

Zeitschrift: Schweizerische Bauzeitung
Herausgeber: Verlags-AG der akademischen technischen Vereine
Band: 117/118 (1941)
Heft: 4

Inhaltsverzeichnis

Nutzungsbedingungen

Die ETH-Bibliothek ist die Anbieterin der digitalisierten Zeitschriften. 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. [Siehe Rechtliche Hinweise.](#)

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. [Voir Informations légales.](#)

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. [See Legal notice.](#)

Download PDF: 17.03.2025

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

INHALT: Bedeutung und Messung der Wasserstoff-Ionen-Konzentration. — Festigkeit und Berechnung der Schweissverbindungen. — Das Konservatorium für Musik in Bern. — Aktuelle Strassenbau-Fragen. — Erdbebenwirkung auf Hochbauten. — Mitteilungen: Das Benzin-Einspritzsystem «Scintilla». Die Technik der Spreng- und Zündmittel. Bombardierungsleistung und Flugstrecke. Druckregelung des Blutkreislaufs.

Das Stadtarchiv Zürich. Das Alkatonwerk in Ems (Graubünden). Konservierte Schneeflocken. Internationale permanente Baufach-Ausstellung. Bau der Sustenstrasse. — Nekrologe: Heinrich Mayer. Alfred Wolgensinger. — Wettbewerbe: Abdankungshalle und Verwaltungsgebäude im Bremgarten-Friedhof in Bern. — Literatur: Alte Bündner Bauweise und Volkskunst. Graph. Untersuchung von Fangdämmen und Ankerwänden.

Band 118

Der S. I. A. ist für den Inhalt des redaktionellen Teils seiner Vereinsorgane nicht verantwortlich. Nachdruck von Text oder Abbildungen ist nur mit Zustimmung der Redaktion und nur mit genauer Quellenangabe gestattet.

Nr. 4

Bedeutung und Messung der Wasserstoff-Ionen-Konzentration

Von Dipl. Ing. N. G. NEUWEILER, Genf

Schon gegen Ende des 19. Jahrhunderts hatte der schwedische Gelehrte Arrhenius, gestützt auf Beobachtungen des osmotischen Druckes in Lösungen von Säuren, Basen und Salzen die Hypothese aufgestellt, dass solche Lösungen sich in dissoziiertem Zustand befinden, d. h. dass sich in der Lösung gleichzeitig positiv und negativ geladene Ionen befinden. Diese Hypothese führte nachträglich zu der Erkenntnis, dass die Wasserstoffionen eine wesentliche Rolle bei der Abwicklung vieler biologischer und chemischer Prozesse spielen. Es wurde ferner gefunden, dass die Wasserstoffionenkonzentration pH als Index für die sich vollziehende Reaktion dienen kann, wobei die Wasserstoffionen selber an der Reaktion aktiv nicht beteiligt sind. Heutzutage ist die Bedeutung der Wasserstoff-Ionen-Konzentration für die verschiedensten industriellen Betriebe voll erkannt worden.

Dissoziiert reines Wasser, so ist die gleiche Anzahl Wasserstoff- und Hydroxyl-Ionen vorhanden und das Wasser ist «neutral». Die Konzentration der H^+ und OH^- Ionen in reinem Wasser und neutralen Lösungen ist je 10^{-7} oder $0,0000001$ Mol pro l^1) bei $+ 22^\circ C$. Da es umständlich ist, einen negativen Exponenten oder eine mit vielen Nullen behaftete Dezimalzahl zur Bezeichnung solcher Konzentrationen zu verwenden, wurde allgemein vereinbart, den absoluten Wert des Exponenten als Basis der pH-Skala zu gebrauchen. So haben neutrale Lösungen ein $pH = 7$ statt 10^{-7} Mol/l.

Mathematisch ausgedrückt ist pH der Logarithmus des reziproken Wertes der Wasserstoff-Ionen-Konzentration:

$$[H^+] = 10^{-pH} \quad pH = -\log [H^+]$$

Wenn z. B. Salzsäure HCl dissoziiert in H^+ und Cl^- Ionen, so ist die Wasserstoff-Ionen-Konzentration abhängig vom Dissoziationsgrade. Ähnlich bilden sich bei Dissoziation einer Base NaOH Na^+ und OH^- Ionen. Aus der Tabelle 1 ist ersichtlich, dass für saure Lösungen pH zwischen 0 und 7 liegt, hingegen für alkalische Lösungen zwischen 7 und 14.

Die gewählte pH Skala hat verschiedene nicht zu unterschätzende Vorteile und kann sinngemäss verwendet werden, sogar wenn man nicht genau weiss, wie eigentlich die Skala abgeleitet wurde, ähnlich wie man z. B. mit der Celsius-Skala Temperaturmessungen vornehmen kann ohne zu wissen, was $1^\circ C$ bedeutet. Die Einfachheit der pH-Bezeichnung ermöglicht es, die Wasserstoff-Ionen-Konzentration in industriellen Betrieben zu messen und die Resultate praktisch zu verwerten. Es muss nur stets im Auge behalten werden, dass bei einer Erhöhung der Wasserstoff-Ionen-Konzentration um das Zehnfache der pH-Faktor sich bloß um eine Einheit erhöht. Praktisch gesprochen ist eine Lösung mit $pH = 4$ zehnmal so sauer wie eine solche mit $pH = 5$. Es muss sofort hervorgehoben werden, dass die Zahl pH die Anzahl der tatsächlich dissoziierten Wasserstoff-Ionen angibt; saure Lösungen sind aber bekanntlich nicht vollständig dissoziiert. In Salzsäure ist z. B. nur ein Teil des Wasserstoffes in Ionenform vorhanden, während der Rest durch Chlor gebunden ist, jedoch zur Ionisation unter günstigen Bedingungen zur Verfügung steht. pH kann somit als die augenblickliche «Säure» einer Lösung betrachtet werden, die sich durch den Einfluss verschiedener Faktoren verändern kann.

Die Temperatur beeinflusst die Ionisation einer Lösung beträchtlich, und hat daher ebenfalls einen Einfluss auf den pH-Wert. Wie bereits erwähnt, ist die Wasserstoff-Ionen-Konzentration von reinem Wasser bei $+ 22^\circ C$ $1 \cdot 10^{-7}$ Mol/l, bei

¹) 1 Mol = 1 Gramm-Atom bzw. 1 Gramm-Molekül H bzw. OH.

$+ 100^\circ C$ bereits $6,07 \cdot 10^{-7}$ Mol/l. Daher ist es unbedingt notwendig, den Temperaturfaktor bei der Berechnung von pH zu berücksichtigen. Die Behandlung von Kessel-Speisewasser gestützt auf Angaben bei $+ 22^\circ C$ wäre z. B. ungenügend, wenn man die Vergrößerung des pH-Wertes bei der Kessel-Betriebs-Temperatur nicht berücksichtigen würde.

Eine für einen Industrie-Prozess verwendete Lösung kann einen gewissen Widerstand gegen die Veränderung des pH-Wertes leisten durch Zugabe von Säuren oder Basen. Dieser Widerstand wird Pufferwirkung genannt. Essigsäure und Natriumazetat üben z. B. eine solche Pufferwirkung aus, und können bis zu gewissen Grenzen Säuren und Basen neutralisieren. Eine Mischung, die gleichwertige Mengen von Essigsäure und Natriumazetat enthält, kann als Beispiel einer Pufferwirkung dienen, wenn eine Säure oder Base hinzugefügt wird. Wird Salzsäure zugegeben, so bleibt das sonst stark ionisierbare HCl nicht als solches, sondern verwandelt einen Teil des Natriumazetats in nur gering ionisierbare Essigsäure; der somit hinzugefügte Wasserstoff wird in molekularer Bindung beibehalten und ist nicht ionisiert, somit wird keine Änderung des pH-Wertes hervorgerufen.

Es muss ferner hervorgehoben werden, dass eine solche Pufferwirkung begrenzt ist und von der Menge der vorhandenen Puffersubstanzen wie auch von der Konzentration der zugefügten Säure oder Base abhängt. Die Pufferwirkung hängt ferner ab vom Typ und Konzentration des Grundstoffes, dem pH-Bereich, in dem die Pufferwirkung erfolgt, und von der Beschaffenheit der Säure oder Base. Es folgt, dass die gleiche Lösung eine starke oder schwache Pufferwirkung ausüben kann. Substanzen wie Karbonate, Borate, Phosphate, Azetate, Zitate usw. üben in ganz verschiedenen pH-Bereichen eine Pufferwirkung aus. Bei gewissen Prozessen wird diese Pufferwirkung ausgenutzt, um ein ganz bestimmtes pH aufrecht zu erhalten. Wird eine Puffersubstanz zu einer Mischung zugefügt zwecks Aufrechterhaltung eines konstanten pH, so muss die Substanz in keiner Weise den Verlauf der Hauptreaktion stören.

Die Bedeutung der pH-Ueberwachung

Die Wichtigkeit der pH-Ueberwachung in chemischen Prozessen wird am besten an einem Beispiel illustriert. Die Herstellung von Brom erfordert eine genaue Dosierung der Wasserstoff-Ionen-Konzentration während wenigstens zwei Stufen des Prozesses. Dem Seewasser wird Schwefelsäure bis zu einem bestimmten pH-Wert beigemischt, bevor die Zugabe von Chlor erfolgt. Die darauf folgende Behandlung mit einer Sodalösung erzeugt Natrium-Bromid-Bromat. Diese Mischung wird bei einem bestimmten pH-Wert mit Schwefelsäure behandelt, um freies konzentriertes Brom zu erzeugen. Die Bromproduktion ist einer der ersten Prozesse, wo die pH-Ueberwachung sich als absolut notwendig herausstellte.

Unter den Faktoren, die entscheidend durch den pH-Wert beeinflusst werden, seien folgende genannt: Adsorption, Absorption, Kristallisation, Filtration, Korrosion, Ausscheidung, Korngrösse, Koagulation. Die Wasserstoff-Ionen-Konzentration beeinflusst die Geschwindigkeit und Vollständigkeit vieler chemischer Reaktionen. Einige industrielle Prozesse, die unter ganz bestimmter Wasserstoff-Ionen-Konzentration verlaufen, sind in Tabelle 2 angegeben, wo man ebenfalls die optimalen pH-Werte ablesen kann. Die richtige Dosierung von pH trägt nicht nur wesentlich zum Gelingen des Prozesses bei, sondern ist noch von grosser wirtschaftlicher Bedeutung. Bei vielen industriellen

Tabelle 1: Vergleich von pH, pOH und Ionen-Konzentration bei $+ 22^\circ C$

	← Starke Säure				Neutrale Lösung						Starke Base →				
$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14