

Zeitschrift:	Mitteilungen aus dem Gebiete der Lebensmitteluntersuchung und Hygiene = Travaux de chimie alimentaire et d'hygiène
Herausgeber:	Bundesamt für Gesundheit
Band:	3 (1912)
Heft:	1
Artikel:	Der Begriff Säuregrad in der Lebensmittelchemie, insbesondere bei Wein, Milch und Käse
Autor:	Baragiola, W.I.
DOI:	https://doi.org/10.5169/seals-984051

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist die Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften auf E-Periodica. Sie besitzt keine Urheberrechte an den Zeitschriften und ist nicht verantwortlich für deren Inhalte. Die Rechte liegen in der Regel bei den Herausgebern beziehungsweise den externen Rechteinhabern. Das Veröffentlichen von Bildern in Print- und Online-Publikationen sowie auf Social Media-Kanälen oder Webseiten ist nur mit vorheriger Genehmigung der Rechteinhaber erlaubt. [Mehr erfahren](#)

Conditions d'utilisation

L'ETH Library est le fournisseur des revues numérisées. Elle ne détient aucun droit d'auteur sur les revues et n'est pas responsable de leur contenu. En règle générale, les droits sont détenus par les éditeurs ou les détenteurs de droits externes. La reproduction d'images dans des publications imprimées ou en ligne ainsi que sur des canaux de médias sociaux ou des sites web n'est autorisée qu'avec l'accord préalable des détenteurs des droits. [En savoir plus](#)

Terms of use

The ETH Library is the provider of the digitised journals. It does not own any copyrights to the journals and is not responsible for their content. The rights usually lie with the publishers or the external rights holders. Publishing images in print and online publications, as well as on social media channels or websites, is only permitted with the prior consent of the rights holders. [Find out more](#)

Download PDF: 17.02.2026

ETH-Bibliothek Zürich, E-Periodica, <https://www.e-periodica.ch>

- | | |
|---|--------------|
| 1. Verflüchtigtes Blei beim Verbrennen einer grossen Kerze (Gewicht derselben = 49,5 g) | 0,0101 g Pb. |
| oder auf 100 g Kerzenmasse berechnet | 0,0204 g Pb. |
| 2. Verflüchtigtes Blei beim aufeinanderfolgenden Verbrennen von 5 verschiedenen Kerzen (Gesamt-Gewicht derselben = 146,2 g) | 0,1249 g Pb. |
| oder auf 100 g Kerzenmasse berechnet | 0,0855 g Pb. |

Die gefundenen Werte zeigen, dass nur sehr geringe Mengen Blei sich verflüchtigen; dass dieselben schwanken, hängt voraussichtlich zusammen mit der Führung des Brennprozesses und dem ursprünglich verschiedenen Gehalte der Kerzen an Blei.

Ob nun diese Bleimengen, die beim Gebrauche der Kerzen in die Verbrennungsgase und damit in den Luftraum übergehen, die eingangs erwähnten und gemeldeten Krankheitsscheinungen hervorgerufen haben, kann selbstverständlich nicht von mir beurteilt werden, es wird das Sache des Mediziners sein.

In meiner Eigenschaft als Kontrollbeamter musste ich aber doch ein Urteil über diese Kerzen abgeben, d. h. ich musste entscheiden, ob dieselben weiter in den Handel gelangen dürften, oder ob sie zu beanstanden waren.

Meine diesbezügliche Begutachtung ging dahin, dass diese Kerzen zu beanstanden seien, indem dieselben infolge ihres Bleigehaltes imstande sein können, die menschliche Gesundheit zu gefährden.

Ich nahm diesen Standpunkt auf Grund folgender Erwägungen ein:

Sowohl das metallische Blei als seine Verbindungen sind als giftig zu betrachten. Ihre Verwendung ist gesetzlich für solche Objekte gänzlich verboten, welche als Nahrungs- und Genussmittel dienen, und stark beschränkt für solche Gegenstände, welche mit Lebensmitteln oder dem menschlichen Körper in Berührung kommen können.

Wenn nun aber nachgewiesenermassen ein Gebrauchsgegenstand bei seiner zweckdienlichen Verwendung Blei an die umgebende Luft abgibt, so muss er meiner Ansicht nach unbedingt unter diejenigen Objekte eingereiht werden, bei welchen jegliche Verwendung von Blei verboten ist.

Bei Kerzen wird dieses Verbot um so mehr seine Berechtigung haben, da eine Verwendung von Blei nicht notwendig ist.

Der Begriff Säuregrad in der Lebensmittelchemie, insbesondere bei Wein, Milch und Käse.

Von Dr. W. I. BARAGIOLA.

Schon früher habe ich an anderer Stelle ausführlich dargelegt,¹⁾ dass man bei einem Weine zwischen seinem Säuregrad und seinem Säuregehalt

¹⁾ W. I. Baragiola, Die Säure des Weines, Mitteilgn. a. d. Geb. der Lebensm. Unters. u. Hyg., 1911, Bd. 2., S. 321—328.

unterscheiden müsse. Der Säuregrad des Weines ist nach *Th. Paul* und *A. Günther*¹⁾ identisch mit der Konzentration der darin enthaltenen Wasserstoffionen. Der Säuregehalt äussert sich uns in der sogenannten gesamten oder freien, oder in der titrierbaren Säure. Es wurde ferner gezeigt, dass der durch Titration ermittelte Säuregehalt in Wirklichkeit weder die gesamte, noch die freie, noch überhaupt organische Säure allein darstellt. In die Anträge des schweizerischen Vereins analytischer Chemiker für die Revision des Abschnittes Wein im Schweizerischen Lebensmittelbuche²⁾ wurden zwar die neu vorgeschlagenen³⁾ Bezeichnungen titrierbare Säure und Säurewert nicht aufgenommen, sondern man blieb dabei, die durch Titration bestimmbarer Säure, wie bisher, als Gesamtsäure zu bezeichnen. Um aber jedem Missverständnis vorzubeugen, wurde die folgende Begriffsbestimmung aufgenommen: «Gesamtsäure ist die Summe der mit Alkalilauge und Azo-litmin als Indikator titrierbaren Bestandteile des Weines. Die saure Reaktion ist bedingt durch freie organische Säuren, saure organische Salze, saure Ester, primäre Phosphate und schweflige Säure.»

Gebraucht man nach *W. Ostwald*⁴⁾ für die Menge des augenblicklich vorhandenen Wasserstoffions die Bezeichnung aktuelle Ionenmenge und für die Menge des Wasserstoffions, das sich aus den noch undissozierten Wasserstoffatomen bilden könnte, die Benennung potenzielle Ionenmenge, so ergibt sich, wie ich das gleichfalls am angegebenen Orte schon ausführte, dass:

Säuregrad = aktuelle Wasserstoffionen,

Säuregehalt = aktuelle Wasserstoffionen + potenzielle Wasserstoffionen.

Direkt vergleichen lassen sich die beiden Grössen nicht, denn die titrierbare Säure drücken wir, nach den neuen Anträgen für das Schweizerische Lebensmittelbuch, in Kubikcentimetern n-Lösung pro Liter und in Grammen Weinsäure im Liter aus, während der Säuregrad eine bestimmte Anzahl Millimole Wasserstoffionen darstellt.

Vorläufig wird der Säuregrad des Weines lediglich zu wissenschaftlichen Zwecken bestimmt und dient noch nicht zur lebensmittelpolizeilichen Beurteilung. Deshalb wurde noch davon Abstand genommen, die Bestimmung des Säuregrades der Weine im Lebensmittelbuch anzuführen. Wenn aber das bisherige etwas langwierige Bestimmungsverfahren der Wasserstoffionenkonzentration mittelst Messung der Inversionsgeschwindigkeit von Rohrzucker, wie *Th. Paul* und *A. Günther* es zuerst beim Wein anwandten,⁵⁾ durch andere raschere Verfahren ersetzt sein wird, ist es durchaus nicht

¹⁾ *Th. Paul* und *A. Günther*, Untersuchungen über den Säuregrad des Weines auf Grund der neueren Theorien der Lösungen, Arb. a. d. K. Ges. Amt, 1905, Bd. 23, Heft 1.

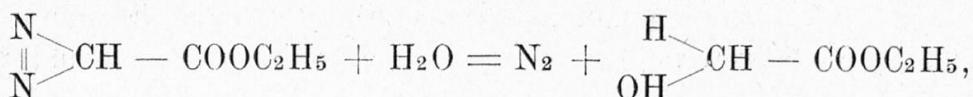
²⁾ Mitteilgn. a. d. Geb. d. Lebensm. Unters. u. Hyg., 1911, Bd. 2, S. 444—463.

³⁾ *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola*, Beiträge zur Chemie und Analyse des Weines, Landw. Jahrbücher, Berlin, 1910, S. 1021—1081.

⁴⁾ *W. Ostwald*, Grundlinien der anorganischen Chemie, 1900, S. 252.

⁵⁾ *Th. Paul* und *A. Günther*, a. a. O.

ausgeschlossen, dass eine spätere Auflage unseres Lebensmittelbuches auch die eventuelle Ermittelung des Säuregrades vorsehen werde, wie ja überhaupt jetzt schon « weitere physikalische Untersuchungen » in Betracht kommen sollen. Schon seit dem Jahre 1906 haben *Th. Paul* und seine Schüler Versuche angestellt, die Wasserstoffionenkonzentration des Weines nach dem Verfahren von *G. Bredig* zu bestimmen. *G. Bredig*¹⁾ hat gezeigt, dass die Geschwindigkeit der Zersetzung des Diazoessigesters durch Wasser unter Bildung von Stickstoff und Glykolsäureester nach der Formel:



der Wasserstoffionenkonzentration der Flüssigkeit proportional ist. Die Reaktion ist eine solche erster Ordnung; für konstante Temperatur gilt also die Gleichung:

$$\frac{dx}{dt} = K (A - x),$$

woraus sich durch Integration die Reaktionsgeschwindigkeit

$$K = \frac{1}{0,4343 \cdot t} \cdot \log \frac{A}{A - x}$$

ergibt, welche dem Gehalt an Wasserstoffionen proportional ist. Bei den Versuchen, das Verfahren auf die Bestimmung des Säuregrades der Weine auszudehnen, welche seinerzeit unter der Leitung von *Th. Paul* in München ausgeführt wurden, und wobei ausser Diazoessigester auch andere verwandte Verbindungen, wie z. B. Methylphenyltriazen ($\text{CH}_3 - \text{N} = \text{N} - \text{NH} - \text{C}_6\text{H}_5$) verwendet wurden, stellten sich uns aber insofern Schwierigkeiten entgegen, als einzelne Weine, vielleicht zufolge ihres höheren Gehaltes an Zucker, Glyzerin usw., merkwürdige Abweichungen zeigten, die bis heute noch nicht völlig aufgeklärt sind.

Unabhängig von *Th. Paul* haben später *P. Dutoit* und *M. Duboux*²⁾ das Verfahren der Diazoessigesterkatalyse zur Bestimmung des Säuregrades der Weine angewendet. Wenn diese Verfasser indessen, nach ihren Veröffentlichungen zu schliessen, auf Schwierigkeiten hierbei nicht gestossen sind, so liegt das wahrscheinlich daran, dass die Anzahl der Bestimmungen zu gering war und vor allem, dass zu wenig vergleichende Messungen nach verschiedenen Verfahren zur Ermittelung der Wasserstoffionenkonzentration ausgeführt wurden.

Das Verfahren, die Wasserstoffionenkonzentration des Weines aus der Messung von Potenzialdifferenzen zu ermitteln, das *P. Dutoit* und *M. Duboux*³⁾ ebenfalls versucht haben, scheint sich, wie man nach verschiedenen miss-

¹⁾ *G. Bredig*, Chemische Kinetik des Diazoessigesters und ihre Anwendungen, Heidelberg, 1907. — Verhandlgn. d. naturhist.-med. Ver. Heidelberg, N. F., Bd. 9.

²⁾ *P. Dutoit* et *M. Duboux*, Sur l'acidité réelle des vins, Journ. suisse de chim. et pharm., 1910, T. 48, p. 133—141.

³⁾ Ebenda.

lichen Erfolgen mit dieser Methode erwarten konnte, nicht besonders bewährt zu haben.

Ein gleichzeitig zuverlässiges und rasches Verfahren zur Bestimmung des Säuregrades der Weine steht also für die Zwecke der Lebensmittelkontrolle noch nicht zur Verfügung. Aber nach den erwähnten Arbeiten von *Th. Paul* und *A. Günther* ist der Begriff Säuregrad eines Weines doch klar festgelegt und es wird wohl nicht mehr angezweifelt, dass man bei Wein Säuregrad und Säuregehalt scharf von einander unterscheiden muss.

Weniger weit ist bis heute unsere Kenntnis der Beziehungen von Säuregehalt und Säuregrad bei anderen Lebensmitteln gediehen. Meistens wird nur der titrierbare Säuregehalt bestimmt, aber sehr oft bezeichnet man ihn völlig willkürlich als Säuregrad. *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola*¹⁾ haben zwar hiervor gewarnt, indem sie sagten: «Man sollte auch vermeiden, den Ausdruck Säuregrad im bisherigen Sinne bei anderen Lebensmitteln, wie Milch, Fetten, Oelen usf. oder den Ausdruck Azidität bei Honig zu verwenden (siehe z. B. das Schweizerische Lebensmittelbuch), denn der physikalischen Chemie, die sich mit diesen Gebieten wohl auch in nächster Zeit befassen dürfte, müssen jene Ausdrücke für den angegebenen Zweck (nämlich zur Bezeichnung der Wasserstoffionenkonzentration) vorbehalten bleiben.» Als die Anträge zur Revision des Abschnittes Milch im Schweizerischen Lebensmittelbuche²⁾ den Mitgliedern des Schweizerischen Vereins analytischer Chemiker zur Aeusserung zugingen, hob ich hervor, dass der Ausdruck Säuregrad für den Wert der titrierbaren Säure der Milch unangebracht sei, und dass man hierfür die Bezeichnung Säuregehalt oder besser noch Säurewert einführen sollte. Man entgegnete, der Ausdruck habe sich so eingebürgert, dass eine Abänderung als unpassend erscheinen müsste. Einige neuere Arbeiten von *W. van Dam* veranlassen mich indessen, die gleiche Frage nochmals aufzuwerfen und diesmal die allgemeine Forderung aufzustellen, man möge bei der Neugestaltung aller einzelnen Abschnitte des Lebensmittelbuches, mit der Milch beginnend, jede Möglichkeit einer Verwechslung von Säuregrad, Azidität oder Wasserstoffionenkonzentration einerseits, und von Säuregehalt, titrierbarer Säure, Säurewert andererseits peinlich vermeiden. Die folgenden Beispiele aus den Arbeiten *W. van Dams* werden zeigen, dass mit der scharfen Trennung tatsächlich nicht länger zugewartet werden darf, wenn man nicht einer ganz heillosen Verwirrung auf dem Gebiete der lebensmittelchemischen Ausdrucksweise blindlings entgegengehen will.

Schon in einer etwas weiter zurückliegenden Arbeit sagt *W. van Dam*³⁾: «In der Milchchemie zog man bis jetzt immer nur den potenziellen Säuregrad in Betracht, d. h. die Menge Lauge, die für die Neutralisation eines

¹⁾ *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola*, a. a. O.

²⁾ Mitteilgn. a. d. Geb. d. Lebensm. Unters. u. Hyg., 1911, Bd. 2, S. 425—443.

³⁾ *W. van Dam*, Beitrag zur Kenntnis der Labgerinnung, Zeitschr. f. physiolog. Chem., 1908—1909, Bd. 58, S. 295—330.

bestimmten Volumens Milch nötig ist. Die Versuche, zwischen diesem und der Gerinnungszeit einen Zusammenhang zu finden, haben kein Resultat gezeitigt. Das ist nicht besonders auffällig, wenn man bedenkt, dass bei gleichem potenziellen Säuregrad zweier Flüssigkeiten der Gehalt an Wasserstoffionen, der aktuelle Säuregrad also, keinesfalls derselbe zu sein braucht. Nach den neueren Ansichten kann aber angenommen werden, dass, wenn die Azidität auf die Gerinnungszeit von Einfluss ist, es die Wasserstoffionen sind, die diesen Einfluss ausüben.»

Gerade so wie *Th. Paul* und *A. Günther* es beim Wein getan haben, unterscheidet also *W. van Dam* bei der Milch zwischen Wasserstoffionenkonzentration und Säuregehalt. Und ähnlich wie *W. I. Baragiola*, in Anlehnung an *W. Ostwald*, zwischen aktuellen und potenziellen Wasserstoffionen des Weines unterscheidet, tut *W. van Dam* dies für die Milch. Aber leider werden zur Bezeichnung und Unterscheidung der einzelnen Begriffe völlig abweichende Ausdrücke gebraucht, wie sich aus der folgenden Zusammenstellung ergibt:

	im Schweizerischen Lebensmittelbuche bei Milch	von <i>W. van Dam</i> bei Milch	von <i>W. I. Baragiola</i> bei Wein
Wasserstoffionen- konzentration	—	aktueller Säuregrad	Säuregrad = aktuelle H-Ionen
Gehalt an titrier- barer Säure	Säuregrad	potenzieller Säuregrad reeller » titrierter » Titergrad	Säuregehalt = aktuelle + poten- zielle H-Ionen Säurewert

Das Schweizerische Lebensmittelbuch, das vorläufig die Wasserstoffionenkonzentration noch nicht berücksichtigt, nennt also den Gehalt an titrierbarer Säure bei der Milch ihren Säuregrad, beim Wein seinen Gesamt-säuregehalt. *W. van Dam* nennt bei der Milch sowohl die Wasserstoffionenkonzentration als auch den Gehalt an titrierbarer Säure beidemal Säuregrad, unterscheidet aber zwischen aktuellem Säuregrad und potenziellem Säuregrad. *W. I. Baragiola* unterscheidet beim Wein zwischen Säuregrad und Säuregehalt. Der Säuregrad ist bedingt durch die aktuellen Wasserstoffionen, der Säuregehalt ist gegeben durch die Summe der aktuellen und der potenziellen Wasserstoffionen. Potenzielle Wasserstoffionen sind für *W. I. Baragiola* nur diejenigen sauren Wasserstoffatome, die nicht dissoziiert sind, die also sauer sein können, aber nicht sauerwirkend sind. Für *W. van Dam* dagegen ist der potenzielle Säuregrad die Summe der aktuellen und der von *W. I. Baragiola* potenziell genannten Wasserstoffionen. Eine schlimmere Verwirrung kann man sich kaum denken. Und doch wird diese Verwirrung tatsächlich noch grösser durch die Zweisprachigkeit der amtlichen schweizerischen Erlasse. Die französische Fassung des Lebensmittelbuches spricht unterschiedlos von *degré d'acidité* und von *acidité*, d. h. in deutscher Rück-

übersetzung, sie verwendet die Ausdrücke Säuregrad und Azidität für Säuregehalt. Da wir den französischen Begriff *acidité* doch kaum anders wiedergeben können, müssen wir auf alle Fälle im Deutschen das Fremdwort Azidität, das in der physikochemischen Ausdrucksweise den Säuregrad und nicht den Säuregehalt bedeutet, vermeiden, sonst kommen wir später in die merkwürdige Lage, dass Azidität in der deutschen Fassung des Lebensmittelbuches nicht dasselbe bedeutet, was *acidité* in der französischen.¹⁾

W. van Dam sagt am Schlusse der erwähnten Arbeit: « Es wurde darauf hingewiesen, dass man bei der Milch zwischen dem titrierten (potenziellen) Säuregrad und dem wirklichen (aktuellen) Säuregrad d. h. der Wasserstoffionenkonzentration unterscheiden muss. » *W. I. Baragiola* würde dieselbe Schlussfolgerung folgendermassen ausdrücken: Es wurde darauf hingewiesen, dass man bei der Milch zwischen dem titrierbaren Säuregehalt oder Säurewert (aktuelle + potenzielle Wasserstoffionen) und dem Säuregrad d. h. der Wasserstoffionenkonzentration (aktuelle Wasserstoffionen) unterscheiden muss. In der Sprache des Schweizerischen Lebensmittelbuches liesse sich der Unterschied überhaupt nicht wiedergeben und doch scheint uns bei dieser Arbeit *W. van Dams* das Hauptergebnis, wonach die Gerinnungszeit der Milch umgekehrt proportional der Menge der Wasserstoffionen ist, wohl wichtig genug zu sein, dass es seitens der Lebensmittelchemiker Beachtung finden dürfte.

Es sei noch erwähnt, dass *W. van Dam* in dieser Arbeit den Wasserstoffionengehalt durch Bestimmung der elektromotorischen Kraft der Konzentrationskette:



ermittelt, « denn das ist die einzige Methode, bei der die Milch völlig intakt bleibt. Zusatz von Chemikalien musste vermieden werden. »

Vielfach hört man die folgende Ansicht aussprechen: Auch wenn man bei Wein — der in der physikalischen Chemie üblichen Ausdrucksweise folgend — dazu gekommen sei, zwischen Säuregehalt und Säuregrad genau zu unterscheiden, so bedinge das doch nicht, dass man in der übrigen Lebensmittelchemie ebenfalls von der vielfach üblichen Bezeichnung des Säuregehaltes als Säuregrad abkommen müsse. Der Wein, als ein kontinuierliches Gemenge, eigne sich zwar gut zur praktischen Anwendung der neueren physikochemischen Lösungstheorien, doch sei kaum zu erwarten, dass die neuen Forschungsmethoden auch bei diskontinuierlichen Gemengen, wie z. B. bei Milch, als einer Emulsion, oder dann gar bei festen Lebensmitteln grosse praktische Bedeutung gewinnen könnten. Die erwähnte Arbeit *W. van Dams* zeigt nun aber, dass der gleiche Gedankengang, der

¹⁾ *R. Höber*, Physikalische Chemie der Zelle und Gewebe, 3. Aufl., 1911, S. 123, sagt zwar: « Der Wasserstoffionengehalt als Mass der Azidität kann also titrimetrisch nicht bestimmt werden », verwendet aber dann doch (S. 166) den Ausdruck Titrationsazidität, von der er allerdings sagt, sie müsse von der Ionenazidität unterschieden werden. Am besten vermeidet man den Ausdruck Azidität im Deutschen ganz.

bei der Untersuchung des Weines fruchtbar war, sich auch bei der Prüfung der Milch als erfolgreich erwiesen hat. Und eine spätere Arbeit¹⁾ des gleichen Verfassers geht noch weiter, indem sie in gleicher Weise rein praktische Fragen aus dem Gebiete der Käsebereitung behandelt.

Es ist von Interesse festzustellen, dass in dieser zweiten Arbeit *W. van Dams* vielfach ebendieselben Erwägungen in bezug auf den Säuregehalt und Säuregrad des Käses angestellt wurden, die *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola*²⁾ zu ungefähr der gleichen Zeit beim Wein in Betracht zogen. So verweist *W. van Dam* auf die Untersuchungen von *F. W. J. Boekhout* und *J. J. Ott de Vries*³⁾, welche ergeben haben, dass bei der Titration des durch ein Chamberlandfilter gepressten Käseextraktes mit Lauge viel zu hohe Zahlen für den Säuregrad beziehungsweise für die freie Milchsäure gefunden werden, infolge der Anwesenheit der gelösten Phosphate. *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola* haben in ähnlicher Weise dargelegt, dass die primären Phosphate des Weines bei der Säurebestimmung mittitriert werden. *W. van Dam* bemerkt: « Man hat zwar versucht, durch Extraktion sich eine Vorstellung über die sogenannte freie Säure im Käse zu verschaffen, man vergisst aber dabei, dass die Säure ausgezogen wird aus einem System, in welchem infolge des Trocknens ganz andere Gleichgewichtsverhältnisse vorliegen als in der feuchten Käsemasse. » *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola* haben in ganz ähnlicher Weise sich dahin ausgedrückt: « Der Wein stellt ein flüssiges System dar, in welchem alle freien Säuren sowie alle primären und sekundären Salze dieser Säuren und sämtlicher vorhandenen Basen sich in einem Gleichgewichtszustande befinden. Dieses chemische Gleichgewicht, d. h. die Verteilung der Basen auf die Säuren kann einzig und allein berechnet werden aus dem Gehalt des Weines an allen organischen und anorganischen Säuren und an allen Basen mit Hilfe physikochemischer Gesetze. Insbesondere ist es theoretisch ausgeschlossen, dass nach rein analytischen Verfahren, die auf dem Zusatze irgendwelcher Reagenzien und auf der Ausscheidung bestimmter Stoffe aus dem System beruhen, das Verhältnis von freier und gebundener Säure ermittelt werden könne, da ja durch jeden Zusatz zum System und durch jede Abscheidung aus ihm das ursprüngliche Gleichgewicht, das erst bestimmt werden soll, verändert wird. »

Von den Ergebnissen dieser zweiten Arbeit *W. van Dams* heben wir an praktisch oder lebensmittelchemisch Wichtigem das folgende hervor: « Es wurde darauf hingewiesen, dass man auch beim Käse, wie dies früher für die Milch gezeigt wurde, zu unterscheiden hat zwischen dem potenziellen, durch Titrieren gefundenen und dem reellen Säuregrad, d. h. der Wasser-

¹⁾ *W. van Dam*, Enzym-chemische Studien über die Edamerkäsereifung, Zentralbl. f. Bakt. usw., 2. Abt., 1910, Bd. 26, S. 189—222.

²⁾ *C. von der Heide* und *W. I. Baragiola*, a. a. O.

³⁾ *F. W. J. Boekhout* und *J. J. Ott de Vries*, Ueber den Käsefehler « Kurz » (kort), Zentralbl. f. Bakt. usw., 2. Abt., 1909, Bd. 24, S. 122—129.

stoffionenkonzentration.» Es sei betont, dass hierdurch die gleiche oben dargelegte Verwirrung in der Ausdrucksweise zwischen Weinchemie und Milchchemie auch noch auf die Käsechemie ausgedehnt wird. Weiterhin folgert *W. van Dam*: « Die von verschiedenen Autoren gefundene « freie Säure » im Käse gibt ebenfalls kein richtiges Mass für die Wasserstoffionenkonzentration. » Hiermit seien die genau gleichen Einwände *W. I. Baragiolas*¹⁾ zu einer weinchemischen Arbeit von *F. Porchet*²⁾ verglichen. *W. van Dams* Schlussätze sagen weiterhin: « Für biologische Betrachtungen, wie sie zumal beim Käsereifungsprozess wichtig sind, darf nur der reelle Säuregrad in Betracht kommen.... Weiterhin wurden ausführliche Untersuchungen ausgeführt zur Beantwortung der Frage: Welche Rolle spielt das Lab im Käsereifungsprozess? Es zeigte sich: 2) die Verdauung des Parakaseins wird vom Gehalte an Wasserstoffionen beeinflusst und zwar hat sich ergeben, dass die Verdauungsgeschwindigkeit dem Wasserstoffionengehalte proportional ist, wie dies früher für die Gerinnungszeit gefunden wurde. » In einer Nachschrift weist *W. van Dam* dann noch auf eine Arbeit von *van Slijke*³⁾ hin, « aus der hervorgeht, dass dieser Autor für die Cheddarkäse zu demselben Resultate gekommen ist, ohne die Sachlage so genau zu präzisieren, wie es die physikalische Chemie zulässt. »

Jedenfalls erkennt man aus alledem ohne weiteres, dass eine ganze Reihe von praktischen Fragen der Käsebereitung und Käsebeurteilung eine Scheidung der beiden Begriffe Säuregrad und Säuregehalt auch hier, genau wie beim Wein und bei der Milch, als notwendig erscheinen lassen.⁴⁾

Wir gehen endlich zu einer dritten Arbeit *W. van Dams* über.⁵⁾ Hier verlässt der Verfasser das bisher von ihm zur Bestimmung der Wasserstoffionenkonzentration angewandte Verfahren der Konzentrationsketten und wendet sich dem Verfahren der Diazoessigesterkatalyse von *G. Bredig* zu, das, wie oben erwähnt, von *Th. Paul*, sowie von *P. Dutoit* und *M. Duboux* früher schon beim Wein verwendet worden war. Auf Grund der so gewonnenen Untersuchungsergebnisse äussert sich *W. van Dam* folgendermassen über die Bedeutung der Wasserstoffionenkonzentration in der Käsetechnik: « Um ein Urteil darüber zu gewinnen, von welchen geringen Unterschieden in

¹⁾ Mitteilgn. a. d. Geb. d. Lebensm.-Unters. u. Hyg., 1910, Bd. 1, S. 283—284.

²⁾ *F. Porchet*, Deux types anormaux de vins 1909 de la Suisse romande, Trav. d. chim. alim. et d'hyg., 1910, Vol. 1, p. 282—283.

³⁾ *van Slijke* and *Publow*, The science and practice of cheese-making.

⁴⁾ An einer Stelle (S. 195) fügt *W. van Dam* den Ergebnissen seiner Messung der Wasserstoffionenkonzentration des Käses die Anmerkung hinzu: « Längere Zeit nachdem diese Messungen ausgeführt wurden, hatte ich bei technischen Versuchen über die Käsebereitung Gelegenheit zu bemerken, dass es vielleicht doch möglich ist, dass kleine Differenzen im Säuregrade Einfluss üben auf das Wachstum der Mikroorganismen. » Wir werden bei Gelegenheit einer in Ausführung begriffenen Arbeit über die unterschiedliche Wirkung von schwefliger Säure und von Sulfiten auf den Wein hierauf zurückkommen.

⁵⁾ *W. van Dam*, Ueber die Konsistenz der Käsemasse bei Edamerkäsen, Zentralbl. f. Bakt. usw., 2. Abt., 1911, Bd. 32, S. 7—40.

reeller Azidität der Bau der Käsemasse abhängt, denke man sich folgendes: Ein gewöhnlicher Edamerkäse von 2 kg enthält in frischem Zustand \pm 1 Liter Wasser. Die Wasserstoffionenkonzentration derselben beträgt 0,6 bis $1,2 \cdot 10^{-5}$ n., d. h. in Gewicht 0,006 bis 0,012 mg an Wasserstoffionen. Die Differenz dieser Zahlen, d. h. 0,006 mg, entscheidet über die Struktur der Käsemasse. . . . Der Bau der Käsemasse hängt hauptsächlich von der Wasserstoffionenkonzentration ab. » In der Zusammenfassung am Schlusse seiner Arbeit führt *W. van Dam* noch eine ganze Reihe von praktisch wichtigen Folgerungen an, auf die hier nur verwiesen sei.

Unserseits fassen wir den *Hauptinhalt* der vorstehenden Ausführungen folgendermassen zusammen:

Seit etwa sechs Jahren ist man auf Grund physikochemischer Untersuchungen dazu gekommen, beim Wein Säuregrad und Säuregehalt scharf von einander zu unterscheiden. Den Säuregrad des Weines oder seine Wasserstoffionenkonzentration drücken wir in Millimolen Wasserstoff im Liter aus. Den Säuregehalt oder die Gesamtsäure, die titrierbare Säure, den Säurewert, drücken wir in Kubikzentimetern n-Lösung und nebenbei auch noch in Grammen Weinsäure im Liter aus. Die Unterscheidung hat einerseits eine grundsätzliche wissenschaftliche Bedeutung; sie ist anderseits auch praktisch sehr wichtig, denn der Säuregrad, nicht der Säuregehalt, ist das Mass für den sauren Geschmack des Weines und der Geschmack ist doch bei der Beurteilung eines Genussmittels ein ausschlaggebender Umstand.

Die Arbeiten *W. van Dams* zeigen, dass dieser gleiche Unterschied auch für Milch und für Käse gemacht werden muss. Man muss also auch hier auseinander halten einerseits den Säuregrad oder die Wasserstoffionenkonzentration der Milch oder des Käses, ausgedrückt am besten wohl in Millimolen Wasserstoff im Liter, anderseits den Säuregehalt, oder vielleicht auch hier besser gesagt den Säurewert, ausgedrückt in Kubikzentimetern einer n-Lösung pro Liter.

Wenn auch die praktischen Lebensmittelchemiker und mit ihnen das Lebensmittelbuch es vorläufig noch vermeiden wollen, mit dem Begriff Säuregrad = Wasserstoffionenkonzentration zu rechnen, bis die Verfahren zur Bestimmung dieser Grösse noch besser ausgearbeitet sein werden, so darf die praktische Lebensmittelchemie doch wohl nicht fortfahren, die Bezeichnung Säuregrad in einem nach den Lehren der allgemeinen oder physikalischen Chemie falschen Sinne zu verwenden.

Zur Vermeidung von unliebsamen Verwirrungen in der lebensmittelchemischen Ausdrucksweise, wie sie oben dargelegt wurden, wäre also im Schweizerischen Lebensmittelbuche der Ausdruck Säuregrad bei Milch, Rahm, Käse¹⁾, Speisefetten und Speiseölen, Mehl, Brot, Presshefe, Teigwaren im

¹⁾ Bei Käse spricht zwar das Schweizerische Lebensmittelbuch nicht von Säuregrad, sondern von Bestimmung der Milchsäure, während hier, mit Rücksicht besonders auf die sauerwirkenden Phosphate, ähnlich wie beim Wein, eher von Gesamtsäure oder dann von titrierbarer Säure und Säurewert gesprochen werden sollte.

bisherigen Sinne zu vermeiden, ebenso der Ausdruck Azidität bei Honig, Stärkezucker und Stärkesirup. Entsprechende Massnahmen wären im französischen Texte des Lebensmittelbuches zu treffen.

Wädenswil, Chemische Abteilung der Schweiz. Versuchsanstalt.

Das Verhalten verschiedener Saprofabrikate als Desinfektionsmittel.

Von Dr. J. THÖNI und A. C. THAYSEN.

(Mitteilung aus dem Laboratorium des Schweiz. Gesundheitsamtes in Bern.)

Einleitung.

Von der Firma *Dr. H. Noerdlinger*, jetzt in *Flörsheim a. M.*, werden Desinfektionsmittel unter dem Namen «*Saprol*» in den Handel gebracht, welche dazu bestimmt sind, menschliche und tierische Abfallstoffe, Abwässer etc., die unter Umständen gefährliche Infektionsquellen darstellen, unschädlich zu machen, und die ferner zugleich die lästige Begleiterscheinung der Zersetzung, das Auftreten von unangenehmen Gerüchen, verhindern sollen.

Während anfänglich *Saprol* nur in wenigen Modifikationen dargestellt wurde, kommen seit einiger Zeit eine grössere Zahl von Präparaten in Vertrieb, die angeblich den verschiedensten Desinfektionszwecken angepasst sind, was zum Teil auch in den Namen wie *Abort-Saprol*, *Pissoir-Saprol*, *Saprol für Epidemien usw.* angedeutet ist. Allen diesen Fabrikaten gemeinsam ist die flüssige, ölartige Beschaffenheit und das niedere spezifische Gewicht, das ihnen ermöglicht, auf der Oberfläche von Abtrittgruben, auf Fäkalien, Abwässern etc. zu schwimmen, wodurch eine Verschleppung der Ansteckungsstoffe und die Verbreitung von Krankheiten durch Insekten, Fliegen etc. verhütet werden soll. Sie unterscheiden sich untereinander hauptsächlich durch die verschiedene keimvernichtende Kraft. Nach den Angaben des Fabrikanten enthalten die *Saprole* wasserlösliche Kresole, desinfizierend und desodorierend wirkende Kupferverbindungen und Mineralöl.¹⁾

In zahlreichen Arbeiten (*Laser*², *Scheurlen*³, *Keiler*⁴, *Pfuhl*⁵, *Görbing*⁶, *Fichtner*⁷) u. a. m.), die sich mit Nachprüfungen über die in den Prospekten den *Saprolen* zugeschriebenen Eigenschaften befassten, wird im allgemeinen

¹⁾ Ueber die nähere Zusammensetzung der verschiedenen Präparate wird an anderer Stelle eingetreten.

²⁾ *Laser*, Zentralblatt für Bakteriologie und Parasitenkunde, 1892.

³⁾ *Scheurlen*, Archiv für Hygiene, 1893.

⁴⁾ *Keiler*, Archiv für Hygiene, 1893.

⁵⁾ *Pfuhl*, Zeitschrift für Hygiene und Infektionskrankheiten, 1893.

⁶⁾ *Görbing*, Zentralblatt für Bakteriologie und Parasitenkunde, I. Abteilung 1904, Bd. XXXVI.

⁷⁾ *Fichtner*, Deutsche Militärärztliche Zeitschrift, 1908, Heft 8.