

Chemische Technologie der Gespinnstfasern

1. Teil

Die chemischen Hilfsmittel
zur Veredlung der Gespinnstfasern

Eigenschaften, Darstellung, Prüfung und
praktische Anwendung

von

Prof. Dr. E. Ristenpart

Neue ergänzte Ausgabe
der dritten Auflage von

Das Färben und Bleichen Teil I

Mit 101 Figuren



BERLIN W 35
VERLAG von M. KRAYN
1937

**Chemische
Technologie der Gespinnstfasern**
I. Teil

Chemische Technologie der Gespinnstfasern

Praktisches Hilfs- und Lehrbuch
für Färber, Bleicher, Ausrüster und Drucker
sowie zum Unterricht an
Fach- und Hochschulen

Von

E. Ristenpart

- I. Teil: Die chemischen Hilfsmittel zur Veredlung
der Gespinnstfasern
- II. Teil: Die Gespinnstfasern
- III. Teil: Die Praxis der Färberei
- IV. Teil: Die Praxis der Bleicherei
- V. Teil: Die Ausrüstung (Appretur)
- VI. Teil: Die Druckerei

BERLIN W
VERLAG von M. KRAYN

1937

Die chemischen Hilfsmittel zur Veredlung der Gespinnstfasern

Eigenschaften, Darstellung, Prüfung und
praktische Anwendung

Von

Prof. Dr. E. Ristenpart

Neue ergänzte Ausgabe
der dritten Auflage von

Das Färben und Bleichen Teil I

Mit 101 Figuren



BERLIN W
VERLAG von M. KRAYN

1937

Copyright 1923 by M. Krayn, Berlin W 10.

Alle Rechte, namentlich das der Übersetzung, vorbehalten.

Printed in Germany

Inhaltsverzeichnis.

	Seite		Seite
Das Wasser	1	Basen	139
Physikalische Eigenschaften ...	1	1. Natriumhydroxyd	139
Das Wasser als Lösungsmittel ..	5	2. Kaliumhydroxyd	144
Beschaffenheit des natürlichen		3. Kalziumhydroxyd	145
Wassers	13	4. Ammoniak	146
Schädlichkeit von Wässern	16	5. Diäthylamin	148
Kesselsteinverhütung	18	6. Anilin	148
Die Untersuchung des Wassers für		Salze	150
 Textilzwecke	22	A. Natriumsalze	151
Die Reinigung des Wassers für Textil-		B. Kaliumsalze	208
 zwecke	26	C. Calciumsalze	218
1. Die Klärung	26	D. Bariumsalze	225
2. Die Enthärtung	32	E. Magnesiumsalze	227
3. Die Enteisung und Ent-		F. Ammoniumsalze	228
manganung	52	G. Eisensalze	234
4. Abwehr der salpetrigen		H. Aluminiumsalze	240
Säure	60	J. Chromsalze	248
Wasserreinigungsprüfung	62	K. Manganchlorür	252
Abwässerbeseitigung	68	L. Zinksalze	252
Abwasserreinigung	73	M. Bleisalze	254
1. Reinigung außerhalb des		N. Kupfersalze	256
eigentlichen Betriebes	72	O. Antimonsalze	260
A. Mechanische Reinigung ..	73	P. Zinnsalze	264
B. Chemische Reinigung	79	Nichtelektrolyte	270
C. Biologische Reinigung ...	80	A. Formaldehyd	270
2. Reinigung innerhalb der Be-		B. Lösungsmittel	272
triebe	87	C. Verdickungsmittel	275
Die Entnebelung von Färbereien ...	94	I. Kohlehydrate	275
Literatur	99	II. Eiweißkörper	281
Säuren	101	III. Mehle	284
1. Schwefelsäure	101	Das Färbereilaboratorium	286
2. Schweflige Säure	104	Ergänzungen	312
3. Chlorwasserstoffsäure	107	Das Wasser	312
4. Fluorwasserstoffsäure	109	Säuren	321
5. Salpetersäure	111	Basen	332
6. Ameisensäure	112	Salze	334
7. Essigsäure	114	Netzmittel	345
8. Oxalsäure	116	Besondere Hilfsmittel	351
9. Glykolsäure	118	Lösungsmittel	351
10. Weinsäure	118	Verdickungsmittel	353
11. Zitronensäure	119	Zerteilungsmittel	360
12. Milchsäure	119	Katalysatoren	361
13. Lävulinsäure	123	Faserschutzmittel	362
14. Salicylsäure	123	Fette und Öle	362
15. Gerbsäure	123	Abkürzungen	372
16. Wasserstoffsuperoxyd	136	Verzeichnis der Namen	373
		Verzeichnis der Stichworte	375

Vorwort.

Die freundliche Aufnahme, die das Buch bei seinem Erscheinen 1923 in Betrieb und Schule gefunden hat, weckte schon lange den Wunsch, es den neueren Riesenfortschritten der Gespinnstveredlung wieder anzupassen. Die Ausführung wurde immer wieder hinausgeschoben, bis die Entlastung des Verfassers von seiner Lehrtätigkeit die erforderliche Arbeitskraft hierfür frei machte.

Das wertvolle Alte ist durch Neues ergänzt worden, soweit es mir bekannt geworden ist. Ganz neu sind die Abschnitte über Netz-, Lösungs-, Zerteilungs- und Faserschutzmittel sowie über Katalysatoren und Fette und Öle, die früher wenig oder gar nicht berücksichtigt worden waren, inzwischen aber von Bedeutung geworden sind.

Dem Vordringen der physikalischen Chemie auch in das Gebiet der Gespinnstveredlung ist Rechnung getragen insbesondere durch die Darstellung der Bedeutung der Azidität und Alkalinität der Behandlungsbäder für den Ausfall der Ware.

· Möge das Buch im neuen Gewande sich nicht nur die alten Freunde erhalten, sondern recht viele neue hinzugewinnen!

Chemnitz, im März 1937.

E. Ristenpart.

Am leichtesten ist der Dampf. Seine Dichte bei 100° und 1 Atmosphäre (= 76 Zentimeter Quecksilbersäule) Druck beträgt nur 0,000589. Er beansprucht also den 1627fachen Raum des Wassers von 100°. Die Energie, mit der er diesen Anspruch geltend macht, seine Ausdehnungskraft, treibt den Kolben der Dampfmaschine.

Bei 100° übt gesättigter Wasserdampf den Druck einer Atmosphäre aus und dies ist der Grund, warum Wasser bei dieser Temperatur siedet. Bei niederen Temperaturen ist der Druck geringer, bei höheren größer:

Temperatur	—15	—10	0	10	15	20	25	30	35	40	50	60	80
cm Quecksilber	0,14	0,2	0,46	0,91	1,3	1,74	2,35	3,2	4,2	5,5	9,2	15	36
Temperatur	90	100	110	125	150	175	200						
cm Quecksilber	52,5	76	107,5	174	358	672	1169						
Atmosphären	1	1,4	2,3	4,7	8,8	15,4							

Erniedrigt man also den Druck, so siedet das Wasser bei niederer Temperatur. Davon macht man in den sogenannten Vakuumverdampfern Gebrauch, z. B. beim Einengen der zurückgewonnenen Mercerisierlauge.

Umgekehrt hat Wasser unter höherem Druck einen höheren Siedepunkt. So hat z. B. der Dampf im Dampfkessel bei 8,8 Atm. eine Temperatur von 175°.

Nicht nur beim Siedepunkt geht Wasser in Dampf über, sondern auch bei jeder anderen Temperatur, solange der über ihm befindliche Raum noch nicht mit Dampf gesättigt ist. Diesen unsichtbaren Vorgang, bei dem der Dampf nicht im Innern der Flüssigkeit, sondern nur an ihrer Oberfläche gebildet wird, bezeichnet man als Verdunsten. Die Verdunstung findet um so schneller statt, je größer die Oberfläche ist, an der Verdunstung stattfinden kann. Zu trocknende Gegenstände werden deshalb möglichst frei und luftig aufgehängt.

Die Verdunstung wird ferner um so mehr begünstigt, je weiter der in der Luft vorhandene Wasserdampf vom Zustande der Sättigung entfernt ist. Die folgende Tabelle zeigt die Anzahl g Dampf an, die 1 cbm Raum bei verschiedenen Temperaturen aufzunehmen vermag:

Temperatur	—10	—5	0	5	10	15	20	25	30	35	40	50	60	80	100
g Dampf	2,3	3,4	4,9	6,8	9,4	12,8	17,2	22,9	30,1	39,3	50,8	82	130	294	590

Diese Verhältnisse sind von der größten Bedeutung einerseits für das Trocknen feuchter Waren, das danach bei höherer Temperatur schneller von statten gehen muß, andererseits für das Auftreten von Nebel in Arbeitsräumen, in denen, wie z. B. in

Färbereien, viel Wasserdampf entwickelt wird. Denn Nebel ist nichts anderes wie zu feinen Wassertröpfchen verdichteter Wasserdampf, den der Raum nicht mehr aufzunehmen vermag. Die Temperatur, bei der die Luft das Höchstmaß von Dampf aufgenommen hat, und ein Überschuß in Form von Nebel sich abscheiden muß, bezeichnet man als den Taupunkt.

Die in 1 cbm Luft vorhandene Anzahl g Wasserdampf bezeichnet man als ihre absolute Feuchtigkeit. Die relative Feuchtigkeit ergibt sich, wenn man die Zahl für die absolute Feuchtigkeit durch die Anzahl g Dampf teilt, die der Raum bei der betreffenden Temperatur im gesättigten Zustande aufnehmen könnte, und mit 100 vervielfältigt. Die relative Feuchtigkeit schwankt in der Regel zwischen 50 und 80.

Von der relativen Feuchtigkeit hängt der Wassergehalt aller feuchtigkeitanziehenden (hygroskopischen) Stoffe ab. Dazu gehören auch die Gespinnstfasern, deren Eigenschaften, insbesondere Gewicht, durch den Feuchtigkeitsgehalt der Luft nicht unwesentlich verändert wird. Aus diesem Grunde müssen nicht nur alle streng wissenschaftlichen Untersuchungen an Gespinnstfasern diesen Umstand berücksichtigen¹⁾, auch der Handel muß sich über den jeweiligen Feuchtigkeitsgehalt der Faserstoffe unterrichtet halten durch Ermittlung des Trockengehaltes bei einer gesetzlich vorgeschriebenen Temperatur (Konditionieren).

Die Luftfeuchtigkeit bestimmt man vermittels der Feuchtigkeitsmesser (Hygrometer).

Beim Taupunkthygrometer kühlt man eine mit Äther gefüllte Glaskugel durch dessen freiwillige Verdunstung soweit ab, daß sich die Dämpfe aus der Luft in Form von Tau darauf niederschlagen. Dies geschieht bei der Sättigungstemperatur, die mit Hilfe eines Thermometers abgelesen werden kann; sie ergibt aus der zweiten Tabelle S. 2 unmittelbar die Anzahl g Wasserdampf in 1 cbm Luft.

Genauer arbeitet das Psychrometer von August. In einem Gestell sind 2 Thermometer nebeneinander aufgehängt. Die Kugel des einen, des feuchten, ist mit Zeug umwickelt, dessen unteres Ende in ein Gefäß mit Wasser taucht. Die an diesem Thermometer einsetzende Verdunstung und dadurch bewirkte Abkühlung wird um so größer sein, je trockener die Luft ist. Der Unterschied im

¹⁾ Das Materialprüfungsamt der Technischen Hochschule in Berlin nimmt 65% als Normal-Luftfeuchtigkeit an.

Stand der beiden Thermometer läßt daher einen Schluß auf den Feuchtigkeitsgehalt der Luft zu. Letzterer kann aus einer auf Grund der Erfahrung zusammengestellten Tabelle abgelesen werden. Fig. 1.

Das Haarhygrometer gründet sich auf die Tatsache, daß ein Haar mit zunehmender Feuchtigkeit länger wird. Dadurch wird eine Rolle gedreht, auf deren Axe ein Zeiger sitzt. Eine Skala erlaubt unmittelbar die relative Feuchtigkeit abzulesen. Fig. 2.

Um 1 g Wasser von 0° auf 1° zu bringen, braucht man eine Wärmemenge, die man als Calorie, abgekürzt cal., bezeichnet. Sie dient als Einheit für alle Wärmemessungen. Der 1000 fache Betrag, die Kilogrammcallee, wird als große Calorie und mit Cal. abgekürzt bezeichnet.

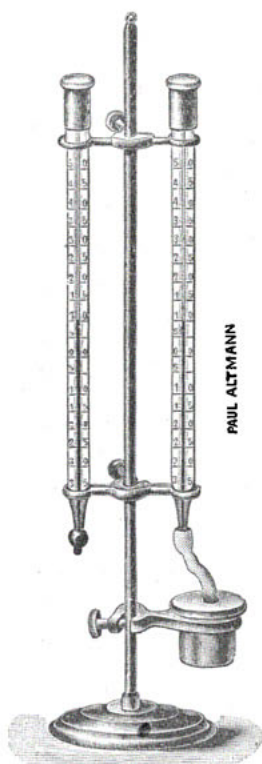


Fig. 1. Psychrometer.

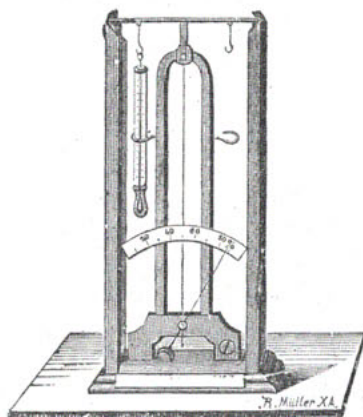


Fig. 2. Haarhygrometer.

Die spezifische Wärme eines Stoffes ist die Zahl von Calorien, die 1 g um 1° erwärmt. Daher ist die spezifische Wärme des Wassers bei 0° gleich 1.

Um 1 g Eis von 0° in 1 g Wasser von 0° zu verwandeln, sind 80 cal. nötig. Da diese Wärmemenge die Temperatur nicht ändert, vielmehr für unser Gefühl und das Thermometer verschwindet, so nennt man sie die gebundene (latente) Schmelzwärme. Sie ist mithin für Wasser gleich 80.

Um 1 g Wasser von 100° in 1 g Dampf von 100° zu verwandeln, sind 536,2 cal. nötig. Auch diese Wärme verschwindet scheinbar; man spricht daher von der gebundenen (latenten) Verdampfungswärme.

Umgekehrt werden bei der Verdichtung des Dampfes zu Wasser für jedes g 536 cal. frei, und diese hohe Wärmemenge befähigt den Wasserdampf als Heizmittel. Dabei kann man entweder die Wärme des Dampfes durch metallene oder sonstige Wände in die zu heizende Flüssigkeit leiten — mittelbare (indirekte) Heizung z. B. mittels Metallschlangen in Farbbädern oder Wasserbädern in chemischen Laboratorien — oder man kann den Dampf selber in die Flüssigkeit leiten — unmittelbare (direkte) Heizung.

Das Wasser als Lösungsmittel. Außer zur Dampferzeugung findet das Wasser noch eine zweite wichtige Verwendung in der Gespinnstveredlung, nämlich als Lösungsmittel für feste, flüssige und gasförmige Stoffe. Die Lösefähigkeit des Wassers ist so ungeheuer groß, daß sich ihr kaum ein Stoff ganz zu entziehen vermag. Immerhin bezeichnet man solche Stoffe von nur spurenweiser Löslichkeit als praktisch unlöslich.

Als Löslichkeit eines Stoffes in einem Lösungsmittel bezeichnet man die Anzahl g desselben, die mit 100 g des Lösungsmittels eine gesättigte Lösung geben.

Die Löslichkeit nimmt in der Regel mit steigender Temperatur zu, in einzelnen Fällen gleichmäßig, z. B. bei Kochsalz, Bleinitrat, Kaliumjodid und Silbernitrat in Wasser, in den meisten übrigen Fällen beschleunigt.

Ausnahmsweise kann auch die Löslichkeit mit steigender Temperatur abnehmen, z. B. beim Gips und oberhalb $32\frac{1}{2}^{\circ}$ bei Soda calc. in Wasser. Diese Ausnahmen erklären sich dadurch, daß beim Lösen dieser Stoffe nicht wie sonst Wärme „Lösungswärme“ verbraucht, sondern im Gegenteil frei wird. Denn das sog. Verschiebungsgesetz verlangt, daß der Zustand eines Gebildes bei Einwirkung einer verändernden Kraft — in unserem Falle Zufuhr von Wärme — sich so verschiebt, daß diese Kraft möglichst verzehrt und nicht noch vermehrt wird.

Die Lösungswärme wird zweckmäßig auf g-Mol bezogen und in Cal. angegeben. Sie ist nach dem Vorhergehenden in der Regel negativ, indem beim Lösen Wärme verbraucht wird. So beträgt sie z. B. für Kochsalz (1 Mol NaCl in 100 Mol H_2O oder 58,5 g NaCl in 1800 g H_2O) — 1,1 Cal.

Nach vorstehendem Beispiel kann man durch Auflösen von 58,5 g Kochsalz in 1800 g Wasser 1,1 Cal. Wärme binden; die Lö-

sung muß sich also um $1,1 \cdot \frac{1000}{1800} = \text{rund } 0,6^\circ$ abkühlen. Viel erheblicher ist die Abkühlung, wenn man das Wasser durch Eis ersetzt, wobei außer der geringen Lösungswärme noch die viel beträchtlichere Schmelzwärme des Eises verschwindet. Die folgende Zusammenstellung enthält einige der gebräuchlichsten Kältemischungen:

100 Teile Wasser mit	Temperatursinkt von bis	100 Teile Schnee mit	Temperatursinkt von bis
36 Teile Natriumchlorid .	12,6 10,1	33 Teilen NaCl	0 —21,3
20 „ Natriumsulfat .	12,5 5,7		
16 „ Kaliumnitrat .	13,2 3		
30 „ Kaliumchlorid .	13,2 0,6	30 „ KCl	0 —10,9
30 „ Ammon. Chlor. .	13,3 —5,1	25 „ NH_4Cl	0 —15,4
75 „ Natriumnitrat .	13,2 —5,3	50 „ NaNO_3	0 —17,7
110 „ Natr.-Thiosulf. kr.	10,7 —8		
250 „ Calciumchlorid .	10,8 —12,4	143 „ CaCl_2	0 —50
60 „ Ammon.-Nitrat .	13,6 —13,6	45 „ NH_4NO_3	0 —16,7
133 „ Ammon.-Rhodan.	13,2 —18		

Manchmal kühlen sich gesättigte Lösungen unter die Sättigungstemperatur ab, ohne daß es zur Abscheidung des zuviel gelösten Stoffes kommt. Man spricht dann von übersättigten Lösungen. Gelangen in eine solche Lösung Spuren des festen Stoffes, die vielleicht als Staub in der Luft umherfliegen, so scheidet sich plötzlich der Überschuß an gelöstem Stoff unter Freiwerden der Lösungswärme ab.

Zwischen einer gesättigten und einer ungesättigten Lösung bestehen ähnliche lehrreiche Beziehungen wie zwischen gesättigtem und ungesättigtem Dampf. Gesättigter Dampf besteht nur neben flüssigem Wasser also in einem Raume mit 2 Gebieten, von denen jedes in sich gleich, aber von dem andern wesentlich verschieden ist. Gesättigter Dampf stellt also das Vorhandensein von 2 „Phasen“ dar. Ungesättigter Dampf dagegen füllt den Raum bei Abwesenheit von Wasser gleichmäßig aus und stellt nur eine Phase dar. Den Zustand des gesättigten Dampfes kann man nur durch Temperaturänderung abwandeln so, daß er einen anderen Druck ausübt. Man verfügt nur über eine „Freiheit“. Den Zustand des ungesättigten Dampfes kann man sowohl durch Temperatur- wie durch Volum-änderung entsprechend abwandeln; man verfügt über 2 Freiheiten. In beiden Fällen ist die Summe von Phasen und Freiheiten konstant, nämlich gleich 3.

Eine gesättigte Lösung besteht im Allgemeinen nur bei Gegenwart von festem Bodenkörper, setzt also 2 Phasen voraus im Gegensatz zur ungesättigten Lösung, die nur eine Phase darstellt. Den Zustand einer gesättigten Lösung kann man durch Temperatur- oder Druck-änderung abwandeln so, daß sie eine andere Zusammensetzung hat. Man verfügt also über 2 Freiheiten. Den Zustand der ungesättigten Lösung kann man

mit Bezug auf Temperatur, Druck und Zusammensetzung (durch Hinzufügen des festen Stoffes) ändern, man verfügt also über 3 Freiheiten. Auch hier ist in beiden Fällen die Summe von Phasen und Freiheiten konstant, nämlich gleich 4.

Die Vermehrung der Freiheiten um 1 im Falle der Lösung gegenüber dem Dampf hat seinen Grund darin, daß auch die Zahl der „Bestandteile“ um 1 gewachsen ist, nämlich bei den Lösungen haben wir gelösten Stoff plus Lösungsmittel, beim Dampf nur den Stoff H_2O . Die Summe von Phasen und Freiheiten beträgt mithin bei einem Bestandteil 3, bei zweien 4. Allgemein gilt — und dies ist der Inhalt der Gibbs'schen Phasenregel — $P + F = B + 2$ die Summe von Phasen und Freiheiten ist gleich der um 2 vermehrten Anzahl der Bestandteile.

In den meisten Fällen nimmt die gesättigte Lösung einen kleineren Raum ein als das Lösungsmittel und der zu lösende Stoff zusammen; dann muß bei Druckerhöhung weiterer Stoff aufgelöst werden. Denn das Verschiebungsgesetz verlangt, daß bei Druckerhöhung derjenige Vorgang eintritt, der eine Raum- und mithin Druck-verniedrigung zur Folge hat.

Aus dem Gesagten ergibt sich, daß das spezifische Gewicht einer Lösung im allgemeinen größer ist als dasjenige des Lösungsmittels, und daß es mit zunehmendem Gehalt der Lösung steigt. Jedem Gehalt entspricht ein bestimmtes spezifisches Gewicht. Man kann daher umgekehrt aus der Dichte einer Lösung auf ihren Gehalt schließen, wenn man ein für alle Mal durch den Versuch in gewissen Abständen die zu den Gehalten gehörigen spezifischen Gewichte ermittelt und in Tabellenform zusammengestellt hat. Das spezifische Gewicht von Lösungen bestimmt man einfach und schnell mit Hilfe der Spindel (Aräometer von *ἀραιός*, dünn). In Färberkreisen benutzt man noch immer gern die Beauméspindel, deren Teilstriche auf Natriumchloridlösung eingestellt sind. Z. B. spindelt eine 10 %ige Natriumchloridlösung vom spezifischen Gewicht 1,07335 10° Bé. Nachstehend sind Grade Beaumé und spezifische Gewichte zusammengestellt:

Bé.	Sp. G.	Bé.	Sp. G.	Bé.	Sp. G.	Bé.	Sp. G.	Bé.	Sp. G.	Bé.	Sp. G.	Bé.	Sp. G.
0	1,000	10	1,075	20	1,162	30	1,263	40	1,383	50	1,530	60	1,711
1	1,007	11	1,083	21	1,171	31	1,274	41	1,397	51	1,540	61	1,732
2	1,014	12	1,091	22	1,180	32	1,285	42	1,410	52	1,563	62	1,753
3	1,022	13	1,100	23	1,190	33	1,297	43	1,424	53	1,580	63	1,774
4	1,029	14	1,108	24	1,200	34	1,308	44	1,438	54	1,597	64	1,796
5	1,037	15	1,116	25	1,210	35	1,320	45	1,453	55	1,615	65	1,819
6	1,045	16	1,125	26	1,220	36	1,332	46	1,468	56	1,634	66	1,842
7	1,052	17	1,134	27	1,231	37	1,345	47	1,483	57	1,652		
8	1,060	18	1,142	28	1,241	38	1,357	48	1,498	58	1,672		
9	1,067	19	1,152	29	1,252	39	1,370	49	1,514	59	1,691		

Die Tabelle lehrt, daß das spezifische Gewicht nicht gleichmäßig, sondern beschleunigt zu den Graden Bé. anwächst.

$$\text{Spezifisches Gewicht} = \frac{144,3}{144,3 - \text{Bé}}.$$

Mischungsrechnungen.

Aufgabe I. Mit wieviel Wasser muß eine Lösung vom spez. Gewicht a verdünnt werden, um das spez. Gewicht b zu erhalten?

$$\frac{a+x}{1+x} = b \quad \text{folglich} \quad x = \frac{a-b}{b-1}$$

also zu a g der Lösung müssen $\frac{a-b}{b-1}$ ccm Wasser gegeben werden.

Beispiel: Eine Lösung vom spezifischen Gewicht 1,332 soll auf das spezifische Gewicht 1,045 verdünnt werden. $\frac{1,332 - 1,045}{1,045 - 1} = \frac{0,287}{0,045} = 6,376$. Zu 1,332 g der Lösung müssen 6,376 ccm Wasser hinzugefügt werden.

Aufgabe II. Mit wieviel Wasser muß eine Lösung vom Gehalt $a\%$ verdünnt werden, um den Gehalt $b\%$ zu erhalten?

$$\frac{a}{100} = (1+x) \frac{b}{100} \quad \text{folglich} \quad x = \frac{a-b}{b}.$$

Beispiel: Eine 50%ige Lösung soll auf 30% verdünnt werden. $\frac{50-30}{30} = 0,666$. Zu 1 g der Lösung müssen 0,666 ccm Wasser hinzugefügt werden.

Aufgabe III. Mit wieviel Lösung vom spez. Gewicht c muß eine Lösung vom spez. Gewicht a versetzt werden, um das dazwischenliegende spez. Gewicht b zu erhalten?

$$\frac{a+x}{1+x} = b \quad x = \frac{a-b}{\frac{b-1}{c}}$$

also zu a g der Lösung vom spezifischen Gewicht a müssen $\frac{a-b}{\frac{b-1}{c}}$

g der Lösung vom spezifischen Gewicht c hinzugefügt werden, um das spezifische Gewicht b zu erhalten.

Beispiel: Eine Lösung vom spezifischen Gewicht 1,332 soll mit einer Lösung vom spezifischen Gewicht 1,022 auf das spezifische Gewicht 1,045 gebracht werden. $\frac{1,332 - 1,045}{1,045 - 1} = \frac{0,287}{0,022} = 13,045$. Zu 1,022

1,332 g der Lösung vom spezifischen Gewicht 1,332 müssen 13,045 g der Lösung vom spezifischen Gewicht 1,022 gesetzt werden, um das spezifische Gewicht 1,045 zu erhalten.

Aufgabe IV. Mit wieviel Lösung vom Gehalt c % muß eine Lösung vom Gehalt a % verdünnt werden, um den Gehalt b % zu erhalten?

$$\frac{a}{100} + \frac{x \cdot c}{100} = \frac{(1 + x) \cdot b}{100} \quad \text{folglich} \quad x = \frac{a - b}{b - c}.$$

Beispiel: Eine 75 %ige Schwefelsäure soll durch Vermischen einer 91 %igen mit einer 48 %igen hergestellt werden. $\frac{91 - 75}{75 - 48} = 0,593$.

Zu 1 g der stärkeren Säure müssen 0,593 g der schwächeren hinzugemischt werden, um die 75 %ige Säure zu erhalten.

Viele Stoffe bedürfen zum Aufbau ihrer Kristalle einer gewissen Menge Wasser. Dieses Kristallwasser sitzt mehr oder weniger locker. Manchmal entweicht es schon beim Liegen an der Luft bei gewöhnlicher Temperatur; die Kristalle verwittern. Schneller wird das Kristallwasser, ebenfalls unter Zermorschung des Kristallbaus, durch Erhitzen (Calcinieren — vom Brennen des Kalksteins [lat. calx] —) ausgetrieben. Das so erhaltene wasserfreie Pulver nimmt aber häufig beim Liegen an der Luft sein Kristallwasser wieder auf. Sehr schön zeigt z. B. diese Erscheinung der farblose entwässerte Kupfervitriol, indem er sich wieder bläut. Dem losen Zusammenhang zwischen wasserfreier Molekel und Kristallwasser trägt man dadurch Rechnung, daß man beide durch ein Plus-Zeichen verbunden nebeneinander schreibt, z. B. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10 \text{H}_2\text{O}$. Häufig auch kennzeichnet man das Kristallwasser durch die Abkürzung aq. — von aqua, das Wasser — z. B. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 10 \text{aq}$.

1887 hat van't Hoff seine geistvolle Lehre begründet, nach der sich ein gelöster Stoff geradeso verhält, als ob er als Gas den vom Lösungsmittel eingenommenen Raum erfüllte. Dementsprechend übt er den sog. osmotischen — von *ὀσμός* Stoß — Druck aus, der mit der absoluten Temperatur und der Konzentration gleichmäßig wächst. Er ist unabhängig von der Art des Stoffes, vielmehr für verschiedene Stoffe gleich groß, wofern nur gleichviel Molekeln gelöst sind; also äquimolare Lösungen verschiedener Stoffe üben bei gleicher Temperatur den gleichen osmotischen Druck aus.

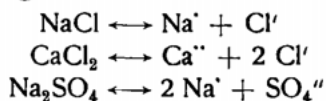
Der osmotische Druck äußert sich in dem Bestreben des gelösten Stoffes, sich in einem möglichst großen Raum, also in möglichst viel Lösungsmittel zu verbreiten. Er wirkt mithin dem Dampf-

druck entgegen, der im Gegenteil das Lösungsmittel in Dampfform zu entführen trachtet. Daraus folgt, daß Lösungen einen niedrigeren Dampfdruck haben müssen als ihr Lösungsmittel. Eine Salzlösung hat bei 100° noch nicht den zum Sieden erforderlichen Dampfdruck 76 cm, muß also höher sieden und hat bei unter 0° bereits den Dampfdruck des Eises von 0°, nämlich 0,46 cm, muß also niedriger erstarren.

Als molare Siedepunkterhöhung oder Siedepunktskonstante und als molare Gefrierpunktserniedrigung oder Gefrierpunktskonstante bezeichnet man die Siedepunkterhöhung bzw. Gefrierpunktserniedrigung einer Lösung, die auf 100 g des Lösungsmittels 1 g-Mol. enthält, d. h. soviel g wie das Molekulargewicht angibt. Für das Lösungsmittel Wasser sind die beiden Werte 5,2 und 18,5. Zum Vergleich seien einige andere Siedepunkt- und Gefrierpunktskonstanten angeführt:

	Siedepunkt	Konstante		Gefrierpunkt	Konstante
Alkohol	78,4	11,5	Ameisensäure	8,5	27,7
Äther	35	21,2			
Chloroform . .	61	35,9			
Eisessig	118	25,3	Eisessig	20	38,6
Essigester . . .	78	26,1			
Benzol	80,5	26,1	Benzol	4,9	50
			Nitrobenzol . .	5,3	70,7

Elektrolyte, d. h. Stoffe, deren wässrige Lösungen den elektrischen Strom leiten, weichen dadurch von Nichtelektrolyten, wie Zucker, Harnstoff usw., ab, daß gleichmolare Lösungen der Elektrolyte einen höheren osmotischen Druck aufweisen als solche der Nichtelektrolyte. Infolgedessen hat z. B. eine Natriumchloridlösung nahezu die doppelte Siedepunkterhöhung, als wie ihr eigentlich zukommen sollte. Diese scheinbare Unregelmäßigkeit wurde 1887 durch Svante Arrhenius mit dem Zerfall der Molekel in Ionen erklärt, die nunmehr die Stoß- und Druckwirkung der Molekeln vervielfältigt übernehmen.



Die Bezeichnung Ionen rührt von Faraday her, der damit die materiellen Teilchen benannte, die bei der Elektrolyse von Lösungen an die Elektroden wandern — *ion* das Wandernde — und so die Überführung der Elektrizität vermitteln. Zur Kathode wandern die mit positiver Elektrizität beladenen Kationen, zur Anode

die mit ebensoviel negativer Elektrizität beladenen Anionen — κατά hinab, ἄνω hinauf. Die positiven Ladungen der Kationen werden angedeutet, indem man rechts oben an das Symbol Punkte, die negativen, indem man Striche anfügt und zwar für jede Ladung einen.

Wird also Natriumchlorid in Wasser gelöst, so wird es gemäß obiger Gleichung $\text{NaCl} \longleftrightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ gespalten oder elektrolytisch dissoziiert. Das Wasser mit seiner hohen Dielektrizitätskonstante 80 wirkt als Isolator und verhindert den Ausgleich der entgegengesetzten elektrischen Ladungen.

Die Dielektrizitätskonstante D mißt den Widerstand eines Stoffes gegen den Durchgang der Elektrizität und gibt an, wievielmals die elektrostatische Kapazität (Ladefähigkeit) eines Kondensators in dem betreffenden Mittel größer als in Luft ist. Also $D_{\text{Luft}} = 1$; $D_{\text{H}_2\text{O}} = 80$. Andererseits ist die Dielektrizitätskonstante gleich dem Quadrat des elektrischen Brechungsexponenten d. h. des Verhältnisses der Wellenlängen, mit denen sich die von einem Erreger erzeugten elektrischen Wellen an einem metallischen Leiter einerseits in Luft, andererseits in der betreffenden Flüssigkeit fortpflanzen. So sind z. B. die Wellen in Luft 36, in Wasser 4 cm lang. $D_{\text{H}_2\text{O}} = (36:4)^2 = 81$.

Das hohe Dissoziationsvermögen des Wassers ergibt sich aus dem Vergleich seiner Dielektrizitätskonstante mit derjenigen anderer Lösungsmittel. Es ist D für Methylalkohol 33,2, Äthylalkohol 23, Methyläther 20,7, Äthyläther 4,4, Ameisensäure 58,5, Chloroform 5 und Tetrachlorkohlenstoff 2. Auch feste Stoffe und Gase haben in der Regel weit niedrigere Dielektrizitätskonstanten, z. B. Glimmer 8, Schwefel 3,8, Ebonit 3,2, Paraffin 2,3 und Kohlendioxyd 1,00095.

In den vorstehenden Dissoziationsgleichungen ist das Gleichheitszeichen durch den sowohl nach links wie nach rechts zeigenden Gleichgewichtspfeil ersetzt worden. Dadurch ist angedeutet, daß der Vorgang in beiden Richtungen stattfinden kann. Er muß von rechts nach links verlaufen, wenn das isolierende Lösungsmittel entfernt wird z. B. durch Eindicken der Lösung. Dann treten die Ionen wieder zur nicht gespaltenen Molekel zusammen. Für jede Konzentration der Salzlösung besteht ein Gleichgewichtszustand zwischen der Anzahl der in Ionen gespaltenen und ungespaltenen Molekeln. Das Maß der Spaltung bildet der Dissoziationsgrad α , die Zahl der dissoziierten Molekeln geteilt durch die Zahl der gesamten Molekeln. Es ist ohne weiteres verständlich, daß α zwischen 1 im Zustande weitgehendster Verdünnung und 0 im Zustande höchster Verdickung der Lösung schwanken kann. Der Dissoziationsgrad läßt sich durch Leitfähigkeitsmessungen leicht feststellen.

Die Gesetze des osmotischen Druckes sind ebenso wie die Gasgesetze sogenannte Grenzesetze, d. h. sie gelten nur für den eigentlichen Zustandsbereich, nicht mehr an den Grenzen. So wie die Gasgesetze ihre Gültigkeit verlieren für stark zusammengedrückte Gase, so die osmotischen für hochkonzentrierte Lösungen.

Man beobachtet dann zu hohe Werte. Ja, es kann der Fall eintreten, daß die Erniedrigung des Dampfdruckes der Lösung bis unter den bei gewöhnlicher Temperatur in der Luft vorhandenen Dampfdruck herabgeht. Das Verschiebungsgesetz verlangt, daß dann zur Herstellung des Gleichgewichtszustandes Wasser aus der Luft aufgenommen wird, bis der Dampfdruck gleich dem atmosphärischen Dampfdruck geworden ist. Solche Fälle liegen bei gewissen Stoffen, wie Calciumchlorid und Kaliumkarbonat vor, die man auch als zerfließlich bezeichnet. Sie können unter gewöhnlichen Verhältnissen nicht in fester Form bestehen, weil sie Wasser aus der Luft aufnehmen und dabei zerfließen; es sei denn, daß man sie in luftdicht schließenden Gefäßen aufbewahrt. Ihre Eigenschaft verwertet man zum Trocknen von wasserdampfhaltigen Gasen in Trockentürmen oder zum mittelbaren Trocknen fester Stoffe in den Exsikkatoren — siccare trocknen — der chemischen Laboratorien durch Austrocknen der darin eingeschlossenen Luft.

Von der Möglichkeit, Salzlösungen auf Grund der Gefrierpunktserniedrigung weit unter 0° abzukühlen, macht die Technik ausgedehnten Gebrauch bei der Kühlung von Räumen, bei der Fabrikation von Eis und bei der Laugenkühlung in der Stückmerzerisation

Die Möglichkeit, Salzlösungen über 100° zu erhitzen, benutzt man z. B. in den Laboratorien der Versuchsfärbereien, wenn bei vergleichenden Ausfärbungen von Wolle die Gefäße mit den Farblotten in den Heizbädern (Digestorien) aus Lösungen von Calciumchlorid, Kochsalz oder Salpeter bis zum Kochen des Inhalts erhitzt werden sollen.

Flüssigkeiten gegenüber verhält sich Wasser als Lösungsmittel zunächst genau so wie gegenüber festen Stoffen. Doch erhält der Begriff Löslichkeit hier einen doppelten Sinn, indem es in der Regel 2 verschieden große Mengen Flüssigkeit gibt, die mit 100 g Wasser eine gesättigte Lösung geben. Für Äther z. B. sind dies einerseits 9, andererseits 5000 g. Da im zweiten Falle die Menge des Äthers diejenige des Wassers überwiegt, spricht man auch von ätherischer Lösung von Wasser. Mit steigender Temperatur nähern sich beide Werte. Die Temperatur, bei der sie sich begegnen, heißt der kritische Lösungspunkt. Bei diesem Punkt und oberhalb desselben haben die beiden Flüssigkeitsphasen gleiche Zusammensetzung; sie sind in eine übergegangen. Das Verschwinden einer Phase vermehrt nach der Gibbs'schen Regel, da 2 Bestandteile vorhanden sind, die Zahl der Freiheiten von 2 auf 3. D. h. man

kann jenseits des kritischen Lösungspunktes nicht nur Druck und Temperatur, sondern auch die Zusammensetzung der Lösung beliebig ändern. Die Flüssigkeiten sind in unbegrenzter Menge in einander löslich.

Bei vielen Flüssigkeiten liegt der kritische Lösungspunkt unter 0°. Infolgedessen ergeben ihre Mischungen mit Wasser in jedem beliebigen Verhältnis eine nur 1-phasige Lösung. Beispiele dafür sind Alkohol, Glycerin, Schwefelsäure und Salpetersäure.

Praktisch in Wasser unlösliche Flüssigkeiten geben bei inniger Durchmischung mit Wasser eine Milch (Emulsion von emulgere = ausmelken). Begünstigt wird dieser Zustand durch feine Verteilung der Flüssigkeit.

Die Auflösung von Gasen in Wasser heißt Absorption. Sie wächst bei derselben Temperatur gleichmäßig mit dem von dem Gase ausgeübten Druck (Gesetz von Henry). Da man Gase leichter dem Raum nach messen als wiegen kann, so gibt man die Menge des bei einer bestimmten Temperatur gelösten Gases durch den Absorptionskoeffizienten nach Bunsen an. Der Absorptionskoeffizient bedeutet die von 1 ccm Wasser bei der betreffenden Temperatur und 76 cm Druck gelösten ccm Gas, gemessen bei 0° und 76 cm Druck. So ist z. B. der Absorptionskoeffizient bei 15° nach Winkler (B. 1889, 1764 und 1891 3606) für Stickstoff 0,01654, Sauerstoff 0,03358, Kohlendioxyd 1,010 und Ammoniak 727,2. Lagert also eine Atmosphäre von Kohlendioxyd über Wasser von 15°, so verschluckt 1 ccm Wasser 1,010 ccm dieses Kohlendioxyds, welches auch der Druck desselben sei.

Mit wachsender Temperatur nimmt der Absorptionskoeffizient ab.

Beschaffenheit des natürlichen Wassers. Was wir gemeinhin Wasser nennen, ist etwas ganz verschiedenes von dem, was der Chemiker darunter versteht. Es ist nicht mehr das chemisch reine Wasser, dessen Eigenschaften oben gekennzeichnet wurden, sondern auf Grund seiner außerordentlichen Lösungsfähigkeit mit allen möglichen Stoffen verunreinigt, die seine Eigenschaften mehr oder weniger abändern. Die Farbe kann durch Ferrocyanat grün, durch Humusstoffe gelb bis gelbgrün geworden sein, der Geruch und Geschmack kann durch aufgenommene Zersetzungsstoffe organischer Natur faulig geworden sein.

Verhältnismäßig rein ist noch das Regenwasser. Auf seinem kurzen Wege durch die Luft hat es nur deren Gase, Sauer-

stoff, Stickstoff und Kohlendioxyd aufgenommen. Der erste Regen freilich kann auch beachtliche Mengen Schwefelsäure, Salpetersäure, ferner organischen und mineralischen Staub mitbringen. Die genannten Gase lösen sich jedes entsprechend seinem Teil-
druck auf so, daß 1 ccm Regenwasser bei 15° gelöst enthält:

	Absorptionskoeffizient		Druck	Gelöste ccm
Sauerstoff	0,03358	×	0,2096	0,007141
Stickstoff	0,01654	×	0,7901	0,013068
Kohlendioxyd	1,01	×	0,0003	0,000303

Diese scheinbar geringen Gehalte an freiem Sauerstoff und Kohlendioxyd können bei der technischen Verwendung verheerend wirken, wie S. 16 dargelegt ist.

Das den Trocken- und Heizanlagen, sowie den Dampfmaschinen entstammende Kondenswasser könnte man dem Regenwasser an Reinheit vergleichen, wäre es nicht häufig durch Schmieröl und Rost aus den Leitungsröhren verunreinigt. Außerdem sucht es sich mit Sauerstoff zu sättigen, dessen Gehalt bald auf den normalen Wert hinaufschnellt, wenn man nicht für möglichsten Luftabschluss und sofortige Verwendung sorgt.

Das Oberflächenwasser nimmt die Gelegenheit wahr, in Berührung mit der Erdoberfläche Teile derselben mechanisch und chemisch aufzunehmen. Die ersteren reißt es, vermöge seines Gefälles, vom Erdreich los und mit sich fort, namentlich den leicht schwimmenden Ton, der das Fluß- und Teichwasser oft stundenlang trübt und sich nicht absetzen will. Dabei fällt besonders unangenehm die schwankende Beschaffenheit kleinerer Flußläufe ins Gewicht. Bei anhaltender Trockenheit pflegen sie kristallklar zu sein und bei eintretendem Regenfall füllen sie sich mit trüben Schlammfluten.

Das als Quell- und Brunnenwasser zu Tage tretende Grundwasser pflegt frei von solchen mechanischen Beimengungen zu sein, hat aber dafür um so mehr Stoffe chemisch gelöst. Ist es doch meist auf langen Wegen durch die Erdkruste hindurchgesickert, bis es auf undurchlässigen Grund traf. Auf seinem unterirdischen Wege vermag es unmittelbar aufzulösen die Chloride, Sulfate, Nitrate und Nitrite der Alkalien, des Calciums und Magnesiums, ferner organische Substanzen und Ammoniak. Mittelbar löst es die Carbonate des Calciums, Magnesiums, Eisens und Mangans vermöge seines Gehalts an Kohlendioxyd, den es aus der Luft mitgebracht und noch unterwegs angereichert hat. Zu statten kommt ihm dabei auch noch die Ab-

wesenheit von Sauerstoff, den es merkwürdigerweise im Erdinnern vollständig verliert.

Kalium kann sich in der Regel nicht vorfinden, da es von den Pflanzen zurückgehalten wird. Etwaiges Alkali ist fast immer als Natrium anzusprechen.

Calcium wird meist als Sulfat — bis zu 2 g im l — und Bikarbonat — nach Treadwell und Reuter bis zu 385 mg im l —, Magnesium als Chlorid, sowie als Bikarbonat und Karbonat — nach Treadwell und Reuter bis zu 1954 bzw. 716 mg im l bei 15° — vertreten sein. Bikarbonate erfordern aber nach Tillmanns (Ges. Ing. 1912, Nr. 34 S. 669) zur Lösung einen bestimmten Gehalt an überschüssiger Kohlensäure¹⁾. Die darüber hinaus enthaltene Kohlensäure wird auch als „aggressive“ bezeichnet, weil sie Mörtel und Metalle angreift.

Calcium und Magnesium verursachen in der Hauptsache die Härte des Wassers. Diese wird in Härtegraden ausgedrückt, von denen jeder einen Gehalt von 10 mg CaO im l bedeutet. Die Magnesia, MgO, die 1,4 Tl. CaO gleichwertig ist, denkt man sich also bei der Härtebestimmung ebenfalls als CaO vorhanden.

1 französischer Härtegrad bedeutet 10 mg CaCO₃ in 1 l, 1 englischer 10 mg CaCO₃ in 0,7 l Wasser.

Von der Gesamthärte unterscheidet man die vorübergehende (temporäre) Härte der Bikarbonate, die beim Kochen als Karbonate sich ausscheiden, und die bleibende Härte der Sulfate und Chloride der Erdalkalien.

Nach dem Journal für Gasbeleuchtung und Wasserversorgung 1915 sind die Gesamthärten der Trinkwässer einiger deutscher Städte folgende:

Bautzen	7,1	Dessau	4,8	Helmstedt	36,0	Siegen	1,7
Bernburg	31,0	Emden	5,0	Merseburg	45,5	Solingen	1,9
Biebrich	24,0	Gnesen	22,5	Nordhausen	1,7	Wernigerode	24,9
Bochum	3,9	Görlitz	4,6	Oschersleben	25,9	Wiesbaden	1,6
Cassel	4,7	Gotha	1,0	Reichenbach i. Schl.	36,0	Wilhelmshaven	1,1
Chemnitz	1,4	Hameln	26,3	Remscheid	2,6	Würzburg	36,1
Celle	4,2	Heidelberg	3,8	Saarbrücken	3,3	Zittau	0,7

Die organische Substanz wird zwar häufig mit Namen wie Ulmin, Ulminsäure, Quellsäure usw. belegt; in Wirklichkeit weiß man heute noch so gut wie nichts über ihre Zusammensetzung. Sie

¹⁾ Es erfordern zur Lösung:

Grade Bikarbonathärte . .	3,8	6,3	8,8	11,3	13,9	16,4	18,9	21,4	23,9
mg freie CO ₂ im l	1,0	3,0	7,5	17,2	35	61	93,5	132,9	176,6

wird, namentlich von schwach alkalischem Wasser, moorigem Untergrund entzogen.

Das Ammoniak deutet, wenn sein Gehalt 5 ccm n/100 im l übersteigt, auf Zuflüsse von Oberflächenwasser; im eigentlichen Grundwasser ist es in der Regel zu Salpetersäure mineralisiert.

Das Eisen entstammt Schwefelkiesen, die durch die freie Kohlensäure in Schwefelwasserstoff und Eisenoxydul zerlegt werden. Letzteres geht mit Hilfe überschüssiger Kohlensäure oder der erwähnten Ulmin- oder Humussäuren in Lösung. Ersterer kann mit anderen unter Wasser lagernden Eisenerzen neue Sulfide des Eisens bilden; besonders gefährlich ist der weitverbreitete manganhaltige Brauneisenstein, der mithin schuld ist, daß neben dem Eisen fast immer Mangan als Begleiter auftritt. So haben die Städte Breslau, Bernburg, Dresden, Glogau, Hannover, Krefeld, Nordhausen, Stettin (5,2 mg im l), Wiesbaden (0,1—1,5 im l) manganhaltiges Grundwasser.

Kieselsäure finden sich in der Regel 9—15 mg in jedem Grundwasser. Sie ist kolloid gelöst infolge der Zersetzung der Silikate durch die Kohlensäure des Wassers.

Schädlichkeit von Wässern. Die Anforderungen, die an ein gutes Gebrauchswasser gestellt werden, sind verschieden je nach seinem Verwendungszweck. Als Kesselspeisewasser soll es einerseits weich, andererseits nicht rostlustig sein. Als Bleicherei- und Färbereiwasser soll es 1. klar, 2. weich, 3. eisen- und manganfrei und 4. nitritfrei sein.

Die schädlichen Bestandteile des Kesselspeisewassers können eingeteilt werden in 1. fressende (aggressive), die Eisen und andere Metalle wie Zink, Kupfer, Messing und Blei auflösen und 2. versteinende, die die Wände mit Kesselstein verkrusten.

Die fressenden zerfallen wieder in die Gase Kohlensäure und Sauerstoff und die Mineralsalze Natrium-, Calcium- und Magnesiumchlorid, sowie Magnesiumsulfat, schließlich Kieselsäure (A. Goldberg Z. Unters. N. G. 1914, 265 und Z. D. I. 1913, 1345).

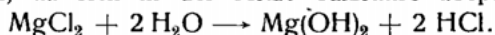
Die eisenlösende Tätigkeit der Kohlensäure wird gehemmt durch die Gegenwart von Calciumbikarbonat, noch mehr durch die von Calciumkarbonat, das die Kohlensäure unmittelbar bindet. So kann ein weiches, kohlensäurehaltiges Wasser viel gefährlicher sein als ein hartes. In England ist deshalb sogar die Destillation von Rohwasser zur Kesselspeisung verboten; denn nach S. 13 sättigt sich destilliertes Wasser schnell mit Luft und den darin enthaltenen Gasen Kohlensäure und Sauerstoff.

Der Sauerstoff hilft der Kohlensäure bei ihrer ätzenden Arbeit. Auf Grund der vortrefflichen Arbeiten von Heyn und Bauer, Wetzel und Vogel, aus dem Materialprüfungsamt 1910—18 kann die elektrolytische Rosttheorie heute als gesichert gelten. Bekanntlich ist nach Nernst jedes Metall in Berührung mit Wasser bestrebt, Ionen in dieses zu senden. Dies geschieht solange, bis der osmotische Druck dieser Kationen dem Lösungsdruck des Metalls das Gleichgewicht hält. Das Eisen des Kessels würde also dann nicht weiter angegriffen werden können. Nun greift aber der Sauerstoff ein und stört das Gleichgewicht, indem er die Eisenkationen zu Eisenoxyd (Rost) oxydiert; neue Eisenteilchen können in Lösungen gehen usw.

Während sich die überschüssige Kohlensäure aus dem Wasser durch einfachen Regenfall oder noch besser Rieselung über Kalkstein entfernen läßt, stößt die Beseitigung des Sauerstoffs auf Schwierigkeiten. Der Sauerstoffentziehungsapparat der Franz Seifert & Co. A.-G., Berlin besteht aus einem Rohrbündel, worin in besonderen Metallschläuchen leicht oxydierbares Material untergebracht ist, an dem das erwärmte Speisewasser vorbeiströmt. Der Wirbelstromentgaser der Deutschen Sanitätswerke G. m. b. H., Frankfurt a. M. und die kalte Entgasung der Maschinenbau A.-G. Balcke, Bochum arbeiten mit Vakuum; Balcke hat auch ein warmes Verfahren. Der einfachste und sicherste Rostschutz scheint die schwach alkalische Reaktion zu sein (wie sie sich bei künstlich enthärtetem Wasser von selbst ergibt).

Der Schotte Cumberland hat zuerst zu Anfang dieses Jahrhunderts vorgeschlagen, das Rosten durch Anwendung eines elektrischen Schutzstromes zu verhüten, der die eiserne Kesselwand zur Kathode macht. Dadurch wird der Lösungsspannung eine mindestens ebenso hohe elektrische Spannung entgegengesetzt, und es kann kein Eisen in Lösung gehen. Als Anoden benutzte Cumberland im Kesselinnern isoliert aufgehängte Eisenstäbe, die sich bald abnutzten. Die Stromdichte betrug auf 30—60 qm Heizfläche 1 Amp. bei 6—10 Volt Spannung.

Von den fressenden Mineralsalzen sind die Chloride und unter diesen das Magnesiumchlorid für die Kesselwand am gefährlichsten, da sich in der Hitze Salzsäure abspalten kann.



Auch diese Gefahr besteht nicht bei weichgemachtem, schwach alkalischem Wasser.

Die versteinenden Schädlinge des Kesselspeisewassers sind dieselben, die das Wasser hart machen: die Chloride, Sulfate und Karbonate des Kalziums und Magnesiums. Ihre Entfernung gelingt durch die Reinigung des Wassers vor der Speisung s. S. 32.

Die in älterer Literatur vertretene Ansicht, daß der Kesselstein die Wärmeausnutzung gewaltig herabsetze¹⁾, bis zu einem Mehrverbrauch an Kohlen von 40 % ist durch Versuche der physikalisch-technischen Reichsanstalt (Zeitschrift für Dampfkesselrevision 1907, 39) berichtigt worden. Viel gefährlicher als die verhältnismäßig geringe Behinderung der Wärmeübertragung ist die durch örtliche Schlammanhäufung eintretende Wärmestauung und infolgedessen zu erwartende Überhitzung, Ausbeulung, ja Zerreißung der bereits bei 500° glühend werdenden Kesselbleche. Diese Gefahr hat dazu geführt, die Dampfkessel unter behördliche Überwachung zu stellen. In gewissen Zeiträumen ist durch technische Sachverständige nachzuprüfen, ob durch Kesselstein keine Gefahr droht.

Kesselsteinverhütung. Zunächst hat man die mechanische Entfernung des Steinansatzes versucht. Man bedient sich hierzu mit Preßluft oder elektrisch betriebener Klopfer oder auch besonderer Fräser mit Spülkopf. Doch wird dabei leicht die Kesselwand aufgeraut und abgespähnt (C. Bach Z. D. I. 1911, 1296 und 1913, 1061). Ferner bringt es die Bauart mancher Kessel mit sich, daß nicht alle Stellen der Innenfläche zu erreichen sind. Schließlich kommt der Kessel mindestens 3 Tage außer Betrieb. Aus diesen Gründen gibt man der chemischen Reinigung den Vorzug. Denn auch die sogenannten Kesselsteinsammler oder „Universal-Kesselstein-Sammel-Automaten“ empfohlen von Chr. Hüls-meyer und Herwegh, Düsseldorf; Gerdtz, Bremen; Dupuis & Co., M.-Gladbach; Gebr. Hagedorn, Bocholt geben zu schweren Bedenken Anlaß. In den Dampfraum des Kessels sind Apparate eingebaut, innerhalb deren das über flache Becken rinnende Speisewasser seine Kesselsteinbildner ablagern soll. Demgegenüber muß festgestellt werden, daß es höchstens gelingt, den als Pulver sich abscheidenden, leicht entfernbaren, also harmlosen kohlen-sauren Kalk abzuscheiden, wohingegen der an der Kesselwand fest anbackende schwefelsaure Kalk und die sich ähnlich verhaltenden Magnesiumsalze widerstehen.

Gegen den von vielen empfohlenen Innenanstrich des Kessels läßt sich grundsätzlich nichts sagen. Dadurch soll das

¹⁾ Für 1 mm Kesselsteinansatz um 10%!

Festbrennen des Kesselsteins verhütet werden, der sich infolgedessen leichter abklopfen läßt. Aber man verwende nur Anstrichmassen von bekannter, bewährter Zusammensetzung. Sie müssen vor allem frei von Säure, Teer und Stoffen sein, die betäubende Dünste entwickeln. Es ist vorgekommen, daß Arbeiter beim Anstreichen im Kesselinnern ohnmächtig wurden und nur durch künstliche Sauerstoffzufuhr gerettet werden konnten.

Die chemischen Reinigungsverfahren des Kesselspeisewassers, die sich bislang in der Technik bewährt haben, sind das Kalk-Soda-Verfahren, das Soda-Regenerativ-Verfahren und das Permutitverfahren. Das erste und das dritte finden in gleicher Weise bei der Reinigung von Bleicherei- und Färbereiwässern Anwendung und sind dort beschrieben.

Das Soda-Regenerativ-Verfahren kann nur für Kesselspeisewasserreinigung angewandt werden. Dem Rohwasser wird nur überschüssiges Soda zugesetzt. Dadurch wird hauptsächlich der schwefelsaure Kalk ausgefällt. Der in den Kessel gelangte Überschuß an Soda, bei der hohen Kesseltemperatur zum Teil in Ätznatron verwandelt, $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{CO}_2$, wird dadurch wieder verwertet (regeneriert), daß von der tiefsten Stelle des Kessels Schlammwasser dem Reiniger zugeführt wird. Dadurch werden nun auch die Bikarbonate des Calciums und Magnesiums unter gleichzeitiger Erwärmung gefällt. Das wohl in den neunziger Jahren zuerst von Gebr. Sulzer, Winterthur, angewandte Verfahren wurde 1900 von R. Reichling & Co., Königshof bei Krefeld nach Deutschland gebracht und ist später durch Philipp Müller G. m. b. H., Stuttgart als „Neckar-Verfahren“, durch L. C. Steinmüller, Gummersbach und H. Reisert & Co. Köln-Braunsfeld als „Regenerativ-Verfahren“ verbreitet worden.

Beim Neckar-Verfahren (Fig. 3) wird die Soda nur im Betrage der Nichtkarbonathärte zugesetzt. Zur vollständigen Befreiung des Kessels von Schlammablagerung genügt die Rückführung von 5—10% der Speisewassermenge. Das Wasser im Reiniger habe 50—60°; es wird nur dann höher erhitzt, wenn Abwärme zur Verfügung steht. Die Karbonathärte wird auf doppelte Weise beseitigt: Einmal wird durch die Hitze im Reiniger die Kohlensäure der Bicarbonate ausgetrieben und letztere als unlösliche Carbonate ausgefällt. Dann aber wird diese Umsetzung auch durch die aus dem Kessel zurückkehrende, aus der überschüssigen Soda

gebildete Natronlauge bewirkt. Das Filter befindet sich im oberen Teile des Reinigers.

Beim Regenerativverfahren, (Fig. 4) wird auch nur im Anfang mit einem Überschuß von Soda gearbeitet, der nach und

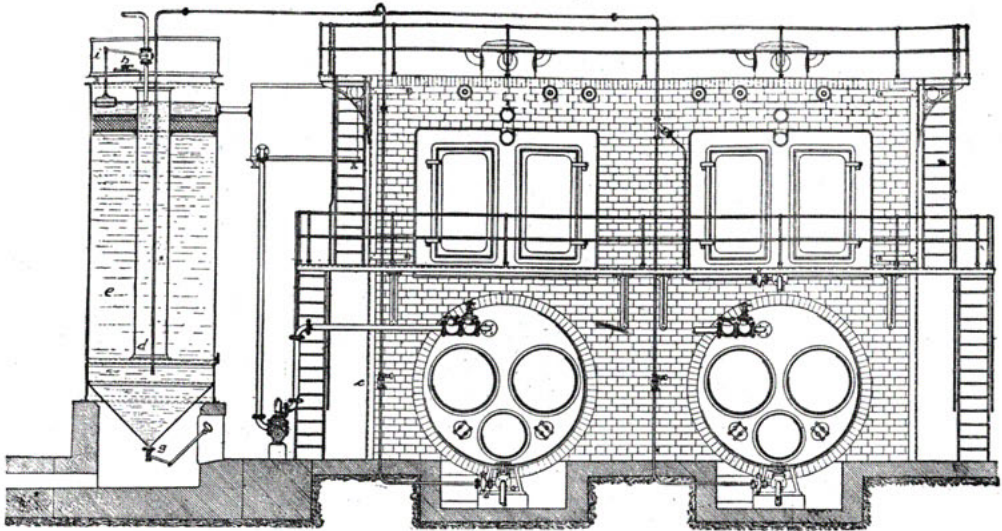


Fig. 3. Neckar-Verfahren.

c = Schlammrückführung; *d* = Mischzylinder; *e* = Reiniger; *f* = Filter; *g* = Schlammablaß;
h = Sodazulauf; *i* = Druckregler für den Rohwasserzufluß.

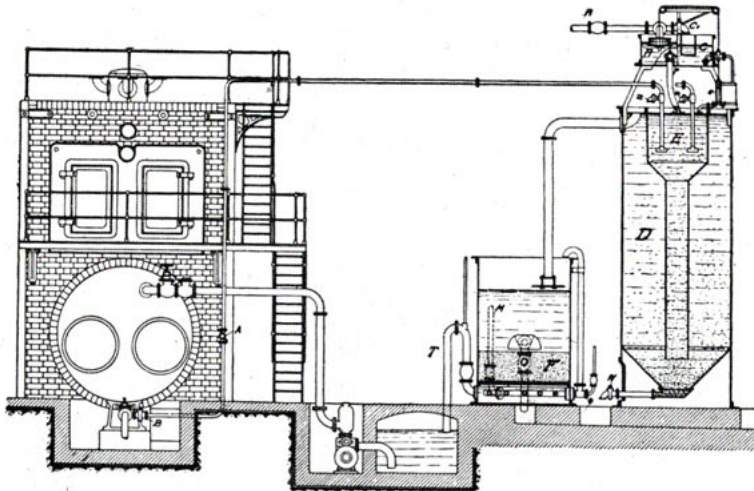


Fig. 4. Regenerativ-Verfahren.

nach verringert werden kann in dem Maße, wie sich der Gehalt an Soda im Kessel durch Verdampfung anreichert. Bei stark magnesium-haltigen Wässern wird wohl auch neben Soda etwas Natronlauge beigegeben. Das Filter F steht neben dem Reiniger D; ferner ist ein Vorratsbehälter für Reinwasser vorgesehen.

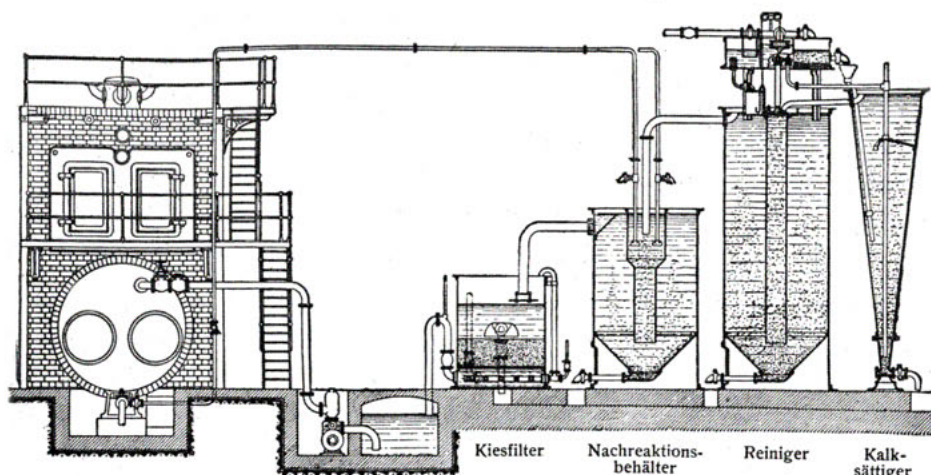


Fig. 5. Harko-Verfahren.

Bei dem „Harko“-Verfahren von Reiser wird zwischen dem ersten Reaktionsbehälter, in welchem das Wasser mit Kalk und Soda bis auf einen geringen Rest Härte weichgemacht wird, und dem Filter ein zweiter (Nachreaktions-)Behälter eingeschaltet, in welchem das Wasser durch Kesselschlammrückführung unter Ausnutzung der im Kessel befindlichen Alkalienüberschüsse bis fast auf 0° enthärtet wird. (Fig. 5). Dadurch, daß das Kesselwasser erst dem mit den berechneten Mengen Kalk und Soda weich gemachten Wasser zugeführt wird, kann eine gleichmäßige Enthärtung gewährleistet werden.

Die Untersuchung des Wassers für Textilizwecke.

Die Untersuchung des Wassers für Textilizwecke hat sich nur auf die schädlichen Verunreinigungen zu erstrecken.

Ob das Wasser frei ist von Schwebestoffen, prüft man durch Eingießen in eine Glasröhre und Vergleich mit einem anderen, brauchbaren Wasser, das man in eine ebensolche Röhre eingefüllt hat.

Ob das Wasser unerwünscht hart ist, prüft man durch Beobachtung seiner seifenzerstörenden Wirkung. Man bereitet sich eine Seifenlösung, von der 1 ccm durch 1 mg Kalk zerstört, d. h. aufgebraucht wird; 1 ccm entspricht also 1° Härte. Eine solche Lösung erhält man, indem man ca. 15 g Marseiller Seife in 1 l 30%igen Alkohol löst, nach längerem Stehen filtert und auf eine Gipslösung von bekanntem Gehalte an CaO einstellt. Diese Gipslösung ihrerseits erhält man, indem man gesättigtes Kalkwasser, das etwa 125° Härte hat, mit Normal-Schwefelsäure = $n \text{ H}_2\text{SO}_4$ neutralisiert und soweit verdünnt, daß eine Lösung von 6° Härte sich ergibt.

Beispiel: 100 ccm Kalkwasser verbrauchen mit Phenolphthalein als Indikator 4,5 ccm $n \text{ H}_2\text{SO}_4$. Diese entsprechen 4,5 mal 28 = 126 mg CaO. Dann sind die 104,5 ccm auf $104,5 \times 126 : 6 = 21945$ ccm oder 4,77 ccm auf 1 l zu verdünnen, um Wasser von 6° Härte (von CaSO_4 herrührend) zu erhalten.

Die Härtebestimmung gestaltet sich nun praktisch und einfach folgendermaßen: 100 ccm des Wassers werden zunächst unter Zusatz von wenig Methylorange mit $n/28 \text{ H}_2\text{SO}_4$ bis zum Farbumschlag titriert. Jeder ccm verbrauchte Säure entspricht 1° Härte und zwar „Karbonathärte“.

Nun wird mit der erwähnten Seifenlösung weiter titriert und so die „Gesamthärte“ bestimmt. Die Titration mit der Seifenlösung erfolgt einfach in der Weise, daß man so lange von der

Seifenlösung zufließen läßt, bis der nach kräftigem Umschütteln jedesmal wieder verschwindende Seifenschaum bestehen bleibt.

Blacher verwendet eine $\frac{1}{20}$ normale glyzerin-alkoholische Kaliumpalmitatlösung (Ch. Ztg. 1908, 744; 1913, 56; Zeitschr. f. angew. Ch. 1909, 967; Färberztg. 1913, 98). 25,6 g reine Palmitinsäure werden in 400 ccm Alkohol und 250 ccm Glycerin unter Erwärmen gelöst, mit alkoholischer Kalilauge neutralisiert und auf 1 l aufgefüllt. In 100 ccm des zu untersuchenden Wassers wird zunächst die Karbonathärte bestimmt, durch Einblasen von Luft die Kohlensäure verjagt, der geringe Säureüberschuß mit $\frac{1}{10}$ Normal-Kalilauge abgestumpft und nunmehr bis zur Rötung unter Umschwenken Kaliumpalmitatlösung zulaufen gelassen.

Die Seifenprobe ist bei Wässern mit viel Kohlensäure und Magnesiumsalzen nicht so zuverlässig. Über 12° harte Wässer sind vorher entsprechend mit destilliertem Wasser zu verdünnen, um die Erscheinung des stehbleibenden Schaumes gut beobachten zu können. Ob der Schaum steht oder noch vergeht, läßt sich noch besser wahrnehmen, wenn man die Mündung der Flasche an das Ohr hält und horcht, ob noch Bläschen zerspringen. Wo größere Zuverlässigkeit erwünscht ist, kann man sich der azidimetrischen Bestimmung der Gesamthärte mit $n/10$ Sodanatronlauge nach Wartha und Pfeifer bedienen (Zeitschr. f. angew. Chemie 1903, 193).

Ob das Wasser einen zu hohen Eisengehalt hat, prüft man durch eine der drei folgenden kolorimetrischen Bestimmungen:

1. 100 ccm des Wassers werden mit 1 ccm Salpetersäure gekocht, damit die Eisenoxydulsalze in Oxydsalze übergehen, abgekühlt und mit 2 ccm Rhodanammonlösung 1 : 10 versetzt. Die erhaltene rote Färbung vergleicht man mit derjenigen von Lösungen mit bekanntem, stufenweise ansteigendem Eisengehalt. Solche erhält man durch Auflösen von Eisenkalialaun, und zwar ergeben 0,898 g zum l gelöst einen Gehalt von 100 mg Eisen. Die Lösung verdünnt man solange mit destilliertem Wasser, bis sich die gleiche tiefröte Färbung wie die des zu untersuchenden Wassers ergibt. Der dann noch vorhandene Eisengehalt ist gleich dem des zu prüfenden Wassers.

2. 100 ccm des Wassers werden wie oben vorbereitet und mit 2 ccm einer Lösung von Ferrocyankali (1 : 10) versetzt. Die erhaltene blaue Färbung vergleicht man mit derjenigen von Lösungen von bekanntem Eisengehalt wie oben.

3. 100 ccm werden mit 1 ccm Natriumacetat (1 : 10) und mit 2 ccm frischer Blauholzabkochung versetzt. Je nach Eisengehalt tritt mehr oder minder starke Blauschwarz-Färbung ein.

Die Prüfung auf Mangan wird in der Weise vorgenommen, daß man 100 ccm des Wassers mit 1 ccm Salpetersäure und 1 ccm Silbernitratlösung (1 : 10) kocht (abfiltriert) und (das Filtrat) mit

einigen Körnchen Persulfat oder Mennige kocht. Rosafärbung der überstehenden Flüssigkeit zeigt die Bildung von Übermangansäure an.

Die salpetrige Säure weist man auf zweierlei Weise nach:

1. Man säuert 1 l Wasser mit 1 ccm Schwefelsäure an, hängt ein Grammstängchen weiße, abgekochte Seide ein und erhitzt darauf auf 90°; die Seide, soweit sie im Wasser hängt, wird gelb. Die gelbe Farbe wird noch dunkler durch nachfolgendes Seifen, ein Beweis, daß nicht organische Farbstoffe aus dem Wasser die Ursache sind. Ist das Wasser stark eisenhaltig, so verhindert ein gleichzeitiger Zusatz von 10 g Oxalsäure das Eisen am Aufziehen auf die Seide¹⁾.

2. Man fügt ein Körnchen Metaphenylendiamin zu 100 ccm angesäuertem Wasser; bei Gegenwart von salpetriger Säure bildet sich der Farbstoff Bismarckbraun.

Ist übrigens salpetrige Säure zugegen, so findet sich auch stets Salpetersäure und kann durch die Diphenylaminreaktion nachgewiesen werden. Von dem Wasser werden einige Tropfen in eine weiße Porzellanschale gegeben, in der vorher einige Spuren pulverförmiges Diphenylamin mit einigen Kubikzentimetern konzentrierter Schwefelsäure übergossen und gelöst waren. Es tritt eine tiefe Blaufärbung ein.

Oder auch man erkennt die Anwesenheit von Salpetersäure an der Zerstörung, die die Indigoblausulfosäure beim Kochen mit Salpetersäure erleidet:

Das zu untersuchende Wasser versetzt man gewöhnlich mit etwa der gleichen Menge konzentrierter Schwefelsäure. Hierbei tritt eine so hohe Erhitzung der Flüssigkeit ein (Vorsicht!), daß das Kochen überflüssig wird, indem die Indigoblaufärbung bei Gegenwart von Salpetersäure gleich auf Zusatz der Schwefelsäure ohne weiteres verschwindet.

Freie Kohlensäure wird durch Titration mit $\frac{1}{28}$ Normalnatronlauge und Phenolphthalein als Indikator titriert. Wässer, die härter als 10° Karbonathärte sind, müssen vorher entsprechend verdünnt werden. Die Rötung muß 3 Minuten bestehen bleiben. Die verbrauchten ccm $\times 22:2,8$ ergeben die mg CO_2 im l.

Es möge nur noch des Ammoniaknachweises gedacht werden, da dieser verhältnismäßig einfach und bei zutreffendem Ergebnis belastend ist für die Herkunft des Wassers von Lagerungen

¹⁾ Zeitschrift für Farbenindustrie 1907, S. 94: „Salpetrige Säure im Wasser von Färbereien“.

tierischer Zersetzungsprodukte. Diese Untersuchung liegt also namentlich in gesundheitlichem Interesse und beantwortet die Frage, ob das Wasser als Trinkwasser zu beanstanden ist:

300 ccm des Wassers werden mit Soda und Natronlauge versetzt, durchgeschüttelt, absitzen gelassen und 100 ccm der überstehenden klaren Lösung abgegossen. Diese 100 ccm werden mit 2 ccm Neßler'schem Reagens versetzt und die entstandene braungelbe Färbung mit derjenigen von Vergleichslösungen verglichen, die man mit einem Gehalte von 5, 2, 1 und 0,5 mg Ammoniak pro l dadurch bereitet, daß man je 10, 4, 2 und 1 ccm einer Lösung von 0,3147 g Chlorammonium pro l auf je 100 ccm mit destilliertem Wasser verdünnt. Jede dieser Lösungen wird in einem Zylinder von gleichen Größenverhältnissen mit 2 ccm Neßler'schem Reagens versetzt und geprüft, welche Farbe demjenigen des zu untersuchenden Wassers am nächsten kommt.

Die Reinigung des Wassers für Textilzwecke.

1. Die Klärung.

Schwebestoffe lassen sich selbst durch Filtration nur schwierig entfernen. Die Firma A. L. G. Dehne, Halle a. S. empfiehlt die Anwendung von Filterpressen, die in der Summe

ihrer einzelnen Filterplatten eine große Oberfläche bieten. Das Wasser läuft entweder mit eigenem Gefälle aus einem ca. 5 m hochstehenden Behälter (Fig. 6) oder mittels Pumpendruckes von 0,5 Atm. (Fig. 7) durch die Presse in den Reinwasserbehälter. Besteht die Trübung aus Sand, Lehm oder Kalk, die eine durchlässige Schlammschicht bilden, so genügt eine mit Tüchern ausgelegte Filterpresse. Besteht sie aber aus fettem Ton und schleimigen Substanzen, so sind „Schwemmfilter“ geboten, d. h. Filterpressen, deren Kammern mit Me-

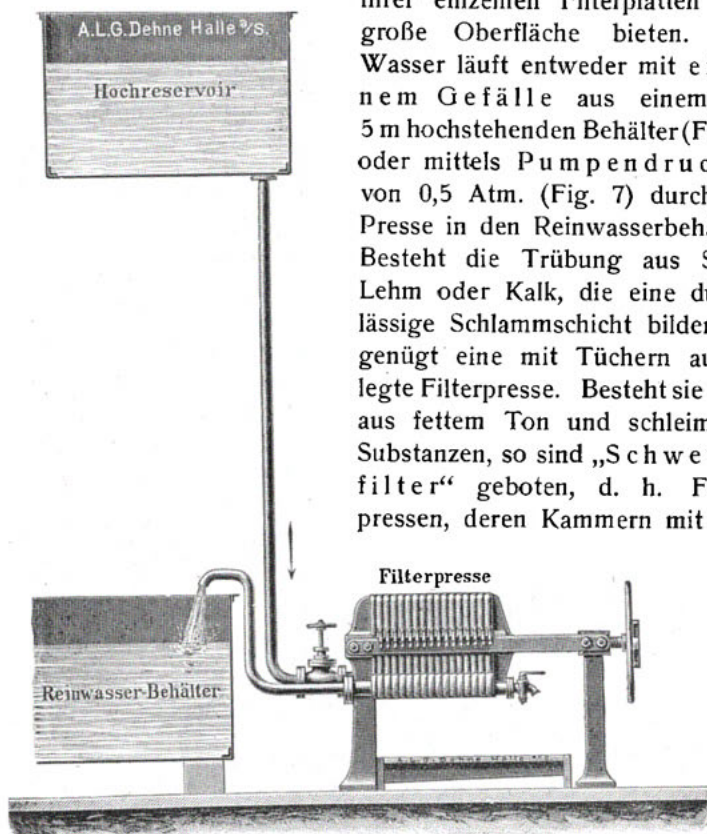


Fig. 6. Filtration trüber Gewässer mit eigenem Gefälle.

talltüchern ausgelegt sind, auf welche eine Haut von Zellulose- und Asbestfasern angeschwemmt wird, die infolge ihrer großen Oberfläche imstande ist, eine große Menge von schleimigen Substanzen in sich aufzunehmen. Sobald sie nicht mehr durchlässig genug ist, wird sie mittels Spritzschlauch vom Metalldrahtgewebe heruntergespült und vom Stoffmischkasten M (Fig. 29) mit reinem Faser- gemisch erneuert. Diese Erneuerung wird je nach dem Schmutz- gehalt des Wassers in kürzerer oder längerer Zeit (1—8 Tage) vorgenommen.

Eine andere Art der Filtration geschieht durch waschbare Kies- filter, von denen Fig. 8 eine Abbildung, Fig. 9 einen Schnitt in der Konstruktion von Halvor Breda, G. m. b. H., Berlin- Charlottenburg zeigt. Ein zylindrisches Gefäß ist bis zu einer

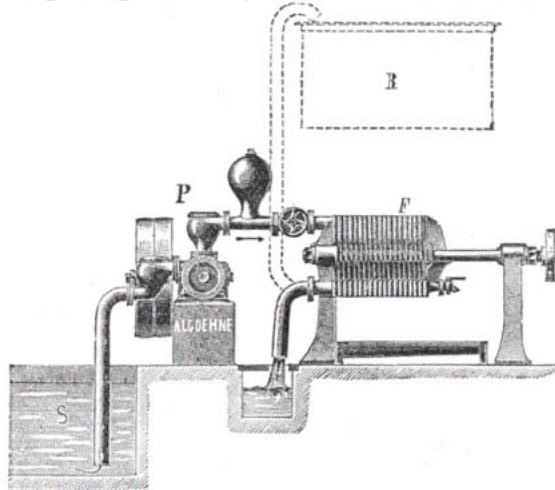


Fig. 7. Filtration trüber Wässer mittelst Pumpendruck.

gewissen Höhe mit gesiebttem Perlkies gefüllt. Das durch den Schieber a einströmende Wasser durchdringt diese Kiesschicht von oben nach unten und fließt durch den Schieber c nach dem Rein- wasserbehälter ab.

Die Arbeitsweise beim Auswaschen des Filters ergibt sich aus Abbildung 8. Schieber a und c werden geschlossen und Schieber b geöffnet, so daß nun das Spülwasser die Kiesschicht von unten nach oben durchströmt und das Schmutzwasser durch das ge- öffnete Schlammentil e in den Kanal abläuft. Dabei wird der Rechen einige Male umgedreht, wodurch der Kies ordentlich durch- gearbeitet wird.

Als Filtermaterial empfiehlt sich Kies und Sand in Anpassung an die natürlichen Verhältnisse. Als nicht unbedenklich für Woll- und Seidenfärbereien haben sich Filter aus organischem

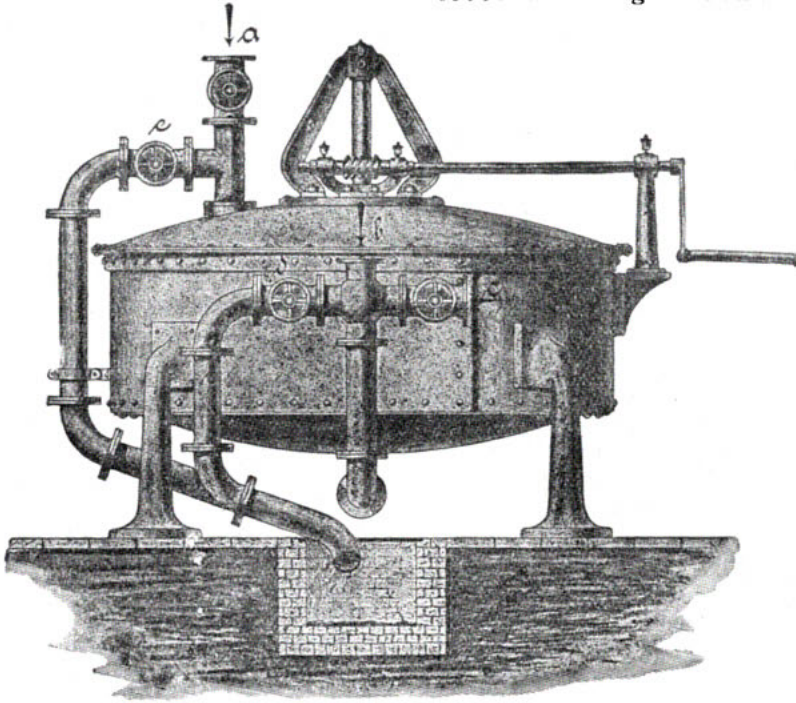


Fig. 8. Waschbares Kiesfilter Halvor Breda.

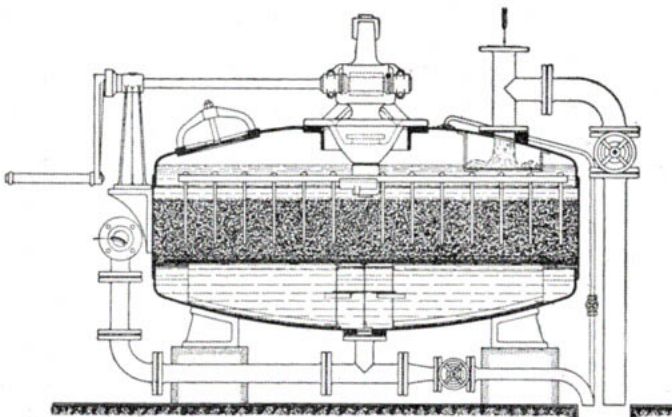


Fig. 9. Waschbares Kiesfilter Halvor Breda (Schnitt).

Material wie Holzwolle und Holzspäne (geraspeltes, ausgekochtes Blauholz) erwiesen, da Salpetersäure sich in die schädliche salpetrige Säure umwandelt.

In jedem Falle wird die Durchlässigkeit der Filter infolge zu großer Schlammansammlung an der Oberfläche stark vermindert und das Filter muß nach längerer und kürzerer Zeit gereinigt werden durch Abschuppen der Schmutzschicht. H. Reisert haben sich ein Spülverfahren patentieren lassen, wonach sie den Kies, anstatt durch ein mechanisches Wühlwerk durch Einblasen von Luft mittels Dampfgebläse aufrühren und gleichzeitig den Wasserstrom in umgekehrter Richtung durch das Material gehen lassen, so daß

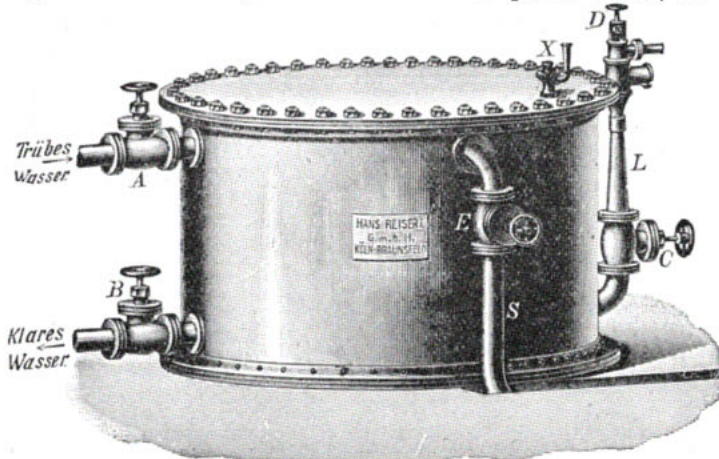


Fig. 10. Geschlossenes Filter nach Reisert.

der Schlamm oben abgeschwemmt wird. Reisert rechnen durchschnittlich 0,125 qm Filterfläche für den Stunden-Kubikmeter.

Der Filtrationsapparat besteht aus einem geschlossenen (Fig. 10) oder offenen (Fig. 11 und 12) Behälter, in welchem auf einem Sieb aus gelochtem Blech und Drahtgeflecht Kies F von gleichmäßiger Körnung lagert. Das Wasser strömt durch Ventil A ein, durch B aus. Soll das Filter ausgewaschen werden, so wird Ventil A geschlossen, E geöffnet (Fig. 10) und bei geschlossenen Filtern auch das Lufthähnchen X. Nun öffnet man Ventil C (Fig. 12) und das Dampfventil D und preßt mittels des Luftkompressors L Luft in das Rohrsystem R. Die Luft strömt aus lauter kleinen Öffnungen unter und in das Filtermaterial und wühlt es von Grund aus auf, während durch Ventil B Reinwasser zurückströmt. Der Schlamm fließt durch Ventil E und Leitung S

ab, während die Luft durch Hahn X entweicht. Das Auswaschen erfordert etwa 5 Minuten.

Ist das Filter in eine neue Periode eingetreten, so leitet man das erste Filtrat in den Kanal ab und öffnet den Reinwasserschieber erst, nachdem man sich durch eine Probe von der Klarheit überzeugt hat. Das ganz reine Filter arbeitet nämlich unvollkommen. Es muß sich erst wieder ein Schlammhäutchen gebildet haben, das nun die eigentliche Filterarbeit besorgt. Aus alledem geht hervor, daß man (am besten nächtliche) Ruhepausen haben muß, in denen die Reinigung vorgenommen werden kann, oder man muß große Behälter haben. Halvor Breda rechnet daher mit minde-

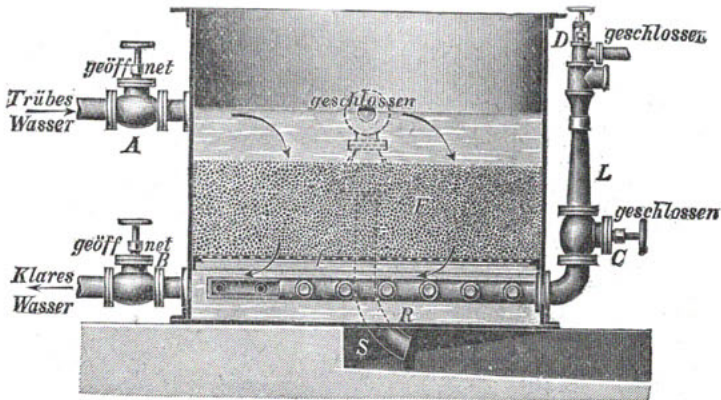


Fig. 11. Offenes Filter nach Reiser während des Betriebes.

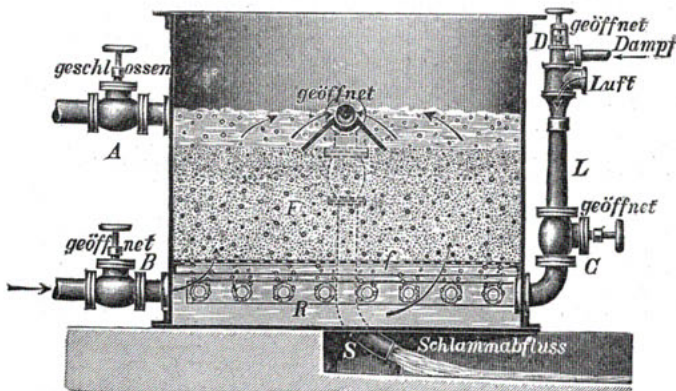


Fig. 12. Offenes Filter nach Reisert während des Auswaschens.

stens 0,29 qm Filterfläche für den cbm Wasser pro Stunde, so daß ein solches Filter meist 1 Tag im Betrieb bleiben kann, ohne gewaschen zu werden.

Die erwähnten Nachteile: lange Dauer des Auswaschens und Verbrauch von viel Luft und Waschwasser haben Reisert durch ein patentiertes Filter zu beseitigen versucht. Bei diesem Filter (Fig. 13) ist Rohr C am Boden dicht angeschlossen und ragt über das Filtermaterial hinaus. Soll dieses Filter ausgewaschen werden, so wird Ventil A und B geschlossen, Schlammventil S

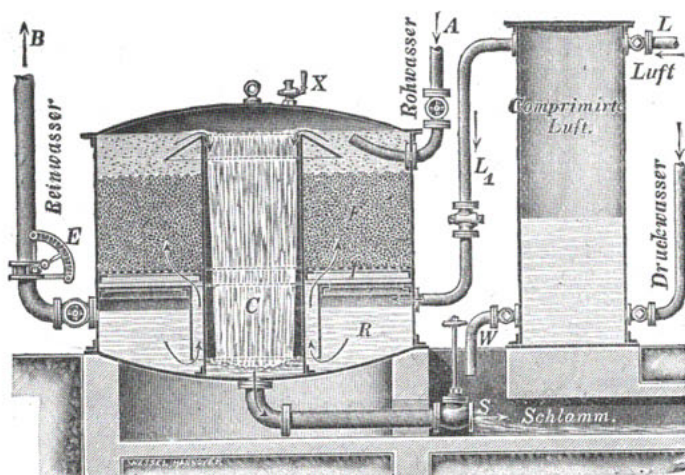


Fig. 13. Reisert'sches Patentfilter.

und Lufthähnen X geöffnet. Sobald dem Ventil S kein Wasser mehr entströmt, wird der Hahn des Rohres L_1 geöffnet. Die Luft jagt das Reinwasser aus R in der Pfeilrichtung durch Siebboden und Filtermaterial. Das Schlammwasser stürzt in das weite Rohr C, um bei S abzufließen. In 15 Sekunden kann man A und B wieder öffnen, S und X wieder schließen. Dabei wird die in R enthaltene Luft wieder in den Compressor zurückgedrückt. Etwa verloren gegangene Luft wird ersetzt durch Schließen der Druckwasser- und der Luft-Leitung L_1 und Öffnen der Hähne W und L.

Das Regulierorgan E regelt den Reinwasserabfluß, damit nicht durch übermäßige Filtriergeschwindigkeit nach dem Auswaschen Schlamm mitgerissen wird.

Nach dem Gesagten wird eine rein mechanische Filtrierung leicht mit Unvollkommenheiten zu kämpfen haben. Die Schwierig-