

Wie beurteilt man eine Wasser- und Abwasserprobe nach ihrem chemischen Befund?

Karl Knie

Die von Tag zu Tag steigende Belastung der Gewässer mit Abwässern im Zuge der schnell fortschreitenden Technisierung hat zur Folge, daß heute schon ein wesentlich größerer Kreis von Personen in den Städten und am Lande eingesetzt sein muß, um die erforderliche Reinheit der Gewässer ständig zu überwachen. Diesem Umstand wird durch das Gesetz Rechnung getragen. Die Wasserrechtsnovelle 1959 sieht in ihrem 10. Abschnitt besondere Bestimmungen über die Gewässeraufsicht vor. Es wird bestimmt, daß Abwässereinleiter den Betriebszustand und die Wirksamkeit der bewilligten Reinigungsanlagen laufend überprüfen lassen müssen. Zu diesem Zwecke werden Aufsichtsorgane bestellt, von denen zu fordern ist, daß sie die nötigen praktischen Kenntnisse zur Ausübung ihres Dienstes, unter anderem zur Auswertung chemischer Befunde, besitzen. Viele Techniker in Baubüros und Verwaltungsstellen sind mit der Ausführung von Wasserbauten, wie Kraftwerk-, Uferschutz- und Stauwehranlagen sowie Bauten der Klärtechnik beschäftigt.

Für diesen Personenkreis sei im folgenden der Versuch unternommen, die Auswertung eines chemischen Befundes zu erklären.

Die Wasser- und Abwasserproben werden auf die Mengen bestimmter Einzelstoffe, bestimmter Gruppenfaktoren oder bestimmter Bilanzen, wie Sauerstoff- und Stickstoff-, eventuell auch Schwefelbilanz, hin untersucht. Der chemische Befund eines Gewässers gibt nicht nur die Möglichkeit, dieses hinsichtlich seiner Reinheit, sondern auch hinsichtlich seiner Eignung als Haushalt- und Industrierwasser beurteilen zu können. Ob eine mechanische oder biologische Abwasserreinigung mit einer für den betreffenden Vorfluter zufriedenstellenden Leistung arbeitet, ist ebenfalls aus dem Befunde leicht feststellbar. Bei einer sinnvollen Beurteilung eines Wasserbefundes sind nicht nur die einzelnen Ergebnisse als solche, sondern der Befund immer in seiner Gesamtheit zu betrachten. Man muß sich bewußt sein, daß zwischen den einzelnen Zahlenangaben eines Befundes innere Beziehungen bestehen und daß diese bei jedem Wasser individuell andere sein können. Aus diesem Grunde ist es schwer, gültige Grenzzahlen anzugeben, obwohl gerade diese bei Verwaltungsstellen sehr erwünscht sind,

da an sie „Bedingungen“ und „Auflagen“ leicht geknüpft werden können. Der Nichtchemiker hat es schwer, einen chemischen Befund zu beurteilen. Um nämlich das Ergebnis einer Methode richtig auswerten zu können, ist es notwendig, sich der Grenzen der Methode bewußt zu sein. Auf einen weiteren, fast immer wenig beachteten Umstand sei ausdrücklich hingewiesen: Die Beurteilung eines Abwassers wird maßgeblich durch die Leistungsfähigkeit des Vorfluters bestimmt.

Die natürlichen Wässer aller Zonen enthalten immer die gleichen Elemente und unterscheiden sich nicht in qualitativer, sondern nur in quantitativer Hinsicht. Die Elemente sind im Wasser untereinander zu Verbindungen verknüpft. Nur Sauerstoff und Stickstoff kommen außer in Form von Salzen in den meisten Wässern noch als Elemente selbst in molekular gelöstem Zustande vor.

Die Form der Angabe eines Untersuchungsergebnisses war im Laufe der Jahrzehnte nicht etwas Unveränderliches, sondern wurde durch die jeweils gültigen Anschauungen der theoretischen Chemie bestimmt. Zu Zeiten Liebig's und Berzelius war es üblich, die Angaben im Befund in Form von Salzen zu machen, wobei man sich bei der Verknüpfung der Elemente zu Salzen von dem Grade ihrer Wasserlöslichkeit leiten ließ. Die Salzangabe ist leider auch heute noch hie und da bei Mineralwässern anzutreffen. Jahre später war es üblich, die Untersuchungsergebnisse auf Oxyde auszurechnen. Diese Angabe ist heute noch oft zu finden, zumal ein auch heute noch viel gebrauchtes Kolorimeter seine Farbscheiben auf die Oxydangabe eingestellt hat.

Nach der Theorie der elektrolytischen Dissoziation (Arrhenius 1887) ist ein Salz in seiner wässrigen Lösung nicht als solches, sondern in zwei elektrisch geladene Partner zerspalten. Der elektrisch positiv geladene Partner wird *Kation*, der elektrisch negativ geladene *Anion* genannt. Fußend auf dieser Theorie ist man übereingekommen, die Angaben einheitlich in Kationen und Anionen durchzuführen. Im Befund ist dies leicht kenntlich, da man zu dem jeweiligen chemischen Symbol noch das Ionenzeichen, nämlich einen Punkt für eine Kation (·) und einen Strich (¯) für ein Anion hinzufügt, wobei deren Wertigkeit noch durch die Anzahl der Punkte bzw. Striche hervorgehoben wird.

Die derzeit gültige Befundangabe lautet daher
für die Kationen in einem Wasser

Calcium	(Ca [·])
Magnesium	(Ma [·])
Natrium	(Na [·])
Kalium	(K [·])

Eisen	(Fe ⁺⁺ oder Fe ⁺⁺⁺ je nach den Wertigkeitsstufen)
Mangan	(Mn ⁺⁺)
Ammonium	(NH ₄ ⁺)

für die Anionen in einem Wasser

Bicarbonat	(HCO ₃ ['])
Carbonat	(CO ₃ ['])
Sulfat	(SO ₄ ['])
Chlorid	(Cl ['])
Nitrat	(NO ₃ ['])
Nitrit	(NO ₂ ['])
Phosphat	(PO ₄ ['])

Außer den angegebenen kommen in den natürlichen Wässern noch andere Elemente wie Bor, Titan, Rubidium, Cäsium usw. in solch geringen Mengen vor, daß sie mit Hilfe der „nassen“ Chemie vielfach gar nicht erfaßt werden können. Es handelt sich meistens um Mengen, die praktisch völlig bedeutungslos sind.

Wasseruntersuchungen werden für viele Zwecke gemacht. Dies kommt in der Befundangabe zum Ausdruck. Zum Beispiel sind die Wasserhärtenangabe von der Kesseltechnik, die Angabe der Wasseralkalinität als „Säurebindungsvermögen“ von seiten der Limnologie eingeführt worden.

Die Gewichtsangabe der einzelnen Ergebnisse erfolgt heute ausschließlich in Milligramm pro Liter (mg/l). Durch moderne photometrische Methoden ist es möglich, oft winzige Mengen eines Stoffes zu erfassen. Die Gewichtsangabe erfolgt dann in Millionstelgramm. Als Symbol wurde früher das Gamma (γ) verwendet, heute ist dafür die Bezeichnung Mikrogramm vorgeschrieben. Leider hat diese Bezeichnung das Symbol (μg), welches bei schlechter Schrift oder flüchtigem Lesen zur Verwechslung mit dem mg, der tausendfach höheren Einheit Anlaß gibt. Der Chemiker hat sich für den unmittelbaren Vergleich der Kationen und Anionen einer Wasserprobe als Einheit das Millival (mval), das Milligrammäquivalentgewicht* geschaffen. Bei den praktischen Arbeiten im Labor braucht die Millivalangabe nicht errechnet zu werden. Nach der Regel, die sich leicht beweisen läßt, erhält man die Millival/lit eines Stoffes, wenn bei einer Titration die Regel eingehalten wird, 100 ml Probe und eine genau

* Unter Äquivalentgewicht versteht man die Menge eines Stoffes in Gramm, mit welcher er bei einer Reaktion gleichungsmäßig zu Wirksamkeit kommt.

n/10 Maßlösung zu verwenden. Die abgelesenen ml an der Bürette sind die mval/lit. Will man die Kationen und Anionen *verschiedener* Wässer untereinander vergleichen, muß man zur Millivalprozentrechnung übergehen.

Beurteilung nach physikalisch-chemischen Untersuchungsergebnissen

1. Temperatur

Für Trinkzwecke soll die Temperatur des Wassers zwischen 6 und 12° liegen. Warmes Wasser erfrischt nicht, kaltes führt leicht zu Magen- und Darmstörungen. Die Industrie bevorzugt je nach dem Verwendungszweck kaltes oder warmes Wasser. Warme Abwässer in einem Vorfluter bedingen einen oft unerwünscht gesteigerten Abbau.

2. Sinnenfällige Beschaffenheit

Diese wird im Befund in Farbe, Geruch und Aussehen unterteilt. Ein gutes Wasser soll farb- und geruchlos und klar ohne Schwebestoffe und Bodensatz sein. Sind Gewässer frei von organischen Stoffen, so ist ihre Farbe blau. Die Gewässerfarbe bei Anwesenheit von viel organischen Stoffen ist gelbbraunlich (Moorwässer). Die grüne Gewässerfarbe beruht auf der Mischung von Blau und Gelbbraunlich. Trübe Wässer sind immer bedenklich. Der Ursache (Ton, organische Stoffe) muß auf jeden Fall nachgegangen werden.

3. Reaktion

Ihre Wertangabe erfolgt durch die 14stufige pH-Skala*. 1 drückt eine sehr stark saure, 7 eine neutrale und 14 eine sehr stark alkalische Reaktion aus. Dazwischen liegen die betreffenden Übergänge. Der pH-Wert eines natürlichen Wassers wird durch das Kalk-Kohlensäure-Gleichgewicht bestimmt. Für gewöhnlich sind die natürlichen Wässer von neutraler Reaktion (pH-Wert um 7 herum). Sauer (pH-Wert zwischen 5 und 6) sind sehr weiche Wässer mit viel freier Kohlensäure oder Moorwässer, welche neben einem geringen Salzgehalt viel Kohlensäure und Huminsäuren aufweisen. Wässer mit einer stärker sauren Reaktion kommen in der Natur nicht vor, sondern sind durch Abwässer beeinflusst. Unter pH-Wert 5 beginnt nämlich der Bereich der starken Mineralsäure. Als Ausnahme wird in der Literatur angegeben, daß Grubenwässer manchmal freie Schwefelsäure und damit auch einen niederen pH-Wert zeigen.

pH = pondus Hydrogenii = Gewicht des Wasserstoffes

Stark alkalische Wässer (bis pH: 10) sind in der Natur manchmal anzutreffen. Folgende Fälle seien erwähnt: Manche Mineralwässer; die Salzlacken im Seewinkel, Burgenland, wegen ihres natürlichen Gehaltes an Soda; das Wasser zwischen Wasserpflanzenbeständen während starker Sonnenbestrahlung. Ist bei starker Assimilationstätigkeit die freie Kohlensäure als Kohlenstoffquelle verbraucht, ist die Pflanze gezwungen, ihren Kohlenstoffbedarf von den Bicarbonaten zu decken, wobei durch Zerspaltung freie stark alkalisch reagierende Hydroxylgruppen auftreten. Abwässer sollen neutral sein, doch ist ein Reaktionsbereich zwischen pH 6—8 zu tolerieren.

4. Abdampfrückstand

Dieser enthält die Summe der in einem Wasser gelösten Salze. Seine optimale Menge kann zwischen 300 und 600 mg/l angegeben werden. In diesem Falle enthält das Wasser schon so viele Salze gelöst, daß nur in seltenen Fällen eine aggressive Kohlensäure zu erwarten ist. Andererseits sind noch nicht so viele Salze vorhanden, daß die Enthärtung des Wassers wesentliche Kosten verursachen würde. Mit steigendem Salzgehalt wird ein Wasser für häusliche oder industrielle Verwendung immer ungeeigneter. Enthält ein Wasser Schwebestoffe oder Bodensätze, so wird der Abdampfrückstand ein anderer sein, je nachdem man ihn aus dem ursprünglichen oder abgesetzten oder filtrierten Wasser ansetzt.

5. Glührückstand bzw. Glühverlust

Dieser wird vielfach als Maß für eine organische Verunreinigung angesehen. Der Wert seiner Angabe ist in den meisten Fällen problematisch, da ja beim Glühen nicht nur die organischen Stoffe verbrennen, sondern auch die Bicarbonate zerlegt werden und durch die dabei entweichende Kohlensäure ein Verlust entsteht. Nur in hochgradig organisch verschmutzten Wässern hat die Bestimmung des Glühverlustes einen Wert, wenn deren geringer Bicarbonatgehalt gegenüber der organischen Verschmutzung keine große Rolle spielt. Auch zum Vergleich von Vorflutproben oberhalb und unterhalb der Abwassereinleitung leistet der Glühverlust in vielen Fällen seine Dienste.

6. Elektrische Leitfähigkeit bei 18°, EL₁₈

Es ist dies eine Bestimmung, die in sehr kurzer Zeit Aufschluß über den Salzgehalt eines Wassers, d. h. seiner im Wasser gelösten Ionen gibt. Sie ist sehr stark temperaturabhängig und soll immer bei oder in der Nähe von 18° bestimmt werden. Die Tabellen zur Temperaturumrechnung

haben nämlich keine allgemeine Gültigkeit, da die EL_{18} wegen ihrer Eigenschaft, kleiner als die Summe der Einzelleitfähigkeiten zu sein, stark von der Elektrolytzusammensetzung abhängig ist. Aus der EL_{18} kann man durch Multiplikation mit dem Faktor 0,75 ganz grob den Abdampfrückstand errechnen, sofern dieser durch die Elektrolyse des Wassers allein bedingt wird. Mit Hilfe der Leitfähigkeit können sehr gut Abwasserfahnen im Vorfluter verfolgt oder zusammengehörige Wasserläufe nachgewiesen werden.

7. Calcium und Magnesium

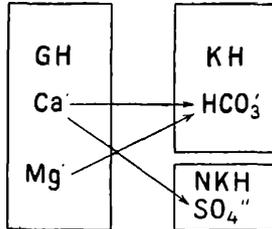
Die Härte eines Wassers wird ausschließlich durch den Gehalt an den Härtebildnern Calcium und Magnesium bedingt.

Um die Härte im Sprachgebrauch leichter unterscheiden zu können, wurde folgende Skala aufgestellt. Unter 1 dH^0 versteht man einen Gehalt von 10 mg/l Calciumoxyd, wobei Magnesiumoxyd auf Calciumoxyd umgerechnet (Faktor: 1,4) sein muß.

0 — 4 dH^0	sehr weich
4 — 8 dH^0	weich
8 — 12 dH^0	mittelhart
12 — 18 dH^0	ziemlich hart
18 — 30 dH^0	hart
über 30 dH^0	sehr hart
über 50 dH^0	ungewöhnlich hart

Man unterscheidet drei Härten und hat dafür die Namen: Gesamthärte (GH), Karbonathärte (KH) und Nichtkarbonathärte (NKH). Durch eine chemische Methode (Maßlösung: n/10 Komplexon III) läßt sich die Summe der Härtebildner Calcium und Magnesium bestimmen. Dieses Ergebnis wird, umgerechnet auf dH^0 , als Gesamthärte angegeben. Durch eine andere Bestimmung (Maßlösung: n/10 HCl) wird die Gesamtmenge der Bicarbonate erfaßt. Dieser Wert wird als Karbonathärte in dH^0 angegeben und ist für gewöhnlich kleiner als der für die Gesamthärte gefundene Wert. Die KH drückt aus, wieviel von Calcium und Magnesium an Bicarbonat gebunden ist. Für gewöhnlich sind mehr Härtebildner vorhanden als dem Bicarbonatgehalt entspricht. Die errechnete Differenz zwischen GH und KH ergibt die Nichtkarbonathärte, also diesen Teil von Calcium und Magnesium, welcher einem anderen Anion als dem Bicarbonat zugehörig ist. Für gewöhnlich ist in der Nichtkarbonathärte der Gehalt

an Gips (Calciumsulfat) enthalten. Zum leichteren Verständnis sei das Verhältnis, welches meistens angetroffen wird, schematisch festgehalten.



In der Praxis kommen gar nicht selten Fälle vor, daß ein Wasser außer Calcium- und Magnesiumbicarbonat noch Natriumbicarbonat enthält. Da Natrium für gewöhnlich nicht bestimmt wird und durch die Titration mit n/10 Salzsäure die Gesamtmenge der Bicarbonate erfaßt wird, gleichgültig ob sie den Härtebildnern oder dem Natrium zugehörig, kommt es dann dazu, daß der Wert für die KH größer als für die GH gefunden wird. Der Ausdruck Gesamthärte ist demnach nicht günstig gewählt. Besser wäre es gewesen, dafür den Ausdruck: Calcium-Magnesium-Härte zu wählen. Da eine KH nicht größer als eine GH angegeben werden kann, hilft man sich in einem solchen Falle so, daß man die KH gleich der GH setzt und die NK als 0,0 angibt. Der Wert für den hohen Bicarbonatgehalt geht jedoch nicht verloren, sondern scheint, allerdings in einer Millival/lit-Angabe, unter der Bezeichnung: Säurebindungsvermögen SBV auf

Es sei aufmerksam gemacht, daß in vereinzelt Fällen die Wässer einen anderen Habitus aufweisen, wie zum Beispiel die Bitterwässer, die zum Großteil aus Magnesiumsulfat, oder die Gipswässer, welche hauptsächlich aus Calciumsulfat, also aus einer großen NKH, bestehen.

Als günstig ist ein weiches Wasser zu beurteilen. Sehr weiche Wässer enthalten vielfach schon aggressive Kohlensäure. Auch soll NKH möglichst klein sein, also als Anionen hauptsächlich Bicarbonate vorliegen.

8. Kohlensäure

Soweit sie als Bicarbonat, also als gebundene Kohlensäure vorliegt, ist über sie schon oben gesprochen worden. Das Calciumbicarbonat (nicht aber das Magnesiumbicarbonat) braucht, um in Lösung zu bleiben, je

nach seiner Menge ein bestimmtes Maß an freier Kohlensäure. Diese wird deshalb die zugehörige Kohlensäure genannt. Ihre Werte sind Tabellen zu entnehmen. Enthält ein Wasser mehr an Kohlensäure als zur zugehörigen entspricht, so bezeichnet man dieses Mehr als die überschüssige Kohlensäure. Nicht die ganze, sondern nur ein Teil von ihr ist aggressiv gegen Kalk (Bauwerke) und man benennt daher diesen Teil als die kalkangreifende oder aggressive Kohlensäure. Man kann sie aus Tabellen oder graphischen Darstellungen ersehen. Sicherer ist es, sie durch den Heyerschen Marmorversuch zu bestimmen. Wenn ein Wasser aggressive Kohlensäure enthält, versucht es, sich aufzuhärten und braucht daher nach der Aufhärtung mehr zugehörige Kohlensäure als zuvor. Aus diesem Grunde ist nicht die ganze überschüssige Kohlensäure aggressiv, sondern nur ein Teil, während der übrigbleibende Rest zur Vermehrung der zugehörigen Kohlensäure dienen muß.

Die Wässer bilden beim längeren Fließen durch Rohrleitungen eine Rostschuttschichte aus Kalkablagerungen aus. Die überschüssige Kohlensäure verhindert die Ausbildung dieser Schuttschichte. Sie wird daher auch die rostschutzverhindernde Kohlensäure genannt. Die *gesamte* freie Kohlensäure ist aber eisenangreifend.

Günstig ist ein Wasser zu beurteilen, welches nur zugehörige freie Kohlensäure enthält, also im Kalk-Kohlensäure-Gleichgewicht steht. Aggressive Wässer müssen, bevor sie in Rohre weitergeleitet werden, durch Aufhärtung in Kalk- oder Dolomitfilter in das Gleichgewicht gebracht werden. Außerst selten werden Fälle angetroffen, bei welchen Wasser zu wenig Kohlensäure gelöst enthält. Diese gehen durch Enthärtung wieder in den stabilen Gleichgewichtszustand (Tuffbildung nach Quellaustritten) über.

9. Kalium und Natrium

Kalium und Natrium waren bis vor kurzem nur in den seltensten Fällen Gegenstand einer Untersuchung, da die betreffenden Methoden der nassen Chemie äußerst zeitraubend sind. Heute steht im Flammenphotometer ein Apparat zur Verfügung, der gestattet, in wenigen Minuten diese beiden Elemente zuverlässig zu bestimmen. In technischer Hinsicht sind die beiden Elemente, da sie überaus lösliche Salze bilden, fast nie Gegenstand einer Besorgnis.

Ungewöhnlich viel Natrium in einer Probe deutet auf ein Solowasser hin. In diesem Falle werden dann auch die Chloride wesentlich erhöht sein.

Zur Beurteilung eines Wassers hinsichtlich seiner Verunreinigung durch Fäkalien sei der Fingerzeig gegeben, daß in diesem Falle das Verhältnis Kalium zu Natrium zugunsten von Kalium verschoben gefunden wird.

10. Eisen und Mangan

Als günstig ist nur dann ein Wasser zu beurteilen, welches weder Eisen noch auch Mangan enthält. Zweiwertiges Eisen kann in drei Formen in den Wässern vorliegen, nämlich als Eisenbicarbonat, als Eisensulfat (Grubenwässer) oder als Eisenhumat (Moorwässer). Ein eisenhaltiges Wasser muß vor seiner häuslichen oder technischen Verwendung enteisenet werden. Am leichtesten gelingt dies, wenn Eisen als Bicarbonat vorliegt. Die Enteisenung des Eisensulfates ist schon sehr schwer und fast unmöglich ist es, Eisen als Humat zu entfernen.

Wässer mit einem bemerkenswerten Mangan Gehalt sind bis jetzt in Österreich nur in der Kontaktzone oberhalb des Schlammgrundes von tiefen Seen beobachtet worden.

11. Chlorid

Das Chlorid ist meist als Natriumchlorid im Wasser infolge einer natürlichen Auslaugung des Bodens vorhanden. Größere Mengen als 30 mg/l Cl⁻ weisen auf Tiefenwässer, Kochsalzlagerstätten oder Industrien hin. Auch eine fäkale Verunreinigung macht sich in einem erhöhten Chloridgehalt bemerkbar, da durch tierischen oder menschlichen Urin viel Chlorid (Kochsalz) ausgeschieden wird.

12. Sulfate

Diese sind in jedem Wasser meist in Form von Gips (Calciumsulfat) vorhanden. Größere Mengen davon setzen den Gebrauchswert eines Wassers beträchtlich herab. Manche Industrien stoßen mit ihren Abwässern Sulfate ab.

13. Kieselsäure

Ein Gehalt eines Wassers an Kieselsäure ist gesundheitlich ohne Bedeutung, doch wird der Gebrauchswert des Wassers für viele Industrien herabgemindert.

14. Untersuchungen,

welche eine organische Verunreinigung anzeigen:

Der Kaliumpermanganatverbrauch

Der Kaliumpermanganatverbrauch wird herangezogen, um ein Wasser hinsichtlich seiner Verunreinigung mit organischen Stoffen zu beurteilen,

da diese, je nach ihrer chemischen und strukturellen Beschaffenheit, in der Siedehitze in einem sauren oder alkalischen Milieu durch dieses Reagenz zu Kohlensäure und Wasser oxydiert werden. Von anorganischen Substanzen unterliegen Eisenverbindungen und Schwefelwasserstoff der gleichen Oxydation. Dies ist rechnerisch zu berücksichtigen.

Als optimal ist ein Wasser zu beurteilen, welches eine möglichst geringe Kaliumpermanganatzahl aufweist.

An Kaliumpermanganatverbrauch wurde gefunden:

Sehr reine Grundwässer	3 — 8 mg/l
Sehr reine Oberflächenwässer	8 — 12 mg/l
Reine Moorwässer im Waldviertel	30 — 60 mg/l manchmal auch höher
Leicht verunreinigte Flüsse	20 — 35 mg/l
Stark verunreinigte Flüsse	100 — 140 mg/l
Dünnes Abwasser	100 — 700 mg/l
Dickes Abwasser	800 — 4000 mg/l

In der Wasserchemie gibt es keine Methode, die sowohl in ihrer Ausführung als auch im Auswerten des gefundenen Ergebnisses so umstritten wie gerade diese Bestimmung ist. Abgesehen von ihren Schwächen, die jeder Fachmann bewußt in Rechnung stellt, liegt ihr Wert darin, daß sie in der Modifikation nach Kubel-Tiemann gestattet, sich auch unter Feldverhältnissen über den Verschmutzungsgrad eines Wassers in wenigen Minuten ein Bild zu machen. Es ist dies ein nicht hoch genug einzuschätzender Vorzug, der von keiner anderen Bestimmung geboten wird. Die Schwächen dieser Reaktion sind vielmehr darin begründet, daß sie seinerzeit nur zur Untersuchung von verhältnismäßig reinen Wässern (Trinkwässern), also für einen engen Rahmen geschaffen, weil über ihr Leistungsvermögen hinaus verwendet wird. Es ist dies ein alter, leider zu oft begangener Fehler. Keine einzige Methode in der Chemie ist einer Anwendung auf breiter Basis fähig.

Chlorzahl nach Froboese

Läßt man wirksames Chlor in alkalischer Lösung in der Hitze auf organische Stoffe einwirken, so wird es durch diese verbraucht. Je höher also der Wert für die Chlorzahl gefunden wird, desto ungünstiger ist die Probe zu beurteilen. Betrachtet man das Verhältnis der Kaliumpermanganatzahl zur Chlorzahl, so macht letztere für gewöhnlich einen bescheidenen

Bruchteil der Kaliumpermanganatzahl aus. Da sich Eiweißstoffe sehr leicht chlorieren lassen, so ist bei Anwesenheit von diesen die Chlorzahl oft gleich, ja sogar ein Vielfaches höher als die Permanganatzahl. Eine fäkale Verunreinigung wird so mit Sicherheit erkannt. Darin liegt der hohe Wert dieser Bestimmung, die nie allein, sondern immer in Verbindung mit der Permanganatzahl gemacht wird.

Sauerstoffsättigung und -zehrung bzw. biochemischer Sauerstoffbedarf

Da wirkliche Grundwässer für gewöhnlich sauerstofffrei bzw. -arm sind, so deuten höhere Sauerstoffgehalte bei Grundwässern dahin, daß diese einen ungünstigen Zufluß von wenig filtriertem Oberflächenwasser besitzen. Der bakteriologische Befund wird diese Annahme bestätigen.

Die Oberflächenwässer selbst, welche mit der Luft dauernd in Berührung stehen, sollen einen Sauerstoffgehalt aufweisen, welcher der durch Temperatur und Luftdruck bedingten Sättigung entspricht. Übersättigungen stellen einen labilen Zustand dar und sind durch eine rege Assimilation chlorophyllhaltiger Pflanzen, in geringem Maße auch durch Versprühen von Wasser bedingt.

Die Sauerstoffzehrung (24 oder 48 Stunden) wird durch die Atemtätigkeit aerober Bakterien bedingt, wobei ein Korrelat zwischen Menge der Bakterien und organischer Verunreinigung besteht.

Die Sauerstoffsättigung ist ein Maß dafür, wie weit ein Wasser in Bezug auf organische Verunreinigung vorbelastet ist. Bei niederen Wassertemperaturen oder unmittelbar am Ort der Verunreinigung werden oft Sauerstoff und starke organische Belastung nebeneinander gefunden. Die biologischen Vorgänge benötigen zu ihrem Ablauf eine gewisse Zeit, welche unter anderem auch an die Wassertemperatur gebunden ist. Die Zehrung gestattet zu schließen, wie weit ein Wasser mit organischen Stoffen noch belastet werden darf. Der biochemische Sauerstoffbedarf ist eigentlich eine fünftägige Zehrung, die bei reichgedecktem Sauerstofftisch durchgeführt wird.

Als optimal ist ein Wasser zu beurteilen, welches eine möglichst hohe Sättigung aufweist, d. h. das Defizit zwischen Soll- und Haben-Wert soll möglichst gering sein. Zu beachten ist, daß im Winter bei sehr niederen Wassertemperaturen die Bakterientätigkeit sehr stark eingeschränkt ist und ein Wasser daher trotz einer starken organischen Belastung eine hohe Sauerstoffsättigung aufweisen kann.

Die Stickstoffbilanz — Nitrat, Nitrit und Ammonium

Die Nitrate stellen das Endprodukt der Mineralisierung stickstoffhaltiger organischer Stoffe im Boden dar und gelangen durch Auslaugung in das

Wasser. Ihr Vorhandensein, aber auch ihre Menge, läßt keinen anderen Schluß zu, als daß eben das Wasser Bodenschichten entstammt, die früher einmal mehr oder weniger mit organischen Stoffen beladen waren. In der Literatur ist angegeben, daß Säuglinge durch zu hohe Nitratgehalte im Wasser (40 mg/l) gesundheitliche Störungen (Zyanose) erleiden.

Das Auftreten von Ammonium und dessen nächstes Oxydationsprodukt Nitrit zeigt, falls eine industrielle Verunreinigung nicht vorliegt, eine frische fäkale Verunreinigung an. In reinen Wässern sind Ammonium und Nitrite nie nachweisbar. Das Arbeiten einer mechanisch-biologischen Kläranlage wird auch hinsichtlich der Stickstoffbilanz überprüft. Das Auftreten von Nitrat und das Abnehmen von Ammonium und Nitrit im abfließenden Abwasser zeigen an, daß die Kläranlage günstig arbeitet, und zwar um so mehr, je mehr Nitrat zu- und Ammonium und Nitrit abnimmt.

Auf den Sonderfall der sogenannten anorganischen Reduktion sei aufmerksam gemacht. Hauptsächlich in eisenhaltigen Tiefenwässern werden geringe Mengen von Nitrit und Ammonium gefunden. Diese sind durch Reduktion aus Nitrat entstanden. Der einwandfreie bakteriologische Befund zeigt die nicht fäkale Herkunft an.

Phosphate

Größere Mengen als Spuren (0,03 mg/l PO_4) deuten fast immer auf eine fäkale Verunreinigung hin, da Phosphate wie die Chloride durch Urin in großer Menge ausgeschieden werden. In diesem Falle werden auch die Werte der Kaliumpermanganat- und der Chlorzahl darauf aufmerksam machen.

Am Schlusse der Ausführungen sei nochmals betont, daß ein Befund nur im gegenseitigen Abwägen der einzelnen Analysenergebnisse ausgewertet werden kann. Aus diesem Grunde ist es auch notwendig, von einer Probe möglichst viele Teiluntersuchungen durchzuführen. Einige Befunde, wie sie bei den täglichen Untersuchungen im Labor gefunden wurden, seien angegeben.

Flüsse

	KMnO_4	Chlorzahl	O_2 -Sättigung	O_2 -Zehrung n. 48 h b. 20°	BSB_5
	mg/l	mg/l	%	mg/l	mg/l
rein	5	2	102	5	—
ziemlich verunreinigt	30	20	40	70	—
stark verunreinigt	98	70	71	ausgezehrt	—

Organisch belastete Abwässer

	KMnO ₄ mg/l	Chlorzahl mg/l	BSB ₅ mg/l	Ges. N mg/l	org. N mg/l	N (NH ₄) mg/l
sogenannte „dünne“	140	320	260	40	12	25
sogenannte „dicke“	646	1448	2960	107	25	82

Es ist zu beachten, daß städtische Abwässer nicht mehr ausschließlich fäkal belastet sind, sondern meistens Industrieprodukte enthalten, welche den organischen Abbau in den Abwässern und Gewässern maßgebend beeinflussen und ein oft anders geartetes Befundbild ergeben.

ZOBODAT - www.zobodat.at

Zoologisch-Botanische Datenbank/Zoological-Botanical Database

Digitale Literatur/Digital Literature

Zeitschrift/Journal: [Wasser und Abwasser](#)

Jahr/Year: 1959

Band/Volume: [1959](#)

Autor(en)/Author(s): Knie Karl

Artikel/Article: [Wie beurteilt man eine Wasser- und Abwasserprobe nach ihrem chemischen Befund? 102-114](#)