 95% der grobdispersen Stoffe (↑ S. 25) entfernt werden (Abb. 9).
Die **chemische Reinigung** wird anschließend an die mechanische Reinigung durch Zugabe von Eisen(II)-sulfatlösung zum vorgereinigten Abwasser durchgeführt. Die Eisen(II)-Ionen werden durch den Sauerstoff der Luft zu Eisen(III)-

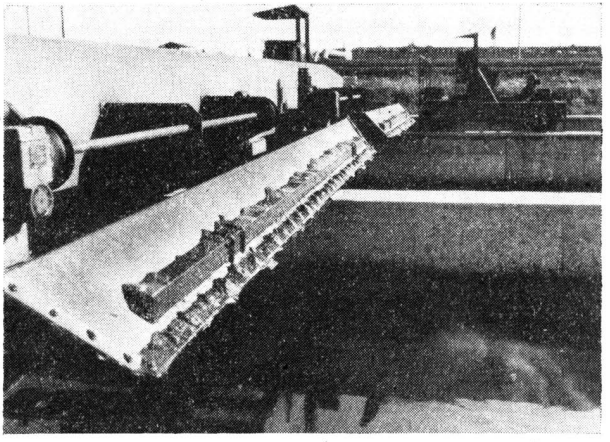


Abb. 9
Einrichtungen zur mechanischen Abwasserreinigung

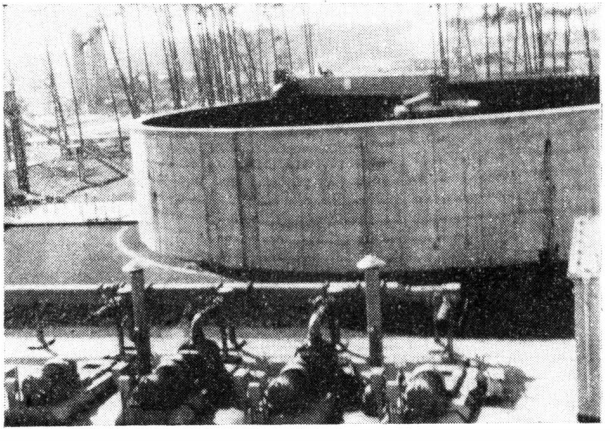


Abb. 10
Einrichtungen zur chemischen Abwasserreinigung

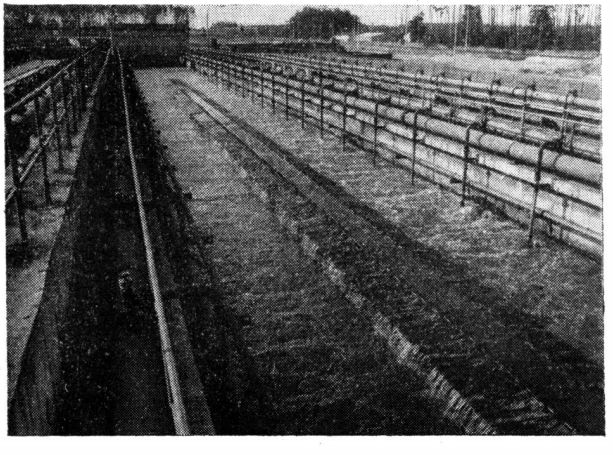


Abb. 11
Einrichtungen zur biologischen Abwasserreinigung

Ionen oxydiert, die mit den Hydroxid-Ionen des Wassers Eisen(III)-hydroxid bilden. An das wenig lösliche Eisen(III)-hydroxid lagern sich beim Absetzen kolloid verteilte Ölteilchen und andere Schmutzteilchen an, die dann mit dem Eisen(III)-hydroxid durch Filtration entfernt werden (Abb. 10, S. 33).

Die **biologische Reinigung** erfolgt durch Mikroorganismen. Sie wird in mehreren Stufen durchgeführt. Die eingesetzten Mikroorganismen ernähren sich von Kohlenwasserstoffen, die im Abwasser als Schmutzstoffe enthalten sind. Sie bauen diese Schmutzstoffe unter Sauerstoffaufnahme ab. Als Oxydationsprodukte entstehen Kohlendioxid und Wasser (Abb. 11, S. 33).

Nach Durchlaufen dieser mechanischen, chemischen und biologischen Reinigungsverfahren kann das Abwasser als gereinigtes Wasser wieder dem Flußbett der Oder zugeführt werden.

Die Werktätigen des VEB Petrolchemisches Kombinat Schwedt versuchen mit hohen ökonomischen Aufwendungen die Abwasserreinigung ständig so durchzuführen, daß den gesetzlichen Anforderungen entsprochen wird und eine uneingeschränkte Nutzung des Wassers im Unterlauf der Oder möglich ist.

In ähnlicher Weise wird die Abwasserreinigung in anderen Industriebetrieben und in kommunalen Anlagen der Wasserreinigung durchgeführt. Die unterschiedlichen Verfahren der Abwasserreinigung sind abhängig von der Art der Verunreinigungen, von dem zu reinigenden Wasservolumen und vom gewünschten Reinheitsgrad.

Bei der Abwasseraufbereitung anfallende Wertstoffe werden zurückgewonnen, dem Produktionsprozeß wieder zugeführt oder in besonderen Anlagen zu anderen Produkten verarbeitet.

■ Aus Sulfitablaugen der Zellstoffindustrie können eiweiß- und zuckerhaltige Hefekonzentrate (Produkt der biologischen Abwasserreinigung) für Futterzwecke hergestellt werden. Der wertvolle Rohstoff Phenol wird teilweise aus Abwassern der Kohleveredlungsindustrie gewonnen.

Aufgaben zum Kapitel 3

① Geben Sie für die Äthinsynthese, die Wassergasherstellung, die Herstellung von Äthanol, die Ammoniaksynthese, die Elektroenergieerzeugung und die Verwendung des Wassers in der Landwirtschaft an, ob das Wasser als Rohstoff oder Hilfsstoff eingesetzt wird!

② Führen Sie eine Exkursion in ein Wasserwerk durch, und berichten Sie über Aufbau und Wirkungsweise der beobachteten Filteranlagen!

③ Informieren Sie sich in dem Buch „Mikrobiologie" für biologische Arbeitsgemeinschaften, Kapitel 4.3., über im Wasser vorhandene Mikroorganismen (Keime), ihre Bestimmung und Beseitigung!

④ Ermitteln Sie, welches Verfahren der Entkeimung bei der Gewinnung von Trinkwasser in Ihrem Heimatort verwendet wird!

⑤ Vergleichen Sie die experimentelle und technische Entfernung von Eisen(II)-Ionen aus dem Wasser!

⑥ Erkundigen Sie sich in Ihrem Heimatort, ob und wann eine Fluoridierung des Trinkwassers vorgesehen ist!

⑦ Ermitteln Sie, welche Aufbereitungsverfahren bei der Gewinnung des Trinkwassers in Ihrem Heimatort angewendet werden, und fertigen Sie ein Fließschema des technologischen Ablaufs der Aufbereitungsverfahren an!

⑧ Informieren Sie sich über die Anlagen und die Art der Abwasserreinigung in einem Betrieb Ihres Heimatortes!

⑨ Welche staatliche Einrichtung ist in Ihrem Ort für die Überwachung der Einhaltung der Normen zur Reinerhaltung der Gewässer verantwortlich?

⑩ Sammeln Sie weitere Informationen über Verstöße gegen den Umweltschutz in den kapitalistischen Ländern! (Wählen Sie als Beispiele Tokio und Venedig!)

⑪ Informieren Sie sich in der Tagespresse des vergangenen Halbjahres über Verstöße gegen den Umwelt- und Wasserschutz in kapitalistischen Ländern!

⑫ Sammeln Sie aus der Tagespresse Artikel und Bildmaterial über Probleme der Abwasserreinigung, und stellen Sie daraus eine Wandzeitung zusammen!

4. Eigenschaften des Wassers

4.1. Physikalische Eigenschaften und ihre Nutzung für die Festlegung physikalischer Einheiten

Reines Wasser ist geruch-, geschmack- und farblos. In dickeren Schichten schimmert es bläulich.

▶ **Reines, luftgesättigtes Wasser hat bei einem Druck von 760 Torr, eine Schmelztemperatur von 0 °C und eine Siedetemperatur von 100 °C.**

Durch die Schmelz- und Siedetemperatur des reinen, luftgesättigten Wassers sind die Fixpunkte der Thermometerskale nach Celsius bestimmt.
Die physikalischen Eigenschaften des Wassers weichen von den Wasserstoffverbindungen der anderen Elemente der VI. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente ab.
① ↑ S. 45

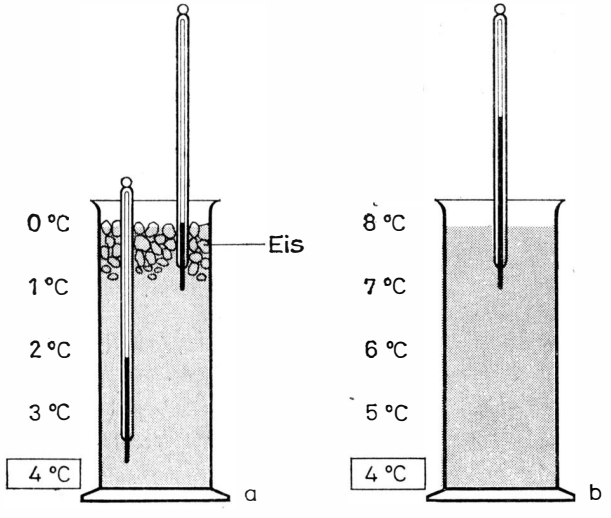


Abb. 12
Dichte des Wassers in Abhängigkeit von der Temperatur

Schmelz- und Siedetemperatur des Wassers nehmen eine Ausnahmestellung ein. Die Differenz zwischen Siedetemperatur und Schmelztemperatur des Wassers ist gegenüber den anderen Wasserstoffverbindungen der Elemente der VI. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente viel größer.
Durch die große Verbreitung des Wassers auf der Erde und durch seine Eigenschaften wurde es als Grundlage für die Festlegung verschiedener physikalischer Einheiten gewählt.

■ Die Dichte wird in Gramm je Kubikzentimeter angegeben. 1 cm^3 Wasser hat bei einer Temperatur von 4 °C die Dichte 1.
② ↑ S. 45

▶ **Wasser besitzt bei 4 °C die Dichte 1 $g \cdot cm^{-3}$.**

Auch die Einheit der Masse wurde ursprünglich vom Wasser abgeleitet.

▶ **1 Liter Wasser hat bei einer Temperatur von 4 °C die Masse von 1 kg.**

Bei allen anderen Temperaturen ist die Masse von 1 l Wasser geringer als 1 kg und somit auch die Dichte kleiner als 1 $g \cdot cm^{-3}$ (Abb. 12).
Heute verwendet man andere Stoffe für die Festlegung der Einheit der Masse.
③ ↑ S. 45
Die außergewöhnlichen Eigenschaften des Wassers beim Abkühlen von 4 °C auf ± 0 °C werden als „Anomalie" des Wassers bezeichnet. ④ ↑ S. 45

7
▼ *Ermitteln Sie die Abhängigkeit der Dichte des Wassers von der Temperatur!*

Geräte: Rundkolben (25 cm^3), zweifach durchbohrter Stopfen, Laborthermometer (−35/+50 °C), Glasrohr (d = 8 mm), Papierstreifen mit Skale, Kristallisierschale (d = 95 mm)
Chemikalien: Wasser, Natriumchlorid

Durchführung

1. Führen Sie in den zweifach durchbohrten Stopfen das Thermometer und das Glasrohr ein!
2. Füllen Sie den Rundkolben bis zum Rand mit Wasser. Setzen Sie den Stopfen mit Thermometer und Glasrohr so auf, daß im Glasrohr eine Flüssigkeitssäule entsteht!
3. Bringen Sie die Skale hinter dem Glasrohr an, und lesen Sie den Wasserstand ab!
4. Stellen Sie aus Natriumchlorid und Eis eine Kältemischung her! (↑ Experiment 11, S. 44)
5. Setzen Sie den Rundkolben in ein Gefäß mit der Kältemischung! Beobachten und registrieren Sie die Volumenabnahme des Wassers in Abhängigkeit von der Temperatur!
6. Tragen Sie die ermittelten Werte in ein Diagramm ein! (Abszisse: Volumen des Wassers in Skalenteilen, Ordinate: Temperatur in °C)

Auswertung

Der Wasserstand im Glasrohr sinkt, bis eine Temperatur von 4 °C erreicht ist. Bei weiterem Abkühlen nimmt das Volumen des Wassers wieder zu.

▶ **Die Fixpunkte des Wassers sind Stoffkonstanten, die neben der Temperatur auch vom Luftdruck abhängig sind.**

Die Siedetemperatur des Wassers von 100 °C gilt nur für einen Druck von 760 Torr. Die normale Siedetemperatur des Wassers ist wie bei allen anderen Flüssigkeiten diejenige Temperatur, bei der der Dampfdruck der Flüssigkeit gleich dem äußeren Luftdruck ist.
Das Wasser verdunstet aber auch schon unterhalb dieser Siedetemperatur, selbst aus dem Eis wird Wasser in den gasförmigen Zustand überführt. Bei jeder Temperatur des Wassers besteht ein bestimmter Dampfdruck über der Flüssigkeit. Bei der Angabe von Siedetemperaturen muß daher auch der äußere Luftdruck vermerkt werden, der dem Dampfdruck in der Flüssigkeit entspricht (Abb. 13).
Auf Bergen siedet Wasser wegen des geringeren Luftdrucks schon bei niedrigeren Temperaturen.

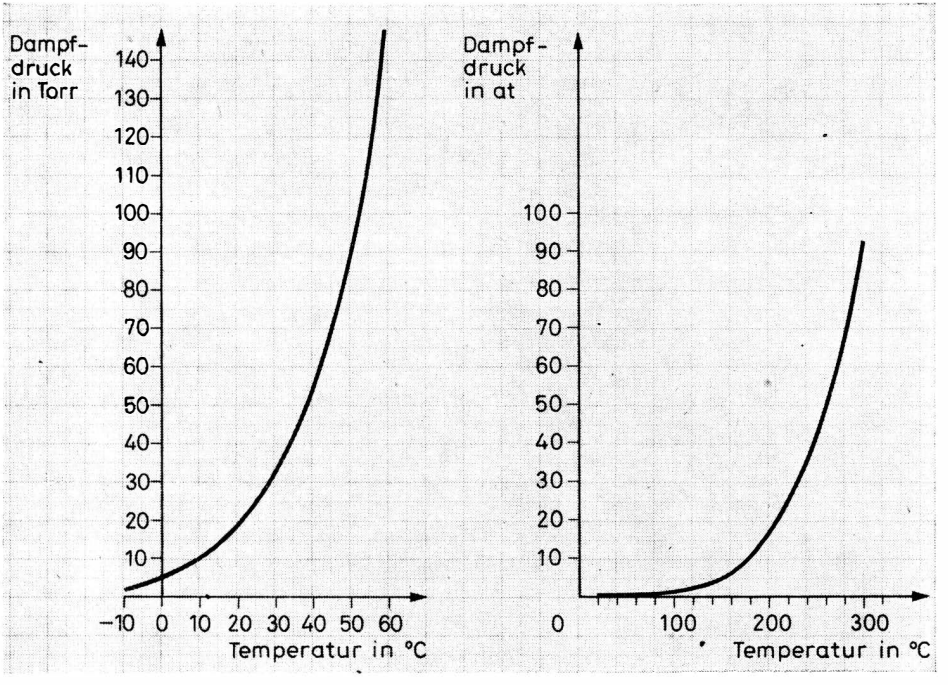


Abb. 13 Abhängigkeit
der Siedetemperatur des Wassers vom Dampfdruck
(Luftdruck)

■ Auf dem 4810 m hohen Mont Blanc herrscht ein Luftdruck von etwa 420 Torr. Das Wasser siedet hier bereits bei 84 °C.

Aus der Veränderung der Siedetemperatur des Wassers könnte man den Luftdruck und daraus die Höhe des Berges ermitteln.
Bei Drücken über 760 Torr siedet Wasser oberhalb 100 °C.

■ Bei einem Dampfdruck von 2 at siedet das Wasser bei einer Temperatur von 120 °C (überhitzter Wasserdampf). Überhitzter Wasserdampf wird vor allem zum Antrieb von Dampfturbinen verwendet.

8 ▼ *Bestimmen Sie die Abhängigkeit der Siedetemperatur des Wassers vom Dampfdruck!*

Geräte: Rundkolben (500 cm^3), Rundkolben (100 cm^3), Claisenaufsatz, Laborthermometer (0/+200 °C), Kapillarrohr, Liebigkühler, Vorstoß, Woulffesche Flasche (1000 cm^3), Quecksilbermanometer, Wasserstrahlpumpe, Schutzbrille, Brenner, Ölbad
Chemikalien: destilliertes Wasser

Durchführung

1. Füllen Sie den Rundkolben (Abb. 14) etwa zur Hälfte mit destilliertem Wasser!
2. Setzen Sie den Dampfdruck im Rundkolben mit der Wasserstrahlpumpe auf etwa 650 Torr herab! (Vorsicht, Schutzbrille tragen!)
3. Erhitzen Sie den Rundkolben im Ölbad, bis das Wasser zu sieden beginnt, und entfernen Sie dann den Brenner!

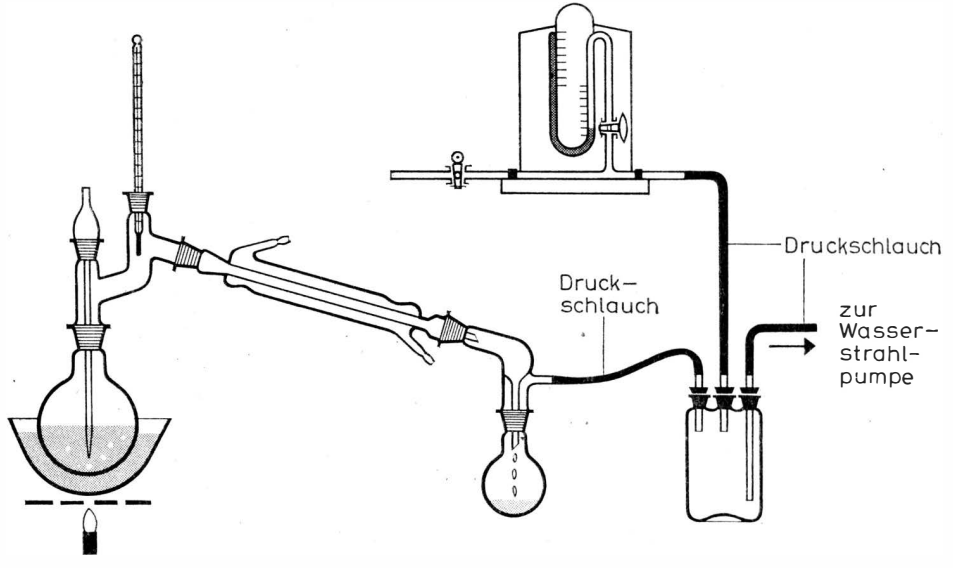


Abb. 14 Geräteanordnung zur experimentellen Ermittlung der Abhängigkeit der Siedetemperatur des Wassers vom Dampfdruck

4. Lesen Sie die Siedetemperatur am Thermometer und den Druck am Manometer ab!
5. Verringern Sie den Dampfdruck erneut durch Betätigen der Wasserstrahlpumpe nacheinander in 3 · · · 4 Stufen!
Der Dampfdruck wird in jeder Stufe soweit gesenkt, daß das Wasser erneut siedet. Lesen Sie jeweils die Siedetemperatur und den Druck ab! ⑤ ↑ S. 45

Auswertung

Das Wasser siedet bei verschiedenen Drücken bei unterschiedlichen Temperaturen.

Die Abhängigkeit des Dampfdruckes des Wassers von der Temperatur kann mit einer einfachen Apparatur bestimmt werden (Abb. 15).

9 *Bestimmen Sie die Abhängigkeit des Dampfdruckes von der Temperatur des Wassers!*

Geräte: Rundkolben (250 cm^3), Laborthermometer (0/200 °C), Quecksilbertablett, Quecksilberschale, Quecksilberzange, Barometer, Brenner, Maßstab (Lineal)
Chemikalien: destilliertes Wasser, Quecksilber

Durchführung

Vorsicht, Quecksilberdämpfe sind giftig, unter dem Abzug arbeiten! Das Experiment wird auf dem Quecksilbertablett aufgebaut! Verschüttetes Quecksilber sofort aufnehmen!

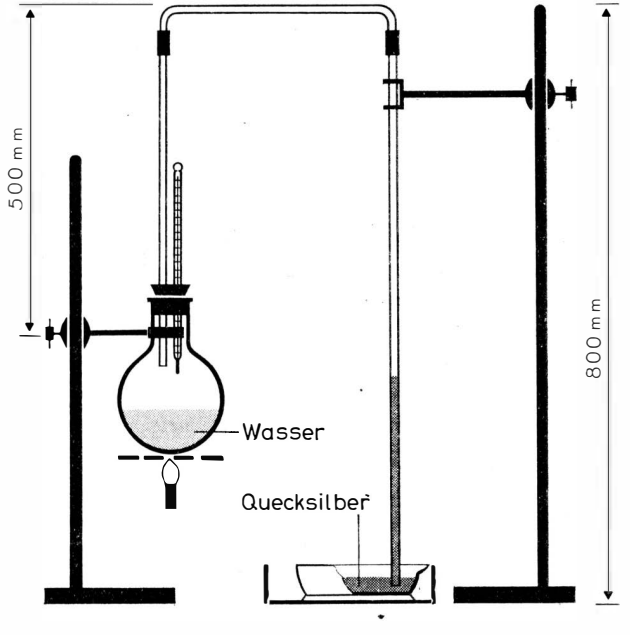


Abb. 15
Vereinfachte Apparatur zur experimentellen Ermittlung der Abhängigkeit des Dampfdruckes von der Temperatur des Wassers

1. Füllen Sie den Rundkolben (Abb. 15) zu einem Drittel mit destilliertem Wasser!
2. Setzen Sie den Stopfen mit dem Thermometer und dem Glasrohr auf!
3. Führen Sie das lange Ende des Glasrohres in das Quecksilber in der Quecksilberschale ein!
4. Erhitzen Sie das Wasser zum Sieden!
5. Lesen Sie am Barometer den Luftdruck ab!
6. Entfernen Sie den Brenner, und messen Sie den Anstieg des Quecksilbers in mm bei vier verschiedenen Temperaturen!
7. Berechnen Sie den Dampfdruck des Wassers bei vier verschiedenen Temperaturen! ⑥ ↑ S. 45

Auswertung

Nach Entfernen des Brenners steigt das Quecksilber im Glasrohr. Der Dampfdruck des Wassers nimmt folglich ab.
Für die Berechnung müssen der Luftdruck in Torr und der Anstieg der Quecksilbersäule in mm berücksichtigt werden.

Gegeben | *Gesucht*

$p_{Luft} = 770$ Torr
$p_{Hg} = 240$ Torr

p_{H_2O}

$p_{H_2O} = p_{Luft} - p_{Hg}$
$p_{H_2O} = 770\ \text{Torr} - 240\ \text{Torr}$
$p_{H_2O} = 530$ Torr

p_{H_2O} Dampfdruck des Wassers in Torr
p_{Luft} Luftdruck in Torr
p_{Hg} Druck des Quecksilbers, ausgedrückt in mm Anstieg der Quecksilbersäule

Der Dampfdruck des Wassers beträgt 530 Torr.

4.2. Bau und Struktur des Wassermoleküls

Wasser ist eine chemische Verbindung aus den Elementen Wasserstoff und Sauerstoff mit der Formel H_2O. Die Abweichungen einiger physikalischer Eigenschaften des Wassers im Vergleich zu anderen Wasserstoffverbindungen der Elemente der VI. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente können aus der Struktur des Wassermoleküls erklärt werden. Das Wassermolekül ist ein relativ kleines Molekül. Zwei Wasserstoffatome sind in einem Winkel von etwa 105° mit einem Sauerstoffatom verbunden.
Die Kernabstände zwischen den Wasserstoffatomen betragen 0,163 nm und zwischen den Wasserstoff- und Sauerstoffatomen 0,101 nm. ⑦ ↑ S. 45

▶ **Das Wassermolekül ist nach außen elektrisch neutral. Die Schwerpunkte aller negativen Ladungen und die Schwerpunkte aller positiven Ladungen sind jedoch räumlich getrennt. Das Wassermolekül ist ein Dipol.**

Vom Wassermolekül gehen daher trotz seiner elektrischen Neutralität Kraftwirkungen aus. Durch diese Dipolkräfte wird die Anlagerung (Assoziation) der Wassermoleküle untereinander ermöglicht (Abb. 16). Solche **Molekülassoziationen** (↑ S. 135) kommen durch **Wasserstoffbrückenbindungen** (↑ S. 135) zwischen den elektronegativen Sauerstoffatomen und den elektropositiven Wasserstoffatomen zustande. Die Zusammenlagerung der Wassermoleküle führt zu Molekülaggregaten (↑ S. 135). Es treten hohe Schmelz- und Siedetemperaturen auf. ⑧ ↑ S. 45

Die Eignung des Wassers zum Waschen beruht darauf, daß sich die Dipole des Wassers an die elektrisch geladenen Schmutzteilchen leicht anlagern.

Molekülassoziationen lassen sich durch moderne analytische Verfahren der **Infrarotspektroskopie** nachweisen. Die Infrarotspektroskopie nutzt dabei die Erscheinung aus, daß sich Moleküle trotz gleicher Teilchenanordnung energetisch unterscheiden. Diese Energiedifferenzen können durch unterschiedliche Elektronenanregungszustände, durch unterschiedliche Amplituden der Molekülschwingungen oder auch durch unterschiedliche Rotationsgeschwindigkeiten des Moleküls bedingt sein. Die Anzahl der Schwingungen je Sekunde der Infrarotstrahlung liegt in der Größenordnung der Anzahl der Eigenschwingungen der Moleküle. Infrarotstrahlen (Wellenlängen $\lambda = 76 \cdots 100$ nm) werden daher unterschiedlich reflektiert oder durchgelassen. Die Infrarotspektroskopie dient zur Strukturaufklärung. Unterschiedliche Stoffe liefern niemals gleiche Infrarotspektren. [1]

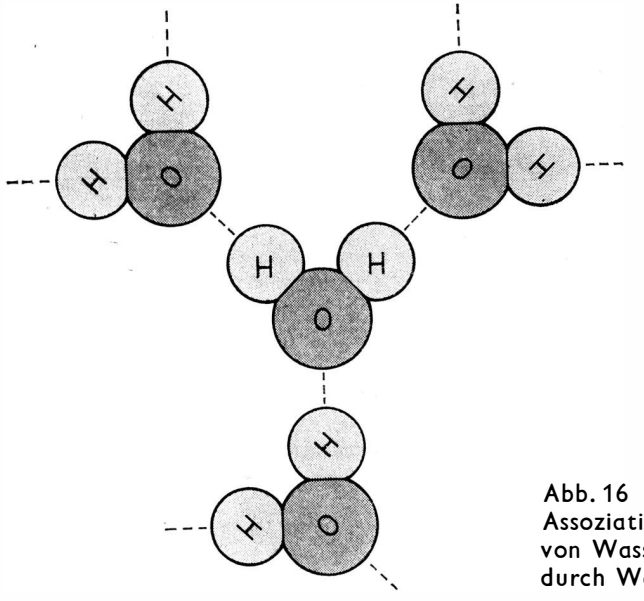


Abb. 16
Assoziation
von Wassermolekülen
durch Wasserstoffbrückenbindung

4.3. Wasser als Lösungsmittel

Die geringe Größe der Wassermoleküle, die vorhandenen Dipolkräfte und eine hohe Dielektrizitätskonstante des Wassers sind die Ursache für die vielfältige Verwendung des Wassers als Lösungsmittel.
Durch die Dielektrizitätskonstante wird die geringe Leitfähigkeit bestimmter Stoffe charakterisiert. In solch einem Stoff (Dielektrikum) sind kaum freie Elektronen oder Ionen vorhanden, die einen elektrischen Stromfluß ermöglichen (↗ PhiÜb, S. 128). Das beste Dielektrikum ist das vollkommene Vakuum. ⑨ ↗ S. 45
Beim Lösen von Salzen dringen die Wassermoleküle in das **Ionengitter** (↗ S. 134) der Salze ein, lagern sich an Ionen an und verkleinern die elektrischen Anziehungskräfte zwischen den Ionen.
Durch den Lösungsvorgang entstehen bei Salzen frei bewegliche Kationen und Anionen. Ähnliche Erscheinungen treten auch beim Verdünnen von Basen und Säuren auf. Diesen Vorgang bezeichnet man als Dissoziation (↗ ChiÜb, S. 58; ↗ S. 134). ⑩ ⑪ ↗ S. 45
Die nach der Dissoziation in der Lösung frei beweglichen Kationen und Anionen bewirken die elektrische Leitfähigkeit der wäßrigen Lösungen von Basen, Säuren und Salzen. An die frei beweglichen Ionen lagern sich durch Dipolwirkung Wassermoleküle an. Diese Anlagerung der Wassermoleküle wird als **Hydratation** bezeichnet. ⑫ ↗ S. 45

▶ **Beim Lösen eines Salzes in Wasser wird durch die Wassermoleküle das Ionengitter des Salzes zerstört. Es entstehen frei bewegliche Ionen (Dissoziation), an die sich sofort Wassermoleküle anlagern (Hydratation).**

Beim Lösen der Salze verändert sich der Energieinhalt der beteiligten Stoffe. Zum Abbau des Ionengitters muß eine bestimmte Energie aufgewendet werden. Der Vorgang ist endotherm. Die aufzuwendende Energie muß größer sein als die **Gitterenergie** (↗ S. 134), die den Zusammenhalt der Ionen im Gitter bewirkt. Die Anlagerung der Wassermoleküle an die frei beweglichen Ionen ist ein exothermer Vorgang. Die frei werdende Energie heißt **Hydratationsenergie** (↗ S. 134). Durch die Änderung des Energieinhalts der Stoffe treten beim Lösen Temperaturerniedrigungen oder Temperaturerhöhungen auf.

▶ **Das Auftreten von Temperaturerhöhungen oder Temperaturerniedrigungen bei Lösevorgängen ist von der Energiedifferenz zwischen der Energie, die für den Abbau des Ionengitters notwendig ist (Gitterenergie) und der Energie, die durch die Anlagerung der Wassermoleküle an die Ionen frei wird (Hydratationsenergie) abhängig.**

Beim Lösen von Salzen tritt häufig eine Temperaturerniedrigung ein. Diese Tatsache wird für die Herstellung von Kältemischungen genutzt. ⑬ ↗ S. 45

10 ▼ *Ermitteln Sie, ob beim Lösen von Ammoniumchlorid, Kaliumchlorid und Ammoniumnitrat eine Temperaturerniedrigung eintritt!*

Lösen Sie in je 10 ml Wasser 5 g Ammoniumchlorid, 5 g Kaliumchlorid und 5 g Ammoniumnitrat!
Messen Sie die Temperatur vor und nach dem Auflösen der Salze!

11 ▼ *Stellen Sie Kältemischungen her!*

Vermischen Sie in einem Becher (1000 cm^3) etwa 500 g Schnee oder zerstoßenes Eis mit 150 g Kochsalz oder 150 g Ammoniumchlorid!
Ermitteln Sie die Temperaturerniedrigung!

Salze, die beim Erwärmen einen Teil ihres Kristallwassers abgeben, nehmen bei Zugabe von Wasser wieder Kristallwasser auf. Dabei tritt eine Temperaturänderung auf.

12 ▼ *Ermitteln Sie, ob sich bei der Aufnahme von Kristallwasser durch gebrannten Gips die Temperatur ändert!*

Rühren Sie etwa 10 g gebrannten Gips mit Wasser zu einem Brei an!
Messen Sie die Temperatur vor und nach dem Anrühren im Wasser!

Auch beim Lösen von Basen treten Temperaturänderungen auf.

13 ▼ *Ermitteln Sie, ob sich beim Lösen von Natriumhydroxid die Temperatur ändert!*

Lösen Sie in einem Rundkolben (25 cm^3) etwa 3 g festes Natriumhydroxid (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) in 10 ml Wasser! Messen Sie die Temperatur vor und nach dem Auflösen von Natriumhydroxid!

Da beim Verdünnen von konzentrierten Basen- oder Säurelösungen keine Gitterenergie zu überwinden ist, wird nur die Hydratationsenergie wirksam. Beim Verdünnen konzentrierter Basen- oder Säurelösungen treten starke Erwärmungen der Lösungen auf.

▶ **Beim Verdünnen ist stets die konzentrierte Base- oder Säurelösung langsam unter Umrühren in das Wasser zu gießen! Beim Verdünnen von größeren Volumen konzentrierter Säuren oder Basen müssen die verwendeten Gefäße mit Wasser gekühlt werden.**

Aufgaben zum Kapitel 4

① Vergleichen Sie die Fixpunkte des Wassers mit den Fixpunkten der Wasserstoffverbindungen der anderen Elemente der VI. Hauptgruppe des Periodensystems der Elemente!
② Nennen Sie die Ihnen aus dem Physikunterricht bekannte Definition für die Dichte! (↗ TuF, S. 60; PhiÜb, S. 50)
③ Wie ist die Einheit der Masse heute definiert? (↗ PhiÜb, S. 49)
④ Worin besteht die Anomalie des Wassers? (↗ PhiÜb, S. 95)
⑤ Stellen Sie die beim Experiment 8 abgelesenen Werte für Druck und Temperatur in einer Tabelle zusammen!
⑥ Fertigen Sie mit den Meßwerten nach Experiment 9 in einem Diagramm die Dampfdruckkurve des Wassers an! (Abszisse: Temperatur in °C, Ordinate: Druck in Torr)
⑦ Begründen Sie die Bindungsverhältnisse im Wassermolekül mit der Differenz der Elektronegativitätswerte der Elemente! (↗ ChiÜb, S. 39)
⑧ Welche Moleküle, die einen Dipol bilden, kennen Sie außerdem?
⑨ Ermitteln Sie die Dielektrizitätskonstanten von Luft, Polystyrol und Glas! (↗ TuF, S. 63)
⑩ Nennen Sie die Definition für die Dissoziation! (↗ ChiÜb, S. 58)
⑪ Stellen Sie die Dissoziationsgleichungen für Natriumchlorid, Schwefelsäure und Natriumhydroxid auf!
⑫ Prüfen Sie die verdünnten Lösungen von je 3 Basen, Säuren und Salzen auf ihre elektrische Leitfähigkeit!
⑬ Welche Beziehungen zwischen Gitterenergie und Hydratationsenergie liegen bei Salzen vor, die zur Herstellung von Kältemischungen verwendet werden?

5. Lösungen und Löslichkeit

Wasser ist ein sehr gutes Lösungsmittel für viele feste, flüssige und gasförmige Stoffe. Die Eigenschaft vieler Stoffe, sich in Wasser mit unterschiedlicher Masse oder unterschiedlichem Volumen zu lösen, wird als **Löslichkeit** bezeichnet. ① ↗ S. 59

▶ **Die Löslichkeit eines Stoffes in Wasser wird auf eine bestimmte Masse (meist 100 g) oder auf ein bestimmtes Volumen Wasser (häufig 1 l) bezogen.**



Abb. 17
Salzgewinnung aus dem Meer in der „Kooperative 1. Mai" in Portugal

Die gute Löslichkeit vieler anorganischer und organischer Stoffe in Wasser wird bei der Herstellung und Reinigung von Produkten der chemischen Industrie und der Lebensmittelindustrie genutzt.

■ Zur Gewinnung von Kalidüngesalzen werden die bergmännisch abgebauten und stark verunreinigten Rohsalze in Wasser gelöst und die entstandenen Lösungen danach eingedampft. Die unterschiedliche Löslichkeit der in den Rohsalzen enthaltenen Bestandteile ermöglicht ihre Abtrennung vom gewünschten reinen Kalidüngesalz. ② ↑ S. 59

14 *Trennen Sie Kaliumchlorid aus einem Gemisch von Kaliumchlorid und Natriumchlorid!*

Geräte: Halbmikro-Reagenzgläser, Glasstab
Chemikalien: Natriumchlorid, Kaliumchlorid

1. Vermischen Sie je 1 g Natriumchlorid und Kaliumchlorid im Halbmikro-Reagenzglas mit 3 · · · 4 ml Wasser, rühren Sie mit dem Glasstab um und erhitzen!
2. Nach dem Absetzen der ungelösten Bestandteile dekantieren Sie die heiße gesättigte Lösung und lassen diese abkühlen!

▶ **Das Eindampfen von Lösungen ist ein wichtiges Trennverfahren in der Industrie.**

Aus Kochsalzlösungen wird Speisesalz („Siedesalz") abgeschieden.

■ In der Volksrepublik Bulgarien, in Mexiko und Portugal, werden die im Meerwasser enthaltenen Salze durch **Verdunsten** des Wassers in flachen Becken gewonnen (Abb. 17).
Große Volumen an Wasser werden in der Zuckerindustrie zum Herauslösen des Zuckers aus den Zuckerrüben benötigt. Viele Handelsprodukte, wie Speiseessig oder Spirituosen, sind wäßrige Lösungen.

Chlorwasserstoffgas und Ammoniakgas lösen sich sehr leicht, Kohlendioxid und Luft weniger leicht in Wasser. ③ ↑ 59

5.1. Wasser als Lösungsmittel für feste Stoffe

In der Natur kommt kein Wasser vor, das nicht gelöste Stoffe, hauptsächlich Salze, enthält. Regenwasser ist relativ rein, Quell- und Flußwasser enthalten bis zu 0,2% Salze, die als Verwitterungsprodukte aus den Gesteinen des Untergrundes herausgelöst wurden. Leicht lösliche Salze bilden den hauptsächlichen Anteil der in natürlichen Wässern vorhandenen Salze.

■ Im Wasser der Ozeane, das sehr gleichmäßig zusammengesetzt ist, beträgt die durchschnittliche Salzkonzentration 3,5%. Davon sind 2,7% Natriumchlorid.

Die Ostsee hat als Binnenmeer eine wesentlich niedrigere Salzkonzentration. Sie liegt bei etwa 1%.

Die Masse der in einem bestimmten Volumen Wasser gelösten Salze wird bei Salzlösungen in Masseprozent angegeben (Abb. 18).

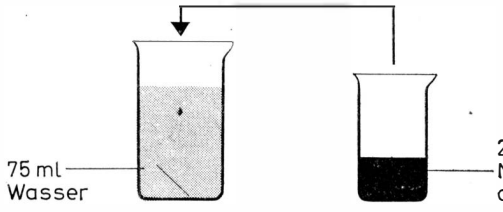


Abb. 18
Herstellen einer 25%igen Kochsalzlösung

▶ **Die Konzentrationsangabe Masseprozent $c_{M\%}$ gibt die Masse gelösten Stoff an, die in 100 g Lösung enthalten ist.**

$$c_{M\%} = \frac{m \cdot 100\%}{m_L}$$

$c_{M\%}$ Konzentration in Masseprozent
m Masse des gelösten Stoffes in g
m_L Masse der Lösung in g

■ In 100 g 2,7%iger Natriumchloridlösung sind 2,7 g Natriumchlorid und 97,3 g Wasser enthalten.

Zur Herstellung von Lösungen oder bei der Bestimmung der Anteile gelöster Stoffe in Lösungen werden Berechnungen mit Hilfe der Definitionsgleichung durchgeführt.

■ Welche Masse an gelösten Salzen ist in 300 g Meerwasser mit einer Salzkonzentration von 3,5% enthalten?

Gegeben *Gesucht*

$c_{M\%} = 3{,}5\%$ m
$m_L = 300\ g$

$$c_{M\%} = \frac{m \cdot 100\%}{m_L}$$

$$m = \frac{c_{M\%} \cdot m_L}{100\%}$$

$$m = \frac{3{,}5\% \cdot 300\ g}{100\%}$$

$$m = 10{,}5\ g$$

In 300 g Meerwasser mit einer Salzkonzentration von 3,5% sind 10,5 g Salze gelöst enthalten. ④ ⑤ ↑ S. 59

Im Meerwasser sind außer Salzen noch viele andere Verbindungen gelöst enthalten (Tabelle 10).

■ Tabelle 10 Konzentration einiger Elemente im Meerwassers [8]

Element	Anteil in %	Geschätzte Gesamtmasse in t	Element	Anteil in %	Geschätzte Gesamtmasse in t
Sauerstoff	86,02		Stickstoff	$1{,}00 \cdot 10^{-5}$	$930{,}0 \cdot 10^{9}$
Wasserstoff	10,72		Phosphor	$7{,}00 \cdot 10^{-6}$	$110{,}0 \cdot 10^{9}$
Chlor	1,89	$29{,}3 \cdot 10^{15}$	Jod	$6{,}00 \cdot 10^{-6}$	$93{,}0 \cdot 10^{9}$
Natrium	1,06	$16{,}3 \cdot 10^{15}$	Zink	$1{,}00 \cdot 10^{-6}$	$16{,}0 \cdot 10^{9}$
Magnesium	$1{,}40 \cdot 10^{-1}$	$2{,}1 \cdot 10^{15}$	Eisen	$1{,}00 \cdot 10^{-6}$	$16{,}0 \cdot 10^{9}$
Schwefel	$8{,}80 \cdot 10^{-2}$	$1{,}4 \cdot 10^{15}$	Kupfer	$3{,}00 \cdot 10^{-7}$	$5{,}0 \cdot 10^{9}$
Kalzium	$4{,}10 \cdot 10^{-2}$	$0{,}6 \cdot 10^{15}$	Mangan	$3{,}00 \cdot 10^{-7}$	$5{,}0 \cdot 10^{9}$
Kalium	$3{,}80 \cdot 10^{-2}$	$0{,}6 \cdot 10^{15}$	Uran	$2{,}00 \cdot 10^{-7}$	$3{,}0 \cdot 10^{9}$
Brom	$6{,}50 \cdot 10^{-3}$	$100{,}0 \cdot 10^{12}$	Silber	$4{,}00 \cdot 10^{-9}$	$5{,}0 \cdot 10^{8}$
Kohlenstoff	$2{,}00 \cdot 10^{-3}$	$40{,}0 \cdot 10^{12}$	Gold	$4{,}00 \cdot 10^{-10}$	$6{,}0 \cdot 10^{6}$
Fluor	$1{,}00 \cdot 10^{-4}$	$2{,}0 \cdot 10^{12}$	Radium	$1{,}00 \cdot 10^{-10}$	$1{,}5 \cdot 10^{6}$

Die im Meerwasser enthaltenen Elemente werden heute in geringem Umfang als Rohstoffe genutzt. Sie sind zur Zeit auf dem Festland noch wesentlich billiger und leichter zu gewinnen. In großem Umfang werden jedoch bereits heute Chlor, Natrium, Magnesium und Brom aus dem Meerwasser gewonnen. Die Versuche, wertvolle Elemente auf rentable Weise aus dem Meerwasser zu gewinnen, werden verstärkt weitergeführt. Die bisher erreichten Ergebnisse (z. B. zur Gewinnung von Uran aus dem Meerwasser in Japan) stellen Anfänge dar.

■ Im Wasser der Weltmeere sind 3 Milliarden Tonnen Uran enthalten. Ein Liter Wasser enthält jedoch nur etwa 2 millionstel Gramm. Aus so stark verdünnten Lösungen läßt sich das kostbare radioaktive Metall nicht durch Ausfällen und Filtrieren gewinnen. Erst nach der Entwicklung spezieller technischer Verfahren zur Anreicherung des Urans wird dieses wertvolle Element aus dem Meer gewonnen werden können.

Die Ausarbeitung technischer Verfahren zur Anreicherung und Gewinnung wertvoller Rohstoffe aus dem Meerwasser ist eine wichtige wissenschaftliche Aufgabe.
Nur so wird der steigende Rohstoffbedarf auch in kommenden Jahrhunderten gedeckt werden können.
Für die Gewinnung von Stoffen aus Lösungen sind allgemeine Kenntnisse über die Löslichkeit verschiedener Salze erforderlich. Die Löslichkeit der Salze in Wasser ist sehr unterschiedlich. ⑥ ↑ S. 59

15 ▼ *Untersuchen Sie die Löslichkeit verschiedener Salze bei Zimmertemperatur!*

Geräte: Waage, Wägesatz, 5 Meßzylinder (25 cm^3), 1 Meßzylinder (10 cm^3), Spatel, Glasstab
Chemikalien: Natriumchlorid, Natriumnitrat, Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser, Eisen(II)-sulfid, Kalziumsulfat, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Wägen Sie 3 g von jedem Salz ab, und füllen Sie die Proben in die Meßzylinder!
2. Geben Sie zu jeder Salzprobe 10 ml destilliertes Wasser, und rühren Sie mit dem Glasstab um!
3. Vergleichen Sie die Löslichkeit der Salze!

Auswertung

Die Salze lösen sich in unterschiedlichen Masseanteilen. ⑦ ↑ S. 59

Es werden **schwerlösliche** und **leichtlösliche** Salze unterschieden. Bei leichtlöslichen Salzen sind über 10 g, bei schwerlöslichen Salzen weniger als 1 g in 100 g Wasser löslich. Vollständig unlösliche Salze gibt es nicht. Einige Salze sind nur in Spuren löslich. Es gibt ungesättigte und gesättigte Lösungen. ⑧ ⑨ ↑ S. 59
Die Löslichkeit der meisten Salze in Wasser ist stark von der Temperatur abhängig.

16 ▼ *Untersuchen Sie die Löslichkeit von Natriumchlorid und Natriumnitrat bei unterschiedlichen Temperaturen! Entwickeln Sie die Löslichkeitskurven!*

Geräte: Präzisionswaage, Wägesatz, Meßzylinder (25 cm^3), Becher (400 cm^3), 2 Reagenzgläser (30 mm × 200 mm), Laborthermometer (0/200 °C), Spatel, Brenner, Millimeterpapier
Chemikalien: Natriumchlorid, Natriumnitrat, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Wägen Sie mehrfach 1 g von jedem Salz ab!
2. Füllen Sie 1 g von jedem Salz in ein Reagenzglas, übergießen Sie das Salz mit je 30 Tropfen Wasser, und rühren Sie kräftig um!
3. Messen Sie die Temperatur!
4. Erhitzen Sie die Proben im Wasserbad (Becher) bis zum Auflösen des Bodensatzes, und lesen Sie die Temperatur ab!
5. Fügen Sie weitere 5 g des Salzes hinzu, wenn sich der Bodensatz gelöst hat!
6. Wiederholen Sie die Arbeitsschritte 4. und 5. unter Erhöhung der Temperatur um 15 °C, bis Sie 90 °C erreicht haben! Notieren Sie die gelösten Salzmassen und die Temperaturen!
8. Was beobachten Sie beim Abkühlen der erwärmten Lösungen?

Auswertung

Natriumchlorid löst sich bei Zimmertemperatur und bei erhöhten Temperaturen etwa gleich gut. Die Löslichkeit des Natriumnitrats steigt dagegen mit zunehmender Temperatur wesentlich an. ⑩ ⑪ ↑ S. 59

▶ **Die Löslichkeit der meisten Salze nimmt mit steigender Temperatur zu.**

Auch viele andere Stoffe lösen sich mit steigender Temperatur besser in Wasser. (Abb. 19). Das wird im Haushalt und in der Industrie ausgenutzt.

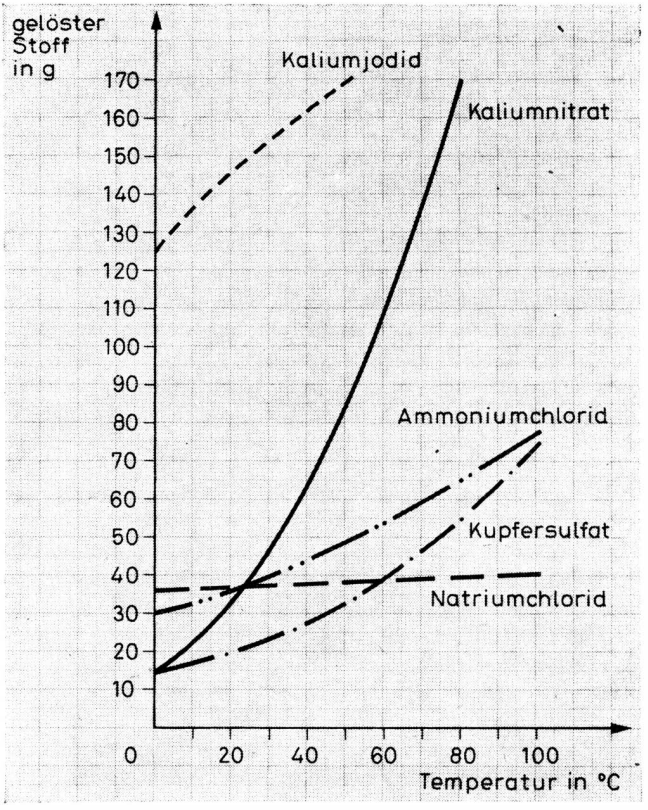


Abb. 19
Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit einiger Salze in 100 g Wasser

■ Schmutzige Wäsche wird möglichst heiß gewaschen, unter Berücksichtigung der Temperaturbeständigkeit des Gewebes. Tee und Kaffee werden kochend heiß gebrüht, um die Geschmacksstoffe vollständiger herauszuziehen.
In Arzneimittelbetrieben werden mit siedendem Wasser (oder mit heißem Alkohol) Extrakte aus Heilpflanzen gewonnen. Mit heißem Wasser wird auch in der Zuckerfabrik Zucker aus den Rübenschnitzeln gelöst.

Wegen der Abhängigkeit der Löslichkeit von der Temperatur muß bei gesättigten Lösungen zwischen **heißgesättigten** und **kaltgesättigten Lösungen** unterschieden werden.
Durch Abkühlen heißgesättigter Lösungen scheiden sich wieder Kristalle des gelösten Salzes ab.
⑫ ⑬ ↑ S. 59

17 ▼ *Beobachten Sie die Veränderungen beim Abkühlen von heißgesättigter Natriumsulfatlösung!*

Geräte: 2 Erlenmeyerkolben (25 cm^3), Watte
Chemikalien: Natriumsulfat-10-Wasser, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Füllen Sie in die sorgfältig gereinigten Erlenmeyerkolben je 5 g kristallisiertes Natriumsulfat-10-Wasser und je 10 ml Wasser!
2. Verschließen Sie einen Erlenmeyerkolben mit einem Wattebausch!
3. Erhitzen Sie beide Lösungen bis zum Sieden!
4. Lassen Sie beide Lösungen abkühlen, und beobachten Sie!
5. Werfen Sie einen Kristall Natriumsulfat-10-Wasser in den Erlenmeyerkolben, der verschlossen war!

Auswertung

Aus der gesättigten Lösung im offenen Erlenmeyerkolben scheidet sich beim Abkühlen kristallines Natriumsulfat ab. Die Lösung im verschlossenen Erlenmeyerkolben bleibt beim Abkühlen zunächst klar, sie ist übersättigt. Beim Einwerfen eines Natriumsulfatkristalls in diese Lösung tritt sofort die Kristallisation ein.
Eine Wärmeentwicklung ist schon mit der Hand deutlich spürbar. Anstelle von Natriumsulfat-10-Wasser kann die Untersuchung auch mit Natriumthiosulfat durchgeführt werden.

Übersättigte Lösungen werden durch Kristalle des gelösten Stoffes oder durch kleine Fremdkörper (z. B. Staub) schnell zur Kristallbildung angeregt. Die Kristalle oder andere Fremdkörper wirken als Kristallisationskeime. Die vorher beim Auflösen des Stoffes aufgewandte **Lösungswärme** (↑ S. 135) wird bei der Kristallisation als **Kristallisationswärme** (↑ S. 135) wieder frei.
Das Auskristallisieren aus Salzlösungen wird zur Darstellung von reinsten Salzen genutzt. Dabei können je nach den gewählten Bedingungen unterschiedliche Kristallgrößen erzielt werden. Beim **Eindampfen** von gesättigten Salzlösungen entstehen sehr kleine Salzkristalle (Siedesalz).
Größere Kristalle können durch **Verdunsten** kaltgesättigter Lösungen hergestellt werden.

18 ▼ *Stellen Sie Salzkristalle durch Verdunsten von kaltgesättigten Lösungen dar!*

Geräte: 3 Halbmikro-Reagenzgläser, 3 Uhrglasschalen ($d = 53$ mm), Lupe
Chemikalien: Natriumchlorid, Natriumnitrat, Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Stellen Sie 3 ml kaltgesättigte Lösungen von Natriumchlorid, Natriumnitrat und Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser in Halbmikro-Reagenzgläsern her! ⑭ ↑ S. 59
2. Überführen Sie die klaren Lösungen durch Dekantieren auf die Uhrglasschalen!
3. Stellen Sie die Kristallisierschalen mit den kaltgesättigten Lösungen der drei Salze zum Eindunsten in einen gleichmäßig temperierten Raum!
4. Betrachten Sie nach einigen Tagen die gebildeten Kristalle unter der Lupe! ⑮ ↑ S. 60

Auswertung

Es entstehen größere Kristalle als beim Eindampfen von Salzlösungen.

Durch langsames Verdunsten lassen sich sogar große Einzelkristalle züchten.

19 ▼ *Stellen Sie einen großen Kristall Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser her!*

Geräte: Thermosbehälter (500 cm^3), Becher (600 cm^3), Faden, Glasstab
Chemikalien: Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Lösen Sie im Becher 100 g Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser in 400 ml destilliertem Wasser unter Umrühren und Erwärmen auf!
2. Lassen Sie die Lösung auf 35 · · · 40 °C abkühlen!
3. Gießen Sie die Lösung in einen Thermosbehälter!
4. Befestigen Sie während des Abkühlens einen Kristall Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser an einem Faden, der am Verschluß des Behälters angebracht wird!
5. Hängen Sie den Kristall in die Lösung!
6. Überprüfen Sie das Ergebnis nach 24 Stunden!

Auswertung

Es bildet sich ein großer Kristall Kaliumaluminiumsulfat-12-Wasser.

5.2. Wasser als Lösungsmittel für flüssige Stoffe

Wasser ist auch für viele Flüssigkeiten ein gutes Lösungsmittel. In Laboratorien und in chemischen Betrieben werden wäßrige Lösungen von Basen und Säuren benötigt, die entsprechend ihrem Verwendungszweck eine unterschiedliche Konzentration (↑ ChiÜb, S. 47) haben. Nach der Masse des gelösten Stoffes werden **verdünnte** und **konzentrierte Lösungen** (↑ ChiÜb, S. 57) unterschieden.
Bei Lösungen von Flüssigkeiten wird die Konzentration entweder wie bei festen Stoffen in **Masseprozent** (↑ S. 48) oder in **Volumenprozent** angegeben (Abb. 20).

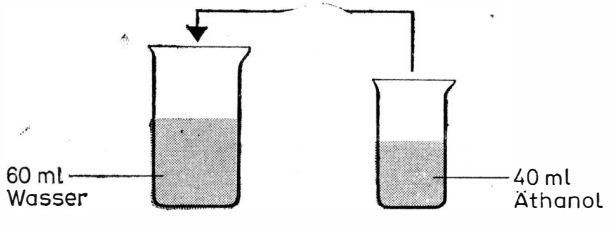


Abb. 20
Herstellen einer 40Vol%igen Äthanollösung

▶ **Die Konzentrationsangabe Volumenprozent $c_{Vol\%}$ gibt das Volumen eines Stoffes an, das in 100 ml Lösung enthalten ist.**

$$c_{Vol\%} = \frac{V \cdot 100\%}{V_L}$$

$c_{Vol\%}$ Konzentration in Volumenprozent
V Volumen des gelösten Stoffes in ml
V_L Volumen der Lösung in ml

■ In 100 ml einer 10 Vol%igen Methanollösung sind 10 ml Methanol und 90 ml Wasser enthalten.

Welches Volumen Äthanol ist in 350 ml 38 Vol%iger Äthanollösung enthalten?

Gegeben *Gesucht*

$c_{Vol\%} = 38\%$ V
$V_L = 350$ ml

$$c_{Vol\%} = \frac{V \cdot 100\%}{V_L}$$

$$V = \frac{c_{Vol\%} \cdot V_L}{100\%}$$

$$V = \frac{38\% \cdot 350 \text{ ml}}{100\%}$$

$V = 133$ ml

In 350 ml 38 Vol%iger Äthanollösung sind 133 ml Äthanol enthalten.

Bei der Herstellung von Äthanol-Wasserlösungen tritt eine Volumenkontraktion ein. Das Volumen der Lösung ist kleiner als die Summe der Volumen der Ausgangsstoffe. ⑯ ↑ S. 60

20 *Stellen Sie eine wäßrige Äthanollösung her!*

Geräte: 2 Meßzylinder (10 cm^3), Glasstab
Chemikalien: Äthanol (Brennspiritus), destilliertes Wasser

Durchführung

1. Füllen Sie in einen Meßzylinder 5 ml Äthanol und in den anderen 5 ml destilliertes Wasser!
2. Gießen Sie beide Flüssigkeiten zusammen, und rühren Sie mit dem Glasstab um!
3. Lesen Sie das entstandene Volumen ab!

Auswertung

Das entstandene Volumen ist kleiner als 10 ml. Die Ursache für diese Volumenkontraktion liegt darin, daß sich die kleinen Wassermoleküle in die räumlichen Lücken zwischen die größeren Äthanolmoleküle einlagern.

Im Laboratorium besteht häufig die Aufgabe, aus zwei Lösungen bekannter Konzentration eine Lösung gewünschter Konzentration herzustellen. Für die Berechnung wendet man die Mischungsgleichung an. (↑ WCh, S. 105 ff.)

$$m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2 = (m_1 + m_2) \cdot c_E$$

m_1 Masse der Lösung 1 in g
m_2 Masse der Lösung 2 in g
c_1 Konzentration der Lösung 1 in M%
c_2 Konzentration der Lösung 2 in M%
c_E Konzentration der Mischung (gewünschten Lösung) in M%

■ Welche Konzentration in Masseprozent hat eine Lösung aus 50 g 37%iger Chlorwasserstoffsäure und 150 g Wasser?

Gegeben *Gesucht*

$m_1 = 50\ g$ c_E
$m_2 = 150\ g$
$c_1 = 37\%$
$c_2 = 0\%$

$$m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2 = (m_1 + m_2) \cdot c_E$$

$$c_E = \frac{m_1 \cdot c_1 + m_2 \cdot c_2}{m_1 + m_2}$$

$$c_E = \frac{50\ g \cdot 37\% + 150\ g \cdot 0\%}{50\ g + 150\ g}$$

$$c_E = 9{,}25\%$$

Die hergestellte verdünnte Chlorwasserstoffsäure ist 9,25%ig.
⑰ ⑱ ⑲ ⑳ ↑ S. 60

Die **Dichte** ist eine charakteristische Eigenschaft für eine Lösung. Die Dichten vieler Lösungen sind in Tabellen zusammengestellt (↑ TCh, S. 279 ff). Aus den Dichtewerten können Rückschlüsse auf die Konzentration von Lösungen gezogen werden.
Dichtemessungen von Flüssigkeiten können mit einem **Aräometer** (Senkspindel) durchgeführt werden. (↑ PhiÜb, S. 50)
Durch Ermitteln der Dichte der Schwefelsäure im Bleiakkumulator kann man Aussagen über den Ladezustand des Bleiakkumulators treffen.
Die Dichte der Schwefelsäure im Bleiakkumulator beträgt bei 25 °C:

im geladenen Zustand	$1{,}28\ g \cdot ml^{-1}$ (38%ige Schwefelsäure)
im halbgeladenen Zustand	$1{,}23\ g \cdot ml^{-1}$ (31%ige Schwefelsäure)
im entladenen Zustand	$1{,}14\ g \cdot ml^{-1}$ (21%ige Schwefelsäure).

5.3. Wasser als Lösungsmittel für gasförmige Stoffe

Viele Gase lösen sich im Wasser.

■ Die Fische können nur deshalb im Wasser leben, weil darin Sauerstoff gelöst ist. In Getränken wie Selters, Limonade, Bier und Sekt ist Kohlendioxid gelöst. Dadurch erhalten diese Getränke einen erfrischenden Geschmack.

21 ▼ *Weisen Sie nach, ob Leitungswasser gelösten Sauerstoff enthält!*

Geräte: 2 Flaschen (100 cm^3, enghalsig), 2 Meßzylinder (10 cm^3), 1 Meßzylinder (100 cm^3)
Chemikalien: Mangan(II)-chloridlösung (40%ig), Natriumhydroxidlösung (30%ig), Leitungswasser, abgekochtes Wasser

Durchführung

1. Lassen Sie Leitungswasser einige Minuten aus der Leitung ablaufen, und füllen Sie dann 100 ml in eine Flasche ab!
2. Füllen Sie 100 ml abgekochtes Wasser in eine weitere Flasche!
3. Versetzen Sie die beiden Wasserproben nacheinander mit je 0,5 ml Mangan(II)-chloridlösung und 0,5 ml Natriumhydroxidlösung (Vorsicht, Gift 3, ätzend!)!
4. Schütteln Sie beide Proben kräftig um!

Auswertung

Im Leitungswasser bildet sich ein braun gefärbter Niederschlag von Mangan-(IV)-oxid-2-Wasser $MnO_2 \cdot 2H_2O$. Der im Wasser enthaltene Sauerstoff oxydiert die Mangan(II)-Ionen zu Mangan(IV)-Ionen.
Im abgekochten Wasser (Abwesenheit von Sauerstoff) bildet sich ein farbloser Niederschlag von Mangan(II)-hydroxid $Mn(OH)_2$.
Bemerkung: Bei stark gechlortem Leitungswasser kann die Oxydationswirkung auch durch das Chlor hervorgerufen werden.

■ Bei 20 °C und einem Luftdruck von 760 Torr sind in 100 ml Wasser etwa 2 ml Luft gelöst, davon sind 0,4 ml Sauerstoff.

22 ▼ *Untersuchen Sie die Löslichkeit von Chlorwasserstoffgas in Wasser!*

Geräte: Rundkolben (25 cm^3), Kristallisierschale ($d = 95$ mm), Gasableitungsrohr, Halbmikro-Tropfer
Chemikalien: Natriumchlorid, konzentrierte Schwefelsäure, Wasser, Unitestlösung

Durchführung

1. Füllen Sie in den Rundkolben 1 g Natriumchlorid und in den Halbmikro-Tropfer 20 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!)!
2. Füllen Sie in die Kristallisierschale soviel Wasser, daß das Gasableitungsrohr 0,5 cm über der Wasseroberfläche endet!
3. Versetzen Sie das Wasser mit 5 · · · 10 Tropfen Unitestlösung!

4. Lassen Sie die Schwefelsäure langsam auf das Natriumchlorid tropfen!
5. Beobachten Sie das Wasser in der Kristallisierschale!

Auswertung

Im Wasser sinken rote Schlieren zu Boden, und es tritt eine schwache Rotfärbung auf.
Das entstehende Chlorwasserstoffgas löst sich im Wasser und reagiert teilweise zu Chlorwasserstoffsäure, die den Indikator reagieren läßt. Die entstehende Chlorwasserstoffsäure hat eine größere Dichte als Wasser. (21) ↑ S. 60

23 ▼ *Untersuchen Sie die Löslichkeit von Ammoniak in Wasser!*

Geräte: Halbmikro-Gasentwickler, Winkelrohr, 2 Halbmikro-Tropfer, Halbmikro-Reagenzglas, Kristallisierschale ($d = 95$ mm), Schlauchstück
Chemikalien: Ammoniumchlorid, Natriumhydroxid, Wasser, Unitestlösung

Durchführung

1. Füllen Sie in den Halbmikro-Gasentwickler 2 Plätzchen Natriumhydroxid (Vorsicht, Gift 3, ätzend!), eine Spatelspitze Ammoniumchlorid und in den Halbmikro-Tropfer 5 Tropfen Wasser!
An das Winkelrohr schließen Sie einen Halbmikro-Tropfer an, der mit einem Schlauchstück überzogen ist und ein Halbmikro-Reagenzglas luftdicht verschließen kann! Zunächst wird dieser Halbmikro-Tropfer aber nur locker aufgesetzt.
2. Tropfen Sie langsam das Wasser auf das Ammoniumchlorid und Natriumhydroxid!
3. Leiten Sie das entstehende Ammoniak durch Luftverdrängung in das trokkene Halbmikro-Reagenzglas!
4. Verschließen Sie das gefüllte Halbmikro-Reagenzglas mit dem Gummischlauch auf dem Halbmikro-Tropfer!
5. Halten Sie das Halbmikro-Reagenzglas mit der Öffnung des Halbmikro-Tropfers nach unten in die mit Wasser und einigen Tropfen Unitestlösung gefüllte Kristallisierschale!

Auswertung

Das Wasser steigt springbrunnenartig in das Halbmikro-Reagenzglas und färbt sich blau.
Ammoniak löst sich im Wasser.

▶ **Die Löslichkeit der Gase in Wasser ist abhängig von der Temperatur des Wassers, vom Luftdruck und dem Druck des zu lösenden Gases.**

24 ▼ *Untersuchen Sie die Löslichkeit von Luft in Wasser in Abhängigkeit von der Temperatur!*

Geräte: Rundkolben (500 cm^3), Trichter ($d = 100$ mm), Reagenzglas (18 mm × 180 mm), Stopfen, Dreifuß, Asbestdrahtnetz, Brenner
Chemikalien: Wasser

Durchführung

1. Füllen Sie den Rundkolben (Abb. 21) randvoll mit Wasser!
2. Setzen Sie den Stopfen mit dem Trichter so auf den Rundkolben, daß im Trichter Wasser steht!
3. Füllen Sie den Trichter zu zwei Dritteln mit Wasser!
4. Füllen Sie das Reagenzglas randvoll mit Wasser, verschließen Sie es mit dem Daumen, und setzen Sie es mit der Öffnung nach unten in das Wasser des Trichters!
5. Erhitzen Sie das Wasser im Rundkolben bis etwa 95 °C!



Abb. 21 Löslichkeit von Luft in Wasser

Auswertung

Aus dem Wasser entweicht die gelöste Luft. Die Gasentwicklung nimmt mit steigender Temperatur zu.

▶ **Die Löslichkeit von Gasen in Wasser sinkt mit zunehmender Temperatur.** ㉒ ㉓ ㉔ ↑ S. 60

25 ▼ *Untersuchen Sie die Abhängigkeit der Löslichkeit von Kohlendioxid in Wasser vom Luftdruck!*

Geräte: Wasserstrahlpumpe, Druckschlauch, Stopfen mit Ableitungsrohr
Chemikalien: 2 Flaschen Selterswasser

Durchführung

1. Öffnen Sie die eine Seltersflasche, und beobachten Sie die Gasentwicklung!
2. Öffnen Sie die zweite Seltersflasche, gießen Sie die Hälfte ab, und lassen Sie den Rest eine Stunde stehen!
3. Verschließen Sie die mit abgestandenem Selterswasser zur Hälfte gefüllte Flasche durch einen Stopfen mit Ableitungsrohr!
4. Verbinden Sie das Ableitungsrohr mit einer Wasserstrahlpumpe, und stellen Sie einen Unterdruck her!
5. Beobachten Sie die Gasentwicklung!

Auswertung

Beim Öffnen einer Seltersflasche entweicht Kohlendioxid, das unter Druck im Wasser gelöst wurde.
Durch Verminderung des Drucks entweicht selbst aus dem abgestandenen Selterswasser noch Kohlendioxid.

▶ **Die Löslichkeit von Gasen in Wasser nimmt mit sinkendem Druck ab.**
㉕ ↑ S. 60

Aufgaben zum Kapitel 5

① Erläutern Sie die Begriffe Lösung, gelöster Stoff, Lösungsmittel, gesättigte und ungesättigte Lösung! (↑ ChiÜb, S. 57)
② Nennen Sie zwei weitere technologische Verfahren, bei denen Eindampfen von Lösungen als Trennverfahren eine Rolle spielen!
③ Unter welchem Namen sind Ihnen die Lösungen der auf Seite 47 genannten Gase bekannt?
④ Welche Konzentration in Masseprozent hat eine Lösung von Kaliumnitrat, wenn zu ihrer Herstellung 70 g Kaliumnitrat in 190 g Wasser aufgelöst wurden?
⑤ Welche Masse Wasser wird benötigt, um 250 g einer 3,5%igen Kupfer(II)-sulfatlösung herzustellen?
⑥ Überlegen Sie, mit welcher einfachen Experimentieranordnung Sie die Konzentration einer Salzlösung in Masseprozent, z. B. einer Sole oder des Ostseewassers, ermitteln können!
⑦ Versuchen Sie aufgrund Ihrer Beobachtungen, die Salze nach der Löslichkeit zu ordnen!
Überprüfen Sie die Ergebnisse mit Tabellenwerten!
(↑ WCh, S. 78, ↑ TCh, S. 287ff.)
⑧ Nennen Sie die Definition für die Begriffe gesättigte Lösung und ungesättigte Lösung! (↑ ChiÜb, S. 57)
⑨ Erklären Sie den Zusammenhang zwischen der Löslichkeit von Salzen und ungesättigter und gesättigter Lösung!
⑩ Stellen Sie die Abhängigkeit der in jeweils 25 g Wasser gelösten Salze von der Temperatur in einem Diagramm dar! (↑ Experiment 16, S. 50)
(Abszisse: Temperatur in °C, Ordinate: Masse gelöster Stoff in g)
⑪ Diskutieren Sie die Löslichkeitskurven der untersuchten Salzlösungen! (↑ Experiment 16, S. 50)
⑫ Diskutieren Sie die im Diagramm (Abb. 19, S. 51) dargestellten Löslichkeitskurven! Welche Massen der Salze lösen sich bei 20 °C, 50 °C und 90 °C?
⑬ Geben Sie weitere Beispiele für die technische Nutzung der unterschiedlichen Löslichkeit von Stoffen bei erhöhter Temperatur an!
⑭ Stellen Sie anhand der Löslichkeitskurven (Abb. 19, S. 51) die benötigten Massen der Salze fest!

⑮ Skizzieren Sie die gebildeten Kristalle (↑ S. 52), und ordnen Sie den Kristallformen Würfel, Oktaeder und rhombisches Prisma zu!

Salz	Kristallform		
	Würfel	Oktaeder	rhombisches Prisma
Natriumchlorid Natriumnitrat Kaliumaluminium-sulfat-12-Wasser			

⑯ Welche Konzentration in Volumenprozent Methanol hat eine wäßrige Lösung von 430 l, die 17 l Methanol enthält?

⑰ Berechnen Sie, welche Masse Wasser zu 300 ml 40%iger Natronlauge $\varrho = 1{,}43\ g \cdot cm^{-3}$ zugegeben werden muß, um eine 5%ige Natronlauge herzustellen!

⑱ Aus einer 37%igen Chlorwasserstoffsäure soll durch Mischen mit Wasser eine 12,3%ige Chlorwasserstoffsäure hergestellt werden. Welche Massen 37%ige Chlorwasserstoffsäure und Wasser müssen gemischt werden?

⑲ Aus einer 96%igen Schwefelsäure ($\varrho = 1{,}84\ g \cdot cm^{-3}$) soll eine 21%ige Akkumulator-Säure hergestellt werden. Welche Massen Schwefelsäure und Wasser müssen unter den entsprechenden Vorsichtsmaßnahmen gemischt werden?

⑳ Wie kann aus 15%iger und 65%iger Salpetersäure eine 45%ige Salpetersäure hergestellt werden?

㉑ Ermitteln Sie die Werte für die Löslichkeit von Chlorwasserstoff und Ammoniak bei 20 °C und 760 Torr! (↑ TCh, S. 296ff.)

㉒ Ermitteln Sie die Temperaturabhängigkeit der Löslichkeit von Sauerstoff, Stickstoff, Kohlendioxid, Ammoniak und Chlorwasserstoff bei 0 °C und 20 °C sowie 760 Torr! (↑ TCh, S. 296ff.)

㉓ An warmen Sommertagen kommen die Fische in einem Aquarium häufig an die Wasseroberfläche und schnappen nach Luft. Begründen Sie das Verhalten!

㉔ Weshalb kann die Konzentration der rauchenden Chlorwasserstoffsäure (37,5%ig) nicht durch Eindampfen erhöht werden?

㉕ Ermitteln Sie die Druckabhängigkeit der Löslichkeit von Kohlendioxid und Ammoniak in Wasser bei 20 °C und 1 atm, 25 atm, 50 atm! (↑ TCh, S. 297f.)

6. Einführung in die qualitative Analyse

Die Kenntnis der Zusammensetzung und Qualität von Ausgangsstoffen, Zwischenprodukten und Reaktionsprodukten ist für die Wissenschaft und Produktion von großer Bedeutung. Die Qualität von technischen Erzeugnissen und Produkten der Lebensmittelindustrie sowie von Arzneimitteln hängt wesentlich von diesen Kenntnissen ab. Eine Möglichkeit, die Zusammensetzung und die Qualität eines chemischen Produkts zu ermitteln, ist die chemische Analyse. Durch die qualitative chemische Analyse werden die Elemente eines unbekannten Stoffes bestimmt.

▶ **Durch die qualitative Analyse werden die in einem unbekannten Stoff enthaltenen Elemente nachgewiesen.**

Die Ermittlung der Massen der nachgewiesenen Elemente eines Stoffes erfolgt durch die quantitative analytische Bestimmung.
Durch die **quantitative Analyse** wird das Stoffmengenverhältnis der am Aufbau eines Stoffes beteiligten Elemente bestimmt.
In den chemischen Analyselaboratorien wird ständig die Einhaltung von geforderten Güterichtlinien (TGL- bzw. GOST-Standards) überwacht. Die Ergebnisse der analytischen Untersuchungen der in den Laboratorien arbeitenden Werktätigen können dadurch unmittelbar den Produktionsablauf beeinflussen.
Für Wasseruntersuchungen werden bei Serienbestimmungen moderne, technisch und ökonomisch aufwendige analytische Verfahren angewendet. Für Einzelbestimmungen werden noch traditionelle Verfahren angewendet. Diese Verfahren, die Vorproben und spezifische Nachweisreaktionen einschließen, zeichnen sich durch ihre Einfachheit, ihren geringen Geräteaufwand aus und liefern hinreichend genaue Ergebnisse.
Die Vervollkommnung und Weiterentwicklung von Analyseverfahren gestattet es, ein immer umfassenderes und tiefgründigeres wissenschaftliches Bild von den Naturerscheinungen und Gesetzmäßigkeiten in der Natur zu gewinnen.

■ Die Anwendung moderner analytischer Untersuchungen ermöglichte die exakte Bestimmung der Zusammensetzung von Mondgestein und der Zusammensetzung der Venusatmosphäre durch sowjetische Raumsonden.

6.1. Analytische Vorproben

Vorproben werden durchgeführt, um eine Vororientierung über die chemische Zusammensetzung eines unbekannten Stoffes zu gewinnen. Vorproben werden meist mit fester Untersuchungssubstanz ausgeführt. Sie geben wertvolle Hinweise auf die Zusammensetzung der Probe. Die Ergebnisse der Vorproben werden häufig durch anschließende spezifische Nachweisreaktionen überprüft.
Für die Vorproben werden chemische und physikalische Untersuchungen durchgeführt.

▶ **Zu den gebräuchlichen wasseranalytischen Vorproben gehören die Untersuchung der Flammenfärbung und die Spektralanalyse.**

Einzelne Elemente senden bei erhöhter Temperatur Licht bestimmter Wellenlängen aus, das durch seine spezifische Färbung zum Nachweis der Elemente genutzt werden kann.
Durch die Energie einer Brennerflamme oder durch einen elektrischen Lichtbogen werden einzelne Außenelektronen der Atome der Probe „angeregt". Einige Außenelektronen gelangen dadurch auf ein höheres Energieniveau (↗ ChiÜb, S. 19f.). Beim Zurückfallen auf das ursprüngliche Energieniveau wird die aufgenommene Energie als elektromagnetische Strahlung (Licht bestimmter Wellenlänge) abgegeben. ① ② ↗ S. 76
Für den Nachweis von Alkali- und Erdalkalimetallen liefern die Flammenfärbung und Spektralanalyse als Vorproben besonders verläßliche Ergebnisse. Darüber hinaus liefern diese Vorproben auch für die Elemente Kupfer, Blei, Vanadin, Antimon und Bor gute Ergebnisse. ③ ④ ↗ S. 76
Die Flammenfärbung erfolgt nur bei verdampfbaren Stoffen. Da die Metallchloride besonders leicht verdampfen, werden andere Metallverbindungen vor der Prüfung auf die Flammenfärbung mit konzentrierter Chlorwasserstoffsäure in Metallchloride überführt.

26 ▼ *Führen Sie die Flammenprobe mit Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Kalziumkarbonat, Strontiumnitrat, Bariumchlorid und Kupferchlorid durch!*

Geräte: Magnesiastäbchen, Brenner, Uhrglas, Abdampfschale aus Porzellan ($d = 50$ mm), Kobaltglas
Chemikalien: Natriumchlorid, Kaliumchlorid, Kalziumkarbonat, Strontiumnitrat, Bariumchlorid, Kupferchlorid, konzentrierte Chlorwasserstoffsäure

Durchführung

1. Tauchen Sie ein Magnesiastäbchen in Chlorwasserstoffsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) und glühen Sie es in der entleuchteten Brennerflamme eines schräg gestellten Brenners aus, bis die Flamme nicht mehr gefärbt ist!
2. Tauchen Sie das Ende des noch heißen Stäbchens nacheinander in die Chlorwasserstoffsäure und in die Untersuchungssubstanz!

3. Halten Sie das vorbereitete Stäbchen an den äußeren Saum der entleuchteten Brennerflamme!
4. Beobachten Sie die Flammenfärbung!

Auswertung

Die Flamme des Brenners wird durch die untersuchten Metallverbindungen verschieden gefärbt. Der beobachteten Flammenfärbung entspricht ein bestimmter Wellenlängenbereich des ausgesandten Lichtes, der für das jeweilige Metall charakteristisch ist (Tabelle 11).

Tabelle 11 Flammenfärbungen und entsprechende Wellenlängen des ausgesandten Lichtes einiger Elemente [15]

Metalle	Flammenfärbung	Wellenlänge λ des ausgesandten Lichts in nm
Lithium	karminrot	670,8 (rot), 610,3 (orange)
Natrium	gelb	589,3 (gelb)
Kalium	violett	769,9 (rot)
Kalzium	gelbrot	616,2 (rot), 588,8 (gelb)
Strontium	karminrot	689,3 (orange), 460,7 (blau)
Barium	gelbgrün	553,5 (grün)
Kupfer	grün	mehrere grüne Linien von 578,2 · · · 510,6
Blei	fahlblau	mehrere fahlblaue Linien von 560,8 · · · 405,8
Vanadin	fahlgrün	mehrere fahlgrüne Linien von 437,9 · · · 311,8

Bereits geringste Spuren von Natrium färben die Flamme gelb. Deshalb kann nur eine etwa eine Minute anhaltende, intensive Gelbfärbung als Natriumnachweis angegeben werden. Die gelbe Natriumflamme verdeckt häufig den Nachweis anderer Elemente, wie Kalium. In diesem Falle betrachtet man die Flamme durch ein blau gefärbtes Glas (Kobaltglas). Während das gelbe Natriumlicht vom Glas absorbiert wird, geht das violette Kaliumlicht hindurch.

27 ▼ *Führen Sie die Flammenprobe mit dem eingedampften Rückstand eines natürlich vorkommenden Wassers durch!*

Die Vorproben durch Flammenfärbung haben den Nachteil, daß sich die Flammenfärbungen beim Vorliegen mehrerer Elemente gegenseitig stören und teilweise den Nachweis unmöglich machen. Durch eine **Spektralanalyse** kann die Exaktheit der Voraussage wesentlich erhöht werden. Spektralanalytische Untersuchungen werden mit Spektroskopen durchgeführt (Abb. 22, Abb. 23). In einem Spektroskop wird das von der Brennerflamme oder einem elektrischen Lichtbogen einfallende Licht durch ein Glasprisma in einzelne

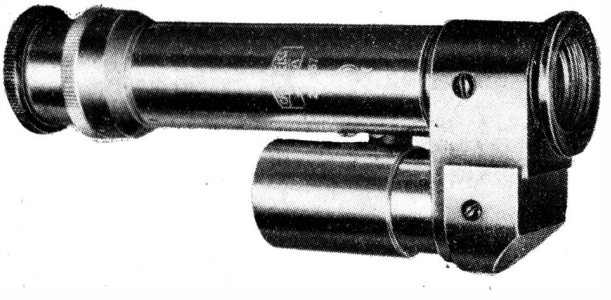


Abb. 22
Handspektroskop

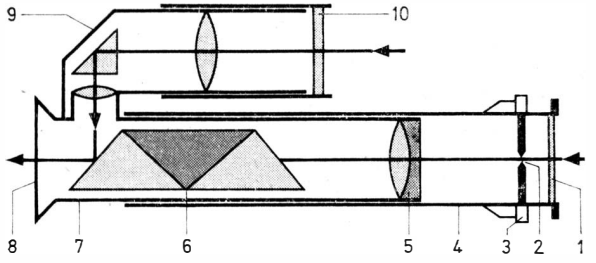


Abb. 23
Schnitt durch ein Handspektroskop
1 Schutzfenster, 2 Spaltöffnung, 3 Stellring, 4 Tubus, 5 achromatische Lupe, 6 Geradsichtprisma, 7 Rohr, 8 Okular, 9 Seitenrohr, 10 Skalenplatte

Strahlenbereiche (Spektralbereiche) zerlegt. Das in einzelne Bereiche unterschiedlicher Wellenlänge zerlegte Licht ist in einem sogenannten **Linienspektrum** sichtbar. Zur exakten Messung werden die Linien dieses Spektrums mit einer Wellenlängenskale (↑ Tab. 11, S. 63) verglichen.

28 ▼ *Führen Sie mit dem Handspektroskop eine spektralanalytische Untersuchung mit den in Experiment 26 verwendeten Salzen und dem eingedampften Rückstand eines natürlich vorkommenden Wassers durch!*

Sehr genaue spektralanalytische Ergebnisse werden mit modernen Spektroskopen in Betrieben und wissenschaftlichen Einrichtungen erzielt, die außer einem exakten qualitativen Nachweis auch quantitative Bestimmungen ermöglichen und für eine fotoelektrische Messung der Strahlung eingerichtet sind (Flammenfotometer, Abb. 24).

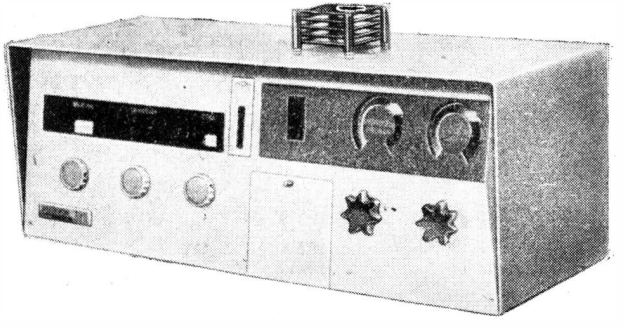


Abb. 24
Flammenfotometer zur Analyse von Alkali- und Erdalkalimetallen

Die besondere Bedeutung der Spektralanalyse liegt im Nachweis geringster Spuren von Elementen. Hieraus ergeben sich wichtige Anwendungsmöglichkeiten in der Chemie und auch in der Astronomie.

6.2. Spezifische Nachweisreaktionen

▶ **Bei spezifischen Nachweisreaktionen werden Reaktionen, die für einzelne Elemente oder Atomgruppen charakteristisch sind, zu ihrer Identifizierung genutzt.**

Von besonderer Bedeutung für wasseranalytische Untersuchungen sind Kationen- und Anionennachweise. Je nach der einzusetzenden Masse an Analysensubstanz kann unterschieden werden zwischen:

Makroanalyse	0, 5 · · · 10 g	Analysensubstanz
Halbmikroanalyse	0,05 · · · 0,2 g	Analysensubstanz
Mikroanalyse	1 · · · 10 mg	Analysensubstanz
Ultramikroanalyse	0,001 · · · 0,01 mg	Analysensubstanz

6.2.1. Nachweis von Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen

Für den Nachweis der Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen werden häufig Farbindikatoren verwendet, die bei bestimmten Konzentrationen dieser Ionen ihre Farbe ändern. Ein Überschuß an Wasserstoff-Ionen in einer Lösung ruft eine saure Reaktion hervor, ein Überschuß an Hydroxid-Ionen eine basische Reaktion. Der ***p*H-Wert** gibt an, welche Konzentration an Wasserstoff-Ionen vorliegt. ⑤ ↑ S. 76
Der *p*H-Wert wird mit Hilfe verschiedener Farbindikatoren bestimmt. Diese Indikatoren haben unterschiedliche Farbumschlagbereiche und können daher nicht in jedem beliebigen *p*H-Wert-Bereich eingesetzt werden (Tab. 12).

Tabelle 12 Umschlagbereiche einiger gebräuchlicher Farbindikatoren

Indikator	Grenz-*p*H-Werte des Umschlagbereiches	Umschlagfarben
Methylorange	3,1 · · · 4,4	rot · · · orangegelb
Methylrot	4,2 · · · 6,2	rot · · · gelb
Lackmus	5,0 · · · 8,0	rot · · · blau
Bromthymolblau	6,0 · · · 7,6	gelb · · · grün · · · blau
Phenolphthalein	8,2 · · · 10,0	farblos · · · rot

29 ▼ *Bestimmen Sie mit den in Tabelle 12 genannten Indikatoren die saure, basische oder neutrale Reaktion von Leitungswasser, Abwasser, Seifenlösung, Essigwasser und einem wäßrigen Auszug von Gartenerde!*

Geräte: 25 Halbmikro-Reagenzgläser
Chemikalien: Methylorangelösung, Methylrotlösung, Lackmuslösung, Phenolphthaleinlösung, Bromthymolblaulösung, Leitungswasser, Abwasser, Essigwasser, Seifenlösung, wäßriger Auszug von Gartenerde

Durchführung

1. Gießen Sie 5 mal je 2 ml der zu untersuchenden 5 Proben in 25 Halbmikro-Reagenzgläser!
2. Prüfen Sie mit je 3 · · · 5 Tropfen der Indikatoren die Lösungen!

Auswertung

Untersuchungssubstanz	Farbumschlag von				
	Methylorange	Methylrot	Lackmus	Phenolphthalein	Bromthymolblau
Leitungswasser					
Abwasser					
Essigwasser					
Seifenlösung					
Gartenerde					

Um schwer erkennbare Farbumschläge besser sichtbar zu machen, verwendet man **Indikatorgemische**. Besonders häufig arbeitet man mit dem Universalindikator und dem Czensny-Indikator, die im basischen und sauren Bereich anwendbar sind.

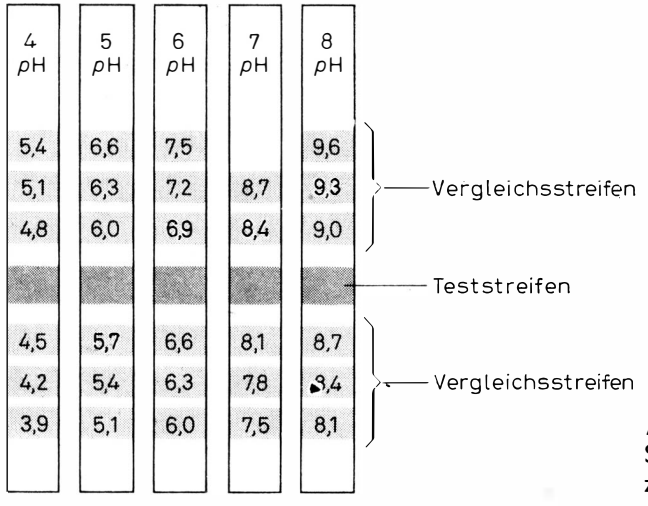


Abb. 25
Stuphan-Papier
zur *p*H-Wert-Bestimmung

Der **Universalindikator** färbt sich bei steigendem *p*H-Wert von Rot über Orange, Gelb, Grün nach Blau. Der gemessene *p*H-Wert kann von einer Vergleichsskale abgelesen werden. Reagenzpapier, das mit Universalindikator getränkt wurde, wird als **Unitestpapier** bezeichnet.
Der **Czensny-Indikator** ermöglicht bei ähnlichen Umschlagfarben eine größere Genauigkeit der Bestimmung. Mit Hilfe von Vergleichslösungen können die *p*H-Werte 4,5 · · · 9,0 im Abstand von 0,5 *p*H-Werten abgelesen werden. Er wird bevorzugt bei Bodenuntersuchungen verwendet.
Indikatorgemische werden auch zur Herstellung von **Stuphanpapier** genutzt. Die Stuphanpapierstreifen enthalten sechs Vergleichsfarben und einen mit dem Indikatorgemisch getränkten Teststreifen. Die einzelnen Papiere haben einen maximalen *p*H-Wert-Bereich von 2,5; sie ermöglichen Ablesegenauigkeiten zwischen 0,3 und 0,5 *p*H-Werten (Abb. 25).

30 ▼ *Bestimmen Sie mit Hilfe von Unitestlösung (oder Unitestpapier), Czensny-Indikatorlösung und Stuphanpapier den pH-Wert von Leitungswasser, Abwasser, Essigwasser, Seifenlösung und einem wäßrigen Auszug von Gartenerde!*

Geräte: 15 Halbmikro-Reagenzgläser
Chemikalien: Unitestlösung (oder Unitestpapier), Czensny-Indikatorlösung, Stuphanpapier, Leitungswasser, Abwasser, Essigwasser, Seifenlösung, wäßriger Auszug von Gartenerde

Durchführung

1. Gießen Sie 3 mal je 2 ml der zu untersuchenden 5 Proben in 15 Halbmikro-Reagenzgläser!
2. Prüfen Sie die Lösungen mit je 3 · · · 5 Tropfen der Indikatorlösungen und mit Stuphanpapier!
3. Tragen Sie die ermittelten *p*H-Werte in eine Tabelle ein!

Auswertung

Untersuchungs-substanz	*p*H-Werte bestimmt mit		
	Unitest-indikator	Czensny-Indikator	Stuphan-papier
Leitungswasser Abwasser Essigwassser Seifenlösung Gartenerde			

Bemerkung: Die Untersuchungen können auch mit anderen wäßrigen Lösungen durchgeführt werden, wie Seewasser, Getränken, Säften, Extrakten aus Obst und Gemüse.
Sehr exakte *p*H-Wert-Bestimmungen werden durch Anwendung physikalischer Meßmethoden wie der Messung elektrischer Spannungsdifferenzen, **Potentio-**

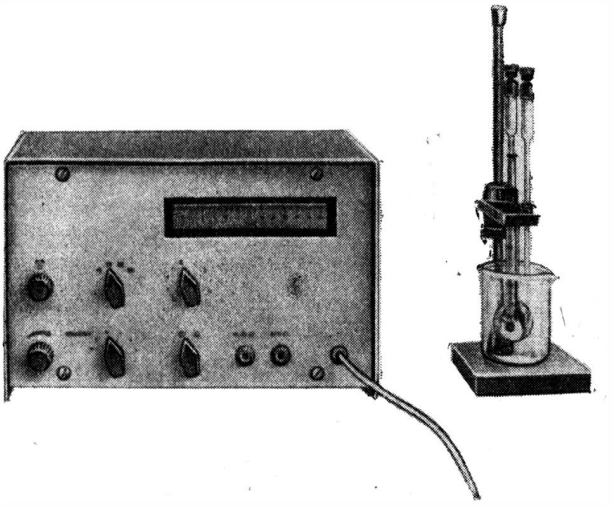


Abb. 26
*p*H-Wert-Meßgerät
vom
VEB Labortechnik Ilmenau

metrie (↑ S. 140) oder Leitfähigkeitsmessungen von Elektrolytlösungen, **Konduktometrie** (↑ S. 140), erreicht (Abb. 26). ⑥ ↑ S. 76

6.2.2. Kationen-Nachweise

Neben Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen sind im Wasser auch eine Reihe von Kationen enthalten, die durch spezifische Nachweisreaktionen ermittelt werden. In natürlich vorkommenden Wassern kommen häufig Natrium-, Kalium-, Kalzium-, Magnesium- und Eisen-Ionen vor. Durch mangelhafte Behandlung von Abwassern aus Betrieben oder durch fehlerhaften Materialeinsatz bei Wasserleitungen können nachweisbare Massen von Ammonium-, Blei-, Zink-, Eisen- und Kupfer(II)-Ionen in das Leitungswasser gelangen.
Bei Natrium-Ionen genügt bereits die intensive Gelbfärbung der Flamme als Nachweis. Die anderen Ionen müssen durch spezifische Nachweisreaktionen ermittelt werden. Der Nachweis erfolgt durch **Fällungs- oder Farbreaktionen** (↑ ChiÜb, S. 128). Durch **Fällungsreaktionen** werden neben anderen Metall-Ionen Kalium-, Kalzium-, Magnesium-, Blei- und Zink-Ionen nachgewiesen.

31 *Weisen Sie Kalium-, Kalzium-, Magnesium-, Blei- und Zink-Ionen durch Fällungsreaktionen nach!*

Geräte: 10 Halbmikro-Reagenzgläser, Erlenmeyerkolben (300 cm^3), Tropftrichter (50 cm^3), zweifach durchbohrter Stopfen, Gasableitungsrohr, Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: Kalziumchloridlösung (5%ig), Ammoniumoxalatlösung (5%ig), Äthansäure (5%ig), Kaliumchloridlösung (5%ig), Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Perchlorsäure (30%ig), Magnesiumchloridlösung (5%ig), Ammonium-

hydrogenphosphatlösung (10%ig), Ammoniaklösung (10%ig), Blei(II)-nitratlösung (5%ig), Zinkchloridlösung (5%ig), Eisen(II)-sulfid, destilliertes Wasser

Durchführung

Bei der Durchführung der Fällungsreaktionen (↑ Tab. 13) ist folgendes zu beachten:
Achtung! Schwefelwasserstoff ist ein gefährliches Blutgift! Bei Arbeiten mit Schwefelwasserstoff sind nur kleinste Volumen zu verwenden. Es ist immer unter dem Abzug zu arbeiten!
Durch das Ansäuern vor den eigentlichen Nachweisreaktionen werden mögliche Störungen beseitigt.

Auswertung (↑ Tab. 13)

Tabelle 13 Durchführung und Auswertung von Fällungsreaktionen für den Nachweis einiger Metall-Ionen

Ionen	Durchführung	Auswertung
Kalium-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Kaliumchloridlösung mit 5 · · · 10 Tropfen Chlorwasserstoffsäure! 2. Geben Sie in der Kälte 1 ml Perchlorsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) zu!	Es entsteht ein weißer, feinkristalliner Niederschlag. $K^+ + Cl^- + H^+ + ClO_4^- \rightarrow KClO_4 + H^+ + Cl^-$ $K^+ + ClO_4^- \rightarrow KClO_4$ ⑦ ↑ S. 76
Kalzium-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Kalziumchloridlösung mit 5 · · · 10 Tropfen Äthansäure! 2. Geben Sie 1 ml Ammoniumoxalatlösung (Vorsicht, Gift 3!) zu!	Es entsteht ein weißer, kristalliner Niederschlag. $Ca^{2+} + 2\,Cl^- + 2\,NH_4^+ + 2\,(COO)^- \rightarrow Ca(COO)_2 + 2\,NH_4^+ + 2\,Cl^-$ $Ca^{2+} + 2(COO)^- \rightarrow Ca(COO)_2$ ⑦ ↑ S. 76
Magnesium-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Magnesiumchloridlösung mit 5 · · · 10 Tropfen Chlorwasserstoffsäure! (Vorsicht!) 2. Geben Sie 0,5 ml Ammoniumhydrogenphosphatlösung und 1 ml Ammoniaklösung zu! 3. Erwärmen Sie vorsichtig!	Es entsteht ein weißer, kristalliner Niederschlag. $Mg^{2+} + HPO_4^{2-} + NH_4^+ + OH^- + 5\,H_2O \rightarrow Mg(NH_4)PO_4 \cdot 6\,H_2O$ ⑦ ↑ S. 76

(Fortsetzung Tabelle 13)

Ionen	Durchführung	Auswertung
Blei(II)-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Blei(II)-nitratlösung mit 1 ml Chlorwasserstoffsäure! (Vorsicht!) 2. Dampfen Sie 1 ml der Lösung ein, und beobachten Sie die entstehenden Kristalle!	Es entstehen weiße, nadelförmige Kristalle. $Pb^{2+} + 2\,NO_3^- + 2\,H^+ + 2\,Cl^- \rightarrow PbCl_2 + 2\,H^+ + 2\,NO_3^-$ $Pb^{2+} + 2\,Cl^- \rightarrow PbCl_2$ ⑦ ↑ S. 76
Blei(II)-Ionen	1. Leiten Sie durch Reaktion von Eisen(II)-sulfid mit Chlorwasserstoffsäure hergestelltes Schwefelwasserstoffgas in 4 ml Blei(II)-nitratlösung, und beobachten Sie! ⑧ ↑ S. 76 (Vorsicht, Abzug benutzen!)	Es entsteht ein schwarzer Niederschlag. $Pb^{2+} + 2\,Cl^- + 2\,H^+ + S^{2-} \rightarrow PbS + 2\,H^+ + 2\,Cl^-$ $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS$ ⑦ ↑ S. 76
Zink-Ionen	Leiten Sie Schwefelwasserstoffgas in 4 ml der Zinkchloridlösung! (Vorsicht, Abzug benutzen!)	Es entsteht ein weißer Niederschlag. $Zn^{2+} + 2\,Cl^- + 2\,H^+ + S^{2-} \rightarrow ZnS + 2\,H^+ + 2\,Cl^-$ $Zn^{2+} + S^{2-} \rightarrow ZnS$

Farbreaktionen werden unter anderem zum Nachweis von Eisen(III)-, Kupfer(II)- und Ammonium-Ionen genutzt.

32 ▼ *Weisen Sie Eisen(III)-, Kupfer (II)- und Ammonium-Ionen durch Farbreaktionen nach!*

Geräte: 3 Halbmikro-Reagenzgläser, Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: Eisen(III)-chloridlösung (5%ig), Ammoniumthiozyanatlösung (1%ig), Kupfer(II)-chloridlösung (5%ig), Ammoniaklösung (5%ig), Neßlers Reagens, Chlorwasserstoffsäure (10%ig), destilliertes Wasser

Durchführung

Bei der Durchführung der Farbreaktionen (↑ Tab. 14) ist folgendes zu beachten:
Achtung! Neßlers Reagens ist als Verbindung des Quecksilbers ein Gift der Abteilung 1. Arbeiten Sie mit kleinsten Mengen, und waschen Sie sich nach dem Umgang mit Neßlers Reagens die Hände! ⑨ ↑ S. 76

Auswertung (↑Tab. 14)

Tabelle 14 Durchführung und Auswertung von Farbreaktionen für den Nachweis von Eisen(III)-, Kupfer(II)- und Ammonium-Ionen

Ionen	Durchführung	Auswertung
Eisen(III)-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Eisen(III)-chloridlösung mit 10 · · · 15 Tropfen Chlorwasserstoffsäure! 2. Geben Sie 5 · · · 10 Tropfen Ammoniumthiozyanatlösung zu, und beobachten Sie die Färbung!	Es entsteht eine blutrote Färbung. $Fe^{3+} + 3\ Cl^- + 3\ NH_4^+ + 3\ SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3 + 3\ NH_4^+ + 3\ Cl^-$ $Fe^{3+} + 3\ SCN^- \rightarrow Fe(SCN)_3$ ⑦ ↑ S. 76
Kupfer(II)-Ionen	1. Geben Sie im Reagenzglas zu 2 ml Kupfer(II)-chloridlösung 5 · · · 15 Tropfen Ammoniaklösung, und beobachten Sie die Fällung! 2. Versetzen Sie den gefällten Stoff mit weiteren 1 · · · 3 ml Ammoniaklösung, und beobachten Sie die Färbung!	Es entsteht ein bläulicher Niederschlag, der sich bei weiterer Zugabe von Ammoniaklösung mit tiefblauer Farbe löst. $Cu^{2+} + 2\ Cl^- + 2\ NH_4^+ + 2\ OH^- \rightarrow Cu(OH)_2 + 2\ NH_4^+ + 2\ Cl^-$ $Cu^{2+} + 2\ OH^- \rightarrow Cu(OH)_2$ $Cu(OH)_2 + 4\ NH_3 \rightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\ OH^-$ Tetramminkupfer(II)-kation ⑦ ⑩ ↑ S. 76
Ammonium-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 3 · · · 5 ml Wasser mit 5 Tropfen Neßlers Reagens (Vorsicht, Gift 1!) und 1 Tropfen verdünnter Ammoniaklösung! Beobachten Sie die Färbung!	Es entsteht eine gelbbraune Lösung, aus der sich nach einiger Zeit braune Flocken abscheiden. Diese bestehen aus einer Quecksilberamidojodid-Komplex-Verbindung. $Hg[HgJ_3(NH_2)]$ ⑩ ↑ S. 76

33 ▼ *Prüfen Sie Leitungswasser und ein natürliches Wasser (Fluß- oder Seewasser) auf Kalium-, Kalzium-, Blei(II)-, Zink-, Eisen-, Kupfer(II)- und Ammonium-Ionen!*

Führen Sie die Nachweise nach Tabelle 13 und Tabelle 14 durch!

Kalium- und Blei(II)-Ionen lassen sich auch durch mikrochemische Reaktionen nachweisen.

34 *Weisen Sie Kalium-Ionen mikrochemisch nach!*

Geräte: Objektträger, Glasstab, Schülermikroskop, Brenner
Chemikalien: Kaliumchloridlösung (5%ig), Perchlorsäure (30%ig)

Durchführung

1. Versetzen Sie mit Hilfe eines Glasstabs auf dem Objektträger 1 Tropfen Kaliumchloridlösung mit 1 Tropfen Perchlorsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!)!
2. Erwärmen Sie den Objektträger vorsichtig über der Sparflamme des Brenners und kühlen ihn dann langsam ab!
3. Betrachten Sie die gebildeten Kristalle unter dem Mikroskop bei einer etwa 220fachen Vergrößerung! (11) ↑ S. 76

Auswertung

Es entstehen weiße Kristalle in der Form rhombischer Prismen (Abb. 27).

$K^+ + ClO_4^- \rightarrow KClO_4$

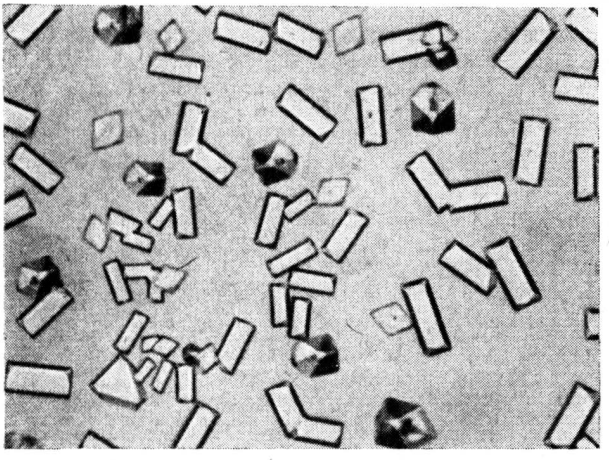


Abb. 27
Kristalle von Kaliumperchlorat unter dem Mikroskop (V : 220)

35 *Weisen Sie Blei(II)-Ionen mikrochemisch nach!*

Geräte: Objektträger, Glasstab, Schülermikroskop, Brenner
Chemikalien: Blei(II)-nitratlösung (5%ig), Chlorwasserstoffsäure (10%ig)

Durchführung

1. Versetzen Sie mit dem Glasstab auf dem Objektträger 1 Tropfen Blei(II)-nitratlösung (Vorsicht, Gift 3!) mit 1 Tropfen Chlorwasserstoffsäure!
2. Erwärmen Sie den Objektträger vorsichtig über der Sparflamme des Brenners und kühlen ihn dann langsam ab!
3. Betrachten Sie die gebildeten Kristalle unter dem Mikroskop bei einer etwa 275fachen Vergrößerung!

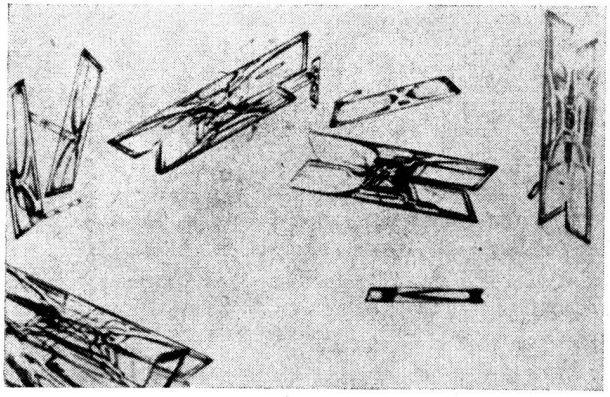


Abb. 28
Kristalle
von Bleichlorid
unter dem Mikroskop
(V : 275)

Auswertung

Es entstehen weiße nadelförmige Kristalle, die durch das Erwärmen und nachfolgendes Abkühlen größer werden (Abb. 28).

$Pb^{2+} + 2\,Cl^- \rightarrow PbCl_2$

36 ▼ *Versuchen Sie, unter Berücksichtigung der Experimente 34 und 35, Kalzium- und Magnesium-Ionen mikrochemisch nachzuweisen!*

6.2.3. Anionen-Nachweise

Außer den bisher behandelten Wasserstoff-Ionen, anderen Kationen und Hydroxid-Ionen sind im Wasser noch eine Reihe von Anionen gelöst enthalten. Einige dieser Anionen sind in bestimmten Konzentrationen erwünscht, wie Chlorid- und Fluorid-Ionen, andere müssen wegen ihrer gesundheitsschädigenden Wirkung entfernt werden, wie Nitrit- und Sulfid-Ionen (Tab. 15).

Tabelle 15 Normalwerte für die Anionenkonzentrationen im Trinkwasser

Anionen		Konzentration in $mg \cdot l^{-1}$
Name	Formel	
Chlorid	Cl^-	40
Karbonat	CO_3^{2-}	200
Nitrat	NO_3^-	30
Nitrit	NO_2^-	unzulässig
Sulfat	SO_4^{2-}	100
Sulfid	S^{2-}	unzulässig
Phosphat	PO_4^{3-}	unzulässig

▶ **Die für gutes Trinkwasser zulässigen Konzentrationen von bestimmten Anionen sind in der TGL 22433 zusammengefaßt**

Umfang und Art der Untersuchung von Trink- und Brauchwasser auf Anionen sind von den spezifischen Anforderungen an das Wasser abhängig.

37 ▼ *Weisen Sie in den unter Chemikalien aufgeführten Stoffen Chlorid-, Karbonat-, Nitrat-, Nitrit-, Sulfat- und Sulfid-Ionen nach!*

Geräte: 12 Halbmikro-Reagenzgläser, Halbmikro-Tropfer, Meßzylinder (10 cm^3), Halbmikro-Gasentwickler, Halbmikro-Gaswäscher, Spatel
Chemikalien: Natriumchloridlösung (5%ig), Salpetersäure (10%ig), Silbernitratlösung (1%ig), Kalziumkarbonat, Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Bariumhydroxidlösung (10%ig), Natriumnitratlösung (5%ig), Eisen(II)-sulfat, Schwefelsäure (10%ig), konzentrierte Schwefelsäure (96%ig), Natriumnitratlösung (5%ig), Natriumsulfatlösung (5%ig), Bariumchloridlösung (10%ig), Natriumsulfidlösung (5%ig), Blei(II)-azetatlösung (5%ig), destilliertes Wasser

Durchführung

Bei der Durchführung der Nachweisreaktionen (↑ Tab. 16) ist folgendes zu beachten:

Achtung! Konzentrierte Schwefelsäure ist ein Gift der Abteilung 3, sie ist stark ätzend. Arbeiten Sie mit kleinsten Volumen, und waschen Sie sich nach dem Umgang mit konzentrierter Schwefelsäure die Hände!
Das Ansäuern der Probelösungen ist erforderlich, um Irrtümer bei den Nachweisreaktionen zu vermeiden. Eventuell vorhandene Karbonat-Ionen würden sonst mit Silber-, Barium- und Eisen-Ionen zu den entsprechenden Metallkarbonaten reagieren. ⑫ ⑬ ⑭ ↑ S. 76

Auswertung (↑ Tab. 16)

Tabelle 16 Durchführung und Auswertung von Nachweisreaktionen für einige Anionen

Ionen	Durchführung	Auswertung
Chlorid-Ionen	1. Säuern Sie im Reagenzglas 2 ml Natriumchloridlösung mit 10 · · · 15 Tropfen verdünnter Salpetersäure an! 2. Geben Sie 5 Tropfen Silbernitratlösung zu, und beobachten Sie die Fällung!	Es entsteht ein weißer, käsiger Niederschlag. $Na^+ + Cl^- + Ag^+ + NO_3^- \rightarrow AgCl + Na^+ + NO_3^-$ $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$ ⑦ ↑ S. 76

(Fortsetzung Tab. 16)

Ionen	Durchführung	Auswertung
Karbonat-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas einen Spatellöffel voll Kalziumkarbonat mit 3 ml Chlorwasserstoffsäure! 2. Leiten Sie das entstehende Gas in ein Reagenzglas mit Bariumhydroxidlösung ein, und beobachten Sie die Fällung!	Kalziumkarbonat wird zersetzt. $CaCO_3 + 2\ H^+ + 2\ Cl^- \rightarrow Ca^{2+} + 2\ Cl^- + H_2O + CO_2$ Beim Einleiten von Kohlendioxid in Bariumhydroxidlösung entsteht ein weißer Niederschlag. $CO_2 + Ba^{2+} + 2\ OH^- \rightarrow BaCO_3 + H_2O$ ⑦ ↑ S. 76
Nitrat-Ionen	1. Geben Sie einen Kristall Eisen(II)-sulfat auf die Tüpfelplatte! 2. Tropfen Sie auf den Eisen(II)-sulfatkristall 3 Tropfen verdünnte, 2 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure und 1 Tropfen Natriumnitratlösung! 3. Beobachten Sie die Farbreaktion!	Es entsteht an der Berührungsfläche des Kristalls mit der Lösung eine violette Färbung. Die Färbung wird von der Komplexverbindung Eisennitrososulfat hervorgerufen. $[Fe(NO)]SO_4$ ⑩ ↑ S. 76
Nitrit-Ionen	1. Geben Sie einen Kristall Eisen(II)-sulfat auf die Tüpfelplatte! 2. Tropfen Sie auf den Eisen(II)-sulfatkristall 3 Tropfen verdünnte, 2 Tropfen konzentrierte Schwefelsäure und 1 Tropfen Natriumnitritlösung! 3. Beobachten Sie die Farbreaktion!	Es entsteht an der Berührungsstelle des Kristalls mit der Lösung eine Braunfärbung. Es bildet sich Eisennitrososulfat. $[Fe(NO)]SO_4$ ⑩ ↑ S. 76
Sulfat-Ionen	1. Säuern Sie im Reagenzglas 2 ml Natriumsulfatlösung mit 10 · · · 15 Tropfen verdünnter Chlorwasserstoffsäure an! 2. Versetzen Sie die Lösung mit 0,5 ml Bariumchloridlösung, und beobachten Sie die Fällung!	Es entsteht ein weißer, feinkristalliner Niederschlag. $2\ Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2\ Cl^- \rightarrow BaSO_4 + 2\ Na^+ + 2\ Cl^-$ $Ba^{2+} + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4$ ⑦ ↑ S. 76

(Fortsetzung Tab. 16)

Ionen	Durchführung	Auswertung
Sulfid-Ionen	1. Versetzen Sie im Reagenzglas 2 ml Natriumsulfidlösung mit 10 · · · 15 Tropfen Bleiazetatlösung, und beobachten Sie die Fällung!	Es entsteht ein schwarzer Niederschlag. $2\,Na^+ + S^{2-} + Pb^{2+}$ $+ 2\,CH_3COO^- \rightarrow PbS$ $+ 2Na^+ + 2\,CH_3COO^-$ $Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS$ ⑦ ↑ S. 76

38 ▼ *Prüfen Sie Leitungswasser und ein natürliches Wasser (Flußwasser, Seewasser, Regenwasser) auf Chlorid-, Sulfat-, Karbonat-, Nitrat-, Nitrit- und Sulfid-Ionen! Für die Durchführung der Nachweisreaktionen verwenden Sie Tabelle 16!*

Aufgaben zum Kapitel 6

① Erläutern Sie den Begriff Energieniveau am Beispiel des Natriumatoms!
② Wieviel Energieniveaus besitzt das Atom des Elements Strontium?
③ Welche Elemente gehören zu den Alkali- und Erdalkalimetallen? (↑ ChiÜb, S. 75 ff.)
④ Nennen Sie die Symbole der Elemente Kupfer, Blei, Vanadin und Antimon, und geben Sie ihre Stellung im Periodensystem der Elemente an!
⑤ Erläutern Sie den Begriff *p*H-Wert! (↑ ChiÜb, S. 129)
⑥ Ermitteln Sie, wie in einem Betrieb Ihres Schul- bzw. Wohnortes *p*H-Wert-Messungen von Lösungen durchgeführt werden!
⑦ Geben Sie die Namen der entstehenden Salze und die Oxydationszahlen der an der Reaktion beteiligten Elemente für die Nachweisreaktionen an.
⑧ Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die Darstellung von Schwefelwasserstoff aus Eisen(II)-sulfid und Chlorwasserstoffsäure auf!
⑨ Ermitteln Sie, wie die Flaschen für Gifte der Abteilungen 1, 2 und 3 gekennzeichnet sind! Erklären Sie, wie mit Giften der Abteilung 1 gearbeitet werden muß!
⑩ Informieren Sie sich im Wissensspeicher Chemie, Seiten 17 und 35, über Komplex-Ionen und Komplexverbindungen!
⑪ Berechnen Sie aus den abzulesenden Vergrößerungen des Objektivs und des Okulars die Vergrößerung eines Mikroskops! (↑ PhiÜb, S. 171)
⑫ Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen von Karbonat-Ionen mit Silber-, Barium- und Eisen(II)-Ionen auf!
⑬ Durch Zugabe von Säure werden die Karbonate ↑ ⑫ zerstört. Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die Reaktionen mit den Säuren auf!
⑭ Begründen Sie, weshalb zum Ansäuern verschiedene Säuren verwendet werden!

7. Einführung in die Maßanalyse

Die Vorprobenanalysen und die spezifischen Nachweisreaktionen reichen für viele analytische Untersuchungen nicht aus. Außer der Ermittlung der Elemente eines Stoffes müssen oft ihre Massen- oder Volumenverhältnisse bestimmt werden. Diese Bestimmungen werden mit Hilfe quantitativ analytischer Verfahren durchgeführt.

▶ **Die Maßanalyse ist ein quantitativ analytisches Bestimmungsverfahren.**

Maßanalytische Bestimmungen werden in chemischen Laboratorien bei Reihenuntersuchungen von Trink- oder Brauchwasser, Lebensmitteln oder technischen Produkten angewendet. Sie lassen sich verhältnismäßig schnell durchführen, und die erhaltenen Meßergebnisse sind von hoher Genauigkeit.

7.1. Konzentrationsangaben bei maßanalytischen Bestimmungen

Für maßanalytische Bestimmungen müssen Lösungen bestimmter Konzentration eingesetzt werden.
Beim Vergleichen der verschiedenen Konzentrationsangaben der miteinander reagierenden Stoffe werden die Begriffe **Stoffmenge**, **Äquivalentmenge** und **wirksame Wertigkeit** benutzt.

▶ **Die Stoffmenge n ist der Quotient aus der Masse eines Stoffes m und seiner molaren Masse M.**

$$n = \frac{m}{M}$$

n Stoffmenge in mol
m Masse in g
M molare Masse in $g \cdot mol^{-1}$

■ Welcher Stoffmenge entsprechen 48 g Magnesium?

Gegeben	*Gesucht*
$m = 48\ \text{g}$	n
$M = 24\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{48\ \text{g} \cdot \text{mol}}{24\ \text{g}}$$

$$n = 2\ \text{mol}$$

48 g Magnesium entsprechen der Stoffmenge 2 mol. ① ② ③ ↑ S. 86

▶ **Die Äquivalentmenge $n_{\text{Ä}}$ ist das Produkt aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes und der wirksamen Wertigkeit z.**

$$n_{\text{Ä}} = n \cdot z$$

$n_{\text{Ä}}$ Äquivalentmenge in mol
n Stoffmenge in mol
z wirksame Wertigkeit

▶ **Die wirksame Wertigkeit z ist gleich der Stoffmenge atomaren Wasserstoffs, die sich in einer Reaktion mit einem Mol des reagierenden Stoffes umsetzt oder dieser Menge äquivalent ist.**

■ Berechnen Sie die Äquivalentmenge von 2 mol Schwefelsäure!

Gegeben	*Gesucht*
$n = 2\ \text{mol}$	$n_{\text{Ä}}$
$z = 2$	

$$n_{\text{Ä}} = n \cdot z$$
$$n_{\text{Ä}} = 2\ \text{mol} \cdot 2$$
$$n_{\text{Ä}} = 4\ \text{mol}$$

Die Äquivalentmenge von 2 mol Schwefelsäure beträgt 4 mol. ④ ⑤ ↑ S. 86

Die Konzentration von Lösungen wird bei maßanalytischen Bestimmungen als Stoffmengenkonzentration (**Molarität**) oder Äquivalentmengenkonzentration (**Normalität**) angegeben.

▶ **Die Stoffmengenkonzentration (Molarität) c_{M} ist der Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes und dem Volumen V der Lösung.**

$$c_{\text{M}} = \frac{n}{V}$$

c_{M} Stoffmengenkonzentration in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
n Stoffmenge in mol
V Volumen in l

■ Welche Stoffmenge Schwefelsäure enthalten 3 l einer 2 molaren Lösung?

Gegeben | *Gesucht*

$c_M = 2\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$ | n
$V = 3\ \text{l}$

$$c_M = \frac{n}{V}$$

$$n = c_M \cdot V$$

$$n = 2\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 3\ \text{l}$$

$$n = 6\ \text{mol}$$

3 l 2 molarer Schwefelsäure enthalten 6 mol Schwefelsäure.

⑥ ⑦ ⑧ ↑ S. 86

▶ **Die Äquivalentmengenkonzentration (Normalität) c_N ist der Quotient aus der Äquivalentmenge $n_Ä$ des gelösten Stoffes und dem Volumen V der Lösung.**

$$c_N = \frac{n_Ä}{V}$$

c_N Äquivalentmengenkonzentration in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$n_Ä$ Äquivalentmenge in mol
V Volumen in l

■ Welche Äquivalentmengenkonzentration hat Schwefelsäure, die in 3 l die Stoffmenge von 6 mol Schwefelsäure enthält?

Gegeben | *Gesucht*

$n = 6\ \text{mol}$ | c_N
$V = 3\ \text{l}$
$z = 2$

$$c_N = \frac{n_Ä}{V}$$

$$n_Ä = n \cdot z$$

$$c_N = \frac{n \cdot z}{V}$$

$$c_N = \frac{6\ \text{mol} \cdot 2}{3\ \text{l}}$$

$$c_N = 4\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

Die Äquivalentmengenkonzentration der Schwefelsäure beträgt $4\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

⑨ ⑩ ⑪ ↑ S. 86

7.2. Herstellen von Maßlösungen

Für maßanalytische Bestimmungen müssen die Lösungen bestimmter Konzentrationen entweder selbst hergestellt oder aus Testal-Urtitersubstanzen durch Verdünnen mit Wasser gewonnen werden. Für die Selbstherstellung verwendet man **Urtitersubstanzen** mit dem Reinheitsgrad reinst, zur Analyse. Urtitersubstanzen sind feste Verbindungen, wie Äthandisäure-2-Wasser und Natriumkarbonat. Sie werden zur Herstellung von Maßlösungen verwendet. [13]

39 ▼ *Stellen Sie eine 0,1 N Äthandisäurelösung aus Urtitersubstanz her!*

Geräte: Wägegläschen, Analysenwaage, Spritzflasche, Meßkolben (1000 cm^3)
Chemikalien: Äthandisäure-2-Wasser, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Wägen Sie im Wägegläschen 6,303 g lufttrockene Äthandisäure-2-Wasser ab!
2. Überführen Sie die abgewogene Masse verlustlos in den Meßkolben, und lösen Sie diese vollständig in destilliertem Wasser!
3. Füllen Sie den Meßkolben bis zur Eichmarke mit destilliertem Wasser auf! Beachten Sie die Eichtemperatur des Kolbens!

Die Selbstherstellung der Maßlösungen genügt nur teilweise den Genauigkeitsanforderungen und ist relativ umständlich. Zur Herstellung von Normallösungen werden hauptsächlich fabrikmäßig vorbereitete feste Testal-Urtitersubstanzen verwendet. Diese enthalten die genau benötigten Stoffmengen.

40 ▼ *Stellen Sie eine 0,1 N Natriumhydroxidlösung mit einer Testal-Urtitersubstanz her!*

Geräte: Meßkolben (1000 cm^3), Gerät zum Zertrümmern der Ampulle (↑ Abb. 29), Spritzflasche
Chemikalien: Testalampulle für 1 l 0,1 N Natriumhydroxidlösung, destilliertes Wasser

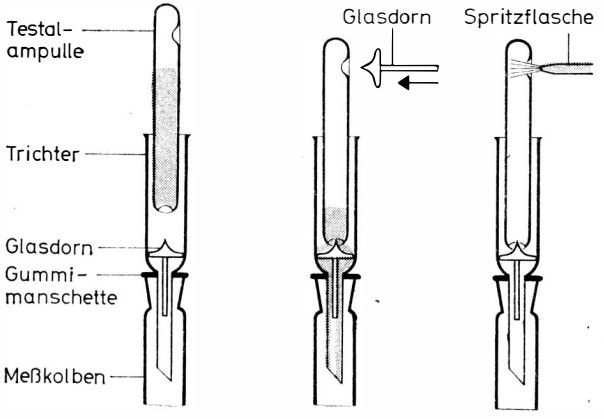


Abb. 29
Öffnen einer Testalampulle

Durchführung

1. Öffnen Sie die Ampulle durch Aufstoßen auf den unteren Glasdorn (Abb. 29)!
2. Öffnen Sie die Ampulle oben nach Auslaufen der Lösung!
3. Spülen Sie die Ampulle mit destilliertem Wasser aus!
4. Füllen Sie den Meßkolben bis zur Eichmarke mit destilliertem Wasser auf! Beachten Sie die Eichtemperatur des Kolbens!

In der Laborpraxis wird für die Selbstherstellung von Maßlösungen im allgemeinen eine Masse abgewogen, die etwas größer als die errechnete ist. Die hergestellten Maßlösungen entsprechen daher meist nicht ganz den theoretisch berechneten Konzentrationen.

▶ **Die genaue Konzentration an wirksamer Substanz von Maßlösungen wird als Titer bezeichnet.**

Abweichungen des Titers einer Maßlösung werden mit einem Korrekturfaktor angegeben. Dieser kann durch Titration mit einer Maßlösung bekannter Konzentration bestimmt und daraus berechnet werden.
Der **Korrekturfaktor** F_N (↑ S. 135) ist der Quotient aus dem theoretisch errechneten und dem tatsächlich verbrauchten Volumen an Maßlösung in Milliliter.

$$\text{Korrekturfaktor} = \frac{\text{Sollverbrauch}}{\text{Istverbrauch}} \qquad F_N = \frac{V_S}{V_I}$$

■ Bei der Neutralisation von 20 ml einer annähernd 0,1 N Chlorwasserstoffsäure werden 20,3 ml einer 0,1 N Natriumhydroxidlösung verbraucht. Berechnen Sie den Korrekturfaktor und die Äquivalentmengenkonzentration der Chlorwasserstoffsäure!

Gegeben *Gesucht*

V_S = 20 ml 0,1 N Maßlösung F_{HCl}
V_I = 20,3 ml 0,1 N Maßlösung

$$F_{HCl} = \frac{V_S}{V_I}$$

$$F_{HCl} = \frac{20\ \text{ml}}{20{,}3\ \text{ml}}$$

$$F_{HCl} = 0{,}985$$

Der Korrekturfaktor der annähernd 0,1 N Chlorwasserstoffsäure beträgt 0,985.
Die genaue Äquivalentmengenkonzentration dieser Lösung ergibt sich durch Multiplikation der annähernden Äquivalentmengenkonzentration 0,1 mol · l^{-1} mit dem Korrekturfaktor 0,985.
Die Äquivalentmengenkonzentration der Chlorwasserstoffsäure beträgt gerundet 0,099 mol · l^{-1}.

▶ **Bei einem Korrekturfaktor unter 1 ist die Konzentration der Maßlösung kleiner als die berechnete Äquivalentmengenkonzentration, bei einem Korrekturfaktor über 1 ist die Konzentration der Maßlösung größer als die berechnete.** ⑫ ↑ S. 86

Der Korrekturfaktor von Maßlösungen muß bei Berechnungen von Analysen beachtet werden. Er wird auf den Etiketten der Vorratsflaschen für Maßlösungen zusammen mit dem Bestimmungsdatum angegeben (Abb. 30).

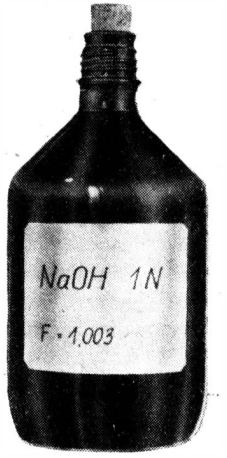


Abb. 30
Beschriftung einer Flasche mit Maßlösung

7.3. Durchführen von Neutralisationstitrationen

Bei maßanalytischen Bestimmungen wird die zu bestimmende Lösung so lange mit einer Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) versetzt, bis eine vollständige Umsetzung erfolgt ist. Die **Maßlösung** wird aus einer Meßbürette zu einem abgemessenen Volumen der Analysenlösung gegeben. Da der Maßanalyse Volumenmessungen zugrunde liegen, wird sie auch **Volumetrie** genannt. Die maßanalytische Einzelbestimmung heißt **Titration**.

▶ **Ein maßanalytisches Verfahren ist die Neutralisationstitration.**

Der Neutralisationstitration liegt die maßanalytische Bestimmung der Konzentration einer Säurelösung mit einer Basenlösung oder der Konzentration einer Basenlösung mit einer Säurelösung zugrunde. ⑬ ⑭ ↑ S. 86
Der Endpunkt der Reaktion, der **Äquivalenzpunkt** (↑ S. 134), wird durch den Farbumschlag eines Indikators festgestellt.

41 *Bestimmen Sie den Endpunkt der Reaktion einer Basen- mit einer Säurelösung durch Neutralisationstitration!*

Geräte: Bürette (25 cm^3), Vollpipette (10 cm^3), Erlenmeyerkolben (300 cm^3)
Chemikalien: 0,1 N Natriumhydroxidlösung, 0,1 N Äthandisäurelösung, Unitestlösung

Durchführung

1. Füllen Sie die Säurelösung (Maßlösung) in die Bürette, und lesen Sie nach etwa 30 s den Füllstand genau ab!
2. Messen Sie mit der Vollpipette 10 ml Natriumhydroxidlösung ab, überführen Sie diese nach etwa 30 s in den Erlenmeyerkolben, und geben Sie 5 · · · 10 Tropfen Indikatorlösung zu!
3. Tropfen Sie aus der Bürette die Maßlösung zu der Untersuchungslösung, bis ein Farbumschlag des Indikators auftritt! Schwenken Sie den Erlenmeyerkolben vorsichtig, um ein gleichmäßiges Verteilen der Flüssigkeit zu erreichen!
4. Wiederholen Sie die Titration zweimal!

Auswertung

Die Farbe der Unitestlösung schlägt beim Endpunkt der Reaktion von Blau nach Grün um.

Probe	1	2	3
Verbrauch an 0,1 N Äthandisäurelösung in ml			
Mittelwert			

42 *Bestimmen Sie den Endpunkt der Reaktion von verdünnter Kaliumhydroxidlösung und verdünnter Natriumhydroxidlösung mit verdünnter Chlorwasserstoffsäure!*

Geräte: Bürette (25 cm^3), Vollpipette (10 cm^3), Erlenmeyerkolben (300 cm^3)
Chemikalien: 0,1 N Natriumhydroxidlösung, 0,1 N Kaliumhydroxidlösung, 0,1 N Chlorwasserstoffsäure, Unitestlösung

Durchführung

Die Bestimmungen werden nach Experiment 41 durchgeführt. Führen Sie jeweils 3 Bestimmungen durch, und errechnen Sie den Mittelwert!

Auswertung

Die Farbe der Unitestlösung schlägt beim Endpunkt der Reaktion von Blau nach Grün um. ⑮ ↑ S. 86

Probe	1	2	3
Verbrauch an 0,1 N Chlorwasserstoffsäure in ml			
Mittelwert			

Neutralisationstitrationen von starken Hydroxidlösungen mit starken Säurelösungen verlaufen unter einer Änderung der *p*H-Werte dieser Lösungen, die besonders gut bei der Verwendung von Unitestindikator beobachtet werden kann. Der Äquivalenzpunkt fällt mit dem Neutralpunkt der *p*H-Skale (*p*H=7) zusammen. ⑯ ⑰ ↑ S. 86

Der Ablauf einer Neutralisationstitration kann als Diagramm dargestellt werden (Abb. 31).

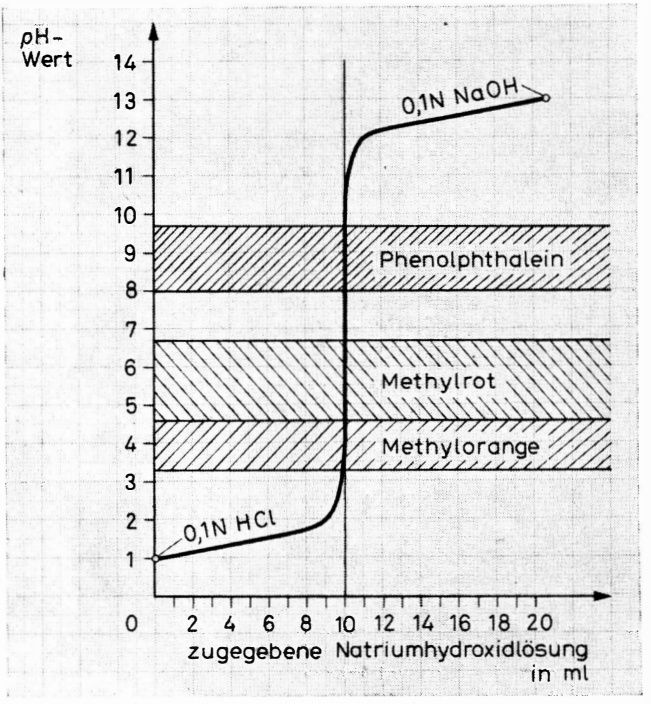


Abb. 31
Titrationskurve einer Chlorwasserstoffsäurelösung mit einer Natriumhydroxidlösung

Aus dem Verbrauch der Maßlösung kann die Konzentration der Analysenlösung berechnet werden.

▶ **Das Produkt aus der Äquivalentmengenkonzentration c_{N_1} und dem Volumen V_1 der Analysenlösung ist beim Endpunkt der Reaktion (Äquivalenzpunkt) gleich dem Produkt aus der Äquivalentmengenkonzentration c_{N_2} und dem Volumen V_2 der Maßlösung.**

$$c_{N_1} \cdot V_1 = c_{N_2} \cdot V_2$$

Mit dieser Grundgleichung der Maßanalyse kann zum Beispiel die Konzentration der Analysenlösung berechnet werden.

■ Bei der Titration von jeweils 20 ml Natriumhydroxidlösung wurden 20,3 ml, 20,4 ml und 20,55 ml einer 0,1 N Äthandisäurelösung verbraucht. Berechnen Sie die Äquivalentmengenkonzentration der Natriumhydroxidlösung!

Gegeben

$c_{N_2} = 0{,}1 \text{ mol} \cdot l^{-1}$
$V_2 = 20{,}4 \text{ ml}$ (Mittelwert)
$V_1 = 20 \text{ ml}$

Gesucht

c_{N_1}

c_{N_1} Äquivalentmengenkonzentration der Analysenlösung in $\text{mol} \cdot l^{-1}$
c_{N_2} Äquivalentmengenkonzentration der Maßlösung in $\text{mol} \cdot l^{-1}$
V_1 Volumen der Analysenlösung in ml
V_2 Volumen der Maßlösung in ml

$$c_{N_1} \cdot V_1 = c_{N_2} \cdot V_2$$

$$c_{N_1} = \frac{c_{N_2} \cdot V_2}{V_1}$$

$$c_{N_1} = \frac{0{,}1 \text{ mol} \cdot l^{-1} \cdot 20{,}4 \text{ ml}}{20 \text{ ml}}$$

$$c_{N_1} = 0{,}102 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

Die Äquivalentmengenkonzentration der Natriumhydroxidlösung beträgt $0{,}1 \text{ mol} \cdot l^{-1}$. ⑱ ↑ S. 86.

■ Bei der Titration von 3 Proben zu je 20 ml Schwefelsäure wurden 19,65 ml, 19,80 ml und 19,95 ml einer 0,1 N Natriumhydroxidlösung verbraucht. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Schwefelsäure!

Gegeben

$c_{N_2} = 0{,}1 \text{ mol} \cdot l^{-1}$
$V_1 = 20 \text{ ml}$
$V_2 = 19{,}8 \text{ ml}$
$z_1 = 2$

Gesucht

c_{M_1}

c_{M_1} Stoffmengenkonzentration der Analysenlösung in $\text{mol} \cdot l^{-1}$
c_{N_2} Äquivalentmengenkonzentration der Maßlösung in $\text{mol} \cdot l^{-1}$
V_1 Volumen der Analysenlösung in ml
V_2 Volumen der Maßlösung in ml
z_1 wirksame Wertigkeit der Analysenlösung

$$c_{N_1} \cdot V_1 = c_{N_2} \cdot V_2; \quad c_{N_1} = c_{M_1} \cdot z_1$$

$$c_{M_1} \cdot z_1 \cdot V_1 = c_{N_2} \cdot V_2$$

$$c_{M_1} = \frac{c_{N_2} \cdot V_2}{z_1 \cdot V_1}$$

$$c_{M_1} = \frac{0{,}1 \text{ mol} \cdot l^{-1} \cdot 19{,}8 \text{ ml}}{2 \cdot 20 \text{ ml}}$$

$$c_{M_1} = 0{,}0495 \text{ mol} \cdot l^{-1}$$

Die Stoffmengenkonzentration der Schwefelsäure beträgt $0{,}05 \text{ mol} \cdot l^{-1}$.

Aufgaben zum Kapitel 7

① Berechnen Sie die Stoffmenge von 120 g Natriumhydroxid!
② Berechnen Sie die Stoffmenge von 80 g Eisen(III)-oxid!
③ Berechnen Sie die Stoffmenge von 3,2 g Sauerstoff!
④ Berechnen Sie die Äquivalentmenge von 10,5 mol Natriumhydroxid!
⑤ Berechnen Sie die Äquivalentmenge von 3 mol Phosphorsäure!
⑤ Welche Stoffmenge Bariumhydroxid enthalten 5 l einer 0,1 M Bariumhydroxidlösung?
⑦ Welche Stoffmengenkonzentration hat eine Natriumhydroxidlösung, die in 2 l Lösung 80 g Natriumhydroxid enthält?
⑧ Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration einer Kaliumhydroxidlösung, die in 10 l Lösung 500 g Kaliumhydroxid enthält!
⑨ Berechnen Sie die Äquivalentmengenkonzentration einer Natriumhydroxidlösung, die in 7 l Lösung die Stoffmenge von 14 mol Natriumhydroxid enthält!
⑩ Welche Masse Bariumchlorid ist notwendig, um 800 ml 0,5 N Bariumchloridlösung herzustellen?
⑪ Welche Masse Aluminiumchlorid ist notwendig, um 1 l einer 2 N Aluminiumchloridlösung herzustellen?
⑫ Bei der Neutralisation von 20 ml einer Kaliumhydroxidlösung wurden 19,8 ml einer genau 1 normalen Chlorwasserstoffsäure verbraucht. Berechnen Sie den Korrekturfaktor der annähernd 1 normalen Kaliumhydroxidlösung!
⑬ Definieren Sie den Begriff Neutralisationsreaktion!
⑭ Stellen Sie für die Neutralisationsreaktion von Chlorwasserstoffsäure und Natriumhydroxidlösung die Reaktionsgleichung auf!
⑮ Erklären Sie die Änderung des *p*H-Wertes bei der Neutralisation einer starken Hydroxidlösung durch eine starke Säurelösung!
⑯ Begründen Sie, weshalb beim Titrieren in der Nähe des Äquivalenzpunktes die Maßlösung besonders vorsichtig zugegeben werden muß!
⑰ Bei der Titration von jeweils 20 ml Kaliumhydroxidlösung wurden 26,3 ml, 26,5 ml, 26,6 ml einer 0,1 N Chlorwasserstoffsäure verbraucht. Berechnen Sie die Äquivalentmengenkonzentration der Kaliumhydroxidlösung!
⑱ Bei der Titration von 3 Proben zu je 20 ml Phosphorsäurelösung wurden 18,7 ml, 18,88 ml, 18,75 ml 0,1 N Natriumhydroxidlösung verbraucht. Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration der Phosphorsäurelösung!

8. Wasserhärte

In jedem natürlich vorkommenden Wasser sind Salze gelöst enthalten. Die Gesamtsalzkonzentration eines Wassers setzt sich zusammen aus **Nichthärtebildnern**, dazu gehören die Alkalimetallsalze, und aus **Härtebildnern**, besonders Kalzium- und Magnesiumsalzen. Die Konzentration an Härtebildnern hat maßgeblichen Einfluß auf die Qualität und die Verwendungsmöglichkeit vieler Brauchwasser. Bei **Trinkwasser** beeinflußt eine hohe Konzentration an Härtebildnern den Geschmack negativ und mindert die Eignung für die Zubereitung von Speisen (Kaffee verliert an Aroma, Hülsenfrüchte werden schwer gar).

Kühlwasser und besonders **Kesselspeisewasser** müssen weitgehend frei von Härtebildnern sein, um die Bildung von **Kesselstein** auszuschließen. Durch das Absetzen von Kesselstein wird in Dampfkesseln und Heizungsrohren die Wärmeausnutzung verringert. Dadurch können Rohrleitungen verstopfen, Kesselbleche können sich durch die unterschiedliche Wärmeleitung von Kesselstein und Kesselwand bis zur Rotglut erhitzen und zu Kesselexplosionen führen.

In besonderem Maße sind die Produkte der **Textil- und Papierindustrie** in ihrer Qualität von der Enthärtung des Wassers abhängig. Erwünscht ist ein Wasser von geringer Härte, das außerdem noch frei von Eisen- und Manganverbindungen ist.

Härtebildner verursachen Fleckenbildung bei der Papierherstellung, verhindern das gleichmäßige Aufziehen von Farbstoffen in Färbereien und beeinträchtigen die Waschwirkung von Seife. Hohe Anforderungen an das Wasser werden auch von den Getränkekombinaten gestellt. Alkoholische Getränke können durch Härtebildner getrübt werden, da die Löslichkeit von Salzen und damit auch der Härtebildner in Alkohol-Wassergemischen gering ist.

Lagerfähigkeit und Qualität von Bier und Brause werden durch Härtebildner negativ beeinflußt.

Das **Anmachwasser** von Beton darf nur eine geringe Salzkonzentration (und außerdem einen pH-Wert > 4) aufweisen, damit der Beton die notwendige Festigkeit beim Abbinden erhält. Bei hohen Salzkonzentrationen vermindern die beim Abbinden des Betons auskristallisierenden Salze seine Festigkeit und Qualität. ① ↗ S. 107

8.1. Härtebildner

▶ **Die Härte eines Wassers wird durch die Konzentration an Kalzium-Ionen und (oder) Magnesium-Ionen hervorgerufen** (Tab. 17).

Tabelle 17 Härtebildner in natürlich vorkommendem Wasser

Salz	Formel	Kation	Anion
Kalziumsulfat Magnesiumsulfat Kalziumchlorid Magnesiumchlorid Kalziumnitrat Magnesiumnitrat	$CaSO_4$	Ca^{2+}	SO_4^{2-}
Kalziumkarbonat Magnesiumkarbonat Kalzium- hydrogenkarbonat Magnesium- hydrogenkarbonat	$Ca(HCO_3)_2$ $Mg(HCO_3)_2$	Ca^{2+}	HCO_3^- ② ↑ S. 107

Karbonate und Hydrogenkarbonate des Kalziums und des Magnesiums sind als Härtebildner in natürlich vorkommenden Wassern von besonderer Bedeutung. Die in Wasser löslichen Hydrogenkarbonate setzen sich beim Erhitzen unter Freisetzen von Kohlendioxid zu schwer löslichen Karbonaten (Kesselstein) um.

▶ **Magnesium- und Kalziumhydrogenkarbonat bilden die Karbonathärte KH, die auch temporäre (vorübergehende) Härte des Wassers genannt wird.**
Hydrogenkarbonate sind Salze der Kohlensäure, die das einwertige Säurerest-Anion HCO_3^- enthalten.

Die Hydrogenkarbonat-Ionen entstehen bei der stufenweisen Dissoziation der Kohlensäure beziehungsweise der Karbonate.

$H_2CO_3 \rightleftharpoons H^+ + HCO_3^-$
$HCO_3^- \rightleftharpoons H^+ + CO_3^{2-}$

Hydrogenkarbonate und Karbonate haben gemeinsame und unterschiedliche Eigenschaften. Bei Zugabe verdünnter Salzsäure zu Karbonaten und Hydrogenkarbonaten wird Kohlendioxid freigesetzt.

43 ▼ *Versetzen Sie Natriumkarbonat und Natriumhydrogenkarbonat mit verdünnter Salzsäure!*

Geräte: 2 Halbmikro-Gasentwickler, 2 Halbmikro-Gaswäscher, Spatel, Meßzylinder (10 cm^3)

Chemikalien: Natriumkarbonat, Natriumhydrogenkarbonat, Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Kalkwasser

Durchführung

1. Füllen Sie in einen Halbmikro-Gasentwickler eine Spatelspitze Natriumkarbonat und in den zweiten die gleiche Masse Natriumhydrogenkarbonat!
2. Geben Sie zu den Proben je 2 ml Chlorwasserstoffsäure!
3. Leiten Sie das entstehende Gas in einen Halbmikro-Gaswäscher mit Kalkwasser ein!

Auswertung

Bei der Reaktion von Natriumkarbonat und Natriumhydrogenkarbonat mit Chlorwasserstoffsäure entsteht ein Gas. Beim Einleiten des Gases in Kalkwasser bildet sich eine weiße Fällung, die nach weiterem Einleiten des Gases wieder verschwindet. ③ ↑ S. 107

Karbonate und Hydrogenkarbonate des gleichen Kations unterscheiden sich in ihrer Wasserlöslichkeit.

44 ▼ *Untersuchen Sie die Löslichkeit von Natriumkarbonat und Natriumhydrogenkarbonat in Wasser!*

Geräte: 2 Halbmikro-Reagenzgläser, Meßzylinder (10 cm^3), Handwaage
Chemikalien: Natriumkarbonat, Natriumhydrogenkarbonat, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Wägen Sie mit der Handwaage je 1 g Natriumhydrogenkarbonat und Natriumkarbonat ab!
2. Füllen Sie die Massen in je ein Reagenzglas!
3. Übergießen Sie die Salze mit je 5 ml Wasser!
4. Schütteln Sie die Reagenzgläser kräftig, und vergleichen Sie die Löslichkeit beider Salze!

Auswertung

Natriumkarbonat ist leichter löslich als Natriumhydrogenkarbonat (Tab. 18).

Tabelle 18 Löslichkeit einiger Karbonate und Hydrogenkarbonate bei 20° C und 760 Torr

Karbonate	Löslichkeit in g je 100 cm^3 Wasser	Hydrogenkarbonate	Löslichkeit in g je 100 cm^3 Wasser
Natriumkarbonat	21,6	Natriumhydrogenkarbonat	9,6
Kaliumkarbonat	111,5	Kaliumhydrogenkarbonat	33,3
Kalziumkarbonat	$1{,}5 \cdot 10^{-3}$	Kalziumhydrogenkarbonat	16,6

Auch in der thermischen Zersetzbarkeit gibt es Unterschiede zwischen Karbonaten und Hydrogenkarbonaten.

45 ▼ *Überprüfen Sie die Temperaturbeständigkeit von Natriumkarbonat und Natriumhydrogenkarbonat!*

Geräte: 2 Halbmikro-Gasentwickler, 2 Halbmikro-Gaswäscher, Spatel, Brenner
Chemikalien: Natriumkarbonat-10-Wasser, Natriumhydrogenkarbonat, Kalkwasser

Durchführung

1. Füllen Sie in einen Halbmikro-Gasentwickler eine Spatelspitze Natriumkarbonat; in einen zweiten füllen Sie eine Spatelspitze Natriumhydrogenkarbonat!
2. Erhitzen Sie die Halbmikro-Gasentwickler!
3. Leiten Sie das entstehende Gas in die Halbmikro-Gaswäscher mit Kalkwasser ein!

Auswertung

Im zweiten Halbmikro-Gaswäscher entsteht ein größeres Volumen Kohlendioxid. Natriumhydrogenkarbonat ist gegenüber Natriumkarbonat weniger temperaturbeständig.
Bei der thermischen Zersetzung entstehen Kohlendioxid und Dinatriumoxid.
④ ⑤ ↑ S. 107

▶ **Die Karbonate der Alkalimetalle und Erdalkalimetalle bilden die temporäre Härte des Wassers.**

Sie lassen sich thermisch in Metalloxide und Kohlendioxid zersetzen.
⑥ ↑ S. 107

▶ **Die Nichtkarbonathärte NKH, auch permanente (bleibende) Härte des Wassers, beruht auf der Konzentration an gelösten Sulfaten, Chloriden und Nitraten** (↑ Tab. 17).
Karbonat- und Nichtkarbonathärte ergeben zusammen die Gesamthärte GH des Wassers.

8.2. Härtegrad

Die Ermittlung der Wasserhärte und die teilweise oder vollständige Entfernung der Härtebildner aus dem Wasser ist für die Trinkwasser- und Industriewasseraufbereitung von großer Bedeutung (↑ S. 87). Bei Laboruntersuchungen ist die Gesamthärte eines Wassers zu bestimmen. Zur Kennzeichnung der Härte eines Wassers wird die Stoffmengenkonzentration c_M beziehungsweise die Äquivalentmengenkonzentration c_N der Härtebildner angegeben.

■ Die Stoffmengenkonzentration der Härtebildner bezogen auf Kalziumoxid im Magdeburger Leitungswasser beträgt zum Beispiel $c_M = 2{,}25 \cdot 10^{-3}$ mol · l^{-1} und die Äquivalentmengenkonzentration $c_N = 4{,}50 \cdot 10^{-3}$ mol · l^{-1}.

Die Konzentrationsangaben von Härtebildnern werden immer auf einen Gehalt an Kalziumoxid je Liter Wasser umgerechnet. Bei Magnesiumsalzen wird dabei die den Magnesiumsalzen entsprechende Stoffmenge Magnesiumoxid mit einem Faktor multipliziert, der sich aus dem Quotienten der molaren Massen von Kalziumoxid und Magnesiumoxid ergibt.

$$F = \frac{M_{CaO}}{M_{MgO}}$$

$$F = \frac{56{,}08 \text{ g} \cdot \text{mol}}{40{,}32 \text{ g} \cdot \text{mol}}$$

$$F = 1{,}39$$

F Faktor zur Umrechnung der Stoffmenge Magnesiumoxid in Kalziumoxid
M molare Masse in g · mol^{-1}

1 mg Magnesiumoxid entspricht 1,39 mg Kalziumoxid.
Es wird angestrebt, die Wasserhärte international einheitlich in Millimol (mmol), bezogen auf Kalziumoxid anzugeben. [1] [15]
Diese bei uns nicht mehr übliche Einheit entspricht der Äquivalentmengenkonzentration an Kalziumoxid in mol · l^{-1}.

▶ **1 Grad Deutsche Härte (1 °dH) entspricht einer Konzentration von 10 mg Kalziumoxid je 1 l Wasser.** ⑦ ↗ S. 107

Die Härte des Wassers wird oft noch in Härtegraden angegeben, deren quantitative Aussage in einzelnen Ländern unterschiedlich ist (Tab. 19).

Tabelle 19 Härteangaben für Wasser

Land	Einheit	Konzentration in mg Kalziumoxid je 1 l Wasser
DDR, BRD	1 Grad Deutscher Härte	10
England	1 Grad Englischer Härte	8,004
Frankreich	1 Grad Französischer Härte	5,608
UdSSR	CaO in mval · l^{-1} (1 mval · l^{-1} CaO)	28,04

Die Angaben erfolgen bei technischen Wasserhärteuntersuchungen auch häufig als Stoffmengenkonzentration der Härtebildner (Tab. 20).
Der Härtegrad eines Wassers ist stark von den geologischen Bedingungen des Wasservorkommens abhängig. Man unterscheidet in mehreren Abstufungen zwischen „weichem" und „hartem" Wasser (Tab. 20).

Tabelle 20 Durchschnittliche Gesamthärte des Leitungswassers einiger Bezirksstädte und Industriezentren der Deutschen Demokratischen Republik

Wasserart	Stoffmengenkonzentration der Härtebildner c_M in $mol \cdot l^{-1}$	Härte in °dH	Stadt
sehr weich	$0 \cdots 0{,}75 \cdot 10^{-3}$	0 ··· 4,2	Suhl, Karl-Marx-Stadt
weich	$0{,}75 \cdot 10^{-3} \cdots 1{,}50 \cdot 10^{-3}$	4,2 ··· 8,4	Zwickau
mittelweich	$1{,}5 \cdot 10^{-3} \cdots 2{,}25 \cdot 10^{-3}$	8,4 ··· 12,6	Magdeburg
ziemlich hart	$2{,}25 \cdot 10^{-3} \cdots 3{,}25 \cdot 10^{-3}$	12,6 ··· 18,4	Rostock, Schwerin
hart	$3{,}25 \cdot 10^{-3} \cdots 5{,}00 \cdot 10^{-3}$	18,4 ··· 28,0	Jena
sehr hart	$> 5{,}00 \cdot 10^{-3}$	> 28	Halle (Wasserwerk Beesen)

46 ▼ *Schütteln Sie weiches und hartes Wasser mit Seifenlösung!*

Geräte: 2 Mischzylinder (25 cm^3)
Chemikalien: weiches Wasser (destilliertes Wasser), hartes Wasser (Leitungs- oder verdünntes Kalkwasser), Kernseifenlösung

Durchführung

1. Füllen Sie in einen Mischzylinder 10 ml weiches und in den anderen 10 ml hartes Wasser, und geben Sie in jeden Mischzylinder 10 Tropfen Seifenlösung!
2. Schütteln Sie kräftig, beobachten Sie die Schaumbildung und Trübung!

Auswertung

Beim weichen Wasser bildet sich Schaum, das harte Wasser trübt sich ohne Schaumbildung. Es entsteht Kalkseife (Abb. 32).
Die Bildung des für den Waschvorgang nötigen Seifenschaums bleibt so lange aus, bis alle Kalziumsalze gefällt sind (Tabelle 21).

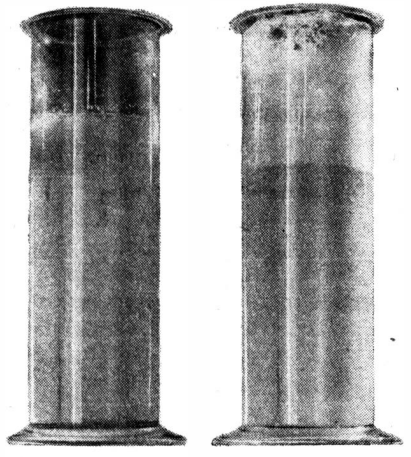
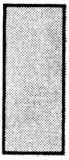
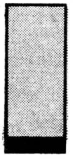
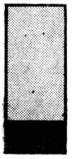
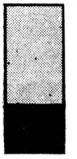


Abb. 32
Schaumbildung durch Seife bei weichem Wasser und Ausflocken von „Kalkseife" bei sehr hartem Wasser

Tabelle 21 Seifenverbrauch beim Waschen mit Wasser unterschiedlicher Härte

Wasserhärte in °*dH*	5	10	15	20	25
Wasservolumen in l	100	100	100	100	100
Seifenmasse in g	500	500	500	500	500
					
Von 500 g Seife werden gefällt	54,6 g	109 g	164 g	218 g	264 g

Ein wirtschaftlicher Waschvorgang mit Seifen kann durch Verwendung von weichem Wasser oder durch vorhergehende Enthärtung erreicht werden. Moderne Waschmittel wie Spee oder Fewa und andere waschaktive Substanzen enthalten außer schaumbildenden Stoffen auch Stoffe, die eine teilweise oder vollständige Enthärtung des Wassers beim Waschvorgang bewirken.

8.3. Bestimmen der Wasserhärte

8.3.1. Bestimmen der Gesamthärte nach Boutron und Boudet

▶ **Die quantitative Bestimmung der Wasserhärte nach Boutron und Boudet beruht auf der Fällung der Härtebildner durch Seifenlösung.**

Diese Bestimmung wurde zur schnellen Kontrolle von Wasserproben entwickelt. Sie wird zum Beispiel zur Härtebestimmung des Wassers in Aquarienanlagen oder bei der Beurteilung der Härte von Bodenwasser angewandt.

47 ▼ *Bestimmen Sie die Gesamthärte von Leitungswasser, Oberflächenwasser und Regenwasser nach Boutron und Boudet!*

Geräte: Härteprüfer nach Boutron und Boudet (Schüttelflasche und Seifenbürette)
Chemikalien: Leitungswasser, Oberflächenwasser (Flußwasser, Seewasser), Regenwasser, alkoholische Seifenlösung

Durchführung

1. Füllen Sie jeweils 40 ml einer Wasserprobe in die Schüttelflasche, und geben Sie tropfenweise alkoholische Seifenlösung aus der Seifenbürette zu!
2. Prüfen Sie jeweils nach der Zugabe von 5 · · · 10 Tropfen alkoholischer Seifenlösung, ob sich auf dem Wasser nach kurzem Schütteln ein bleibender Schaum bildet!
3. Bleibt der Schaum 2 · · · 3 min bestehen, wird der Härtegrad der Wasserprobe direkt an der Seifenbürette abgelesen.

Auswertung

Wasserprobe	Härte des Wassers in °*dH*
Leitungswasser Oberflächenwasser Regenwasser	

Bemerkungen: Übersteigt die Härte des zu untersuchenden Wassers 10 °*dH*, werden zur genaueren Bestimmung nur 20 ml Wasser in die Schüttelflasche gegeben und mit destilliertem Wasser bis 40 ml aufgefüllt. Der abgelesene Härtegrad muß in diesem Falle mit dem Faktor 2 multipliziert werden.

■ Eine Wasserprobe von 20 ml hartem und 20 ml destilliertem Wasser wurde bis zur bleibenden Schaumbildung mit alkoholischer Seifenlösung versetzt. Die Markierung an der Seifenbürette zeigte den Wert 8. Der Härtegrad des untersuchten Wassers beträgt 16 °*dH*. ⑧ ↑ S. 107

8.3.2. Bestimmen der Karbonathärte durch Neutralisationstitration

Die Konzentration der gelösten Karbonate und Hydrogenkarbonate (selten kommen auch gelöste Erdalkalimetallhydroxide vor) bedingt einen *p*H-Wert des Wassers, der größer als *p*H=7 ist.

48 ▼ *Ermitteln Sie den pH-Wert stark verdünnter Natriumhydroxidlösung, Natriumkarbonatlösung und Natriumhydrogenkarbonatlösung mit Unitestindikator!*

Geräte: 6 Halbmikro-Reagenzgläser, Meßzylinder (10 cm^3), Handwaage
Chemikalien: Natriumhydroxid, Natriumkarbonat, Natriumhydrogenkarbonat, destilliertes Wasser, Unitestlösung, Stuphanpapier

Durchführung

1. Stellen Sie 1%ige Lösungen von Natriumhydroxid, Natriumkarbonat und Natriumhydrogenkarbonat her!
2. Füllen Sie die Reagenzgläser mit je 2 ml der Lösungen, und prüfen Sie mit Unitestlösung und Stuphanpapier den *p*H-Wert der Lösungen!

Auswertung

Die Lösungen reagieren basisch.

Lösung	*p*H-Wert ermittelt mit	
	Unitestlösung	Stuphanpapier
Natriumhydroxidlösung		
Natriumkarbonatlösung		
Natriumhydrogenkarbonatlösung		

Gelöste Hydroxide und Karbonate der Alkalimetalle reagieren stärker basisch als Hydrogenkarbonate.

OH^- CO_3^{2-} HCO_3^-



Abnahme des *p*H-Wertes

Da Karbonat- und Hydrogenkarbonatlösungen basisch reagieren, ist es möglich, die Konzentration an diesen Verbindungen (Karbonathärte) durch Titration mit Chlorwasserstoffsäure zu bestimmen.

■ Bei der Titration von 100 ml Leitungswasser werden bis zum Farbumschlag des Indikators 2,5 ml 0,1 N Chlorwasserstoffsäure verbraucht. Ermitteln Sie die Äquivalentmengenkonzentration der Karbonate und Hydrogenkarbonate und den Grad Deutscher Härte des Wassers!

Gegeben

$c_{N_2} = 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$V_2 = 2{,}5\ \text{ml}$
$V_1 = 100\ \text{ml}$

$$c_{N_1} = \frac{c_{N_2} \cdot V_2}{V_1}$$

$$c_{N_1} = \frac{0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1} \cdot 2{,}5\ \text{ml}}{100\ \text{ml}}$$

$c_{N_1} = 0{,}0025\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
$c_{N_1} = 2{,}5 \cdot 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

Gesucht

c_{N_1}
$^\circ dH$

c_{N_1} Äquivalentmengenkonzentration der Karbonate und Hydrogenkarbonate in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
c_{N_2} Äquivalentmengenkonzentration der Chlorwasserstoffsäure in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$
V_1 Volumen des untersuchten Wassers in ml
V_2 Volumen der verbrauchten Chlorwasserstoffsäure in ml

Eine vereinfachte Berechnung der Konzentration in Grad Deutscher Härte ist durch die Verwendung von Tabellenwerten (↑ TCh, S. 356) möglich.
1 ml 0,1 N Chlorwasserstoffsäure ≙ 2,8 °*dH*
2,5 ml 0,1 N Chlorwasserstoffsäure ≙ 2,8 °*dH* · 2,5
Das untersuchte Wasser hatte einen Härtegrad von 7 °*dH*. Die Äquivalentmengenkonzentration an Karbonaten und Hydrogenkarbonaten beträgt $2{,}5 \cdot 10^{-3}\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$.

49 ▼ *Bestimmen Sie die Konzentration an Karbonaten und Hydrogenkarbonaten durch Neutralisationstitration einer Wasserprobe!* ⑨ ↑ S. 107

Geräte: Erlenmeyerkolben (300 cm^3), Bürette (50 cm^3), Vollpipette (100 cm^3)
Chemikalien: 0,1 N Chlorwasserstoffsäure, Phenolphthalein, Methylorange, Wasserprobe

Durchführung

1. Versetzen Sie 100 ml der Wasserprobe im Erlenmeyerkolben mit 5 Tropfen Phenolphthalein, und titrieren Sie die Lösung mit 0,1 N Chlorwasserstoffsäure bis zur Entfärbung!
2. Lesen Sie den Säureverbrauch ab!
3. Versetzen Sie in einem zweiten Erlenmeyerkolben 100 ml der gleichen Wasserprobe mit 5 Tropfen Methylorange, und titrieren Sie die Lösung mit 0,1 N Chlorwasserstoffsäure bis zum Farbumschlag!
4. Lesen Sie den Säureverbrauch ab!
5. Berechnen Sie die Äquivalentmengenkonzentration an Karbonaten und Hydrogenkarbonaten im Wasser! (↑ Beispiel S. 95).

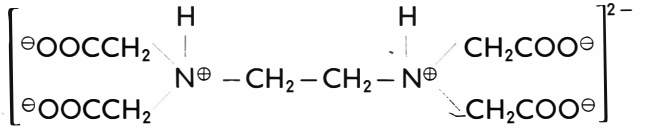
Auswertung

Probe	1	2
Verbrauch an 0,1 N Chlorwasserstoffsäure in ml		

Bei vielen natürlich vorkommenden Wassern fällt die Untersuchung mit Phenolphthalein negativ aus (niedriger *p*H-Wert durch geringe Konzentration an Hydroxid- und Karbonat-Ionen). In diesem Fall können nur durch die Bestimmung mit Methylorange ausreichend genaue Werte gewonnen werden.

8.3.3. Bestimmen der Gesamthärte durch komplexometrische Titration

Ein modernes Titrationsverfahren zur Bestimmung der Gesamthärte, mit dem sehr genaue Ergebnisse gewonnen werden können, beruht auf **Komplexbildungsreaktionen** (↑ S. 134). Als Titrationsmittel wird das Dinatriumsalz der Äthylendiamintetraessigsäure (ÄDTA, Handelsname Chelaplex III) verwendet.



ÄDTA-Anion, häufige Abkürzung in der Literatur: H_2Y^{2-}

Dieses ÄDTA-Anion reagiert mit den im Wasser enthaltenen Kalzium- und Magnesium-Ionen zu **Komplexverbindungen** (↑ S. 135). Bei dieser Bestimmung werden auch die Härtebildner erfaßt, welche die Nichtkarbonathärte hervorrufen.

Für die Titration werden Metallindikatoren verwendet. Durch die Zugabe von metallspezifischen Indikatoren zu den Wasserproben entstehen kationische Komplexverbindungen, zum Beispiel:

$$Ca^{2+} + Ind \rightleftarrows \underset{\text{weinrot}}{[Ca\ Ind]^{2+}}; \qquad Mg^{2+} + Ind \rightleftarrows \underset{\text{weinrot}}{[Mg\ Ind]^{2+}}$$

Diese Metall-Indikator-Komplexe reagieren bei der komplexometrischen Bestimmung mit dem ebenfalls komplexen ÄDTA-Anion unter Farbänderung.

Vereinfachte Darstellung der chemischen Reaktionen bei der komplexometrischen Titration:

$$[Ca\ Ind]^{2+} + H_2Y^{2-} \rightleftarrows [CaY]^{2-} + \underset{\text{blau}}{Ind} + 2\ H^+$$

$$[Mg\ Ind]^{2+} + H_2Y^{2-} \rightleftarrows [MgY]^{2-} + \underset{\text{blau}}{Ind} + 2\ H^+$$

Durch die entstehenden Wasserstoff-Ionen nimmt die saure Reaktion der Lösung zu (*p*H-Wert sinkt). Die Umsetzungen verlaufen jedoch nur vollständig, wenn der *p*H-Wert während der Titration nahezu konstant gehalten wird. Um den *p*H-Wert konstant zu halten, wird daher eine **Pufferlösung** (↑ S. 135) zugegeben. Die benötigte Pufferlösung ist aus 350 ml konzentrierter Ammoniaklösung und 54 g Ammoniumchlorid durch Auffüllen mit destilliertem Wasser auf 1 l herzustellen.

Bei der komplexometrischen Wasserhärtebestimmung wird in basischer Lösung (*p*H 10) mit dem Indikator **Eriochromschwarz T** gearbeitet. Der Endpunkt der Titration wird durch einen Farbumschlag von Rot nach Blau angezeigt. Im Unterschied zu Neutralisationstitrationen braucht bei komplexometrischen Titrationen die Wertigkeit der Kationen nicht berücksichtigt zu werden. Das ÄDTA-Anion verbindet sich mit allen Kationen stets im Stoffmengenverhältnis 1 : 1. Wegen der hohen Empfindlichkeit der Reaktion kann mit stark verdünnter 0,01 M Chelaplex III-Lösung gearbeitet werden.

Testalampullen mit spezifisch eingestellten Chelaplex III-Lösungen werden vom VEB Feinchemie Sebnitz unter der Bezeichnung „Testalon" hergestellt. Diese Lösungen haben eine Stoffmengenkonzentration an Chelaplex III von 0,01783 mol · l^{-1}, 1 ml zeigt 1 °*dH* an. Eine Herstellung ist auch möglich durch Auflösen von 6,648 g Chelaplex III in destilliertem Wasser und Auffüllen zu einem Liter.

50 ▼ *Bestimmen Sie die Gesamthärte von Leitungswasser durch komplexometrische Titration!*

Geräte: Erlenmeyerkolben (300 cm^3), Bürette (50 cm^3), Vollpipette (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3), Spatel

Chemikalien: 0,1 N Chlorwasserstoffsäure, 0,01 M Chelaplex III-Lösung, Pufferlösung, Eriochromschwarz T, Leitungswasser, Stuphanpapier oder Unitestpapier

Durchführung

1. Versetzen Sie 100 ml Leitungswasser bis zur Neutralisation im Erlenmeyerkolben mit 0,1 N Chlorwasserstoffsäure! Überprüfen Sie die neutrale Reaktion mit Stuphanpapier oder Unitestpapier!
2. Entfernen Sie durch kurzes Aufkochen gelöstes Kohlendioxid!
3. Versetzen Sie die Lösung nach dem Abkühlen auf etwa 50 °C mit 5 ml Pufferlösung, und geben Sie eine Spatelspitze Eriochromschwarz T-Indikator zu!
4. Titrieren Sie die entstandene weinrote Lösung mit Chelaplex III-Lösung bis zum Auftreten einer rein blauen Färbung!
Titrieren Sie gegen Ende der Umsetzung langsam, da der Farbumschlag des Indikators etwas verzögert ist!
5. Lesen Sie das Volumen der verbrauchten ÄDTA-Lösung ab!
6. Geben Sie die ermittelte Gesamthärte als Stoffmengenkonzentration c_M in $mol \cdot l^{-1}$ und in °*dH* an!

Auswertung

Probe	1	2	3
Verbrauch an 0,01 M Chelaplex III-Lösung in ml			

⑩ ⑪ ⑫ ↑ S. 107
Bei den Berechnungen ist folgendes zu beachten!
1 ml 0,01 M Chelaplex III-Lösung entspricht bei einer Vorgabe von 100 ml Wasser:
0,01 mmol Härtebildnern,
0,56 mg Kalziumoxid,
0,56 °*dH*.

8.4. Technisches Enthärten des Wassers

Neben den schon behandelten Verfahren der **Wasseraufbereitung** (↑ S. 138) sind Verfahren der **Enthärtung** und der **Entsalzung** notwendig, um ein qualitativ gutes Brauchwasser zu erhalten.

▶ **Durch die Enthärtung werden die im Rohwasser enthaltenen Kalzium- und Magnesium-Kationen beseitigt, durch die Entsalzung erfolgt eine vollständige oder nur teilweise Beseitigung der im Wasser enthaltenen Salze (Kationen und Anionen).**

Bei der technischen Aufbereitung des Wassers werden überwiegend Verfahren der Enthärtung angewendet. Art und Umfang der Enthärtung sind abhängig von der Beschaffenheit des Rohwassers, vom geforderten Härtegrad, vom Wasserbedarf und von ökonomischen Bedingungen, wie Anlage- und

Wartungskosten. Wichtige technische Verfahren sind die Enthärtung durch **thermische Zersetzung,** die Enthärtung durch Anwendung **chemischer Fällungsmittel** und durch die Anwendung von **Ionenaustauschern.**
⑬ ↑ S. 107

8.4.1. Enthärten durch thermische Zersetzung

Das älteste Verfahren zur Wasserenthärtung beruht auf dem Erhitzen des Wassers bis zum Sieden. Hierbei werden die im Wasser gelösten Kalzium- und Magnesiumhydrogenkarbonate in schwer lösliche Karbonate überführt. Sie bilden den Kesselstein, dessen Entfernung aus den Reaktionsgefäßen sehr arbeitsaufwendig ist.
Bei diesem Enthärtungsverfahren wird nur die Karbonathärte entfernt, die permanente Härte wird nicht beeinflußt. Ein weiterer Nachteil besteht in dem relativ hohen Energieaufwand. Thermische Zersetzungen der im Wasser gelösten Hydrogenkarbonate laufen unbeabsichtigt auch in Teekesseln, Warmwasserbehältern und Warmwasserleitungen ab. Sie führen oft zu Energieverlusten und zu Materialschäden.

51 ▼ *Enthärten Sie eine Kalziumhydrogenkarbonatlösung durch thermische Zersetzung!*

Geräte: Halbmikro-Gasentwickler, Halbmikro-Gaswäscher, Halbmikro-Kochbecher, Spatellöffel, Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: Kalziumkarbonat, Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Kalziumhydroxidlösung

Durchführung

1. Stellen Sie sich eine Kalziumhydrogenkarbonatlösung her, indem Sie Kohlendioxid im Überschuß in Kalziumhydroxidlösung einleiten, bis die Lösung klar wird!
2. Erhitzen Sie die selbst hergestellte Kalziumhydrogenkarbonatlösung im Halbmikro-Kochbecher!

Auswertung

Nach anfänglicher Trübung entsteht bei längerem Einleiten von Kohlendioxid eine klare Lösung. Beim Erhitzen dieser Lösung wird ein fester Stoff ausgefällt!
⑭ ↑ S. 107

Die Entfernung des bei der thermischen Zersetzung entstehenden Kesselsteins kann mit verdünnten Säuren erfolgen.

52 ▼ *Setzen Sie Kesselstein mit verdünnter Chlorwasserstoffsäure um!*

Geräte: Halbmikro-Gasentwickler, Halbmikro-Gaswäscher, Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: Kesselstein, Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Kalziumhydroxidlösung

Durchführung

1. Übertragen Sie 2 ml Kalziumhydroxidlösung in den Halbmikro-Gaswäscher!
2. Versetzen Sie einen Spatellöffel voll Kesselstein im Halbmikro-Gasentwickler mit 2 ml Chlorwasserstoffsäure!
3. Leiten Sie das entstehende Gas in den Halbmikro-Gaswäscher mit Kalziumhydroxidlösung!

Auswertung

Kesselstein wird durch Chlorwasserstoffsäure zersetzt, es entsteht eine klare Lösung. Das entstehende Gas trübt die Kalziumhydroxidlösung. ⑮ ↑ S. 107

8.4.2. Enthärten nach dem Kalk-Soda-Verfahren

Das Enthärten durch thermische Zersetzung wird technisch kaum noch angewendet. Verfahren des Enthärtens durch chemische Fällungsmittel spielen wegen ihrer Einfachheit und relativ hohen Wirksamkeit noch eine Rolle. Beim **Kalk-Soda-Verfahren** werden die Härtebildner durch Zusatz von Kalziumhydroxid (Löschkalk) und Natriumkarbonat (Soda) aus dem Rohwasser ausgefällt. Es kann eine Enthärtung des Wassers bis auf eine Konzentration von $1 \cdots 2\ ^\circ dH$ erfolgen (Abb. 33).

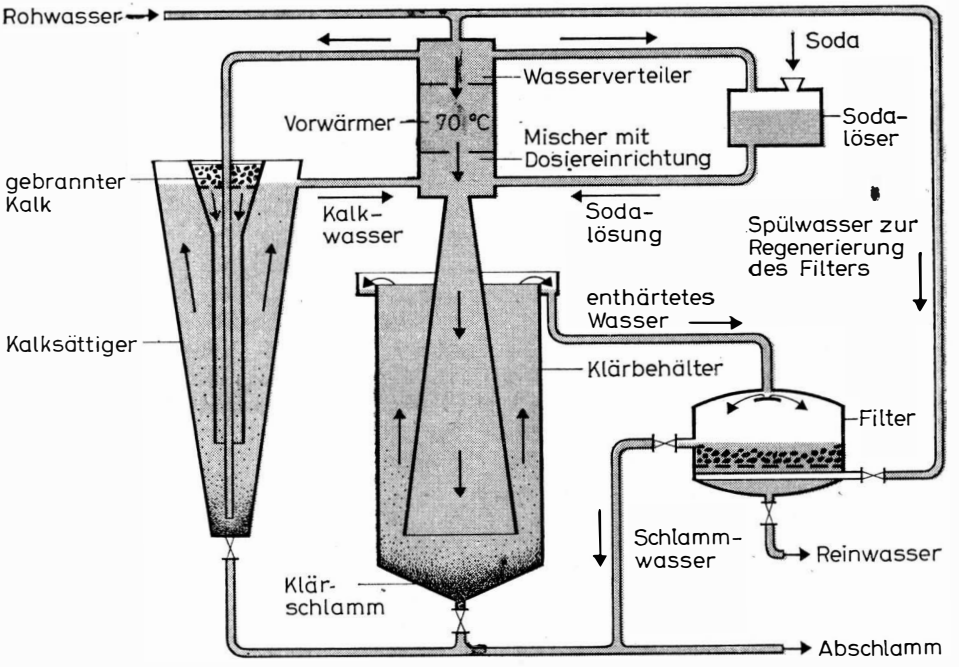


Abb. 33 Schematische Darstellung einer Kalk-Soda-Anlage [4]

Im Unterschied zur thermischen Zersetzung kann nach dem Kalk-Soda-Verfahren neben der Karbonathärte auch die permanente Härte entfernt werden. Die Enthärtung erfolgt in zwei Stufen:

1. Entfernung der Karbonathärte

$$Ca^{2+} + 2\ HCO_3^- + Ca^{2+} + 2\ OH^- \rightleftharpoons 2\ CaCO_3 + 2\ H_2O$$

2. Entfernung der Nichtkarbonathärte

$$Mg^{2+} + SO_4^{2-} + 2\ Na^+ + CO_3^{2-} + Ca^{2+} + 2\ OH^- \rightleftharpoons 2\ Na^+ + SO_4^{2-} + Mg(OH)_2 + CaCO_3$$

53 ▼ *Enthärten Sie Leitungswasser nach dem Kalk-Soda-Verfahren!*

Geräte: Erlenmeyerkolben (300 cm^3), Stopfen, Meßzylinder (100 cm^3), Spatel
Chemikalien: Kalziumhydroxid, Natriumkarbonat-10-Wasser, Leitungswasser

Durchführung

1. Versetzen Sie 100 ml des Leitungswassers, dessen Gesamthärte Ihnen bekannt ist, im Erlenmeyerkolben mit je einer Spatelspitze Kalziumhydroxid und Natriumkarbonat-10-Wasser!
2. Schütteln Sie kräftig um, und lassen Sie den Niederschlag absetzen!
3. Ermitteln Sie nach Experiment 47 oder Experiment 50 die Resthärte in °*dH*!

Auswertung

Die Härtebildner werden bis auf einen Restgehalt von 1 · · · 2 °*dH* aus dem Leitungswasser entfernt.

Neben der Enthärtung mit Kalziumhydroxid und Natriumkarbonat-10-Wasser (Kalk-Soda-Verfahren) wird noch mit Kalziumoxid (Ätzkalkverfahren), Natriumhydroxid (Ätznatronverfahren) oder Trinatriumphosphat (Phosphatverfahren) als Fällungsmittel enthärtet.

54 ▼ *Enthärten Sie eine Kalziumhydrogenkarbonatlösung!*

Geräte: 4 Halbmikro-Reagenzgläser, 2 Filterröhrchen, Halbmikro-Tropfer, Tamponträger
Chemikalien: Kalziumhydrogenkarbonatlösung, Kalziumhydroxidlösung, destilliertes Wasser, alkoholische Seifenlösung (0,5%ig), Natriumkarbonatlösung (10%ig)

Durchführung

1. Versetzen Sie 10 Tropfen Kalziumhydrogenkarbonatlösung mit 10 Tropfen Kalziumhydroxidlösung!
2. Nehmen Sie die Lösung mit einem Halbmikro-Tropfer auf, und übertragen Sie diese in ein Filterröhrchen!
3. Geben Sie zu dem klaren Filtrat 5 Tropfen Natriumkarbonatlösung, und filtrieren Sie noch einmal!
4. Schütteln Sie das erhaltene Filtrat mit 5 Tropfen alkoholischer Seifenlösung!

Auswertung

Hartes Wasser (Kalziumhydrogenkarbonatlösung) bildet mit Kalziumhydroxidlösung einen Niederschlag aus Kalziumkarbonat. Die Kalzium-Ionen werden dadurch zum größten Teil aus der Lösung entfernt. Überschüssige Kalzium-Ionen werden durch Zugabe der Natriumkarbonatlösung ausgefällt. Das so enthärtete Wasser bildet mit Seife einen guten Schaum.

8.4.3. Enthärten und Entsalzen durch Ionenaustauscher

Verfahren zur Wasserenthärtung und -entsalzung mit Ionenaustauschern erlangen eine ständig zunehmende Bedeutung. Durch den Einsatz von Ionenaustauschern kann Grund- und Oberflächenwasser bis zu jedem gewünschten Reinheitsgrad enthärtet und entsalzen werden.

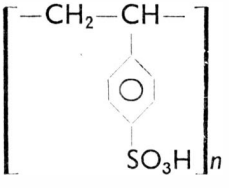
Ionenaustauscher sind meist feste Stoffe, die in der Lage sind, gebundene Ionen gegen andere Ionen auszutauschen.

Der Austausch der Ionen erfolgt in wäßrigen Lösungen.
Die Reaktion ist umkehrbar.
Anorganische Ionenaustauscher (Zeolithe und Permutite) werden nur noch begrenzt angewendet. Seit etwa 30 Jahren werden organische Ionenaustauscher industriell hergestellt und verwendet.
In der Deutschen Demokratischen Republik werden Kunstharz-Ionenaustauscher unter dem Namen WOFATIT im VEB Chemiekombinat Bitterfeld – Betriebsteil Wolfen – hergestellt. Wofatite sind hochpolymere, unlösliche, jedoch in bestimmtem Maße quellbare Verbindungen. Ionenaustauscher bestehen aus einem Grundgerüst und austauschaktiven Bestandteilen. Meist werden Polymerisationsharze verwendet. Das Grundgerüst besteht aus Polystyrol.

▶ **Nach der Art der aktiven Gruppen unterscheidet man Kationenaustauscher (saure Gruppen) und Anionenaustauscher (basische Gruppen).**

Die Kationenaustauscher enthalten häufig als austauschaktive Gruppen die Sulfogruppe – SO_3H oder die Karboxylgruppe —COOH.

■ Wofatit – KPS – Kationenaustauscher



Monomerer Baustein:

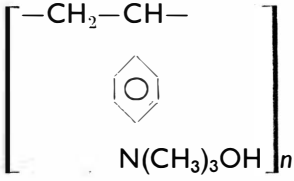
$R—SO_3H$

Vereinfachte Darstellung des Ionenaustausches von Kationen:

■ $R{-}SO_3H + Na^+ + Cl^- \rightleftarrows R{-}SO_3Na + H^+ + Cl^-$

Als Kationenaustauscher wird auch das Polykondensationsharz Wofatit P verwendet.
Die Anionenaustauscher enthalten häufig als austauschaktive Gruppen $-N(CH_3)_3OH$, $-NHCH_3$ oder $-N(CH_3)_2$.

■ Wofatit – SBW – Anionenaustauscher

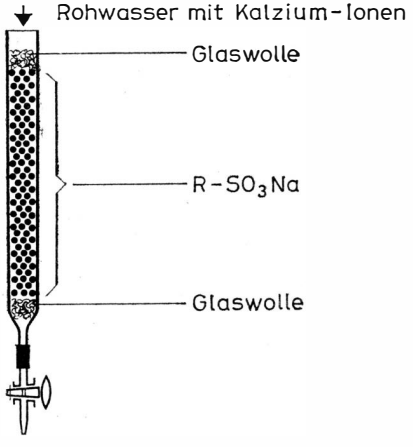


Monomerer Baustein:
$R{-}N(CH_3)_3OH$

Vereinfachte Darstellung des Ionenaustausches von Anionen:

$R{-}N(CH_3)_3OH + Na^+ + Cl^- \rightleftarrows R{-}N(CH_3)_3Cl + Na^+ + OH^-$

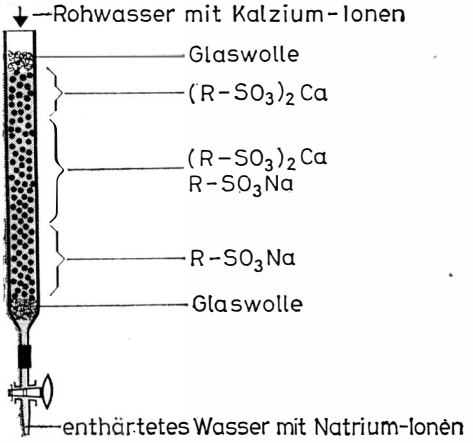
Als Anionenaustauscher wird auch das Polykondensationsharz Wofatit EZ eingesetzt.
Die Austauschvorgänge werden in besonderen **Ionenaustauschersäulen** durchgeführt, die mit bereits gequollenem Wofatit beschickt sind. Der Vorteil dieses Säulenverfahrens besteht darin, daß große Volumen Wasser rationell aufbereitet werden können.
Die Enthärtung des Wassers mit Wofatit – KPS wird am Beispiel der Entfernung der Kalzium-Ionen näher erläutert. Vorhandene Anionen werden nicht entfernt, sie verbleiben im enthärteten Wasser. Kationenaustauscher werden meist in der Natrium-Form (an das Grundgerüst des Austauschers gebundene Natrium-Ionen) geliefert.



Vorgänge in der Austauscher-Säule

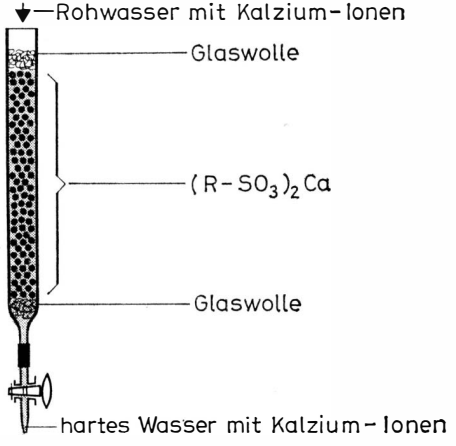
Auf die mit Wofatit – KPS gefüllte Säule wird hartes Wasser aufgetropft.
Aus der Säule fließt noch kein Wasser ab (Abb. 34).

Abb. 34 Ausgangszustand einer Ionenaustauschersäule mit Kationenaustauscherfüllung



In der oberen Zone hat der Ionenaustausch stattgefunden. Die Kalzium-Ionen sind gebunden.
In der mittleren Zone werden Natrium-Ionen freigesetzt, dafür lagern sich Kalzium-Ionen an das Harz an, teilweise liegt das Harz noch in der Ausgangsform vor.
In der unteren Zone befindet sich der Ionenaustauscher noch in der Ausgangsform.
Aus der Säule werden Natrium-Ionen abgegeben (Abb. 35).

Abb. 35 Ionenaustauschersäule während des Ionenaustauschs von Kalzium-Ionen gegen Natrium-Ionen



Alle austauschaktiven Gruppen des Harzes haben sich mit Kalzium-Ionen umgesetzt, eine Enthärtung ist nicht mehr möglich.
Aus der Säule werden Kalzium-Ionen abgegeben (Abb. 36).

Abb. 36 Endzustand einer Ionenaustauschersäule mit Kationenaustauscherfüllung nach Ionenaustausch

55 ▼ *Enthärten Sie eine Wasserprobe mit Wofatit-KPS (Natrium-Form), und überprüfen Sie den Grad der Enthärtung!*

Geräte: Ionenaustauscherrohr im Holzgestell, Pinzette, Becher (50 cm^3), 5 Halbmikro-Reagenzgläser
Chemikalien: Leitungswasser, Wofatit-KPS (Natrium-Form), Glaswolle, Kalziumhydrogenkarbonatlösung, Ammoniumoxalatlösung (5%ig), verdünnte Chlorwasserstoffsäure, alkoholische Seifenlösung, Unitestpapier, konzentrierte Ammoniaklösung

Durchführung

1. Tropfen Sie auf den Ionenaustauscher 5 ml verdünnte Chlorwasserstoffsäure, und waschen Sie anschließend mit destilliertem Wasser so lange, bis die abfließende Flüssigkeit neutral reagiert!

2. Gießen Sie auf den Ionenaustauscher 2 · · · 3 ml Kalziumhydrogenkarbonatlösung (hartes Wasser), spülen mit dem gleichen Volumen destilliertem Wasser nach, und fangen Sie die abtropfende Flüssigkeit in einem Halbmikro-Reagenzglas auf!
3. Versetzen Sie eine Hälfte dieser Flüssigkeit mit 10 Tropfen Ammoniumoxalatlösung!
4. Schütteln Sie die zweite Hälfte der Flüssigkeit mit 10 Tropfen alkoholischer Seifenlösung!
5. Führen Sie mit der zugegebenen Kalziumhydrogenkarbonatlösung die Arbeitsschritte 3 und 4 durch!
6. Gießen Sie auf den Ionenaustauscher 2 · · · 3 ml verdünnte Chlorwasserstoffsäure, und fangen Sie die abtropfende Flüssigkeit mit einem Halbmikro-Reagenzglas auf!
7. Versetzen Sie die aufgefangene Flüssigkeit mit 5 Tropfen Ammoniaklösung und 10 Tropfen Ammoniumoxalatlösung!

Auswertung

Der Ionenaustauscher Wofatit-KPS enthärtet hartes Wasser. In der abfließenden Flüssigkeit sind keine Kalzium-Ionen nachweisbar.
Durch die Chlorwasserstoffsäure werden die an den Ionenaustauscher gebundenen Kalzium-Ionen wieder freigesetzt und können mit Ammoniumoxalat nachgewiesen werden.

Die **Entsalzung** kann durch einfache oder mehrfache **Destillation** (↑ ChiÜb, S. 121 f.) oder durch die Anwendung von **Ionenaustauschern** durchgeführt werden.
Bei der Entsalzung des Wassers durch Ionenaustauscher ist vor dem experimentellen Einsatz der Ionenaustauscher eine Umwandlung der Ionenaustauscher erforderlich.
Kationenaustauscher müssen in die Säure-Form und Anionenaustauscher, die meist in der Chlorid-Form geliefert werden, in die Hydroxid-Form überführt werden. Der Reaktionsablauf dieser Umwandlung kann durch folgende Darstellung schematisch veranschaulicht werden:

$$R{-}SO_3Na + H^+ + Cl^- \rightarrow R{-}SO_3H + Na^+ + Cl^-$$

$$R{-}N(CH_3)_3Cl + Na^+ + OH^- \rightleftarrows R{-}N(CH_3)_3OH + Na^+ + Cl^-$$

56 ▼ *Überführen Sie den Kationenaustauscher Wofatit-KPS aus der Natrium-Form in die Säure-Form!*

Geräte: Ionenaustauscherrohr im Holzgestell, Halbmikro-Reagenzglas, Halbmikro-Tropfer
Chemikalien: Wofatit-KPS (Natrium-Form), Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Unitestlösung, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Füllen Sie das in destilliertem Wasser gequollene Ionenaustauscherharz in das mit wenig Glaswolle gefüllte Ionenaustauscherrohr!

2. Lassen Sie 2 · · · 3 ml Chlorwasserstoffsäure über das Ionenaustauscherharz tropfen!
3. Waschen Sie das Ionenaustauscherharz in der Säule mit destilliertem Wasser bis zur neutralen Reaktion des Filtrats!

Auswertung

Der Kationenaustauscher Wofatit-KPS wird von der Natrium-Form in die Säure-Form überführt. Das letzte Waschwasser reagiert neutral.

57 ▼ *Überführen Sie den Anionenaustauscher Wofatit-SBW aus der Chlorid-Form in die Hydroxid-Form!*

Durchführung

Die Durchführung erfolgt mit den Geräten und Chemikalien sowie nach den Arbeitsschritten des Experiments 56. Statt der 10%igen Chlorwasserstoffsäure muß 5%ige Natriumhydroxidlösung verwendet werden.

Der Kationenaustauscher Wofatit-KPS in der Säure-Form und der Anionenaustauscher Wofatit-SBW in der Hydroxid-Form können zur vollständigen Entsalzung des Wassers verwendet werden.

58 ▼ *Führen Sie die Entsalzung von Leitungswasser mit dem Kationenaustauscherharz Wofatit-KPS in der Säure-Form und dem Anionenaustauscher Wofatit-SBW in der Hydroxid-Form durch!*

Geräte: 2 Ionenaustauscherrohre, Halbmikro-Tropfer, 6 Halbmikro-Reagenzgläser, Gasableitungsrohr, Becher (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: Wofatit-KPS (Säure-Form), Wofatit-SBW (Hydroxid-Form), Leitungswasser, Unitestlösung, destilliertes Wasser, Chlorwasserstoffsäure (10%ig), Ammoniumthiozyanatlösung (10%ig), Ammoniumoxalatlösung (5%ig), Äthansäure (5%ig), Ammoniumhydrogenphosphatlösung (5%ig), Ammoniaklösung (10%ig), Salpetersäure (10%ig), Silbernitratlösung (1%ig), Bariumhydroxidlösung, Bariumchloridlösung (10%ig)

Durchführung

1. Prüfen Sie das Leitungswasser qualitativ auf Vorhandensein von Kalzium-Magnesium- und Eisen-Ionen (↑ Experimente 31 und 32)! ⑯ ↑ S. 107
2. Prüfen Sie das Leitungswasser qualitativ auf Vorhandensein von Chlorid-, Karbonat- und Sulfat-Ionen (↑ Experiment 37)! ⑯ ↑ S. 107
3. Füllen Sie ein Ionenaustauscherrohr mit gequollenem Wofatit-KPS (Säure-Form) und ein zweites mit gequollenem Wofatit-SBW (Hydroxid-Form)!
4. Ordnen Sie die Kationenaustauschersäule so über der Anionenaustauschersäule an, daß das Filtrat der Kationenaustauschersäule auf die Anionenaustauschersäule fließt!
5. Füllen Sie 5 ml des Leitungswassers in das obere Austauscherrohr, und fangen Sie das Filtrat unter dem unteren Ionenaustauscherrohr auf!
6. Waschen Sie die Ionenaustauschersäulen mit 30 ml destilliertem Wasser!
7. Prüfen Sie den *p*H-Wert des Filtrats!
8. Führen Sie die Arbeitsschritte 1 und 2 mit dem Filtrat erneut durch!

Auswertung

Das Filtrat hat den *p*H-Wert 7, Kationen und Anionen sind nicht oder nur noch in Spuren feststellbar.

Aufgaben zum Kapitel 8

① Ermitteln Sie in einem Betrieb Ihres Heimatortes, welche Anforderungen an die Wasserhärte bei Brauchwasser gestellt werden!

② Vervollständigen Sie die Angaben in Tabelle 17, Seite 88!

③ Stellen Sie die Reaktionsgleichungen für die ablaufenden Reaktionen beim Experiment 43, Seite 88, auf!

④ Stellen Sie die Reaktionsgleichung für die thermische Zersetzung von Natriumhydrogenkarbonat auf!

⑤ Begründen Sie, warum man Natriumhydrogenkarbonat als Backpulver verwenden kann!

⑤ Bei welchem chemisch-technischen Verfahren wird die thermische Zersetzung von Karbonaten angewandt?

⑦ Bei einer Wasserprobe wurde eine Konzentration von 160 mg Kalziumoxid und 48,6 mg Magnesiumoxid je Liter ermittelt. Welchen Härtegrad in °*dH* besitzt das Wasser?

⑧ Wie kann eine große Genauigkeit bei der Bestimmung eines Wassers mit Härten über 20 °*dH* erzielt werden?

⑨ Bei der Titration von 100 ml Abwasser wurden 3,8 ml 0,1 N Chlorwasserstoffsäure verbraucht. Welchen Härtegrad hat das Wasser, und welche Stoffmengen konzentration an Karbonaten und Hydrogenkarbonaten liegt vor?

⑩ Vergleichen Sie die Ergebnisse der komplexometrischen Wasserhärtebestimmungen mit der Bestimmung nach Boutron und Boudet!

⑪ Überlegen Sie, wie aus der Gesamthärte und der Karbonathärte die permanente Härte (Nichtkarbonathärte NKH) zu bestimmen ist!

⑫ Berechnen Sie, welche Masse Kalziumoxid in 100 ml Wasser mit der Gesamthärte 22,3 °*dH* theoretisch enthalten ist!

⑬ Informieren Sie sich, welche Verfahren der Wasserenthärtung oder Wasserentsalzung in einem Betrieb Ihres Heimatortes angewendet werden!

⑭ Ergänzen Sie die chemischen Gleichungen der auftretenden Reaktionen!

$Ca(OH)_2 + \cdots \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_2$

$Ca(HCO_3)_2 \rightleftharpoons \cdots + \cdots$

⑮ Vervollständigen Sie die chemischen Gleichungen der auftretenden Reaktionen!

$CaCO_3 + \cdots \longrightarrow \cdots + CO_2$

$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow \cdots$

⑯ Formulieren Sie die Ionengleichungen für die durchgeführten qualitativen Nachweisreaktionen im Experiment 58, Seite 106!

9. Argentometrie

9.1. Grundlagen

▶ **Durch argentometrische Bestimmungen kann die Konzentration der Chlorid-Ionen eines Wassers ermittelt werden.**

Die Bestimmung der Chlorid-Ionenkonzentration ist eine grundlegende wasseranalytische Untersuchung.
Laut Gütebedingungen für Trinkwasser (TGL 22433) darf ein gutes Trinkwasser bis zu 250 mg Chlorid-Ionen je Liter enthalten. Normalerweise beträgt die Chlorid-Ionenkonzentration $10 \cdots 50\ mg \cdot l^{-1}$. Der Grenzwert beträgt 350 mg Chlorid-Ionen je Liter.
Die Chlorid-Ionen im Wasser stammen meist aus gelöstem Natrium-, Kalzium- oder Magnesiumchlorid. Die Chlorid-Ionenkonzentration des Trinkwassers ist stark von örtlichen Bedingungen abhängig. In der Nähe von Salzlagerstätten und Solequellen kann eine relativ hohe Chlorid-Ionenkonzentration auftreten.
Die Argentometrie ist eine maßanalytische Bestimmungsmethode.

▶ **Argentometrische Bestimmungen werden als Fällungstitrationen durchgeführt.** [14]

Der Argentometrie liegen folgende Fällungsreaktionen (↑ ChiÜb, S. 128) zugrunde:

$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$

$Ag^+ + Br^- \longrightarrow AgBr$

$Ag^+ + J^- \longrightarrow AgJ$

Es können mit dieser Bestimmungsmethode außer Chlorid-Ionen auch Bromid-Ionen, Jodid-Ionen und Silber-Ionen quantitativ erfaßt werden.
Silberchlorid, Silberbromid und Silberjodid sind schwer lösliche Salze, die chemische Zusammensetzung des Niederschlags ist bekannt und gleichbleibend. Damit sind Voraussetzungen für die Anwendung der Fällungsanalyse gegeben.

Die Konzentration an Chlorid-Ionen im Wasser wird durch die Zugabe von Silbernitratlösung bestimmt. Dabei werden die Chlorid-Ionen durch Silber-Ionen vollständig (quantitativ) gefällt. Der Endpunkt der Bestimmung **(Äquivalenzpunkt)** ist dann erreicht, wenn an der Eintropfstelle der Silbernitratlösung keine Trübung mehr auftritt. Eine genauere Kennzeichnung des (Äquivalenzpunktes) ist durch Zugabe von Kaliumchromatlösung als Indikator zu erreichen. Kaliumchromat bildet mit Silber-Ionen ebenfalls einen schwerlöslichen Niederschlag von Silberchromat.

$2\,K^+ + CrO_4^{2-} + 2\,Ag^+ + 2\,NO_3^- \rightarrow Ag_2CrO_4 + 2\,K^+ + 2\,NO_3^-$ ① ↑ S. 112

59 ▼ *Fällen Sie mit Silbernitratlösung Silberhalogenide und Silberchromat aus Lösungen!*

Geräte: 4 Halbmikro-Reagenzgläser, 4 Spatel, Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: Silbernitratlösung (1%ig), Natriumchlorid, Natriumbromid, Natriumjodid, Kaliumchromat, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Geben Sie in je ein Reagenzglas eine Spatelspitze Natriumchlorid, Natriumbromid, Natriumjodid und Kaliumchromat!
2. Lösen Sie die Salze durch Zugabe von je 30 Tropfen destilliertem Wasser!
3. Versetzen Sie die Lösungen mit je 10 Tropfen Silbernitratlösung und beobachten Sie die Farbe der Fällungen!

Auswertung

In allen Reagenzgläsern fallen Niederschläge aus, die unterschiedlich gefärbt sind. Bei Lichteinwirkung tritt nach einiger Zeit bei den Halogeniden eine Dunkelfärbung auf. ② ↑ S. 112
Alle vier Salze sind schwerlöslich in Wasser. Das Silberchromat löst sich jedoch noch leichter als die Silberhalogenide (↑ Tab. 22). Diese unterschiedliche Löslichkeit ermöglicht die Verwendung des Kaliumchromats als Indikator für argentometrische Bestimmungen, denn erst nach dem vollständigen Ausfällen der Silberhalogenide wird Silberchromat gefällt.

Tabelle 22 Löslichkeit von Silberchromat und Silberhalogeniden in Wasser [15]

Name	Formel	Löslichkeit in Gramm je 100 g Wasser bei 20 °C	Farbe ③ ↑ S. 112
Silberchromat	Ag_2CrO_4	$2{,}6 \cdot 10^{-3}$	
Silberchlorid	AgCl	$1{,}5 \cdot 10^{-4}$	
Silberbromid	AgBr	$8{,}4 \cdot 10^{-6}$	
Silberjodid	AgJ	$2{,}5 \cdot 10^{-7}$	

9.2. Herstellen der Maßlösungen

Als Maßlösung wird für argentometrische Chloridbestimmungen 0,1 N Silbernitratlösung verwendet. Silbernitrat wird meist in dem für Analysen erforderlichen Reinheitsgrad „reinst, z. A." oder „reinst" gehandelt. Es kann direkt für die Herstellung von Maßlösungen verwendet werden. Vorteilhafter ist es, für die Herstellung der 0,1 N Silbernitratlösung die handelsüblichen Testalampullen zu verwenden (↑ S. 80).

60 ▼ *Stellen Sie 0,1 N Silbernitratlösung aus festem Silbernitrat her!*

Geräte: Analysenwaage, Wägesatz, Meßkolben (1000 cm^3), 2 Wägegläschen (d= 58 mm), Spritzflasche, Trockenschrank, Spatel
Chemikalien: Silbernitrat (reinst, z. A.), destilliertes Wasser

Durchführung

1. Wägen Sie im Wägegläschen etwa 18 g Silbernitrat ab!
2. Trocknen Sie das abgewogene Silbernitrat 40 min im Trockenschrank bei 105 °C!
3. Wägen Sie nach dem Abkühlen 16,988 g Silbernitrat im Wägegläschen ab, und überführen Sie es verlustlos in den Meßkolben! Spülen Sie mit destilliertem Wasser nach!
4. Füllen Sie den Meßkolben mit destilliertem Wasser bis zur Ringmarke (1l) auf!
5. Überführen Sie nach dem vollständigen Lösen des Silbernitrats die Lösung in eine braune Vorratsflasche (1000 cm^3), und bewahren Sie diese lichtgeschützt auf!

Auswertung

Für 1l 0,1 N Silbernitratlösung werden 16,988 g festes, wasserfreies Salz benötigt. ↑ ④ S. 112
Bemerkung: Silbernitratlösungen sind lichtempfindlich, sie werden daher in dunkelbraunen Vorratsflaschen aufbewahrt.

61 ▼ *Stellen Sie aus einer Testalampulle eine 0,1 N Silbernitratlösung her!*

Geräte: Meßkolben (1000 cm^3), Gerät zum Ampullenzertrümmern, Spritzflasche
Chemikalien: Testalampulle für 1 l 0,1 N Silbernitratlösung, destilliertes Wasser

Durchführung

Die Durchführung erfolgt nach den Arbeitsschritten des Experiments 40 (↑ S. 80).
Bemerkung: Beachten Sie für die Aufbewahrung die Hinweise aus Experiment 60!

9.3. Durchführen argentometrischer Bestimmungen

Die maßanalytische Chlorid-Ionenbestimmung bei wasseranalytischen Untersuchungen erfolgt meist nach einem von *Mohr* ausgearbeiteten Verfahren. Die Chlorid-Ionen werden dabei mit Silbernitratlösung unter Verwendung von Kaliumchromatlösung als Indikator bestimmt. Die untersuchte Lösung muß neutral oder schwach basisch reagieren. Der günstigste *p*H-Wert-Bereich liegt zwischen $p\mathrm{H} = 6{,}5$ und $p\mathrm{H} = 10{,}5$. Eine zu saure Probelösung (*p*H-Wert $< 6{,}5$) wird durch Zugabe einer Spatelspitze Natriumhydrogenkarbonat neutralisiert. Störend wirken bei diesen Bestimmungen größere Mengen an Phosphat-, Sulfid-, Sulfit- und Fluorid-Ionen sowie Eisen-, Barium-, Blei- und Strontium-Ionen ⑤ ↑ S. 112

62 ▼ *Bestimmen Sie die Chlorid-Ionenkonzentration im Leitungswasser nach Mohr!*

Geräte: Bürette (50 cm^3), Erlenmeyerkolben (300 cm^3), Vollpipette (50 cm^3), Meßpipette (5 cm^3), Universalindikator, Filterpapier
Chemikalien: 0,1 N Silbernitratlösung, Kaliumchromatlösung (5%ig), Natriumhydrogenkarbonat, Leitungswasser

Durchführung

1. Überprüfen Sie das zu untersuchende Wasser auf den *p*H-Wert, und entscheiden Sie, ob eine Neutralisation mit Natriumhydrogenkarbonat notwendig ist (günstige *p*H-Werte $> 6{,}5$)!
2. Füllen Sie die Bürette mit 0,1 N Silbernitratlösung!
3. Pipettieren Sie 100 ml der Wasserprobe in den Erlenmeyerkolben, und versetzen Sie diese mit 2 ml der Kaliumchromatlösung!
4. Titrieren Sie unter Umschwenken des Erlenmeyerkolbens!
5. Fügen Sie gegen Ende der Titration die Maßlösung nur tropfenweise zu, und lassen Sie nach jeder Zugabe den Niederschlag absetzen!
6. Prüfen Sie die Färbung der Lösung durch Vergleich mit weißem Filterpapier!
7. Die Titration ist beendet, wenn eine schwach rotbraune Färbung auftritt. Lesen Sie den Füllstand der Bürette ab!

Auswertung

■ Der Durchschnittswert des Verbrauchs an 0,1 N Silbernitratlösung beträgt 4,8 ml. (↑ WCh, S. 110)

Gegeben	*Gesucht*
$V_1 = 100$ ml	m_{Cl^-}
$V_2 = 4{,}8$ ml	
$c_N = 0{,}1\ \mathrm{mol \cdot l^{-1}}$	
$M = 35{,}45\ \mathrm{g \cdot mol^{-1}}$	
$z = 1$	

V_1 Volumen der untersuchten Lösung in ml

$$m_{Cl^-} = \frac{V_2 \cdot M \cdot c_N}{z}$$

$m_{Cl^-} = 4{,}8\ \text{ml} \cdot 35{,}45\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

$m_{Cl^-} = 0{,}017\ \text{g}$

$m_{Cl^-} = 17\ \text{mg}$

V_2 Volumen der verbrauchten Titrationslösung in ml

c_N Äquivalentmengenkonzentration der Titrationslösung in $\text{mol} \cdot \text{l}^{-1}$

z wirksame Wertigkeit

M molare Masse des gesuchten Stoffes in $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Da nur 100 ml der Lösung untersucht wurden, muß mit dem Faktor 10 multipliziert werden, um die Konzentration an Chlorid-Ionen je Liter Wasser zu erhalten.
In dem untersuchten Wasser sind 170 mg Chlorid-Ionen je Liter enthalten.

Die Berechnung wird vereinfacht durch Aufsuchen von Tabellenwerten (↑ TCh, S. 29).

■ 1 ml 0,1 N Silbernitratlösung wird durch 3,545 mg Chlorid-Ionen (oder 7,991 mg Bromid-Ionen) verbraucht.

Gegeben	*Gesucht*
$V_1 = 100\ \text{ml}$	m_{Cl^-}
$V_2 = 4{,}8\ \text{ml}$	

1 ml 0,1N Silbernitratlösung $\triangleq$ 3,545 mg Chlorid-Ionen
4,8 ml 0,1 N Silbernitratlösung $\triangleq$ 3,545 mg Chlorid-Ionen · 4,8
$m_{Cl^-} = 17\ \text{mg}$

63 ▼ *Bestimmen Sie die Chlorid-Ionenkonzentration in einem Industriebrauchwasser und im Abwasser eines Betriebes!*

Bemerkung: Die bei argentometrischen Bestimmungen entstehenden Niederschläge sind silberhaltig. Sie sollten gesammelt werden, denn aus ihnen kann elementares Silber zurückgewonnen werden.

Aufgaben zum Kapitel 9

① Geben Sie die Oxydationszahlen der Elemente im Silberchromat an!
② Formulieren Sie die Ionengleichungen für die Umsetzung der Halogenid-Ionen mit Silbernitratlösung!
③ Ergänzen Sie die Färbungen der Niederschläge in Tabelle 22, Seite 109!
④ Beweisen Sie durch Berechnung, daß die angegebene Masse Silbernitrat richtig ist (↑ S. 110)!
⑤ Ist Natriumhydrogenkarbonat zum Neutralisieren saurer Lösungen geeignet? (↑ S. 111)

10. Manganometrie

10.1. Grundlagen

Die **Manganometrie** umfaßt maßanalytische Bestimmungsverfahren, die zu den Redoxttitrationen gehören. Bei Redoxtitrationen laufen **Redoxreaktionen** ab.

▶ **Redoxreaktionen sind chemische Reaktionen, bei denen sich die Oxydationszahlen von Elementen der reagierenden Stoffe verändern.** (↗ ChiÜb, S. 54) ① ↗ S. 115

Durch manganometrische Titrationen kann die Konzentration an Eisen(II)-Ionen in einer Wasserprobe ermittelt werden.
Als Maßlösung für die Titrationen wird eine Kaliumpermanganatlösung verwendet. Sie wirkt bei der Redoxtitration als Oxydationsmittel.
Das Element Mangan kann in seinen Verbindungen die Oxydationszahlen + 2 bis + 7 haben. Im Kaliumpermanganat ist die Oxydationszahl des Mangans + 7 . ② ↗ S. 115
In **sauren Lösungen** werden die in der rotvioletten Lösung befindlichen Permanganat-Ionen unter Einwirkung der Wasserstoff-Ionen und unter Aufnahme von jeweils 5 Elektronen des Reduktionsmittels zu farblosen Mangan(II)-Ionen reduziert.

$$\overset{+7}{MnO_4^-} + 8\,H^+ + 5\,e^- \longrightarrow \overset{+2}{Mn^{2+}} + 4\,H_2O$$

In **neutralen oder basischen Lösungen** werden die Permanganat-Ionen durch die geringfügig vorhandenen Wasserstoff-Ionen und unter Aufnahme von jeweils 3 Elektronen aus dem Reduktionsmittel zum braunen Mangan(IV)-oxid reduziert.

$$\overset{+7}{MnO_4^-} + 4\,H^+ + 3\,e^- \longrightarrow \overset{+4}{MnO_2} + 2\,H_2O$$

Das Ergebnis der Reaktion ist stark vom *p*H-Wert abhängig.

10.2. Herstellen der Maßlösungen

Für die manganometrischen Bestimmungen werden meist 0,1 N Kaliumpermanganatlösungen verwendet.

64 ▼ *Stellen Sie eine 0,1 N Kaliumpermanganatlösung aus einer Testalampulle mit Kaliumpermanganat her!*

Geräte: Meßkolben (1000 cm^3), Gerät zum Zertrümmern der Testalampulle, Spritzflasche
Chemikalien: Testalampulle für 1 l 0,1 N Kaliumpermanganatlösung, destilliertes Wasser

Durchführung

Stellen Sie die Lösung nach den Arbeitsschritten des Experiments 40 her!
Bemerkung: Die hergestellte Kaliumpermanganatlösung verändert leicht ihre Konzentration an Kaliumpermanganat. Deshalb läßt man die Lösung zweckmäßig eine Woche bei Zimmertemperatur im Dunklen stehen, filtriert dann durch eine Fritte den Bodensatz ab und bestimmt den Korrekturfaktor der Maßlösung durch Titration gegen eine Urtitersubstanz. (↑ S. 80)

10.3. Durchführen einer manganometrischen Bestimmung

Bei manganometrischen Bestimmungen der Konzentration von Eisen(II)-Ionen wird in einer mit Schwefelsäure angesäuerten Lösung gearbeitet. Die manganometrische Bestimmung ist jedoch nur dann geeignet, wenn die Konzentration an Eisen(II)-Ionen im Wasser nicht zu gering ist.
Für die Bestimmung wird kein Indikator benötigt, da der Endpunkt (Äquivalenzpunkt) der Titration durch das Auftreten der rotvioletten Eigenfärbung des Kaliumpermanganats erkennbar ist. Um den Endpunkt der Titration noch besser erkennen zu können, wird zu der zu untersuchenden Lösung etwas Phosphorsäure zugegeben, die mit den entstehenden Eisen(III)-Ionen farblose Komplexverbindungen bildet.

65 ▼ *Bestimmen Sie manganometrisch die Konzentration der Eisen(II)-Ionen in einer Eisen(II)-sulfatlösung und in eisenhaltigen Wasserproben!*

Geräte: Bürette (50 cm^3), Erlenmeyerkolben (300 cm^3), Vollpipette (25 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3)
Chemikalien: 0,1 N Kaliumpermanganatlösung, Schwefelsäure (25%ig), Phosphorsäure (10%ig), etwa 0,1 N Eisen(II)-sulfatlösung.

Durchführung

1. Versetzen Sie 25 ml der Eisen(II)-sulfatlösung mit 10 ml Schwefelsäure und 1 ml Phosphorsäure!

2. Fügen Sie zu dieser Lösung aus der Bürette 0,1 N Kaliumpermanganatlösung zu, bis der Äquivalenzpunkt durch eine schwache Rosafärbung angezeigt wird!
3. Die Titration ist dann beendet, wenn die Färbung 5 min nicht mehr verschwindet.

Auswertung

Die Permanganat-Ionen werden bei der Titration durch die Eisen(II)-Ionen zu Mangan(II)-Ionen reduziert. ③ ↗ S. 115

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5\,Fe^{2+} \longrightarrow Mn^{2+} + 5\,Fe^{3+} + 4\,H_2O$$

■ *Gegeben*

$V_1 = 25$ ml
$V_2 = 24{,}7$ ml
$c_N = 0{,}1$ mol · l^{-1}
$M = 55{,}85$ g · mol^{-1}
$z = 1$

Gesucht

$m_{Fe^{2+}}$

$$m_{Fe^{2+}} = \frac{V_2 \cdot c_N \cdot M}{z}$$

$$m_{Fe^{2+}} = 24{,}7\text{ ml} \cdot 0{,}1\text{ mol} \cdot l^{-1} \cdot 55{,}85\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_{Fe^{2+}} = 0{,}138\text{ g}$$

$$m_{Fe^{2+}} = 138\text{ mg}$$

V_1 Volumen der untersuchten Lösung in ml
V_2 Volumen der verbrauchten Titrationslösung in ml
M molare Masse von Eisen in g · mol^{-1}
z wirksame Wertigkeit des Eisen (II)-Ions
c_N Äquivalentmengenkonzentration der Titrationslösung in mol · l^{-1}
$m_{Fe^{2+}}$ Masse Eisen(II)-Ionen in g

In 25 ml der Eisen(II)-sulfatlösung sind 138 mg Eisen(II)-Ionen enthalten.

Aufgaben zum Kapitel 10

① Beurteilen Sie, ob die Reaktion von Bariumchloridlösung mit Silbernitratlösung eine Redoxreaktion ist!
Stellen Sie die Reaktionsgleichung für diese Reaktion auf, und setzen Sie die Oxydationszahlen ein!

② Bestimmen Sie die Oxydationszahlen des Mangans in den Verbindungen Mangan(II)-chlorid $MnCl_2$, Mangan(IV)-oxid MnO_2, Natriumpermanganat $NaMnO_4$, Kaliummanganat K_2MnO_4!

③ Bestimmen Sie die Oxydationszahlen der Elemente in der Gleichung zur Auswertung des Experiments 65, und ermitteln Sie in der Gleichung die Teilreaktionen Oxydation und Reduktion!

11. Gravimetrie

11.1. Grundlagen und Arbeitstechniken

Die **Gravimetrie** ist die älteste und eine relativ einfache Methode zur Bestimmung der Masse eines gelösten Stoffes in einer Lösung. Der zu bestimmende Stoff wird mit geeigneten Fällungsmitteln als schwerlösliche Verbindung ausgefällt. Den ausgefällten Niederschlag überführt man in eine wägbare Form und bestimmt seine Masse.
Aus der bestimmten Masse des Niederschlags kann die Masse des gesuchten Stoffes berechnet werden.

▶ **Die Gravimetrie ist eine Methode der quantitativen Analyse bei der ein zu bestimmender Stoff in eine unlösliche, wägbare Verbindung konstanter Zusammensetzung überführt wird. Durch Wägung und anschließende Berechnung wird die Masse des gesuchten Stoffes ermittelt.**

Dieses zwar einfache, aber zeitlich aufwendige Bestimmungsverfahren zeichnet sich durch eine hohe Genauigkeit der Ergebnisse aus. Es wird heute noch in wissenschaftlichen Laboratorien und für spezielle Gütekontrollen angewendet. Um gravimetrische Bestimmungen mit hoher Genauigkeit durchführen zu können, ist es notwendig, die erforderlichen Arbeitstechniken zu beherrschen. Solche Arbeitstechniken sind **Eindampfen, Fällen, Dekantieren, Waschen, Filtrieren, Trocknen, Glühen, Veraschen** und **Wägen.**
Das **Eindampfen** erfolgt, um verdünnte Lösungen zu konzentrieren oder um feste Rückstände aus Lösungen zu gewinnen. Dazu wird die Lösung in einer Abdampfschale auf einem Wasser-, Sand- oder Luftbad erhitzt (↑ ChiÜb, S. 121).

66 ▼ *Dampfen Sie Leitungswasser zur Trockne ein!*

Geräte: Abdampfschale aus Porzellan (d=100 mm), Brenner, Dreifuß, Asbestdrahtnetz, Meßzylinder (50 cm^3)
Chemikalien: Leitungswasser

Durchführung

1. Messen Sie 50 ml Leitungswasser im Meßzylinder ab, und gießen Sie das Wasser in die Abdampfschale!
2. Erhitzen Sie die Abdampfschale, bis das Wasser schwach siedet! Gegen Ende des Eindampfens darf nur langsam erhitzt werden, um ein Verspritzen des Wassers zu vermeiden.
3. Das Experiment wird beendet, wenn das Wasser vollständig verdampft ist.

① ↑ S. 122

Auswertung

Die in Wasser gelöst enthaltenen Salze bleiben als fester Rückstand zurück.

Das **Fällen** erfolgt, um einen in Lösung befindlichen Stoff möglichst quantitativ in eine schwerlösliche Verbindung bekannter Zusammensetzung zu überführen und von der Lösung abzutrennen. Um leicht filtrierbare, grobkörnige Niederschläge zu erhalten, wird meist in der Hitze gefällt und das Fällungsmittel tropfenweise unter Umrühren in die Analysenlösung gegeben. Die Analysevorschriften für die Einzelbestimmung müssen exakt eingehalten werden. Bei jeder Fällung muß geprüft werden, ob sie vollständig verlaufen ist. Hierzu wird eine Probe des Filtrats mit einigen Tropfen Fällungsmittel versetzt.
Beim **Dekantieren** wird eine Lösung von einem festen, abgesetzten Stoff durch Abgießen der Lösung getrennt. Das Dekantieren ermöglicht nur eine Grobtrennung von Lösung und Bodensatz.
Durch **Waschen** wird ein gefällter Niederschlag, der weiterverarbeitet werden soll, sorgfältig von noch anhaftender Lösung befreit. Die Waschflüssigkeit (z. B. destilliertes Wasser, Alkohol) wird mit Hilfe einer Spritzflasche so auf den Niederschlag gespült, daß dieser gerade mit der Flüssigkeit bedeckt ist. Man läßt die Waschflüssigkeit abtropfen, dekantiert oder filtriert. Das Waschen wird mehrmals wiederholt. Es ist wirksamer, mit wenig Waschflüssigkeit wiederholt als einmal mit viel Waschflüssigkeit zu waschen.
Das **Filtrieren** dient dem Trennen von flüssigen und festen Stoffen. Man kann unter Normaldruck oder unter vermindertem Druck filtrieren. Bei der Filtration unter Normaldruck verwendet man einen Trichter, der in ein Filtriergestell gesetzt wird. Der Trichter wird mit einem Rundfilter ausgelegt (↑ ChiÜb, S. 121). Je nach Art der auszuführenden Arbeiten werden Papiersorten mit verschiedenen Porengrößen des Filters eingesetzt, die die Filtrationsgeschwindigkeiten beeinflussen. Für quantitative Arbeiten werden aschefreie Filterpapiere verwendet.
Rationeller kann eine Filtration unter vermindertem Druck durchgeführt werden. Dazu werden Glasfritten verwendet, die auf eine Saugflasche gesteckt werden. Der Unterdruck wird mit einer Wasserstrahlpumpe hergestellt (Abb. 37).

Das **Trocknen** dient der Vorbereitung eines abgetrennten Niederschlags zur Wägung. Es wird bis zur Massenkonstanz des Niederschlags getrocknet. Die Trocknung erfolgt je nach Analysevorschrift bei 105 · · · 160 °C im elektrischen Trockenschrank.

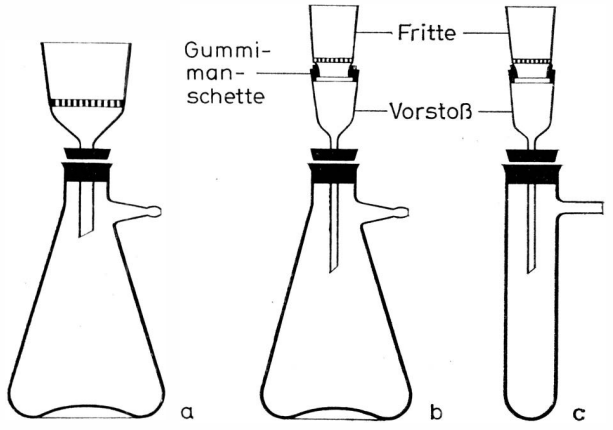


Abb. 37
Geräte zum Filtrieren unter vermindertem Druck
a) Saugflasche mit Nutsche;
b) Saugflasche mit Vorstoß und Fritte;
c) Reagenzglas mit Seitenrohr und Vorstoß mit Fritte

67 ▼ *Führen Sie die Arbeitstechniken des Fällens, Dekantierens, Waschens und Filtrierens bei der Reaktion von Silbernitrat mit Natriumchlorid aus!*

Geräte: 2 Becher (400 cm^3), Meßzylinder (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3), Halbmikro-Tropfer, Glasstab, Filtriereinrichtung, Brenner, Laborthermometer (0/100 °C), Spritzflasche, Gummiwischer, Wasserstrahlpumpe
Chemikalien: Silbernitratlösung (1%ig), Salpetersäure (10%ig), Natriumchloridlösung (1%ig), destilliertes Wasser

Durchführung

1. Gießen Sie 100 ml Natriumchloridlösung in einen Becher, und fügen Sie 5 ml Salpetersäure zu!
2. Erwärmen Sie die Lösung auf etwa 50 °C!
3. Tropfen Sie unter Umrühren die Silbernitratlösung zu, bis sich kein Niederschlag mehr abscheidet!
4. Nach dem Abkühlen dekantieren Sie die klare Lösung vom Niederschlag!
5. Waschen Sie den im Becher verbliebenen Niederschlag mehrmals mit kaltem, destilliertem Wasser aus, und wiederholen Sie nach dem Absetzen das Dekantieren!
6. Gießen Sie die letzte Waschflüssigkeit mit dem Niederschlag in den Trichter der Filtriereinrichtung! Überführen Sie die Reste des Niederschlags mit einem Gummiwischer in den Trichter, und spülen Sie den Becher mit destilliertem Wasser aus!

Auswertung

Es fällt ein weißer Niederschlag von Silberchlorid aus.

$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl$

Der Niederschlag wird von der Lösung durch Dekantieren und Filtrieren getrennt und kann getrocknet und gewogen werden.

Veraschen und **Glühen** sind bei bestimmten Niederschlägen notwendig, um einen Stoff mit einheitlicher Zusammensetzung und Massenkonstanz für die Wägung zu erhalten. Zum Glühen verwendet man Porzellanfiltertiegel oder aschefreie Papierfilter und Porzellantiegel.
Die Porzellanfiltertiegel werden in einen größeren Porzellantiegel gesetzt und mit zunächst kleiner, dann stärkerer Flamme eines Brenners oder im Muffelofen geglüht.
Papierfilter werden mit dem oberen Rand nach innen eingeschlagen und in einem Porzellantiegel unter Luftzutritt erwärmt. Wenn das Filterpapier verascht ist, wird mit stärkerer Flamme oder im Muffelofen mit aufgesetztem Tiegeldeckel geglüht. Nach dem Glühen werden die Tiegel in einen Exsikkator gestellt und etwa 30 min abgekühlt, bevor die Wägung vorgenommen wird.
Das **Wägen** erfolgt zur Bestimmung der Masse des gefällten Niederschlags. Wägungen werden auf Analysenwaagen durchgeführt. Die an den Schulen vorhandenen Analysenwaagen sind gleicharmige Balkenwaagen, deren Schwingungszeit durch eingebaute Dämpfungen herabgesetzt wird. Das Austarieren erfolgt mit geeichten Wägestücken (↑ Tabelle 23). In den Laboratorien werden meist Einschalenwaagen verwendet, bei denen die rechte Waagschale durch Schaltwägestücke ersetzt ist. Mit der Verwendung von Einschalenwaagen ist eine rationellere Arbeitsweise möglich, da sich die Schaltwägestücke mechanisch auflegen lassen. Alle Handhabungen an Analysenwaagen erfolgen bei arretierter (festgestellter) Waage. Das zu bestimmende Wägegut wird bei zweischaligen Analysenwaagen in Wägegläschen auf die linke Waagschale und die benötigten Wägestücke auf die rechte Waagschale gesetzt. Wägestücke dürfen nur mit Pinzetten angefaßt werden.

Tabelle 23 Zusammensetzung eines Wägestücksatzes

Wägestück-anzahl	Masse in g (mg)			Wägestück-anzahl	Masse in g (mg)
1	100 g	50 g	20 g	2	10 g
1		5 g	2 g	3	1 g
1		500 mg	200 mg	3	100 mg
1		50 mg	20 mg	2	10 mg

500 mg- und 50 mg-Wägestücke sind sechseckig, 200 mg- und 20 mg-Wägestücke sind viereckig, 100 mg- und 10 mg-Wägestücke sind dreieckig.
Massen unter 10 mg werden durch Schaltwägestücke (Reiter) bestimmt. Die Masse der zu wägenden Substanz wird durch Auflegen und Abnahme von Wägestücken systematisch eingegrenzt.

68 ▼ *Wägen Sie einen Porzellanfiltertiegel mit einer Genauigkeit von ±1 mg aus!* (↑ Beispielwägung, S. 120) ② ↑ S. 122

■ **Beispielwägung**: Die Masse eines Wägegläschens beträgt 27,582 g.

		bleibende Auflage
1. Geschätzte Masse 50 g		
2. Auflage 50 g,	Ergebnis – zu schwer, 50 g Abnahme	
3. Auflage 20 g,	Ergebnis – zu leicht	20 g
4. Auflage 10 g,	Ergebnis – zu schwer, 10 g Abnahme	
5. Auflage 5 g,	Ergebnis – zu leicht	5 g
6. Auflage 2 g,	Ergebnis – zu leicht	2 g
7. Auflage 1 g,	Ergebnis – zu schwer, 1 g Abnahme	
8. Auflage 500 mg,	Ergebnis – zu leicht	0,5 g
9. Auflage 200 mg,	Ergebnis – zu schwer, 200 mg Abnahme	
10. Auflage 100 mg,	Ergebnis – zu schwer, 100 mg Abnahme	
11. Auflage 50 mg,	Ergebnis – zu leicht	0,05 g
12. Auflage 20 mg,	Ergebnis – zu leicht	0,02 g
13. Auflage 10 mg,	Ergebnis – zu leicht	0,01 g
14. Auflage 10 mg,	Ergebnis – zu schwer, 10 mg Abnahme	
15. Weitere Bestimmung der Masse durch Schaltwägestücke		0,002 g
16. Addition der Massen der aufgelegten Wägestücke		27,582 g

11.2. Durchführen einer gravimetrischen Bestimmung

Neben der Bestimmung von Chlorid-Ionen ist bei Wasseruntersuchungen die Ermittlung der Konzentration an Sulfat-Ionen von Bedeutung. Bei natürlichen Wässern sind Sulfat-Ionen nur in verhältnismäßig geringen Konzentrationen von $10 \cdots 100\ mg \cdot l^{-1}$ vorhanden. Wasser, in dessen Quellgebiet sulfathaltige Gesteine, wie Kalziumsulfat im Südharz, vorkommen, weisen häufig eine Konzentration von mehreren hundert Milligramm Sulfat-Ionen je Liter Wasser auf. Auch die hohe Schwefelkonzentration des Bodens in Braunkohlegebieten kann zu einer höheren Sulfat-Ionenkonzentration des Wassers führen.
Die Konzentration eines Wassers an Sulfat-Ionen kann gravimetrisch bestimmt werden.

69 ▼ *Führen Sie die gravimetrische Sulfatbestimmung einer sulfathaltigen Wasserprobe durch!*

Geräte: Becher (400 cm^3), Porzellanfiltertiegel (G 3), Filtriereinrichtung, Wasserstrahlpumpe, Glasstab, Muffelofen, Exsikkator, Analysenwaage, Wägesatz, Meßzylinder (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3), Wasserbad
Chemikalien: Natriumsulfat, Bariumchloridlösung (10%ig), Silbernitratlösung (1%ig), Salzsäure (10%ig), sulfathaltige Wasserprobe, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Gießen Sie 200 ml sulfathaltiges Wasser in einen Becher! Bei einer geringen Sulfat-Ionenkonzentration des Wassers (durch Vorprobe ermitteln!) geben Sie 150 mg Natriumsulfat zu!

2. Säuern Sie die Probe mit 5 ml Chlorwasserstoffsäure an, und erhitzen Sie die Lösung bis zum Sieden!
3. Geben Sie 20 ml Bariumchloridlösung unter Umrühren langsam zu!
4. Nach dem Absetzen des Niederschlags überprüfen Sie die Vollständigkeit der Fällung durch Zugabe weiterer Tropfen Bariumchloridlösung! Es darf keine erneute Trübung entstehen.
5. Lassen Sie den Niederschlag etwa eine Stunde auf dem erhitzten Wasserbad stehen, und filtrieren Sie noch heiß durch einen Porzellanfiltertiegel, dessen Masse vorher bestimmt wurde! (↑ Beispielwägung, S. 120).
6. Waschen Sie den Niederschlag im Porzellanfiltertiegel! 4 · · · 5 mal mit heißem destillierten Wasser, bis die Lösung frei von Chlorid-Ionen ist! (Prüfen durch Zugabe einiger Tropfen Silbernitratlösung zur durchgelaufenen Waschflüssigkeit!) (↑ Experiment 59, S. 109)
7. Trocknen Sie den Niederschlag im Porzellanfiltertiegel, und glühen Sie diesen anschließend bei einer Temperatur von 500 · · · 600 °C im Muffelofen etwa 20 min!
8. Überführen Sie den Tiegel nach etwa 15 min Abkühlen in den Exsikkator! Wägen Sie den Tiegel nach völligem Erkalten!
9. Berechnen Sie aus der Masse des Bariumsulfats die Konzentration der Sulfat-Ionen in der Wasserprobe!

Auswertung

Durch die Reaktion der Sulfat-Ionen der Wasserprobe mit den Barium-Ionen des Fällungsmittels fällt schwer lösliches Bariumsulfat aus. ③ ↑ S. 122

■ *Gegeben* *Gesucht*

$m_{BaSO_4} = 100$ mg (experimentell bestimmter Wert) $m_{SO_4^{2-}}$

$M_{BaSO_4} = 233\ g \cdot mol^{-1}$

$M_{SO_4^{2-}} = 96\ g \cdot mol^{-1}$

$$n = \frac{m}{M}$$

$$\frac{m_1}{M_1} = \frac{m_2}{M_2}$$

$$m_2 = \frac{m_1 \cdot M_2}{M_1}$$

$$m_{SO_4^{2-}} = \frac{m_{BaSO_4} \cdot M_{SO_4^{2-}}}{M_{BaSO_4}}$$

$$m_{SO_4^{2-}} = \frac{0{,}1\ g \cdot 96\ g \cdot mol^{-1}}{233\ g \cdot mol^{-1}}$$

$m_{SO_4^{2-}} = 0{,}041$ g $\quad m_{SO_4^{2-}} = 41$ mg

m Masse in g
n Stoffmenge in mol
M molare Masse in $g \cdot mol^{-1}$
m_1 Masse des gefällten Stoffs in g ($BaSO_4$)
m_2 Masse des gesuchten Stoffs in g (Sulfat-Ionen)
M_1 molare Masse des gefällten Stoffes in $g \cdot mol^{-1}$ ($BaSO_4$)
M_2 molare Masse des gesuchten Stoffs in $g \cdot mol^{-1}$ (Sulfat-Ionen)

Die Masse der Sulfat-Ionen in 200 ml des untersuchten Wassers beträgt 41 mg. In einem Liter Wasser sind 205 mg enthalten. Für den Quotienten der molaren Massen

$$\frac{M_{SO_4^{2-}}}{M_{BaSO_4}}$$

kann ein Faktor F eingesetzt werden, der die Berechnung verkürzt und erleichtert.

$$F = \frac{M_{SO_4^{2-}}}{M_{BaSO_4}} \qquad F = 0{,}4115$$

■ *Gegeben* *Gesucht*

$m_{BaSO_4} = 100$ mg $m_{SO_4^{2-}}$

$F = 0{,}4115$

$m_{SO_4^{2-}} = F \cdot m_{BaSO_4}$

$m_{SO_4^{2-}} = 0{,}4115 \cdot 100$ mg

$m_{SO_4^{2-}} = 41{,}2$ mg

Die Faktoren der wichtigsten gravimetrischen Bestimmungen können aus Tabellenbüchern entnommen werden. (↑ TCh, S. 321 ff.) ④ ↑ S. 122

Aufgaben zum Kapitel 11

① Stellen Sie die in einem Liter Leitungswasser enthaltene Masse an Festrückständen fest!

② Schätzen Sie die Masse weiterer Laborgeräte!
Überprüfen Sie Ihre Schätzung durch Wägung!
(Belastungsgrenze der Waage beachten!)

③ Bei einer gravimetrischen Bestimmung der Sulfat-Ionen in einer Wasserprobe von 150 ml wurden folgende Werte ermittelt:
Masse des Porzellanfiltertiegels leer: 17,933 g
Masse des Porzellanfiltertiegels mit Bariumsulfat: 18,174 g
Berechnen Sie die Konzentration an Sulfat-Ionen in $mg \cdot l^{-1}$!

④ Berechnen Sie den Faktor für die Bestimmung von Silber aus Silbernitrat aus den molaren Massen dieser Stoffe! Vergleichen Sie den errechneten Wert mit den Angaben im Tabellenbuch Chemie, Seite 331!

12. Kolorimetrie

12.1. Grundlagen

Neben maßanalytischen und gravimetrischen Wasseruntersuchungen gewinnen analytische Verfahren zunehmend an Bedeutung, die auf der Beobachtung und Messung physikalischer Erscheinungen beim Ablauf chemischer Reaktionen beruhen. Für solche Bestimmungen werden sehr geringe Massen von Stoffen benötigt, und die Ergebnisse der Analyse liegen schnell vor.

▶ **Die Kolorimetrie ist ein Verfahren der quantitativen chemischen Analyse, bei der die Konzentration eines Stoffes in einer Lösung nach der Farbtiefe der Lösung bestimmt wird.**

Wenn Licht durch eine farbige Lösung strahlt, wird ein Teil davon absorbiert. Die Absorption ist von der Art der farbigen Lösung, von der Konzentration und der Schichtdicke der durchstrahlten Flüssigkeit abhängig. Bei verdünnten farbigen Lösungen ist bei gleicher Schichtdicke die Konzentration des gelösten Stoffes der Lichtabsorption proportional.

▶ **Kolorimetrische Analysen beruhen auf dem Vergleich der Farbintensitäten zwischen einer zu bestimmenden Lösung mit einer gleichartigen Lösung bekannter Konzentration (Vergleichslösung).**

Für kolorimetrische Bestimmungen sind farbige Lösungen, lichtdurchlässige Trübungen, lichtdurchlässige Festkörper oder farbige Gase geeignet.

■ Zu den kolorimetrischen Verfahren gehört auch die Anwendung von Mischindikatoren zur Messung der Konzentration an Wasserstoff-Ionen, wie Unitest-, Stuphan- oder Czensny-Indikator (↗ S. 67). Während beim Unitest- und Stuphanindikator Farbskalen vorhanden sind, wird beim Czensny-Indikator der *p*H-Wert durch Vergleich mit vorgegebenen Lösungen (Vergleichslösungen) ermittelt, deren Färbung einem bestimmten *p*H-Wert-Bereich entspricht.
Bei Wasseruntersuchungen werden kolorimetrisch besonders Farbreaktionen von Eisen-, Kupfer- und Ammonium-Ionen ausgenutzt (Tab. 24).

Tabelle 24 Kolorimetrisch auswertbare Farblösungen

Nachzuweisende Ionen	Nachweisreagens	Formel der farbigen Verbindung	Farbe
Eisen(III)-Ionen	Kaliumthiozyanat	$Fe(SCN)_3$	rot
Kupfer(II)-Ionen	Ammoniumhydroxid	$[Cu(NH_3)_4]SO_4$	tiefblau
Ammonium-Ionen	Neßlers Reagens	$Hg[HgJ_3(NH_2)]$	gelb bis gelbbraun

Für die kolorimetrischen Bestimmungen von Eisen-, Kupfer(II)- oder Ammonium-Ionen ist es notwendig, Vergleichslösungen bekannter Konzentration selbst herzustellen.

Der Vergleich der zu untersuchenden Lösung mit Lösungen bekannter Konzentrationen kann unmittelbar mit dem Auge erfolgen (↑ Czensny-Indikator, S. 67) oder unter Verwendung besonderer Meßgeräte, der **Kolorimeter**, erfolgen.
Mit Kolorimetern wird nach dem Prinzip des Vergleichs von Lichtintensitäten gearbeitet. Bei modernen Meßgeräten erfolgt das durch fotoelektrische Messung. Bei **Einzellen-Kolorimetern** fällt ein Lichtstrahl nacheinander durch die Vergleichs- und Probelösung. Für analytische Untersuchungen werden hauptsächlich **Zweizellen-Kolorimeter** verwendet. Bei diesen fallen zwei von einer Lichtquelle ausgehende Lichtstrahlen über ein Spiegel- und Linsensystem gleichzeitig durch die Vergleichs- und Probelösung. Eine Angleichung der unterschiedlichen Lichtintensitäten kann auf verschiedenen Wegen erfolgen und zur Messung genutzt werden, zum Beispiel durch Veränderung der Schichtdicke der Lösungen, durch Verwendung von geeichten Meßblenden oder durch Änderung der unbekannten Konzentration.
In modernen Kolorimetern wandeln Fotozellen die unterschiedlichen Lichtintensitäten in elektrische Meßgrößen um, die auch aufgezeichnet werden können (Abb. 38).
Durch den Einsatz fotoelektrischer Kolorimeter können Konzentrationsmessungen in Forschungs- und Betriebslaboratorien mit kleinsten Massen von Stoffen schnell und effektiv durchgeführt werden. Der Selbstbau eines einfachen Einzellen-Kolorimeters ist in Zusammenarbeit mit einer Arbeitsgemeinschaft Gerätebau möglich.

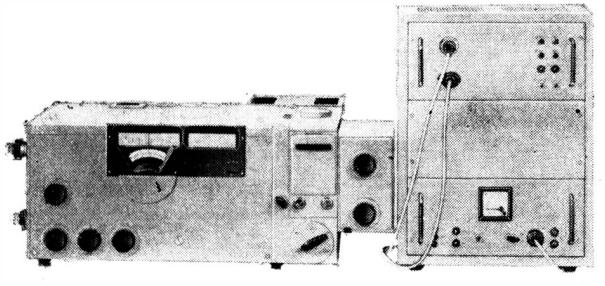


Abb. 38
Spektralkolorimeter „Spekol"
des VEB Carl-Zeiss, Jena

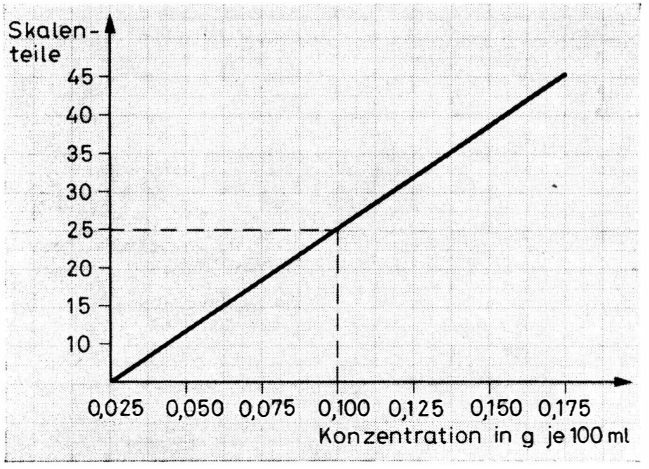


Abb. 39
Eichkurve
einer kolorimetrischen
Kupferbestimmung

Vor dem Arbeiten mit Kolorimetern ist es zunächst notwendig, die Geräte mit Lösungen bekannter Konzentrationen zu eichen.
Die Ergebnisse werden in Eichkurven zusammengestellt. Die Konzentration der Lösung und der entsprechende Skalenausschlag am Strommeßgerät werden in ein Koordinatensystem auf Millimeterpapier eingetragen (Abb. 39). Da der Ausschlag am Strommeßgerät der Konzentration der Lösung direkt proportional ist, läßt sich die genaue Konzentration einer unbekannten Lösung daraus ableiten.
Unter schulischen Bedingungen sind häufig nur kolorimetrische Bestimmungen durch unmittelbaren visuellen Vergleich möglich.

12.2. Herstellen der Vergleichslösungen

70 ▼ *Stellen Sie Vergleichslösungen für die kolorimetrische Eisenbestimmung her!*

Geräte: Meßkolben (1000 cm^3), 5 Meßkolben (100 cm^3), 5 Becher (250 cm^3), 2 Meßzylinder (10 cm^3), Meßpipette (Nenninhalt 1 cm^3 mit 0,01 cm^3-Teilung), Brenner, Dreifuß, Asbestdrahtnetz, Spritzflasche
Chemikalien: Eisen(II)-ammoniumsulfat, konzentrierte Schwefelsäure, Wasserstoffperoxidlösung (3%ig), Kaliumthiozyanatlösung (5%ig), destilliertes Wasser

Durchführung

1. Lösen Sie 7,022 g Eisen(II)-ammoniumsulfat im Meßkolben (1000 cm^3) in destilliertem Wasser!
2. Fügen Sie 10 ml Schwefelsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) zu!
3. Lassen Sie die Lösung im Meßkolben abkühlen, und füllen Sie danach mit destilliertem Wasser bis zur Ringmarke auf! (Diese Stammlösung enthält je Milliliter 1 mg Eisen(II)-Ionen.)

4. Füllen Sie folgende Volumen der Stammlösung in die Becher!

Becher	1	2	3	4	5
Stammlösung in ml	0,01	0,05	0,10	0,30	0,50

5. Geben Sie zu diesen Volumen je 50 ml destilliertes Wasser und 2 ml Wasserstoffperoxidlösung zu, und kochen Sie die Lösungen 5 min auf!
6. Fügen Sie nach dem Abkühlen zu diesen Lösungen je 5 ml Kaliumthiozyanatlösung zu!
7. Überführen Sie die Lösungen in Meßkolben (100 cm^3), und füllen Sie diese mit destilliertem Wasser bis zur Ringmarke auf!

Auswertung

Es entstehen Lösungen von Eisen(III)-thiozyanat unterschiedlicher Farbtiefe (Vergleichslösungen).

$Fe^{3+} + 3\ SCN^- \longrightarrow Fe(SCN)_3$

Vergleichslösung	1	2	3	4	5
Konzentration der Eisen(III)-Ionen in mg je Liter Lösung	0,1	0,5	1,0	3,0	5,0

71 ▼ *Stellen Sie Vergleichslösungen für die kolorimetrische Kupferbestimmung her!*

Geräte: Meßkolben (1000 cm^3), 5 Meßkolben (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3), Meßpipette (Nenninhalt 1 cm^3 mit 0,01 cm^3-Teilung), Spritzflasche
Chemikalien: Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser, konzentrierte Ammoniaklösung, destilliertes Wasser

Durchführung

1. Lösen Sie 39,295 g gepulvertes Kupfer(II)-sulfat-5-Wasser in destilliertem Wasser im Meßkolben (1000 cm^3)!
Füllen Sie den Meßkolben bis zur Ringmarke auf!
(Diese Stammlösung enthält je Milliliter 10 mg Kupfer(II)-Ionen.)
3. Füllen Sie folgende Volumen der Stammlösung in die Meßkolben (100 cm^3)!

Meßkolben	1	2	3	4	5
Stammlösung in ml	0,05	0,1	0,3	0,5	1,0

4. Fügen Sie je 1 ml konzentrierte Ammoniaklösung (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) zu!
5. Schütteln Sie gut um, und füllen Sie die Meßkolben mit destilliertem Wasser bis zur Ringmarke auf!

Auswertung

Es entstehen Lösungen von Tetramminkupfer(II)-sulfat unterschiedlicher Farbtiefe (Vergleichslösungen).

$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 4\ NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$

Vergleichslösung	1	2	3	4	5
Konzentration der Kupfer(II)-Ionen in mg je Liter Lösung	0,5	1,0	3,0	5,0	10,0

72 ▼ *Stellen Sie Vergleichslösungen für die kolorimetrische Ammoniumbestimmung her!*

Geräte: 5 Meßkolben (100 cm^3), Meßpipette (Nenninhalt 10 cm^3 mit 0,1 cm^3-Teilung), Meßzylinder (10 cm^3), Bürette (25 cm^3), Spritzflasche
Chemikalien: Ammoniumchlorid, Neßlers Reagens, destilliertes Wasser

Durchführung

Vorsicht beim Umgang mit Neßlers Reagens, es ist ein Gift der Abteilung 1! Arbeiten Sie mit stark verdünnten Lösungen! Füllen Sie Neßlers Reagens niemals mit Pipetten ab! Büretten verwenden!

1. Lösen Sie 0,297 g Ammoniumchlorid in destilliertem Wasser im Meßkolben (100 cm^3), und füllen Sie diesen bis zur Ringmarke mit destilliertem Wasser auf! (Diese Stammlösung enthält je Milliliter 0,01 mg Ammonium-Ionen.)
2. Füllen Sie folgende Volumen der Stammlösung in die Meßkolben!

Meßkolben	1	2	3	4
Stammlösung in ml	0,5	1,0	1,5	2,0

3. Geben Sie aus der Bürette je 2 ml Neßlers Reagens zu, schütteln Sie gut um, und füllen Sie die Meßkolben mit destilliertem Wasser bis zur Ringmarke auf!

Auswertung

Bei der chemischen Reaktion entsteht eine komplexe Quecksilberverbindung mit der Zusammensetzung $Hg\,[HgJ_3\,(NH_2)]$. Es entstehen Lösungen unterschiedlicher Farbtiefe (Vergleichslösungen), bei höheren Konzentrationen fällt ein hellbrauner, flockiger Niederschlag aus.

Vergleichslösung	1	2	3	4
Konzentration der Ammonium-Ionen in mg je Liter Lösung	0,50	0,10	0,15	0,20

Die Vergleichslösungen sind nur begrenzt haltbar.

12.3. Durchführen von kolorimetrischen Bestimmungen

Die **kolorimetrische Eisenbestimmung** ist anwendbar zur Untersuchung von Grundwasser und wenig verschmutztem Oberflächenwasser mit einer Konzentration von Eisen(III)-Ionen über 0,1 mg · l^{-1}. Die Proben können bis zu einer Konzentration von 4 mg · l^{-1} unverdünnt bestimmt werden. Besonders geeignet für diese Untersuchungen sind Wasserproben von Grundwasser und Abwasser von Eisenbeizereien.

73 ▼ *Bestimmen Sie kolorimetrisch die Konzentration von Eisen(III)-Ionen im Leitungswasser mit Hilfe von Vergleichslösungen!*

Geräte: Meßkolben (100 cm^3), Becher (250 cm^3), Vollpipette (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3), Dreifuß, Brenner, Asbestdrahtnetz

Chemikalien: Vergleichslösungen nach Experiment 70, Kaliumthiozyanatlösung (5%ig), konzentrierte Schwefelsäure, Wasserstoffperoxidlösung (3%ig), Leitungswasser

Durchführung

1. Geben Sie 100 ml der Wasserprobe in den Becher, und fügen Sie 1 ml konzentrierte Schwefelsäure (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) und 0,5 ml Wasserstoffperoxidlösung zu!
2. Erhitzen Sie die Lösung 5 min!
3. Fügen Sie zur abgekühlten Lösung 5 ml Kaliumthiozyanatlösung hinzu!
4. Vergleichen Sie die Farbtiefe der Wasserprobe mit den Vergleichslösungen (↑ Experiment 70, S. 125) gegen einen weißen Hintergrund!

Auswertung

Bei gleichen Schichtdicken der Lösungen bedeutet eine übereinstimmende Farbtiefe eine gleiche Konzentration Eisen(III)-Ionen. Der visuelle Vergleich ist daher in gleichartigen Gefäßen durchzuführen.

Zur Überwachung des Wassers in Hallenbädern und von Abwasser können **kolorimetrische Kupferbestimmungen** angewendet werden. Kupferverbindungen sind für niedere Organismen stark giftig. Daher werden lösliche Kupfersalze dem Wasser in Hallenschwimmbädern in geringen Mengen zugesetzt. Auch durch Korrosion von Kupferrohrleitungen und durch kupferhaltige Abwässer können Kupfer(II)-Ionen in das Wasser gelangen. In natürlichen Wassern und normalem Leitungswasser sind Kupfer(II)-Ionen nicht nachweisbar. Besonders geeignet für diese Untersuchungen sind Wasserproben aus Hallenbädern.

▼ *Bestimmen Sie kolorimetrisch die Konzentration von Kupfer(II)-Ionen eines kupferhaltigen Wassers mit Hilfe von Vergleichslösungen!*

Geräte: Meßkolben (100 cm^3), Meßzylinder (10 cm^3), Spritzflasche

Chemikalien: Vergleichslösungen nach Experiment 71, konzentrierte Ammoniaklösung, destilliertes Wasser, kupferhaltige Wasserprobe

Durchführung

1. Geben Sie 100 ml der Wasserprobe in den Meßkolben, und fügen Sie 1 ml konzentrierte Ammoniaklösung (Vorsicht, Gift 3, ätzend!) zu!
2. Schütteln Sie die Lösung, und vergleichen Sie die Farbtiefe der Wasserprobe mit den Vergleichslösungen (↑ Experiment 71, S. 126) gegen einen weißen Hintergrund!

Auswertung

Eine übereinstimmende Farbtiefe bedeutet eine gleiche Konzentration an Kupfer(II)-Ionen, wenn gleiche Schichtdicken der Lösungen vorliegen.

Die **kolorimetrische Ammoniumbestimmung** des Wassers ist für die Sicherung einer einwandfreien Trinkwasserqualität von besonderer Bedeutung. In gutem Trinkwasser dürfen keine Ammonium-Ionen nachweisbar sein. Ammonium-Ionen und Ammoniak können im Grundwasser durch den Abbau von Eiweißstoffen und vor allem durch den Zufluß von häuslichen und industriellen Abwässern vorhanden sein. Besonders geeignet für diese Untersuchungen sind Wasserproben aus Flüssen und Abwasser von landwirtschaftlichen Betrieben.

75 ▼ *Bestimmen Sie kolorimetrisch die Konzentration von Ammonium-Ionen in ammoniakhaltigem Wasser mit Hilfe von Vergleichslösungen!*

Geräte: Meßkolben (100 cm^3), Bürette (25 cm^3), Spatel
Chemikalien: Neßlers Reagens, Wasserproben, Kaliumnatriumtartrat, Vergleichslösungen nach Experiment 72

Durchführung

Vorsicht beim Arbeiten mit Neßlers Reagens! Gift der Abteilung 1! Nur verdünnte Lösungen verwenden!
1. Geben Sie 100 ml der Wasserprobe in den Meßkolben!
2. Fügen Sie eine Spatelspitze Kaliumnatriumtartrat zu, und schütteln Sie gut durch!
3. Geben Sie aus der Bürette 2 ml Neßlers Reagens zu der Lösung, und mischen Sie gut durch!
4. Vergleichen Sie nach 5 min die Färbung der Wasserprobe mit den Vergleichslösungen (↑ Experiment 72, S. 127) gegen einen weißen Hintergrund!

Auswertung

Eine übereinstimmende Farbtiefe bedeutet eine gleiche Konzentration an Ammonium-Ionen, wenn gleiche Schichtdicken der Lösungen vorliegen.
Bemerkung: Tartrate sind die Salze der Weinsäure. Das Kaliumnatriumtartrat wird zugefügt, um in der Wasserprobe enthaltene Erdalkalimetall- und Eisen-Ionen in Lösung zu halten, die sonst durch Neßlers Reagens gefällt würden.

13. Komplexuntersuchungen

Die Eigenschaften und Einsatzmöglichkeiten von Brauchwasser hängen vom Vorkommen, von Verunreinigungen und von der Art der Rohwasseraufbereitung ab. Um einen genauen Überblick über die Eigenschaften eines Wassers zu erhalten, werden in den Betrieben und Einrichtungen der Wasserversorgung physikalische, chemische und biologisch-bakteriologische Wasseruntersuchungen durchgeführt.
Die Art und Anzahl der Bestimmungen richten sich nach den jeweiligen Qualitätsanforderungen an das Wasser. Analytische Bestimmungen, die einen umfassenden Überblick über die Eigenschaften und die Zusammensetzung eines Wassers vermitteln, werden als **Komplexuntersuchungen** bezeichnet. [11]
Für Trinkwasser sind besonders hohe Qualitätsanforderungen einzuhalten, die im Standard „Trinkwasser-Gütebedingungen" (TGL 22433) zusammengefaßt sind (↑ Tabelle 25). ① ↑ S. 133
Qualitätsuntersuchungen müssen nach den entsprechenden Standards durchgeführt werden. Diese Standards wurden unter Berücksichtigung der im Rahmen der Mitgliedsländer des RGW bestehenden Erfahrungen und Vereinheitlichungen erarbeitet.

76 ▼ *Bestimmen Sie die Qualität des Brauchwassers eines Betriebes (oder Leitungswassers) nach folgenden Arbeitsschritten unter Anwendung der in den Kapiteln 6 · · · 12 behandelten analytischen Untersuchungsverfahren!*

Durchführung

1. *Probeentnahme.* Es müssen saubere Glas- oder Plastgefäße mit einwandfreien Verschlußmöglichkeiten verwendet werden! Die Entnahme der Wasserproben aus Zapfhähnen kann erst erfolgen, nachdem das Wasser etwa 15 min abgeflossen ist und eine konstante Temperatur erreicht hat. Durch eine periodische Wasserentnahme kann die Veränderung der Wasserbeschaffenheit in bestimmten Zeitabschnitten ermittelt werden.
2. *Temperaturmessung.* Die Temperatur einer Wasserprobe wird mit einem Thermometer mit einer Skalenteilung von mindestens 0,5 °C ermittelt. Die Messung muß unmittelbar am Entnahmeort erfolgen.

Tabelle 25 Güteanforderungen an Trinkwasser nach TGL 22433 (Auszug)

	Richtwert[1]	Grenzwert[2]	Einheit
Temperatur	8 · · · 12	3 und 20	°C
Geruch	ohne Besonderheiten	sehr schwach	Intensität
Geschmack	ohne Besonderheiten	sehr schwach	Intensität
Trübung	bis 5 mg SiO_2	10 mg SiO_2	l^{-1}
Farbe	bis 5 mg Pt	20 mg Pt	l^{-1}
Abdampfrückstand	bis 1000	bis 1500	$mg \cdot l^{-1}$
*p*H-Wert	6,8 · · · 8,6	6 und 9	–
Ammonium-Ionen	nicht nachweisbar	0,1	$mg \cdot l^{-1}$
Eisen-Ionen, gesamt	bis 0,1	0,3	$mg \cdot l^{-1}$
Kalzium-Ionen	bis 100	280	$mg \cdot l^{-1}$
Kupfer-Ionen	nicht nachweisbar	1,0	$mg \cdot l^{-1}$
Magnesium-Ionen	bis 70	120	$mg \cdot l^{-1}$
Mangan-Ionen	bis 0,05	0,1	$mg \cdot l^{-1}$
Zink-Ionen	bis 2	5	$mg \cdot l^{-1}$
Chlorid-Ionen	bis 250	350	$mg \cdot l^{-1}$
Fluorid-Ionen	1,0	1,3	$mg \cdot l^{-1}$
Nitrat-Ionen	bis 20	40	$mg \cdot l^{-1}$
Nitrit-Ionen	nicht nachweisbar	0,2	$mg \cdot l^{-1}$
Phosphat-Ionen	nicht nachweisbar	0,1	$mg \cdot l^{-1}$
Sulfat-Ionen	bis 250	400	$mg \cdot l^{-1}$
Gesamthärte	2 · · · 25	40	°*d*H
Karbonathärte	2 · · · 25	25	°*d*H
Sauerstoff, gelöst	6 · · · 10	4 und 14	$mg \cdot l^{-1}$
Kohlendioxid, gelöst	0 · · · 4	–	$mg \cdot l^{-1}$
Phenole	nicht nachweisbar	0,03	$mg \cdot l^{-1}$
Keimzahl	bis 50	100	Keime · cm^{-3}
Krankheitserreger	nicht nachweisbar	nicht nachweisbar	

1 Richtwert – angestrebte Konzentration
2 Grenzwert – maximal noch zulässige Konzentration

3. *Organoleptische Untersuchungen.* Bei Trinkwasseranalysen spielen diese Untersuchungen eine wesentliche Rolle. Dazu gehören die Prüfungen auf Geruch, Geschmack, Trübung und Farbe des Wassers.
Vorsicht! Geschmacksprüfungen dürfen nur durchgeführt werden, wenn keine Infektions- oder Vergiftungsgefahr besteht!
Die **Geruchs- und Geschmacksarten** einer Wasserprobe werden in 5 Kategorien angegeben (Tabelle 26).

Tabelle 26 Einteilung der Geruchs- und Geschmacksarten von Wasser in Kategorien [2]

Intensität des Geruchs und Geschmacks	Bezeichnung	Punktbewertung
0	ohne Besonderheit	5 Punkte
I	sehr schwach	4 Punkte
II	schwach	3 Punkte
III	deutlich	2 Punkte
IV	sehr stark	1 Punkt

Erläuterung der Kategorien 0 · · · IV:

0 Fremdartiger Geruch und Geschmack sind auch vom Fachmann nicht wahrnehmbar.
I Fremdartiger Geruch und Geschmack sind vom Verbraucher noch nicht, vom Fachmann jedoch wahrnehmbar.
II Fremdartiger Geruch und Geschmack sind vom Verbraucher bemerkbar.
III Fremdartiger Geruch und Geschmack erregen Aufmerksamkeit des Verbrauchers und können zur Ablehnung des Wassers als Trinkwasser führen.
IV Fremdartiger Geruch und Geschmack sind so stark, daß das Wasser als Trinkwasser ungeeignet ist.

Bei der **Geruchsart** werden unterschieden:

Ohne Geruch, fremdartige Gerüche wie erdig, muffig, jauchig, faulig, fischig, nach chemischen Stoffen (möglichst eindeutige Angaben, z. B. nach Chlor, Phenol), anderweitig fremdartige Gerüche.

Bei der **Geschmacksart** werden unterschieden:

Ohne Besonderheit, süß, sauer, salzig, bitter, erdig, muffig, fischig, fade, metallisch-adstringierend (zusammenziehend), nach chemischen Stoffen (möglichst eindeutige Angaben, z. B. nach Chlor, Phenol), anderweitig fremdartiger Geschmack.
4. *Untersuchungen auf Trübung und Farbe.* Die Durchsichtigkeit (Trübung und Farbe) gehören zur äußeren Beschaffenheit eines Wassers. Zur Beurteilung der **Trübung** genügt meist eine qualitative Angabe, die durch eine Beobachtung gegen einen schwarzen Hintergrund gewonnen wird.
Nach dem **Trübungsgrad** wird unterschieden:
blank, klar, fast klar, schwach opalisierend, opalisierend, schwach getrübt, stark getrübt, undurchsichtig.

Eine quantitative Auswertung kann kolorimetrisch mit Vergleichslösungen, die Siliziumdioxid enthalten, erfolgen. Der Anteil an Schwebstoffen in einer Wasserprobe wird durch Vergleich der Trübungswerte sofort und 24 Stunden nach der Probeentnahme bestimmt.
Die **Farbe** des Wassers wird beschrieben oder mit einem speziellen Farbenatlas eingestuft.
Die Farbintensität von gelb bis rotbraun gefärbter Wasserproben kann kolorimetrisch mit platinhaltigen Vergleichslösungen bestimmt werden.
5. *Bestimmen der Masse gelöster und ungelöster Stoffe.* Der Anteil an gelösten und ungelösten Stoffen einer Wasserprobe wird als Rückstand bestimmt.
Man unterscheidet:

Abdampfrückstand – Trockenrückstand der gelösten Stoffe (nach Filtration der Probe)
Gesamtrückstand – Abdampfrückstand und Schwebstoffe (keine Filtration der Probe)
Abfiltrierbare Stoffe – Differenz zwischen Gesamtrückstand und Abdampfrückstand
Glührückstand – Asche des Abdampfrückstandes.
Die Konzentrationsangaben erfolgen in Milligramm je Liter Wasser.
6. *Quantitative analytische Bestimmungen.*

Bestimmung	Verfahren	Arbeitsvorschriften
*p*H-Wert	kolorimetrisch (Unitestlösung, Indikatorpapier)	↗ S. 67
	elektrometrisch	—
Gesamthärte	nach Boutron und Boudet	↗ S. 93
	komplexometrisch	↗ S. 96
Karbonathärte	alkalimetrisch	↗ S. 94
Chlorid-Ionenkonzentration	argentometrisch	↗ S. 111
Sulfat-Ionenkonzentration	gravimetrisch	↗ S. 120
Eisen-Ionenkonzentration	manganometrisch	↗ S. 114
	kolorimetrisch	↗ S. 128
Ammonium-Ionenkonzentration	kolorimetrisch	↗ S. 129

Aufgaben zum Kapitel 13

① Erkundigen Sie sich in einem Betrieb Ihres Heimatortes, nach welchem Standard sich die Qualitätsanforderungen des Betriebswassers richten!

14. Übersicht über wichtige Begriffe

14.1. Grundbegriffe

Äquivalenzpunkt
Endpunkt einer Titration, bei dem in der Analysenlösung gleiche Äquivalentmengen der zu bestimmenden Stoffe und der Maßlösungen vorliegen.

Atombindung mit teilweisem Ionencharakter (↑ ChiÜb, S. 37)

Dipol (↑ ChiÜb, S. 28)

Dissoziation (↑ ChiÜb, S. 58)

Fällungsreaktion (↑ ChiÜb, S. 56, S. 128)

Farbreaktion (↑ ChiÜb, S. 128)

Gitterenergie
Energie, die für den Abbau eines Ionengitters beim Auflösen eines festen Stoffes aufgewandt werden muß.

Hydratation
Anlagerung von Wassermolekülen an Ionen durch Dipolkräfte der Wassermoleküle.

Hydratationsenergie
Energie, die beim Auflösen eines kristallinen festen Stoffes durch Anlagerung von Wassermolekülen an Ionen frei wird.

Indikatoren
Stoffe oder Stoffgemische, bei denen durch chemische Reaktionen Farbänderungen auftreten.

- Phenolphthalein, Lackmus, Methylorange, Universalindikator, Czensny-Indikator

Ionengitter
Räumliche Anordnung der Ionen im Kristall. (↑ ChiÜb, S. 29)

Komplexbildungsreaktion
Chemische Reaktion, bei der Komplexverbindungen entstehen.

- Aus Kupfer(II)-hydroxid und Ammoniak entstehen komplexe Tetramminkupfer(II)-Ionen.

$$Cu(OH)_2 + 4\ NH_3 \longrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+} + 2\ OH^-$$

Komplexverbindungen
Verbindungen, bei denen am Metallatom oder – Ion (Zentralatom oder – Ion) neutrale Moleküle oder Ionen (Liganden) angelagert sind.

- $[Cu(NH_3)_4]SO_4$ – Tetramminkupfer(II)-sulfat

Korrekturfaktor
Quotient aus dem theoretisch errechneten und dem tatsächlich verbrauchten Volumen an Maßlösungen.

$$\text{Korrekturfaktor } F_N = \frac{\text{Sollverbrauch } V_S}{\text{Istverbrauch } V_I}$$

Kristallisationswärme
Wärmemenge, die beim Auskristallisieren eines kristallinen, festen Stoffes aus einem Lösungsmittel verbraucht wird oder frei wird.

Löslichkeit (↑ ChiÜb, S. 58)

Lösung (↑ ChiÜb, S. 57)

Lösungswärme
Wärmemenge, die beim Auflösen eines kristallinen, festen Stoffes in einem Lösungsmittel frei wird oder verbraucht wird.

Molekülassoziation
Durch Ausbildung von Wasserstoffbrückenbindungen zwischen den einzelnen Wassermolekülen lagern sich diese zu Molekülaggregaten zusammen.

Neutralisation (↑ ChiÜb, S. 55)

***p*H-Wert** (↑ ChiÜb, S. 129)

Pufferlösung
Lösung, deren *p*H-Wert sich trotz Zugabe von Wasserstoff-Ionen oder Hydroxid-Ionen nur geringfügig ändert.

Redoxreaktion (↑ ChiÜb, S. 54f.)

Titer
Genaue Konzentration an wirksamer Substanz von Maßlösungen.

Wasserstoffbrückenbindung
Wird durch zwischenmolekulare Kräfte hervorgerufen. Beim Wasser durch die Wechselwirkungen zwischen dem Sauerstoffatom und den Wasserstoffatomen unterschiedlicher Wassermoleküle (Dipolkräfte).

14.2. Konzentrationsangaben

Konzentration
Anteil eines Stoffes (Stoffmenge, Masse, Volumen) in einer Stoffmenge, in einer Masse oder in einem Volumen eines Stoffgemisches.

Masseprozent
Prozentualer Masseanteil eines Stoffes an der Gesamtmasse einer Lösung; gibt die Masse an, die in 100 g Lösung enthalten ist.

$$c_{M\%} = \frac{m}{m_L} \cdot 100\%$$

m Masse des Stoffes in g
m_L Masse der Lösung in g

Volumenprozent
Prozentualer Volumenanteil eines Stoffes am Gesamtvolumen einer Lösung; gibt das Volumen an, das in 100 ml Lösung enthalten ist.

$$c_{Vol\%} = \frac{V}{V_L} \cdot 100\%$$

V Volumen des Stoffes in ml
V_L Volumen der Lösung in ml

Äquivalentmenge
Produkt aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes und der wirksamen Wertigkeit z.

$$n_{\ddot{A}} = n \cdot z$$

Wirksame Wertigkeit
Entspricht der Stoffmenge atomaren Wasserstoffs, die sich in einer Reaktion mit einem Mol dieses Stoffes umsetzt oder dieser Stoffmenge äquivalent ist.

Stoffmengenkonzentration (Molarität)
Quotient aus der Stoffmenge n des gelösten Stoffes und dem Volumen V der Lösung.

$$c_M = \frac{n}{V}$$

Äquivalentmengenkonzentration (Normalität)
Quotient aus der Äquivalentmenge $n_{\ddot{A}}$ des gelösten Stoffes und dem Volumen V der Lösung

$$c_N = \frac{n_{\ddot{A}}}{V}$$

14.3. Wasserarten

Einteilung der Wasserarten nach den Vorkommen

Wasserart	Vorkommen
Oberflächenwasser	Meere, Seen, Flüsse, Bäche
Grundwasser	in den obersten Schichten der Erdrinde
Quellwasser	Grundwasser, das aus Quellen an die Erdoberfläche gelangt
Niederschlagswasser	Regen, Schnee, Hagel, Tau
Kristallwasser	in Mineralen chemisch gebundenes Wasser
Oxydationswasser	im tierischen Organismus durch Verbrennung der Nährstoffe entstehendes Wasser
Zellwasser	am Aufbau tierischer und pflanzlicher Zellen beteiligtes Wasser

Einteilung der Wasserarten nach der Salzkonzentration

Wasserart	Salzkonzentration
Salzwasser	durchschnittlich 3,5%
Süßwasser	weniger als 0,1%
Hartes Wasser	hohe Konzentration der Härtebildner >30 °dH
Weiches Wasser	geringe Konzentration der Härtebildner <8 °dH

Einteilung der Wasserarten nach der Verwendung

Wasserart	Merkmale
Rohwasser	nicht aufbereitetes, natürlich vorkommendes Wasser
Brauchwasser (Nutzwasser)	für bestimmte Verwendungszwecke aufbereitetes Rohwasser
Trinkwasser	natürlich vorkommendes, aufbereitetes Rohwasser (Aufbereitung nach TGL 22433)
Betriebswasser	in Betrieben genutztes Brauchwasser
Abwasser	durch Nutzung verunreinigtes Brauchwasser

14.4. Wasseraufbereitung und Abwasserreinigung

Bei der Wasseraufbereitung zu entfernende Stoffe

Wasserinhaltsstoffe	Art der Stoffe
Grobdisperse Stoffe	Sinkstoffe, Schwebstoffe, Schwimmstoffe (Teilchendurchmesser $>10^{-4}$ mm)
Kolloide Stoffe	Ton-, Eiweiß- und andere Kolloide (Teilchendurchmesser $10^{-4} \cdots 10^{-6}$ mm)
Echt gelöste Stoffe	Gase, Ionen (Härtebildner), organische Verbindungen (Teilchendurchmesser $<10^{-6}$ mm)

Härtebildner
Im Rohwasser gelöste Kalzium- und Magnesiumsalze.

Karbonathärte
Gesamtkonzentration der im Wasser gelösten Hydrogenkarbonate, die beim Sieden als schwerlösliche Karbonate ausgefällt werden.

Nichtkarbonathärte
Gesamtkonzentration der im Wasser gelösten Sulfate, Silikate, Chloride und anderen Salze, die beim Sieden nicht verändert werden.

Gesamthärte
Summe aus Karbonathärte und Nichtkarbonathärte.

Härtegrad des Wassers
Maß für die Härte des Wassers, bezogen auf die Masse der in 1 l Wasser gelösten Salze. Die Konzentration der Salze wird umgerechnet auf Kalziumoxid.

■ 1 °dH entspricht der Konzentration von 10 mg Kalziumoxid in 1 l Wasser

Wasseraufbereitungsverfahren

Verfahren	Art der Aufbereitung
Klären	Mechanische Reinigung in Absetzbecken und Kiesfiltern, die durch eine „chemische Klärung" (Zugabe von Flockungsmitteln) ergänzt werden kann.
Entkeimen	Entfernen von Krankheitserregern und Herabsetzen der Anzahl unschädlicher Bakterien durch Spezialfilter oder Chemikalienzusatz
Belüften	Entfernen von Eisen- und Mangan-Ionen durch Oxydation
Enthärten	Entfernen von Kalzium- und Magnesium-Ionen durch thermische Enthärtung, Kalk-Soda-Verfahren und Ionenaustauschverfahren
Entsalzen	Entfernen von Kationen und Anionen aus dem Rohwasser durch Ionenaustauschverfahren oder Destillation

Ionenaustausch
Enthärtung und Entsalzung durch Ionenaustausch zwischen Ionen (Härtebildnern) des Wassers und Ionen des Ionenaustauschers.

Ionenaustauscher
Synthetisch hergestellte Harze, die bestimmte Ionen aufnehmen oder abgeben können.
- Kationenaustauscher – KPS
- Anionenaustauscher – SBW

Abwasserreinigungsverfahren

Verfahren	Art der Reinigung
Mechanische Reinigung	Entfernen grobdisperser Stoffe durch Sandfänge, Siebe, Rechenanlagen, Absetzbecken
Chemische Reinigung	Entfernen der kolloiden Stoffe durch Chemikalienzusatz (z. B. Anlagern an ausgeflocktes Eisen(III)-hydroxid)
Biologische Reinigung	Entfernen molekularer Stoffe durch Kleinstlebewesen (Bakterien)

14.5. Wasseranalysen

Chemische Analyse
Bestimmen der Elemente eines unbekannten Stoffes.

Qualitative Analyse
Bestimmen der in unbekannten Stoffen vorhandenen Elemente.

Quantitative Analyse
Bestimmen des Stoffmengenverhältnisses einzelner Elemente eines Stoffes.

Vorprobenanalysen
Ungefähres Ermitteln der Elemente oder Ionen eines unbekannten Stoffes durch Flammenfärbung (↑ S. 62) und Spektralanalyse (↑ S. 63).

Nachweisreaktionen
Identifizieren eines Stoffes auf der Grundlage der für einzelne Elemente oder Atomgruppen charakteristischen chemischen Reaktionen.
Unterteilung in Kationennachweise und Anionennachweise (↑ S. 68 und S. 73).

Quantitativ analytische Bestimmungsverfahren

Verfahren	Art der Bestimmung
Volumetrie (Maßanalyse) (↗ S. 77)	Teilgebiet der quantitativen Analyse, bei der einer zu bestimmenden Lösung solange eine Lösung bekannter Konzentration (Maßlösung) zugegeben wird, bis eine vollständige Umsetzung erfolgt ist. Die Bestimmung heißt Titration.
Neutralisationstitration (↗ S. 82)	Verfahren der Volumetrie, bei dem Wasserstoff-Ionen einer Säurelösung mit Hydroxid-Ionen einer Basenlösung zu undissoziierten Wassermolekülen reagieren.
Komplexometrie (↗ S. 96)	Verfahren der Volumetrie, bei dem Metall-Ionen einer Salzlösung mit komplexen Anionen (z. B. Chelaplex III-Anionen) reagieren.
Argentometrie (↗ S. 108)	Verfahren der Volumetrie, bei dem Silber-Ionen mit Halogenid-Ionen zu undissoziierten Silberhalogeniden (Fällungstitration) reagieren.
Manganometrie (↗ S. 113)	Verfahren der Volumetrie, bei dem Permanganat-Ionen mit reduzierend wirkenden Ionen (Redoxreaktion) reagieren.
Gravimetrie (↗ S. 116)	Teilgebiet der quantitativen Analyse, bei der ein zu bestimmendes Ion in eine unlösliche, wägbare Verbindung konstanter Zusammensetzung überführt wird.
Kolorimetrie (↗ S. 123)	Teilgebiet der quantitativen Analyse, bei dem Farbunterschiede zwischen einer zu bestimmenden Lösung und einer gleichartigen Lösung bekannter Konzentration (Vergleichslösung) verglichen werden.
Konduktometrie (↗ S. 68).	Physikalisch-chemisches Verfahren, bei dem die elektrische Leitfähigkeit von Elektrolytlösungen gemessen wird (Leitfähigkeitstitration).
Potentiometrie (↗ S. 67)	Physikalisch-chemisches Verfahren, bei dem der Äquivalenzpunkt einer Titration durch Messen des Verlaufs des Elektrodenpotentials ermittelt wird.

Lösungen

Seite 23
④ 12,6 g Kristallwasser

Seite 59
④ 36,84%
⑤ 241 g Wasser

Seite 60
⑯ 3,95%
⑰ 3003 g Wasser
⑱ 100 g 37%iger Chlorwasserstoffsäure : 201 g Wasser
⑲ 100 g 96%ige Schwefelsäure : 357 g Wasser
⑳ 100 g 15%ige Salpetersäure : 150 g 65%iger Salpetersäure

Seite 86
① 3 mol Natriumhydroxid
② 0,5 mol Eisen(III)-oxid
③ 0,1 mol Sauerstoff
④ 10,5 mol Natriumhydroxid
⑤ 9 mol Phosphorsäure
⑥ 0,5 mol
⑦ 1 mol · l^{-1}
⑧ 0,9 mol · l^{-1}
⑨ 2 mol · l^{-1}
⑩ 41,6 g Bariumchlorid
⑪ 88,9 g Aluminiumchlorid
⑫ 1,010
⑰ 0,133 mol · l^{-1}
⑱ 0,031 mol · l^{-1}

Seite 107
⑦ 22,76 °*d*H
⑨ 10,64 °*d*H, $3{,}8 \cdot 10^{-3}$ mol · l^{-1}
⑫ 22,3 mg Kalziumoxid

Seite 122
③ 662 mg · l^{-1} Sulfat-Ionen
④ 0,635

Abbildungsnachweis

ADN-ZB/Böttcher (Abb. 17), ADN-ZB/Spremberg (Abb. 2), Gilsenbach, Berlin (Abb. 7, 8), Hartmetz, Schwedt (Abb. 9, 11), Keune, Mühlhausen (Abb. 27, 28), Willeke, Köthen (Abb. 22), VEB Carl-Zeiss, Jena (Abb. 38), VEB Erdölverarbeitung, Schwedt (Abb. 10), VEB Labortechnik, Ilmenau (Abb. 24, 26), Volk und Wissen, Berlin (Abb. 1), Ziemann, Sattler, Güstrow (Abb. 30, 32), Zentralbild/Ritter (Abb. 3), Zentralbild/Zielke (Abb. 4)

Literaturverzeichnis

[1] ABC Chemie in zwei Bänden.
VEB F. A. Brockhaus-Verlag, Leipzig 1965.
[2] Ausgewählte Methoden der Wasseruntersuchung, Band 1.
„Chemische, physikalisch-chemische, physikalische und elektrochemische Methoden". VEB Gustav Fischer-Verlag, Jena 1971.
[3] Chemie in Übersichten. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1974.
[4] Drews, I., Drews, K. H.: Chemie des Wassers.
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1973.
[5] Felber, W.: Laborkunde in zwei Bänden.
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1969.
[6] Große, Weißmantel: Chemie selbst erlebt.
Urania-Verlag, Leipzig-Jena-Berlin 1968.
[7] Jander, G., Blasius, E.: Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie. S. Hirzel-Verlag, Leipzig 1965.
[8] Kurze, G.: Zukunft Weltmeer. VEB Fachbuchverlag, Leipzig 1973.
[9] Autorenkollektiv: Lehrbuch Geographie, Klasse 9.
Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1973.
[10] Physik in Übersichten. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1974.
[11] Rahmenprogramm für Arbeitsgemeinschaften der Klassen 9 und 10 – Angewandte Chemie. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1974.
[12] Rauscher, K., Engst, R., Freimuth, U.: Untersuchung von Lebensmitteln.
VEB Fachbuchverlag, Leipzig 1972.
[13] Rödicker, H.: Analytische Chemie, Band 1.
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1966.
[14] Rödicker, H.: Analytische Chemie, Band 2.
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1966.
[15] Tabellenbuch Chemie.
VEB Deutscher Verlag für Grundstoffindustrie, Leipzig 1975.
[16] Tabellen und Formeln, Mathematik, Physik, Chemie.
Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1974.
[17] Wissensspeicher Chemie.
Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1974.
[18] Mikrobiologie. Volk und Wissen Volkseigener Verlag, Berlin 1977.

Register

Abdampfrückstand 133
abfiltrierbare Stoffe 133
Abwasser 24 25 29 137
Abwasserreinigung 29 32
– biologische 34 139
– chemische 32 139
– mechanische 32 139
Ammonium-Ionennachweis 71
Analyse, qualitative 61 139
– quantitative 61 77 139
Anionenaustauscher 102 103 106
Anionennachweise 73 139
Äquivalentmenge 77 78 136
Äquivalentmengenkonzentration (Normalität) 79 85 90 91 136
Äquivalenzpunkt 82 84 109 134
Argentometrie 108
argentometrische Bestimmung 108 111

Blei(II)-Ionennachweis 70
Brauchwasser 10 12 15 24 137

Chorid-Ionennachweis 74
Czensny-Indikator 67 134

Dekantieren 116 117
Destillation 105
Dielektrizitätskonstante 43
Dipol 41 134
Dipolkräfte 42
Dissoziation 43 88 134

Eindampfen 47 116
Eisen(II)-Ionen, Entfernen 28
Eisen(III)-Ionennachweis 71
Enthärten 26 29 98 102 138
Entkeimen 26 27 138
Entsalzen 26 98 105 138

Fällen 116 117
Fällungsmittel 99 100
Fällungsreaktion 68 134
Fällungstitration 108
Farbindikatoren, Umschlagbereiche 65
Filtrieren 26 116 117
Flammenfärbung 62 63 139
Flammenfotometer 64
Fluoridieren 26 29

Gesamthärte 90 96 138
Gitterenergie 43 134
Glühen 116 119
Glührückstand 133
Gravimetrie 116 120 140

Handspektroskop 64
Härte, temporäre 90 94
Härtebildner 87 88 138
Härtegrad 90 138
Hydratation 43 134
Hydratationsenergie 43 134
Hydroxid-Ionennachweis 65

Indikatorgemische 66 134
Infrarot-Spektroskopie 42
Ionenaustausch 102 139
Ionenaustauscher 99 102 105 139
Ionenaustauschersäulen 103
Ionengitter 43 134

Kalium-Ionennachweis 69
Kalzium-Ionennachweis 69
Kältemischungen 43 44
Karbonathärte 90 94 138
Karbonat-Ionennachweis 75
Kationenaustauscher 102 103 105
Kationennachweise 68 139
Kesselstein 87
Klären 26 138
Kolorimeter 124
Kolorimetrie 123 128 140

Komplexbildungsreaktion 96 134
Komplexometrische Titration 96 140
Komplexverbindungen 97 135
Konduktometrie 68 140
Korrekturfaktor 81 135
Kristallisationswärme 52 135
Kristallwasser 15 18 137
Kühlwasser 87
Kupfer(II)-Ionennachweis 71

Linienspektrum 64
Löslichkeit 46 50 135
Lösungen, heißgesättigte 51
– kaltgesättigte 51
– konzentrierte 53
– verdünnte 53
Lösungswärme 52 135

Magnesium-Ionennachweis 69
Mangan-Ionen-Entfernung 28
Manganometrie 113 140
Maßanalyse 77 140
Masseprozent 19 48 53 136
Maßlösung 80 81 110 114
Mineralsalzkonzentration 24 25
Molarität 78 136
Molekülassoziationen 42 135

Neutralisationstitration 82 94 140
Nichtkarbonathärte 90 138
Niederschläge in der DDR 11
Nitrat-Ionennachweis 75
Nitrit-Ionennachweis 75
Normalität 78 79 136

Oxydationswasser 22

*p*H-Wert 65 97 113 123 135
Potentiometrie 67 140
Pufferlösung 97 135

Qualitätsuntersuchungen 130

Redoxreaktion 113 135
Rohwasser 26 137

Salzwasser 24 137
Sink- und Schwebstoffe 26
Spektralanalyse 62 63ff. 139
Stoffe, echt gelöste 26 138
– grobdisperse 25 138
– kolloid gelöste 25 138
Stoffmenge 77
Stoffmengenkonzentration
(Molarität) 78 90 91 92 136
Stoffmengenverhältnis 20
Stuphan-Indikatorpapier 67
Sulfat-Ionennachweis 75
Sulfid-Ionennachweis 76
Süßwasser 15 24 137

Titer 81 135
Trinkwasser 9 12 73 74 87
131 137
Trocknen 116 117

Umweltschutz 29ff.
Umweltverschmutzung 32
Universalindikator 67 134
Urtitersubstanzen 80

Veraschen 116 119
Verdunsten 47 52
Volumenprozent 53 136
Volumetrie 77 140
Vorprobenanalysen 62 139

Wägen 116 119
Waschen 116 117
Wasser, Anomalie 37
– Aufbereitung 24 25
– Dichte 37
– Geruchsarten 132
– Geschmacksarten 132
– Lösungsmittel 43
– Lösungsmittel für feste Stoffe 47
– Lösungsmittel für flüssige Stoffe 53
– Lösungsmittel für gasförmige Stoffe 56
– Masse 37
– physikalische Eigenschaften 36
– Schmelztemperatur 36
– Siedetemperatur 36
Wasseraufbereitung 25 26 98
– Verfahren 26
Wasserbedarf
– für chemische Produkte 11
– für den Menschen 22
– Verbrauchsbereiche der DDR 11
Wassergehalt 22
Wasserhärte 87ff. 96 98
Wassermolekül 41
Wasserstoffbrückenbindung 42 135
Wasserstoff-Ionennachweis 65
Wasserverteilung 15
Wasservorräte 15 16 17
Wertigkeit, wirksame 77 78 136

Zersetzung, thermische 99
Zink-Ionennachweis 70