

Glühlampe zu nehmen und zwar am besten eine von möglichst schmalzylindrischer Form, wie sie für dekorative Beleuchtungskörper (Schilfrohr) hergestellt werden.

Wenn man einige Male mit einer solchen Wärmequelle gearbeitet hat, so kennt man die Temperaturerhöhung, welche sie pro Zeiteinheit im Kalorimeter hervorbringt. Sodann ist man imstande, durch bloßes Einschalten auf bestimmte Zeit jede Temperaturerhöhung hervorzubringen.

Will man eine kalorimetrische Bestimmung ausführen, so stellt man zunächst das ganze System mit kälterem Wasser zusammen, läßt den Rührer gehen und beobachtet den Anstieg. Sodann taucht man den Widerstand ein, den man auf bestimmte Zeit einschaltet. Je nach der Zeitspanne des Stromdurchgangs kann man einen kleinen Anstieg, Konstanz oder Abnahme der Temperatur erhalten. Bevor man den Widerstand in das Kalorimeter bringt, taucht man ihn in Wasser, um den Fehler auszugleichen, der durch anhängendes Wasser beim Herausnehmen entstehen würde.

Die Methode ist von besonderem Wert für Wasserwertsbestimmungen, da sie gestattet, alle möglichen Versuchsbedingungen herzustellen, wodurch ein brauchbarer Mittelwert erhalten wird.

Hamburg, im November 1905.

Zur Deutung technischer Wasseranalysen.

Von Dr. E. E. BASCH.

(Eingeg. d. 23/11. 1906.)

Es ist immer interessant und lehrreich, über die Grenzen seines Landes zu blicken. James O. H andy, Chemiker im „Pittsburg Testing Laboratory“ Pittsburg, Pa., hat in den Engineering News vom 26. Mai 1904 eine Abhandlung mit der Überschrift: „Water Softening“, erscheinen lassen. Er betont zunächst die Notwendigkeit, daß eine genaue Analyse des Wassers, welches weich gemacht werden soll, vorliege. Der „angesehene“ Betriebsleiter einer „wohlbekannten“ Bahngesellschaft (die Vorliebe des schriftstellernden Amerikaners für schmückende Beiwörter ist bekannt) hat dem Verf. mitgeteilt, daß von 6 Chemikern, die an der Analyse ein und desselben Wassers arbeiteten, nur ihrer drei in den Angaben so ziemlich übereinstimmten. Nun ist wohl sicher anzunehmen, daß diese Verschiedenheit sich nicht auf die unmittelbaren Resultate der Analyse bezieht, sondern vielmehr auf deren Deutung. Die Bindung der Säure an die Basenradikale wird in sehr verschiedener Weise vorgenommen. Es ist begreiflich, daß diese Unsicherheit auf den Laien, der ihren Grund nicht kennt, einen schlechten Eindruck macht. Nun wäre ein sicherer Weg, um Widersprüche zu vermeiden, wohl der, nur die gefundenen Mengen der Säuren und Basen anzuführen und von einer Zuteilung derselben gänzlich abzusehen. Damit ist jedoch, selbst unter der vorläufigen Voraussetzung, daß es sich nur um Wässer normaler Beschaffenheit und um Zwecke der Kesselspeisung handelt, dem Nichtfachmann schlecht gedient. Denn diese

toten Zahlen für Schwefelsäure oder gar SO_3 usw. reden nicht zu ihm und verwirren nur. Auf Grund solcher Analysen kann er nicht einmal entscheiden, welches von zwei vorliegenden Wässern das geeignete oder für die Enthärtung billigere ist.

In dieser Hinsicht haben wir nun in Europa ein vorzügliches Auskunftsmittel gefunden, das in gleicher Weise den Zwecken der Chemiker und der Laien dient, das aber in Amerika so gut wie unbekannt ist: ich meine den Begriff der Härte. Das ist eine greifbare Zahl und unabhängig von theoretischen Erwägungen. Ohne Rücksicht auf die Art der Bindung wird damit die Summe der Kesselsteinbildner oder, richtiger gesagt, die Summe der Erdalkalisalze angegeben. Durch die weitere Unterscheidung in vorübergehende und bleibende Härte, welche wieder empirische objektive Angaben sind, ergibt sich ohne weiteres die Beurteilung eines Speisewassers und der Vergleich mehrerer. Auch die Menge der zur Weichmachung erforderlichen Chemikalien, gewöhnlich Kalk und Soda, kann mit genügender Genauigkeit aus diesen Angaben unmittelbar berechnet werden.

Daß dieser Begriff der Härte nicht zugeflogen, sondern von uns erworben ist, wird dadurch bezeugt, daß von den Kulturvölkern Europas jedes seine eigene Härteeinheit besitzt. Bekanntlich rechnen wir in Deutschland sämtliche Calcium- und Magnesiasalze auf die äquimolekulare Menge Calciumoxyd um und bezeichnen den Gehalt von 10 mg CaO in einem Liter also je 1 Teil in 100 000 Teilen Wasser als einen deutschen Härtegrad. In analoger Weise wird unter 1° französischer Härte 1 Teil CaCO_3 in 100 000 Teilen Wasser verstanden, wobei wieder sämtliche Härtebildner auf Calciumcarbonat umgerechnet sind. Demgemäß ist das Verhältnis der deutschen zur französischen Härte wie das von CaO zu $\text{CaCO}_3 = 0,56 : 1$.

Auch in England ist der Begriff der Härte eingebürgert. Je 1 grain CaCO_3 in 1 gallon Wasser wird 1° Clark genannt. Clark¹⁾ hat die ursprüngliche Methode der Härtebestimmung mittels Seifenlösung angegeben, welche später mehrfach modifiziert worden ist. Da 1 grain = 0,06480 g und 1 gallon = 4,5436 l, und weil das Verhältnis 0,0648 : 4543,6 nahezu = 1 : 70 000, so läßt sich demnach 1° Clark auch definieren als 1 Teil CaCO_3 oder die äquivalente Menge eines anderen Calcium- oder Magnesiumsalzes in ca. 70 000 Teilen Wasser. Das Verhältnis dieser englischen zur französischen Härteeinheit ist demnach 0,70 : 1.

In den Vereinigten Staaten Nordamerikas werden die Analysenresultate im allgemeinen in grains per U. S. gallon angegeben. Ich komme sehr oft in die Lage, diese Angaben in französische Härtegrade umrechnen zu müssen. 1 U. S. gallon = 3,785 l und 1 g = 15,432 grains. Daraus folgt das Verhältnis grain zu gallon mit 1 : 58 410. Es ist nur eine Frage der Zeit, daß der Begriff der Härte auch jenseits des Wassers eingeführt wird. Schon vor einigen Jahren hat eine erste deutsche Wasserreinigungs-Firma in New-York eine Zweigniederlassung gegründet, deren Analysenberichte in alle Teile des Landes gelangen. Das bekannte

¹⁾ Jahrb. f. Chemie 1850, 608.

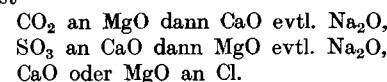
Projekt des Gelehrtenaustausches zwischen den Hochschulen Amerikas und Deutschlands kann wohl auch in solchen Detailfragen befruchtend wirken. Nach englischem Muster dürfte die Größe 1 grain CaCO_3 per U. S. gallon als amerikanischer Härtegrad geboren werden. Der Umrechnungsfaktor dieser Zahl in französische Härtegrade (entsprechend 1 : 100 000) ist nach obigem 0,58 : 1, also ziemlich nahe der korrespondierenden Verhältniszahl für deutsche Grade.

Ich habe bereits gesagt, daß der in technischen Kreisen Europas so eingebürgerte Begriff der Härte die Frage nach der Analysendeutung weniger akut macht, solange es sich um Wasser normaler Zusammensetzung und um Zwecke der Kesselspeisung handelt. Tatsache ist jedoch, daß dann, wenn eine Zuteilung von Säuren und Basen von Seiten des Analytikers vorgenommen wird, diese Zuteilung bei uns mit ebenso geringer Übereinstimmung geschieht, wie in Amerika. Es wäre wohl zu wünschen, daß die Chemiker sich in dieser Beziehung einigten, aber die Aussicht hierfür ist gering, und jedes Lehrbuch gibt seine besonderen Vorschriften. Die Gründe hierfür sind sehr verschieden, und einige derselben, welche in der Sache selbst liegen, möchte ich anführen.

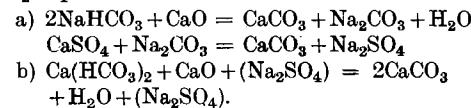
Zuerst muß zugegeben werden, daß die Frage, in welcher Form die verschiedenen gelösten Salze im Wasser enthalten sind, ein ungelöstes wissenschaftliches Problem ist. Ja, es wird sogar stellenweise die Möglichkeit bestritten, jemals darüber volle Aufklärung erhalten zu können. Wir sind also vorläufig auf Vermutungen und mehr oder weniger sichere Rückschlüsse angewiesen. Da somit der feste Boden der Wissenschaft fehlt, ist der Willkür und der persönlichen Meinung Tür und Tor geöffnet. Da ist eine Gruppe, die ihre Aufstellungen mit den spärlichen Tatsachen in Einklang bringen möchte, welche wirklich oder auch nur angeblich bekannt sind und von den einen gelehnt, von den anderen anerkannt werden. Bei der Mannigfaltigkeit von gelegentlichen Bestandteilen der Wässer wie Chlormagnesium, Chlorcalcium, Natriumsulfat, Natriumbicarbonat führt dieser Weg bald zu einer Reihe von wenn und aber. Deshalb wollen andere Chemiker, da die Willkür doch ohnehin eine Rolle spielen muß, daß die Bequemlichkeit und Einfachheit Ausschlag gebe und nur eine Art der Bindung für alle Wässer eingehalten wird, ohne zu fragen, ob diese die tatsächliche oder auch nur wahrscheinlichste ist.. Man muß auch bedenken, daß bei natürlichen Süßwässern die Menge der gelösten Salze so gering ist, daß man praktisch von einer unendlich verdünnten Lösung sprechen kann, für welche nach der modernen physikalisch-chemischen Auffassung die Zusammenstellung der positiven und negativen Ionen zu neutralen Salzen überhaupt keinen rechten Sinn hat, da sie eben in dem Wasser selbst nur als Ionen und nicht in Salzform vorhanden sind. Von diesem Gesichtspunkt aus hat auch Auerbach²⁾ betont, daß eine bestimmte Kombination von Anionen und Kationen bei der fast völligen Dissoziation der Salzmoleküle reine Geschmackssache sei.

²⁾ Chem.-Ztg. 28, 16 (1904).

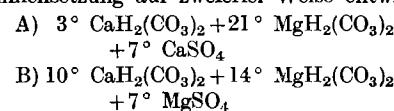
Weiter kommt noch die verschiedene Ausführlichkeit in der Anfertigung von Wasseranalysen dazu. Wenn Fresenius z. B. damit beginnt, sämtliches gefundene Chlor an Natrium zu binden, den Rest desselben an Calcium usw., so setzt diese Methode eine genaue Bestimmung der Alkalien usw. voraus, welche von jenem Analytiker z. B. nicht verlangt werden kann, der u. a. zwei bis vier technische Wasseranalysen pro Tag zu erledigen hat. Nehmen wir an, es handelt sich darum, die Zusätze an Kalk und Soda zur Weichmachung eines Kesselspeisewassers zu ermitteln. Beschränkt man die vorhergegangene Analyse einerseits auf Bestimmung von Alkalinität, Schwefelsäure und Chlor und andererseits auf Bestimmung von Calcium- und Magnesiumoxyd, so erfolgt die Zuteilung zweckmäßig z. B. in folgender Weise: Binde der Reihenfolge nach den jeweiligen Rest



Allerdings ist eine solche Aufstellung stellenweise willkürlich, und allerdings werden die Bestandteile eines Wassers, das z. B. Natriumbicarbonat neben Gips enthält, als Calciumbicarbonat neben Natriumsulfat aufgeführt. Das ist aber völlig gleichgültig — ich betone nochmals für die Menge der Zusatzchemikalien. Denn das System $2\text{NaHCO}_3 + \text{CaSO}_4$ braucht ebenso ein Molekül CaO zur völligen Enthärtung, wie das System $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.



Die nötigen Zusätze sind unabhängig von der gewählten Zusammensetzung. Mir ist eine Literaturstelle³⁾ anderer Meinung bekannt. Dort wird aus den Ergebnissen einer Wasseranalyse dessen Zusammensetzung auf zweierlei Weise entwickelt:



Wehrenpfeining bedauert, daß die Entscheidung für eine dieser beiden Formeln nicht getroffen werden kann, um danach die Weichmachung des Wassers sofort festzustellen.

Tatsächlich ist es aber für die Enthärtung vollständig gleichgültig, in welcher Weise man sich die Bindung der Säuren an die Basen denkt. Maßgebend ist allein die Härte des Wassers. Das läßt sich am vorliegenden Beispiel leicht zeigen. Verf. macht zwei Einengungsversuche, um aus dem Weichmachungsergebnis (?) auf die wirkliche Beschaffenheit des Wassers rückzuschließen. Wie er diese Versuche vornimmt, wird nicht mitgeteilt, sondern nur, daß er sich für Aufstellung B entscheidet. Er verbraucht demnach zur Enthärtung: $10^\circ \text{ CaO} + 28^\circ \text{ CaO} + 7^\circ \text{ Na}_2\text{O} = 38^\circ \text{ CaO} + 7^\circ \text{ Na}_2\text{O}$.

Welches wäre denn die Aufstellung für Zusammensetzung A gewesen? Zweifellos dieselbe:

³⁾ Wehrenpfeining, Org. f. d. Fortschr. d. Eisenb.-Wes. 1893.

$3^{\circ}\text{CaO} + 42^{\circ}\text{CaO} + 7^{\circ}\text{Na}_2\text{CO}_3 = 45^{\circ}\text{CaO} + 7^{\circ}\text{Na}_2\text{CO}_3$
oder, wenn man bei der Reinigung mit Ätznatron und Kalk bleibt,
 $= 38^{\circ}\text{CaO} + 7^{\circ}\text{Na}_2\text{O}$, wie oben, weil $7^{\circ}\text{Na}_2\text{O} = 7^{\circ}\text{CaO} + 7^{\circ}\text{Na}_2\text{CO}_3$.

Die Aufgabe des Chemikers wird mit einem Schlag völlig verändert, wenn das Wasser anderen technischen oder wissenschaftlichen Zwecken dienen soll. Dann ist die Frage nach der tatsächlichen Anwesenheit eines einzelnen Bestandteiles und in der Regel auch die quantitative Bestimmung eines solchen oft von größter Wichtigkeit. Es wurde oben bereits darauf hingewiesen, daß von einer völligen Lösung dieses Problems im Hinblick auf alle Bestandteile des Wassers bisher keine Rede sein kann. Verschiedene Autoren haben verschiedene Beiträge geliefert, und von diesen Fällen möchte ich einige erwähnen.

In der eingangs angezogenen Arbeit gibt der Amerikaner James O. Handley eine Methode zur direkten Bestimmung des im Wasser befindlichen Calciumcarbonates, von welcher er behauptet, daß über ihre Richtigkeit überhaupt nicht gestritten werden kann. Er basiert seine Bindung der Salze auf das Verhalten derselben nach dem Eindampfen des Wassers zur Trockne. „Der Kalk, welcher in dem Trockenrückstand nach gründlichem Auswaschen mit heißem Wasser in unlöslicher Form zurückbleibt, war gewiß nicht als Sulfat, Chlorid oder Nitrat vorhanden. Wir berechnen die als unlöslich gefundene Kalk- und Magnesiamenge als Carbonate. Ein Überschuß von Alkalinität wird als Natriumcarbonat angeführt.“

Es bleibt direkt unverständlich, wie man dieses Verfahren für Wässer vorschlagen kann, die Natriumcarbonat enthalten, aber auch in den Beispielen zu seiner Methode führt der Verf. solche Wässer auf. Man braucht wohl kaum viele Worte darüber zu verlieren, daß das kohlensaure Natrium während des Eindampfens auf die vorhandenen fixen Salze des Calciums und Magnesiums einwirkt und derart die Menge der ursprünglich vorhandenen Carbonate erhöht. Dieser Zuwachs entspricht, je nach dem Überwiegen der Bestandteile, entweder der vorhandenen Menge kohlensauren Natriums oder der Menge der neben den Bicarbonaten vorhandenen Erdalkalisalze. Aber selbst für Wässer frei von Soda oder, besser gesagt, Natriumbicarbonat ist die Methode wenigstens ohne weiteres nicht anwendbar, denn auch Magnesiumbicarbonat scheidet beim Eindampfen Kohlensäure ab und zwar unter Bildung von Magnesiumcarbonat, und es ist sehr wahrscheinlich, daß letzteres auf Gips einwirkt, wobei sich das fast unlösliche Calciumcarbonat bildet.

J. Brand und J. Jais⁴⁾ haben konstatiert, daß im Trockenrückstand der weitaus meisten Wässer die Schwefelsäure an Magnesia gebunden ist, resp. daß sie als Magnesiumsulfat durch 50% Weingeist quantitativ extrahiert werden kann. „Ob das Magnesiumsulfat als solches im Rückstand vorhanden ist, oder ob sich selbes erst bei der Extraktion des Wasserrückstandes durch Um-

setzung bildet, läßt sich wohl schwer entscheiden.“ Die Abdampfrückstände von Wässern, welche größere Mengen gebundener Schwefelsäure enthalten, zeigen keine alkalische Reaktion. „Es wird in diesem Falle die Magnesia (im Rohwasser) nicht als kohlensaures, sondern schwefelsaures Salz vorhanden sein.“ Diese Verfasser denken also wohl an einen eventuellen Umsatz bei Behandlung mit Alkohol, erwähnen aber mit keinem Wort die Möglichkeit eines Umsatzes während des Eindampfprozesses.

Die Frage, ob ein wenn auch geringer Gehalt an Soda in jedem normalen Wasser anzunehmen ist, wurde von Dr. a. w. e⁵⁾ gelegentlich einer Bemerkung der maßanalytischen Bestimmung von vorübergehender Härte aufgerollt. Es hat sich inzwischen herausgestellt, daß die regelmäßige geringe Alkalinität der gekochten Wässer nicht auf Soda, sondern auf Magnesiumcarbonat zurückzuführen ist. Brand und Jais geben an der oben angezogenen Stelle eine Methode zur Entscheidung der Frage, ob Soda anwesend ist oder nicht. Sie behandeln den Trockenrückstand mit 50% säurefreiem Weingeist, in welchem kohlensaures Magnesium unlöslich ist: eine alkalische Reaktion auf Curcumapapier kann daher nur von Soda herrühren. Man sieht, die qualitative Prüfung basiert auf der Voraussetzung, daß auch beim Eindampfen zur Trockne die etwa vorhandene Soda des Wassers sich nicht völlig mit dem anwesenden Gips usw. umsetzt, sondern daß ein Gleichgewichtszustand erreicht wird. Daß dies in wässriger Lösung auch nach längstem Kochen der Fall ist, ist bereits bekannt. Röhrt die Alkalinität eines gekochten Wassers tatsächlich von einem Gehalt an Soda her, so ist der Säureverbrauch viel größer als lediglich bei Anwesenheit von Magnesiumcarbonat.

Gerade in letzter Zeit ist durch die Einführung des neuen Wasserreinigungsverfahrens mittels kohlensauren Baryums die Frage von einiger Bedeutung geworden, ob ein Speisewasser neben den gewöhnlichen Bestandteilen auch Chloride der Erdalkalien enthält, oder ob etwa Natriumsulfat vorhanden ist. In dem ersten nicht seltenen Falle hat das neue Verfahren den Vorteil, daß für Calciumchlorid usw. kein kohlensaures Baryum verbraucht wird, während bei der Enthärtung mit Soda zur vollständigen Fällung von Gips auch für das unschädliche Chlorcalcium die gleiche Menge Soda angewendet werden muß, trotzdem Chlorcalcium weder ein Kesselsteinbildner, noch sonst in dem alkalischen Kesselwasser von irgendwelchem Nachteil ist. Infolge seiner großen Löslichkeit sammelt es sich so wie das Kochsalz im Kesselwasser an und wird beim Abblasen mit diesem aus dem Kessel entfernt. Chlormagnesium ist bei Abwesenheit von Soda bei der mit Ätzkalk kombinierten Baryt-Wasserreinigung gleichfalls im Kessel in Form von Chlorcalcium enthalten. Dagegen würde bei einem Gehalt des Rohwassers an schwefelsaurem Natrium auch für dieses kohlensaures Baryum verbraucht werden und als Nebenprodukt Soda entstehen. Solche Fälle sind in Deutschland fast ausschließlich nur bei Grubenwässern anzutreffen. Gleichwohl

⁴⁾ Z. ges. Brauw. 28, 569 (1905).

⁵⁾ Chem.-Ztg. 27, 1219 (1903).

hat die Kölner Firma Hans Reisert laut Drucksache ihr Barytverfahren auch für diese seltenen Wässer in einer Weise modifiziert, daß sowohl Abwesenheit von Natriumsulfat als auch Natriumcarbonat im gereinigten Wasser gewährleistet werden kann. Aus Gründen, welche in den scharfen Konkurrenzverhältnissen dieser Branche zu suchen sind, will sich genannte Firma nicht dazu verstehen, über dieses Verfahren weitere Angaben zu veröffentlichen.

Zu unserem Thema zurückkehrend, kann Anwesenheit von Erdalkalichloriden mit guter Annäherung durch den Vergleich des Gehaltes an Schwefelsäure mit der Größe der bleibenden Härte erkannt werden. Wenn letztere nach Abzug der aus der Alkalinität des gekochten Wassers ermittelten Magnesiumcarbonatmenge noch größer ist, als dem Betrag der Schwefelsäure entspricht, so müssen neben den Sulfaten noch Chloride resp. Nitrate anwesend sein. Umgekehrt wenn der Gehalt an Schwefelsäure durch die reduzierte bleibende Härte nicht gedeckt ist, ist Natriumsulfat in Lösung anzunehmen.

Ein Gehalt des letzteren ergibt sich auch durch einen einfachen Handversuch, welchen ich zum Schluß mitteilen will. Versetzt man ein Wasser- muster mit kohlensaurem Baryum und fügt nach flüchtigem Absetzen einige Tropfen Phenolphthaleinlösung zu, so bleibt normal zusammengesetztes Wasser farblos. Bei destilliertem Wasser entsteht zwar eine Spur Rosafärbung infolge der, wenn auch geringen, Löslichkeit des Baryumcarbonates. Die Anwesenheit von Bicarbonat jedoch verhindert dies bei gewöhnlichen Gebrauchswässern. Dagegen bedingt das bei Anwesenheit von Magnesiumsulfat durch den Umsatz mit kohlensaurem Baryum daraus entstehende Magnesiumcarbonat eine leichte Rötung der Probe, bestimmt durch die begrenzte Löslichkeit des Magnesiumcarbonats. Enthält das Rohwasser aber Natriumsulfat, dann bildet sich aus diesem und dem zugefügten kohlensauren Baryum das kohlensaure Natrium, und die Folge ist eine sofortige satte Rotfärbung des über dem Barytschlamm stehenden Wassers. In dieser einfachen Weise kann in kaum einer Minute bestimmt werden, ob ein vorliegendes Wasser nur Gips oder auch Magnesiumsulfat oder endlich Natriumsulfat enthält, was stets schon einen wichtigen Fingerzeig für seine übrige Beschaffenheit und sein weiteres Verhalten gibt.

Neues Vakuumfilter für Laboratoriums- und Hausgebrauch mit Reinigung des Filterkörpers nach ganz neuem Prinzip.

In der letzten Sitzung des Märkischen Bezirks-Vereins Deutscher Chemiker in Berlin wurde ein neues Filter vorgeführt, welches gewiß allgemeines Interesse erwecken dürfte.

Bei den bekannten sogenannten Kerzenfiltern wird die Reinigung der eigentlichen Filterkörper in der Weise bewerkstelligt, daß man sie aus dem Filter herausnimmt und durch Abbürsten oder

Abreiben der oberen Schicht (bei letzterem Verfahren ist natürlich jedesmal eine Schwächung der Wandung und dadurch eine Erhöhung der Zerbrechlichkeit nicht zu vermeiden) das Filter wieder durchlässig und filtrierfähig gemacht.

Bei dem neuen Filter, welches in Fig. 1 und 2 dargestellt ist, wird die Reinigung in der Weise bewerkstelligt, daß in dem oberen Teile A, in welchem sich die zu filtrierende Flüssigkeit befindet, mittels einer kleinen Vakuumpumpe P (Fig. 1) ein möglichst hohes Vakuum erzeugt wird. Die Folge hiervon ist, daß unter Wirkung des äußeren Luftdruckes bei F Luft in das Unterteil C eingesaugt wird, welches von hier aus den Filterkörper B in Richtung der Pfeile lebhaft durchströmt und hierdurch die Poren des Filterkörpers wieder öffnet und ihn dadurch reinigt.

Ein weiterer Vorteil besteht darin, daß man sich durch den Augenschein überzeugen kann, ob die Reinigung des Filters und Öffnung der Poren auch vollkommen erreicht ist und zwar dadurch, daß nach erfolgter Reinigung bzw. Öffnung der Poren eine große Anzahl fein verteilter Luftblasen in der zu filtrierenden Flüssigkeit auftreten.

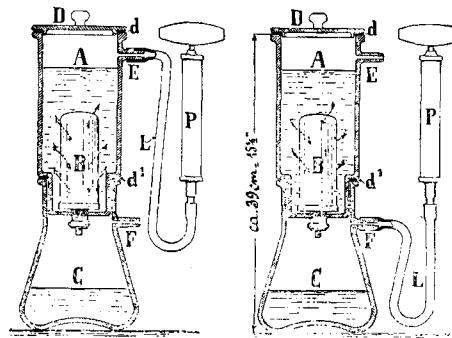


Fig. 1

Fig. 2

Zufolge dieser Eigenschaft eignet sich das Filter auch ausgezeichnet zum innigen Mischen von Flüssigkeiten mit Luft oder Gasen.

Ferner gestattet das Filter, die bei der Reinigung eingesaugte Luft vollkommen steril zu zuführen, indem man sie vor dem Eintritt in C durch ein hoch erhitztes Rohr oder durch desinfizierende Flüssigkeiten leitet.

Nachdem das Filter in der beschriebenen Art gereinigt ist, wird der Schlauch L von E abgenommen und bei F aufgesteckt, (Fig. 2) und nunmehr im unteren Teil C ein Vakuum erzeugt. Die zu filtrierende Flüssigkeit tritt dann unter Wirkung des in A herrschenden äußeren Luftdruckes in Richtung der Pfeile (Fig. 2) durch den Filterkörper B hindurch, wobei die Filtration vor sich geht. In C sammelt sich das Filtrat.

Für Reisen in den Tropen oder militärische Expeditionen usw. wird das Filter in Blech ausgeführt (Fig. 3) und in einem mittels Riemen bequem zu tragenden Korb untergebracht.

Das Filter eignet sich auch ausgezeichnet zur Filtration von Flüssigkeiten mit flockigen Beimengungen also insbesondere für Fruchtsäfte.

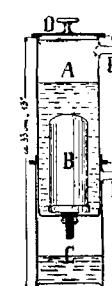


Fig. 3.