

Zeitschrift: Prisma : illustrierte Monatsschrift für Natur, Forschung und Technik
Band: 4 (1949)
Heft: 12

Artikel: Was ist das pH?
Autor: Hausen, J.
DOI: <https://doi.org/10.5169/seals-654508>

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: 28.01.2026

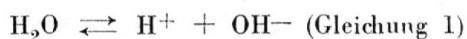
ETH-Bibliothek Zürich, E-Periodica, <https://www.e-periodica.ch>

Was ist das pH?

In vielen Industriezweigen, aber auch in der chemischen, biologischen und medizinischen Forschung gibt es heute kaum noch irgendwelche Vorschriften, Rezepturen, Protokolle und Berichte, in denen nicht das pH — meist einfacher pH geschrieben — eine Rolle spielt. In der Zellulose- und Papierindustrie, im Eisenhüttenwesen, in der Aufbereitung von Betriebs- und Kesselspeisewässern wie der Verwertung und Be seitigung von Abwässern aller Art, in der Landwirtschaft, im Molkerei- und im Gärungsgewerbe, in der Konserven- und Zuckerindustrie, in der Galvanotechnik, der Gerberei, der Textilindustrie und auf vielen anderen gewerblichen und industriellen Arbeitsgebieten ist das pH zu einer unentbehrlichen Größe geworden. Was ist nun aber dieses pH, von dem man so oft hört und liest? Es taucht überall dort auf, wo es sich um irgendein wässriges Medium, eine wässrige Lösung, einen wässrigen Brei oder Schlamm handelt. Das pH ist eine Kenngröße für solche wässrigen Medien; ebenso wie etwa die Viskosität, die Konzentration an gelösten Stoffen und dergleichen, sagt es etwas über die Natur eines solchen Mediums aus, und zwar verrät es, ob das Medium „sauer“ oder „alkalisch“ ist. Sein Zahlenwert läßt obendrein erkennen, wie groß die „Azidität“ oder die „Alkalität“ des Mediums ist. Es sei daran erinnert, daß eine im Wasser gelöste Säure nach der Theorie der elektrolytischen Dissoziation in elektrisch geladene Teilchen, sogenannte Ionen, gespalten ist. Diese Spaltung wird um so vollkommener, je stärker verdünnt die Säure ist. In einer hinreichend verdünnten Salzsäure (chem. Chlorwasserstoff, HCl) sind also keine unveränderten HCl-Moleküle mehr vorhanden, sondern nur noch positiv geladene Wasserstoff-Ionen (H^+) und negativ geladene Chlor-Ionen (Cl^-). Chlorwasserstoff hat ein Molekulargewicht von rund 36; dieses setzt sich aus dem Atomgewicht des Wasserstoffs (H) = 1 und dem Atomgewicht des Chlors (Cl) = rund 35 zusammen. Wenn in einem Liter verdünnter Salzsäure genau der zehnte Teil eines Molekulargewichtes (in Gramm) an HCl gelöst ist — man nennt die Lösung dann „ein Zehntel normal“ und schreibt dafür $\frac{1}{10}-\text{n}$ oder auch $\frac{n}{10}$ — enthält dieser Liter Salzsäure also 3,6 Gramm HCl. Da dieses HCl aber völlig in Ionen gespalten ist, enthält eine solche Salzsäure 3,5 Gramm Chlor-Ionen und 0,1 Gramm Wasserstoff-Ionen im Liter. Von dieser Lösung sagt man, sie habe

das pH 1,0. Da man 0,1 Gramm auch 1×10^{-1} Gramm schreiben kann, so zeigt sich: Der pH-Wert ist die negative Potenz (p) der Wasserstoff-Ionen-Konzentration (H); er stellt also eine Konzentrations-Angabe dar und sagt aus, wie viele Gramm Wasserstoff-Ionen in einem Liter eines wässrigen Mediums enthalten sind. Verdünnt man die oben genannte $\frac{n}{10}$ -Salzsäure auf das Zehnfache, so ist in einem Liter der so erhaltenen Salzsäure nur noch $\frac{1}{100}$ Gramm Wasserstoff-Ionen ($= 1 \times 10^{-2}$ Gramm) enthalten; das pH ist dann 2,0. Eine Salzsäure, die nur mehr ein Tausendstel Gramm (1×10^{-3} Gramm) Wasserstoff-Ionen im Liter enthält, hat das pH 3,0. Umgekehrt kann man sagen: Beim pH 1,0 ist ein Gramm Wasserstoff-Ionen in $10^1 = 10$ Litern Lösung vorhanden, beim pH 2,0 ist es erst in $10^2 = 100$, beim pH 3,0 sogar erst in $10^3 = 1000$ Litern Lösung vorhanden. Durch einen so definierten pH-Wert werden die Konzentrationsangaben für das Wasserstoff-Ion wesentlich vereinfacht. Der Zahlenwert des pH einer Salzsäure nimmt in dem Maße zu, in dem sich die Konzentration der Wasserstoff-Ionen verringert. Eine Salzsäure vom pH 4,0, von der man also 10 000 Liter braucht, um ein Gramm Wasserstoff-Ionen zu haben, ist natürlich viel weniger sauer als eine solche, bei der ein Gramm Wasserstoff-Ionen schon in 100 Litern enthalten ist und der man das pH 2,0 zuschreibt. Höhere pH-Werte bedeuten daher niedrigeren Säuregrad und umgekehrt.

Nun enthält aber auch reines Wasser (H_2O) Wasserstoff-Ionen (H^+), und — nach der Dissoziationstheorie — auch Ionen anderer Art, sogenannte Hydroxyl-Ionen (OH^-). In Form einer Gleichung läßt sich diese „Dissoziation des Wassers“ in Wasserstoff- und Hydroxyl-Ionen wie folgt schreiben:



Die Pfeile zwischen den beiden Seiten der Gleichung deuten an, daß es sich hier um ein Gleichgewicht handelt. Für solche Gleichgewichte gilt nach dem „Massenwirkungsgesetz“ die Beziehung

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = \text{konstant} \quad (\text{Gleichung } 2),$$

wobei die eckigen Klammern andeuten, daß es sich jeweils um Konzentrationen handelt. Diese Gleichung bedeutet: In Wasser ist bei einer gegebenen Temperatur das Produkt aus der Konzentration der Wasserstoff-Ionen und der Hydroxyl-Ionen eine konstante Größe. Man hat diese „Dissoziationskonstante“ des

Wassers sehr genau gemessen und dabei gefunden, daß sie den Wert 10^{-14} hat. Nun zerfällt aber, wie aus Gleichung 1 hervorgeht, jedes Wassermolekül, das sich spaltet, in je ein Wasserstoff- und ein Hydroxyl-Ion; das heißt: In reinem Wasser sind stets gleichviele Wasserstoff- und Hydroxyl-Ionen vorhanden. Da aber das Produkt ihrer Konzentrationen den Wert 10^{-14} hat, so muß jedes von ihnen, also auch der Wasserstoff-Ionen-Anteil, die Konzentration 10^{-7} haben. Deshalb hat reines Wasser einen pH-Wert von 7,0. Da nun reines Wasser weder sauer noch alkalisch, vielmehr neutral ist, besagt dies zugleich, daß der Neutralpunkt des pH bei 7,0 liegt; dies ist sozusagen der Mittelpunkt der pH-Skala.

Noch eine weitere Erkenntnis ergibt sich aus Gleichung 2. Wenn in ihr einer der Faktoren größer wird, muß der andere kleiner werden, damit das Produkt konstant bleibt. Wenn man also zu reinem Wasser eine Säure zügigt und dadurch die Konzentration an Wasserstoff-Ionen $[H^+]$ erhöht, muß $[OH^-]$ kleiner werden, es muß also eine entsprechende Menge OH-Ionen verschwinden, und zwar durch Vereinigung mit H-Ionen zu Wasser. Das gleiche gilt in umgekehrtem Sinne: Setzt man reinem Wasser eine Base zu, das heißt einen Stoff, der OH-Ionen liefert, so muß eine entsprechende Menge H-Ionen verschwinden, sich also mit OH-Ionen zu undissoziertem Wasser vereinigen. Im ersten Fall, beim Säurezusatz, wächst die H-Ionen-Konzentration, der pH-Wert sinkt; im zweiten Fall sinkt die H-Ionen-Konzentration, das pH steigt. Ganz allgemein gilt: Alle pH-Werte von 7,0 an abwärts bezeichnen den sauren Bereich, während alle pH-Werte von 7,0 an aufwärts bis zum theoretischen Grenzwert 14 den Bereich der basischen oder alkalischen Reaktion umfassen. Diese Zusammenhänge gehen aus nachstehender Tabelle hervor, in der für die verschiedenen Reaktionsbereiche die zugehörigen pH-Gebiete aufgeführt und auch Beispiele bekannter Flüssigkeiten angegeben sind:

Füssigkeit:	pH-Wert	Reaktion der Flüssigkeit:
Salzsäure	0 bis 3	stark sauer
Bier	4 bis 6	schwach sauer
reines Wasser	7	neutral
milde Seifenlauge	8 bis 10	schwach alkalisch
starke Natronlauge	11 bis 14	stark alkalisch

Bei den einleitenden Betrachtungen war vorausgesetzt worden, daß eine verdünnte Säure ganz in ihre Ionen gespalten ist. Das gilt zwar für starke Säuren, wie Salz- und Schwefelsäure, und entsprechend gibt

es auch starke Basen, wie Natron- oder Kalilauge, die in verdünnter Lösung völlig gespalten, „dissoziiert“ sind. Daneben kennt man aber auch schwache Säuren und Basen, bei denen diese Voraussetzung nicht erfüllt ist, die also auch in verdünnter Lösung nicht völlig in ihre Ionen gespalten sind. Der pH-Wert gibt aber nur die Konzentration der vorhandenen Wasserstoff-Ionen — und damit indirekt auch die der Hydroxyl-Ionen — an. Er ist also keineswegs gleichbedeutend mit dem Gehalt einer Lösung an Säure oder Base schlechthin. Ein Beispiel möge das veranschaulichen: Wir haben eine 0,01-n-Salzsäure und eine 0,01-n-Essigsäure angesetzt. Beide enthalten gleichviel Säure; wenn wir sie neutralisieren, benötigen wir gleichviel Neutralisationsmittel. Wenn wir aber ihren pH-Wert messen, finden wir für die Salzsäure ein pH von 2,0, für die Essigsäure ein solches von 3,4: Die „aktuelle Azidität“ ist bei der Salzsäure fast fünf- und zwanzigmal so groß wie bei der Essigsäure. Die Essigsäure ist offenbar viel schwächer als die Salzsäure. Dieses Beispiel zeigt deutlich, wie wichtig das pH als Maß für den wirklichen Säuregrad oder, wie man auch sagt, für die „Wasserstoff-Ionen-Aktivität“ von Flüssigkeiten aller Art ist; denn praktisch kommt es meist nicht auf den Säuregehalt, sondern auf die Konzentration an Wasserstoff-Ionen — und bei den Basen auf die der Hydroxyl-Ionen — an.

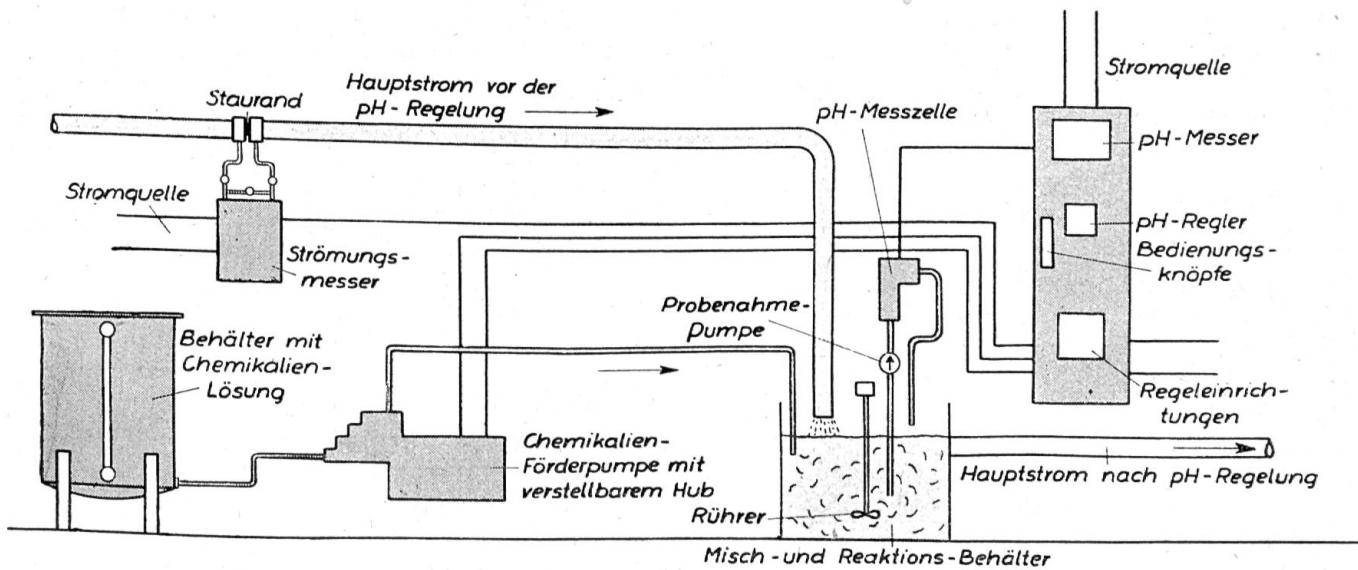
Durch Zusatz von Säuren oder Laugen zu Wasser oder auch durch Verdünnen wässriger Säure- oder Basenlösungen wird das pH verändert. Wir sahen, daß der Zusatz von 3,6 Gramm Chlorwasserstoff zu einem Liter reinen Wassers das pH von 7,0 auf 1,0 herabsetzt; ferner, daß bei verdünnter Salzsäure jede Verdünnung auf das Zehnfache den pH-Wert um eine Einheit ansteigen läßt. In diesem Falle kann man rein rechnerisch feststellen, wie sich das pH beim Verdünnen ändert. Aber das kann man nicht immer; es gibt Fälle, in denen sich das pH beim Verdünnen nur sehr wenig, praktisch überhaupt nicht ändert. Auch hierfür ein Beispiel: Wir setzen zu einem Liter reinen Wassers (pH 7,0) einen Kubikzentimeter einer $\frac{1}{100}-n$ Salzsäure zu. Wir erhalten eine Salzsäure, die $\frac{1}{100000}-n$ ist (Konzentration an H-Ionen: 1×10^{-5}), also das pH 5,0 hat. Auf Zusatz von einem Kubikzentimeter einer Salzsäure von $\frac{1}{100}-n$ wird also das pH um zwei Einheiten (von 7,0 auf 5,0) verändert. Nun nehmen wir einen Liter einer wässrigen Lösung, die Natriumazetat und Essigsäure enthält, und setzen wieder einen Kubikzentimeter $\frac{1}{100}-n$ Salzsäure zu. Die zugesetzte Säure reagiert dann mit dem Natriumazetat unter Bildung von Natriumchlorid, also Kochsalz, und Essigsäure; das heißt: Die vorhandene Essigsäuremenge wird ein wenig (um etwa 0,01 Prozent) vermehrt, das pH ändert sich um weniger als 0,01 Einheiten. Die Natriumazetat-Essigsäure-Lösung ist

also gegen Veränderung ihres pH-Wertes durch Zusatz von $\frac{1}{100}$ -n Salzsäure zweihundertmal so widerstandsfähig wie reines Wasser. Man nennt diesen Widerstand „Pufferung“ und sagt, eine Lösung, die diese Eigenschaft besitzt, ist gut gepuffert. Reines Wasser ist, wie aus dem ersten Beispiel hervorgeht, schlecht gepuffert. Das kommt auch darin zum Ausdruck, daß schon die Kohlensäure der Luft genügt, um sein pH erheblich zu verändern. Destilliertes Wasser hat ein pH von etwa 5,2 bis 5,6; macht man es durch Auskochen kohlensäurefrei, so steigt sein pH auf 6,5 bis 6,9. Auch starke Säuren und Basen sind nur wenig gepuffert. Dagegen zeigen Mischungen von schwachen Basen oder Säuren und ihren Salzen eine gute Pufferwirkung, wie aus dem Beispiel der Essigsäure-Natriumazetat-Lösung hervorgeht. Ein weiteres Beispiel für gut gepufferte Lösungen ist eine Lösung, die Ammoniak und Ammoniumsalze enthält. Die Pufferwirkung ist von großer praktischer Bedeutung, weil sie ein Mittel an die Hand gibt, pH-Änderungen bei Veränderungen der Konzentration, etwa beim Verdünnen zu vermeiden. Wenn beispielsweise eine Flüssigkeitsprobe, deren pH gemessen werden soll, zu diesem Zwecke verdünnt werden soll, so muß hierzu eine „Pufferlösung“ verwendet werden, weil andernfalls die Gefahr besteht, daß das pH der Meßlösung durch das Verdünnen verändert wird. Pufferlösungen sind, da ihr pH sich praktisch nicht ändert, vor allem auch zur Reproduktion bestimmter pH-Werte wichtig. Solcher „Standard-pH-Lösungen“ bedient man sich zur Eichung von Elektroden, mit denen pH-Werte gemessen werden.

Für die Messung des pH-Wertes sind zwei Methoden eingeführt: die kolorimetrische und die elektrometrische. Die erstgenannte Methode besteht, wie ihr Name erkennen läßt (lat. color = Farbe), in der Mes-

sung einer Färbung. Es gibt gewisse chemische Substanzen, die im gelösten Zustand je nach dem pH der Lösung unterschiedlich gefärbt sind. Das bekannteste Beispiel für einen solchen „Indikator“ ist der Lackmus-Farbstoff, der in sauren Lösungen rot, in alkalischen dagegen blau gefärbt ist. In Form des allbekannten Lackuspapiers hat sich dieser Farbstoff allgemein als Hilfsmittel zur qualitativen Bestimmung, ob eine Lösung sauer oder alkalisch ist, eingeführt. Für genauere pH-Bestimmungen reicht das kolorimetrische Verfahren nicht aus; man benutzt dann die elektrometrische Methode. Sie beruht darauf, daß das elektrische Potential gewisser Elektroden vom pH der Lösung abhängt, in die sie eintauchen. Die Messung ist also eine Potentialmessung.

Von der laufenden Messung und Registrierung des pH-Wertes ist es nur noch ein kleiner Schritt zur selbstdämmigen Einregelung von Betriebsflüssigkeiten auf ein gewünschtes pH. Dieser Schritt liegt dann nahe, wenn größere Flüssigkeitsmengen verarbeitet werden sollen, wie es bei der Aufbereitung von Wasser und Abwässern der Fall ist. Man weiß heute, daß es für die Verhütung von Korrosion und Kesselsteinablagerungen bei Dampfkesseln, Kondensatoren, Motorkühlern und ähnlichen Einrichtungen wesentlich darauf ankommt, bestimmte pH-Werte einzuhalten. Kesselspeisewasser, das nach dem Kalk-Soda-Verfahren entwässert wird, hat eine zu hohe Alkalität und muß auf einen etwas niedrigeren pH-Wert gebracht werden. Bei der Entwässerung von Rohwasser nach dem Basenaustausch-Verfahren muß das Rohwasser möglichst genau neutral sein. Industrieabwärme sind häufig sauer oder alkalisch und müssen vor ihrer Einleitung in den Vorfluter neutralisiert werden. In allen diesen Fällen wird die Rohflüssigkeit mit einem chemischen Reagenz ver-



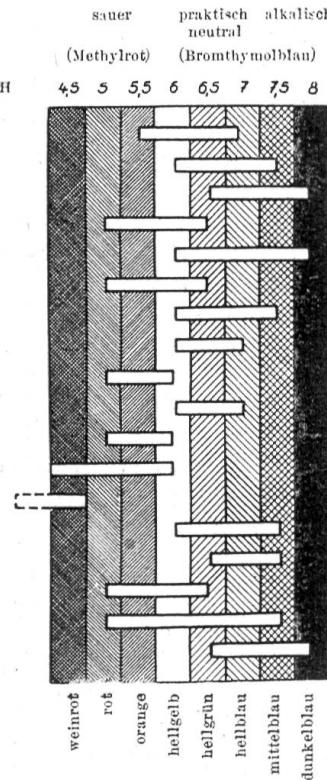
Prinzip einer Anlage zur automatischen pH-Regelung

setzt, das die gewünschte Veränderung ihres pH-Wertes hervorruft. Man arbeitet bei der automatischen pH-Regelung im Prinzip in der Weise, daß der Strom des zuzusetzenden chemischen Reagens durch das pH-Meßgerät gesteuert wird. Das hört sich einfach an, in der Praxis treten aber mancherlei Schwierigkeiten auf, die sorgfältig berücksichtigt werden müssen, wenn die Regelung einwandfrei vor sich gehen soll. Es kommt sehr auf die Pufferung der zu regelnden Flüssigkeit an; auch die Reaktionszeit ist wichtig, denn selbst bei inniger Vermischung der Rohflüssigkeit mit dem korrigierenden Reagenz tritt dessen Effekt nicht momentan ein; ferner spielt die Temperatur eine Rolle. Vor allem aber müssen Schwankungen in der Strömungsgeschwindigkeit der Rohflüssigkeit ausgeglichen werden. Man bevorzugt in Amerika, wo seit einigen Jahren mehrere solche automatischen pH-Regel-Anlagen in Betrieb sind, ein System, bei dem das korrigierende Reagenz durch eine Pumpe mit verstellbarem Hub zugeführt wird.

Bodenreaktion:

	sauer	praktisch neutral	alkalisch
pH	(Methylrot)	(Bromthymolblau)	
4,5			
5			
5,5			
6			
6,5			
7			
7,5			
8			

Roggen, Hafer, Serradella, Süßlupine,
Mais, Kartoffel
Weizen, Gerste, Futterrübe, Rübsen
Raps, Luzerne, Zuckerrübe
Buchweizen, bittere Lupine
Klee, Esparsette
Grünland, Futterroggen, Sonnenblumen,
Grünmais, Flachs, Korbweiden
Weißer Senf, Stoppelrübe, Mohn,
Tabak, Rebe
Hopfen, Markstammkohl, Weidelgras
Hanf
Chrysanthemen, Maiblumen, Nelken,
Rosen, Wicken
Begonien, Glorxinien, Primeln, Farne,
Cyclamen
Pelargonien, Fuchsien
Rhododendren, Azaleen, Hortensien,
Kameliengewächse, Erika
Kohlarten, Salat, Spinat, Spargel,
Erdbeeren
Wurzelgewächse, Zwiebeln, Sellerie
Gurken, Rhabarber
Tomaten
Obstbäume, Beerensträucher



Das pH in Landwirtschaft und Gartenbau.

Die Tafel gibt die für verschiedene landwirtschaftliche und gärtnerische Kulturpflanzen jeweils günstigsten Bereiche des Boden-pH und zeigt zugleich, wie die Bodenreaktion mit zwei Indikatoren (Methylrot und Bromthymolblau) gemessen werden kann (n. Prof. Dr. Tödt).

Die Förderleistung dieser Pumpe wird durch die Strömungsgeschwindigkeit der zu behandelnden Rohflüssigkeit reguliert, der Hub der Pumpe aber wird automatisch durch das pH-Meßgerät gesteuert. Un-

sere Abbildung zeigt das Prinzip dieser automatischen pH-Regelung. Bei der Wasseraufbereitungsanlage einer amerikanischen Flugzeugfabrik, deren Tagesleistung 53 000 Kubikmeter beträgt, wird das nach dem Kalk-Soda-Verfahren entwässerte Wasser durch Einleiten von kohlensäurehaltigen Feuerungsabgasen auf einen niedrigeren Wert, nämlich auf ein pH von 8,7 eingeregelt. Trotz der Schwankungen im Kohlensäuregehalt der Abgase gelang es, diese Regelung praktisch so durchzubilden, daß das pH nur um $\pm 0,1$ pH-Einheiten schwankt. Das Wasser aus dieser Anlage wird für alle Betriebszwecke, unter anderem zum Kühlung der Motoren, verwendet.

Als weiteres Beispiel für die praktische Anwendung von pH-Messungen für technische Zwecke und für die Bedeutung, die dem pH auf diesem Gebiet zukommt, sei das Gebiet der Landwirtschaft und des Gartenbaus erwähnt. Man weiß heute, daß die Pflanzen am besten wachsen und die Nutzpflanzen den besten Ertrag geben, wenn der Boden, auf dem sie wachsen, einen bestimmten pH-Wert hat. In unserer Tabelle sind die günstigen Werte des Boden-pH für eine Reihe von landwirtschaftlichen und gärtnerischen Kulturpflanzen wiedergegeben; in dieser Tabelle wird gleichzeitig gezeigt, wie man die Bodenreaktion mit zwei Indikatoren, Methylrot und Bromthymolblau, nach der kolorimetrischen Meßmethode bestimmen kann. Danach brauchen Roggen und Kartoffeln niedrigere pH-Werte im Boden als etwa Weizen und Zuckerrüben; sie sind also mit sauren Böden zufrieden. Arme Böden sind im allgemeinen ziemlich sauer und müssen daher gekalkt werden. Die Kalkmengen, die man einem Boden zuführen muß, um sein pH um 1 zu erhöhen (zum Beispiel von 5,5 auf 6,5), sind je nach der Bodenart verschieden. Bei Sandböden rechnet man mit etwa fünfhundert Kilogramm Kalk je Hektar, um diesen Effekt zu erzielen, bei leichten Lehmböden müssen eintausendfünfhundert bis dreitausend, bei schweren Böden sogar dreitausend bis achttausend Kilogramm Kalk zum gleichen Zweck aufgewendet werden. Diese Verschiedenheiten röhren daher, daß fette Böden den Kalk viel stärker puffern als leichte Böden, so daß bei ihnen höhere Gaben sowohl von Säuren, zum Beispiel von Ammonsulfat, wie auch von Alkalien, etwa Kalk, notwendig sind, um eine bestimmte pH-Änderung nach oben oder unten hervorzurufen. Das ist auch der Grund, weshalb bei einem mageren, das heißt schlecht gepufferten Sandboden Säure- und Kalkschäden leichter auftreten als bei einem schweren, also stärker gepufferten Lehmboden. Anderseits sieht man daraus aber auch, daß pH-Messungen an Böden ebenso wie alle anderen Bodenuntersuchungen nur relative Bedeutung besitzen und nur dann praktisch verwertbar sind, wenn man sie zu den jewei-

ligen Bodenverhältnissen in eine sinngemäße Beziehung setzt.

Als Beispiel für die Bedeutung des pH-Wertes und seiner Messung für technische Prozesse sei die Zuckerfabrikation angeführt. Zucker hat die Eigenschaft, in wässriger Lösung und in der Wärme unter bestimmten Bedingungen in Fruchtzucker und Traubenzucker aufzuspalten. Ob und in welchem Umfang eine solche „Inversion“ eintritt, entscheidet neben der Temperatur und der Zeit der Erwärmung vor allem das pH der Lösung. Bereits eine geringe Abweichung des pH vom Neutralpunkt nach der sauren Seite genügt, um erhebliche Zuckerverluste zu verursachen. Würde zum Beispiel der rohe Zuckersaft in der Batterie anderthalb Stunden bei pH 6 auf achtzig Grad Celsius erwärmt, so würde etwa 0,1 Prozent des Zuckers invertiert. Für eine Rübenzuckerfabrik, die in der Kampagne eine Million Zentner Rüben verarbeitet, bedeutete das ein Verlust von rund zweihundert Zentner Zucker. Zugleich aber bringt die Inversion eine Verschlechterung der Qualität des

unverändert gebliebenen Zuckers mit sich. Man führt daher an verschiedenen Stellen der Rübenzuckerfabrikation und -raffination pH-Messungen aus, um den Betrieb ständig auf die Einhaltung der für die einzelnen Betriebsgänge jeweils günstigsten pH-Werte zu überwachen.

Zahllose weitere Beispiele für die Bedeutung des pH-Wertes und seiner Bestimmung und Regelung in den verarbeitenden Industrien ließen sich anführen. In der Textilindustrie ist für saure Farbbäder ein optimales pH vorgeschrieben; das gleiche gilt für die Sulfitkochung von Holz zur Zellstoffgewinnung; die Extraktion von Insulin, die Chromgerbung tierischer Häm, die Einsäuerung von Grünfutter im Silo bedingen bestimmte optimale pH-Werte; galvanotechnische Bäder, Leimungsflüssigkeiten für Papier und dergleichen, Biermaischen und -würzen müssen auf ein günstigstes pH eingeregelt werden; für die Käsereifung gibt es ein pH-Optimum, ebenso für Bleichbäder der Textilindustrie, ja sogar für Kosmetika und Zahnpasten.

Dr. J. Hausen

Von den Regentropfen

Jeder Gärtner weiß aus Erfahrung, daß der für die Entwicklung der Pflanzen so wertvolle Regen bei schwerem Tropfenfall zarte Pflänzchen und Pflanzenteile empfindlich schädigen kann, und der Landwirt sieht in der Größe der Regentropfen eine der Ursachen für die Verkrustung mancher Kulturböden — ein Zusammenhang, dessen Aufklärung der Bodenforschung noch nicht vollständig gelungen ist. Die Bestimmung der Größe und Fallgeschwindigkeit der Regentropfen hat also nicht nur wissenschaftlichen, sondern auch praktischen Wert. Ihr schenkte bereits vor nunmehr sechzig Jahren Wiesner besondere Aufmerksamkeit. Er fing Regentropfen mit wasseraufsaugendem Papier auf und schloß aus der Größe der benetzten Fläche auf die Wassermenge und damit

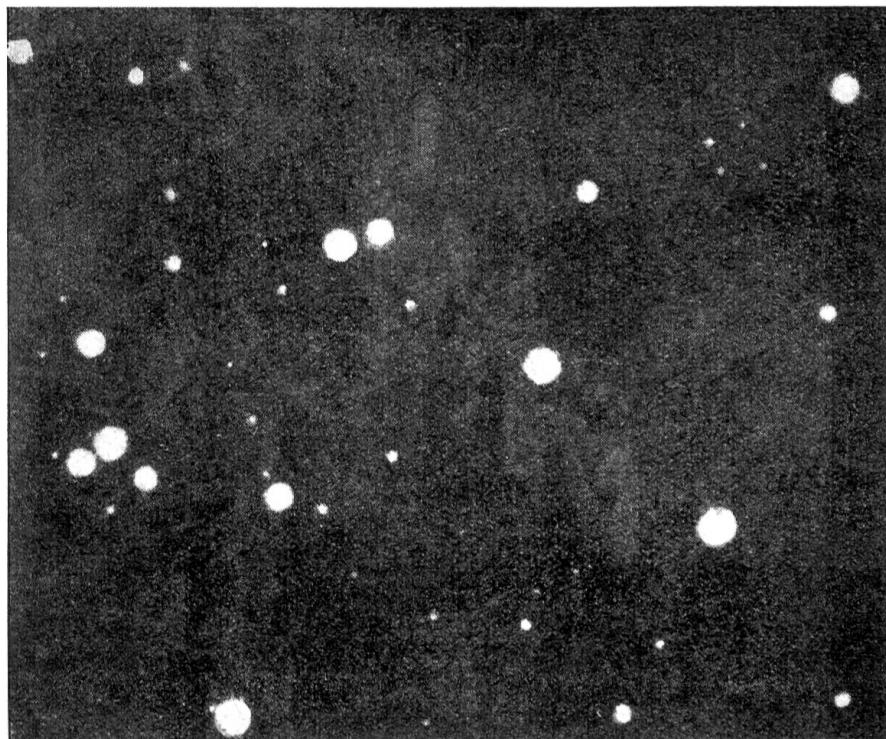


Abb. 1: Sehr leichter Landregen. Spurbilder der Tropfen in natürlicher Größe. Aufnahmedauer zehn Sekunden