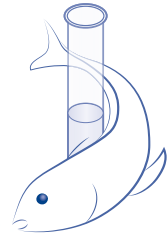


MACHEREY-NAGEL

VISOCOLOR® Fish



- Handbuch
- Manual

Download es / fr
www.mn-net.com/VISOFish

MACHEREY-NAGEL

www.mn-net.com



INHALTSVERZEICHNIS

1. Einleitung	4
2. Allgemeine Hinweise	6
2.1 Nachfüllpackung und Ersatzteile	6
2.2 Ergänzende Testpapiere	6
2.3 Erklärungen der Symbole	6
3. Testdurchführung	7
3.1 Entnahme der Wasserprobe	7
3.2 Kolorimetrische Methoden	7
3.3 Titrimetrische Methoden	7
3.4 Arbeitsweise und Handhabung bei sehr hohen Konzentrationen	8
3.5 Entsorgung	8
3.6 Sicherheitshinweise	8
4. Ammonium	9
5. Gesamthärte	12
6. Nitrat	15
7. Nitrit	17
8. Phosphat	19
9. pH-Wert	21

CONTENTS

1. Introduction	26
2. General information	28
2.1. Refill pack and accessories	28
2.2. Additional test papers	28
2.3. Explanation of symbols	28
3. Testing procedure	29
3.1. Collection of water samples	29
3.2. Colorimetric methods	29
3.3. Titrimetric methods	29
3.4. Handling of very high concentrations	30
3.5. Disposal	30
3.6. Safety guidelines	30
4. Ammonium	31
5. Total hardness	34
6. Nitrate	37
7. Nitrite	39
8. Phosphate	41
9. pH value	44

1. Einleitung

Gewässerwarte, aber auch Privatleute, können mit Hilfe einer Wasseranalyse schnell feststellen, welche chemischen Parameter (für Gesamtbeurteilung eines Systems wichtige Einzelkenngrößen) stark von der Norm abweichen und die Wassergüte beeinflussen. Nach diesen gewonnenen Erkenntnissen lässt sich die Ertragsfähigkeit des Gewässers und die Eignung für die einzelnen Fischarten festlegen. Danach kann der Besatz, die Düngung oder eine schnelle Abhilfe geplant werden.

Die Durchführung der Analysen mit den *VISOCOLOR® Fish* Testbestecken ist auch dem Nichtfachmann möglich, da jeder einzelne Vorgang genau beschrieben wird. Im Folgenden wird eine einfache Erklärung der einzelnen Analysenwerte und der daraus resultierenden Folgerungen dem Anwender eine Hilfestellung bei der Analyse und Bewertung seines Fischereigewässers zu geben.

Eine Wasserprobe ist nicht über längere Zeit haltbar. Vor allem bei höheren Temperaturen führen die in der Probe weiter ablaufenden biologisch-chemischen Vorgänge zu Veränderungen der Zusammensetzung. Daher ist es von Vorteil, die Untersuchung direkt an der Entnahmestelle vorzunehmen. Der *VISOCOLOR® Fish* Analysenkoffer wurde speziell für diese Anforderungen entwickelt. Bei Aquarienneuanlagen kann der Analysenkoffer zur Bestimmung des optimalen Besatzzeitpunktes verwendet werden. Des Weiteren dient er zur schnellen Analyse eines Gewässers z.B. im Falle von plötzlich auftretendem Fischsterben und erlaubt so ein schnelles Eingreifen. Die Bestimmung der hier vereinten sechs wichtigen chemischen Gewässerparameter macht den Analysekit damit zu einem idealen Erste-Hilfe Werkzeug für Fischereigewässer. Die Bewertung der ermittelten Analyseergebnisse kann anhand der in dieser Broschüre aufgeführten Tabellen oder Grenzwerte vorgenommen werden. Erfahrenen Gewässerwarten ermöglichen diese Messungen darüber hinaus die Planung des Zusatzes wasserverbessernder Substanzen wie Phosphatdünger oder Kalk. Es ist von entscheidender Wichtigkeit, alle Messwerte im Zusammenhang miteinander und in Verbindung mit den biologischen Gegebenheiten des Gewässers zu betrachten.

Trotz der Fortschritte in der instrumentellen Analytik behalten titrimetrische und kolorimetrische Analysenverfahren ihren historisch bedingten Stellenwert – sowohl im Laboratorium als besonders auch für die mobile Vor-Ort-Analytik. Die inzwischen genormten und damit offiziell anerkannten Verfahren (nach DIN-, EN- und ISO-Normen) werden sowohl für Teststäbchen als auch für die kolorimetrische bzw. photometrische Analytik eingesetzt und die dafür erforderlichen Geräte in tragbaren Koffern zusammengestellt. Spezielle Reagenzien ermöglichen heute die spezifische Bestimmung von Stoffen in Form farbiger Verbindungen, deren Farbintensität mit der Konzentration ansteigt.

Testbestecke zur Wasseranalytik beruhen sowohl auf titrimetrischen als auch kolorimetrischen Verfahren. Titrimetrisch lassen sich die Konzentrationen durch die Bestimmung der Volumina mit Hilfe von Plastikpipetten oder durch die Abzählung der Tropfen aus Tropfflaschen ermitteln. Kolorimetrisch werden die entstehenden Farben nach der Reagenzienzugabe in einem Prüfgefäß mit einer Reihe von Standardfarben verglichen und so einer Konzentration bzw. einem Konzentrationsbereich zugeordnet. Der Vergleich erfolgt entweder anhand von Farbkarten oder Farbscheiben. Nach dem Prinzip des Farbvergleichs (in sogenannten Komparatoren) können auch gefärbte Wasserproben analysiert werden. Im Farbkomparator befindet sich eine Wasserprobe ohne Reagenzien auf den Farbkreisen für unterschiedliche Konzentrationen, die andere auf Kreisen mit der Eigenfarbe der Reagenzien (der Reagenzien-

Blindlösung). Der Konzentrationswert ist ermittelt, wenn die Farbeindrücke in beiden Messgefäßen übereinstimmen. Die Länge des Messröhrchens (= Schichtdicke einer Küvette in der Photometrie) bestimmt die Empfindlichkeit des Verfahrens. Mit einer ausreichend großen Schichtdicke können auch Wasserinhaltsstoffe mit niedrigen Konzentrationen noch ausreichend genau erfasst werden.

2. Allgemeine Hinweise

2.1 Nachfüllpackung und Ersatzteile

Bezeichnung	REF
Nachfüllpackung für den <i>VISOCOLOR</i> [®] Fish Analysenkoffer mit allen erforderlichen Reagenzien für Ammonium, Gesamthärte, Nitrat, Nitrit, Phosphat und pH	933201
Farbkarte für den <i>VISOCOLOR</i> [®] Fish Analysenkoffer	933301
Messgläser mit Schraubverschluss, 10 Stück	931151
Schiebekomparator, 2 Stück	931152
Titrationsgefäß mit 5 mL Ringmarkierung	915499
Probebecher 25 mL	914498
Kunststofflöffel schwarz, 10 Stück, 70 mm	914492
Spritze 5 mL	914661
Handbuch (deutsch/ englisch) für den <i>VISOCOLOR</i> [®] Fish Analysenkoffer	933151

Download es / fr
www.mn-net.com/VISOFish

2.2 Ergänzende Testpapiere

Der Koffer bietet auch Platz für jeweils eine Packung pH-Fix und eine Packung QUANTOFIX[®] Teststäbchen.

pH-Fix Teststäbchen sind qualitativ hochwertige pH-Teststäbchen. Sie sind nicht-blutend und verhindern so eine Kontamination der Probe. Die Teststreifen sind in vielen verschiedenen Abstufungen erhältlich.

QUANTOFIX[®] Teststäbchen sind semi-quantitative Teststäbchen, die anhand einer Farbskala ausgewertet werden. Es sind Teststäbchen für die verschiedensten Parameter erhältlich, z. B. Carbonathärte, Eisen etc. Für zusätzliche Informationen und Bestellmöglichkeiten wenden Sie sich bitte an den Händler Ihres Vertrauens, besuchen unsere Website (www.mn-net.com) oder kontaktieren MACHEREY-NAGEL direkt.

2.3 Erklärungen der Symbole

 Haltbarkeitsdatum	 Chargenbezeichnung
 Artikelnummer	 Lagertemperatur
 Packungsbeilage lesen	 Sicherheitshinweise in der Packungsbeilage beachten

3. Testdurchführung

Die Bestimmungen mit *VISOCOLOR® Fish* Testbestecken setzen keine besonderen Vorkenntnisse voraus und sind somit auch für Anwender ohne chemische Kenntnisse geeignet. Es werden kolorimetrische und titrimetrische Methoden angewendet. Die Analysenergebnisse sind in mg/L (Milligramm pro Liter) bzw. ppm (parts per million, ppm = mg/L) direkt ablesbar. Allgemein übliche Ausnahmen sind beispielsweise °d (deutsche Härtegrade) oder mmol/L.

3.1 Entnahme der Wasserprobe

Die Entnahme der Wasserprobe erfolgt immer an der Stelle, für die die Analyse repräsentativ sein soll, entweder z. B. unmittelbar am Einlauf oder für das Teich- oder Aquarienwasser in der Mitte oder in der Nähe des Ablaufs. Die Probebehälter sind mehrfach mit dem zu prüfenden Wasser zu spülen. Der Untersuchende notiert zuerst Entnahmestelle, Datum und Tageszeit.

Analytisch sind für diese Gewässer folgende Parameter interessant: pH-Wert, Gesamthärte, Phosphat, Ammonium, Nitrat und Nitrit. Letztere erlauben zudem eine Aussage über die Produktivität des untersuchten Gewässers. Durch laufende Messung des Phosphatgehaltes lässt sich im Falle erhöhter Konzentrationen ein unerwünschtes Algenwachstum frühzeitig behandeln. Die Konzentrationen von Ammonium, Nitrit und Nitrat und das Verhältnis dieser zueinander geben eine Auskunft über die Nitrifikation* im untersuchten Gewässer.

3.2 Kolorimetrische Methoden

Bei der kolorimetrischen Analyse macht man sich die Eigenschaft spezieller Reagenzien zunutze, mit den zu bestimmenden Substanzen farbige Verbindungen zu bilden, wobei deren Farbintensität mit der Konzentration der gesuchten Substanz steigt. Alle entstehenden Farben werden mit einer Reihe von Standardfarben verglichen. Nach Zuordnung bzw. Farbgleichheit kann das Ergebnis direkt abgelesen werden. Bei den kolorimetrischen *VISOCOLOR® Fish* Testbestecken werden beide Messgläser mit Probe gefüllt. Die Zugabe von Reagenzien erfolgt ausschließlich in Messglas B. Nach Zugabe aller erforderlichen Reagenzien und Ablauf der Reaktionszeit wird der Komparator auf der Farbkarte verschoben bis in der Durchsicht von oben Farbgleichheit erreicht ist. Der Messwert kann in der Aussparung der Komparatorzunge abgelesen werden, Zwischenwerte lassen sich schätzen.

3.3 Titrimetrische Methoden

Eine Reihe von Substanzen lässt sich nur schwer oder gar nicht in gefärbte auswertbare Stoffe umsetzen. In vielen dieser Fälle bedient man sich titrimetrischer Methoden.

Bei der Maßanalyse wird einem genau abgemessenen Probevolumen eine Lösung nach und nach gleichmäßig zuge tropft (titriert), deren Wirksubstanz mit der gesuchten Substanz in der Probe reagiert. Nachdem die Substanz in der Probe durch die Reaktion vollständig umgesetzt ist, würde ein weiteres Zutropfen von Titrationslösung zu einem Überschuss führen. Diesen Punkt der abgeschlossenen Reaktion (Äquivalenzpunkt) macht ein zugegebener Indikator durch Farbumschlag sichtbar.

Beim Titrationsbesteck *VISOCOLOR® Fish* Gesamthärte gibt man aus einer Tropfflasche solange tropfenweise Titrationslösung zu genau 5 mL Probelösung, bis der zu-

* Nitrifikation: Begriffserklärung siehe Nitrat, Seite 15

vor zugefügte Indikator umschlägt. Die Anzahl der Tropfen der bis zum Farbumschlag des Indikators verbrauchten Titrationslösung entspricht dem Gehalt an gesuchter Substanz in der Wasserprobe.

3.4 Arbeitsweise und Handhabung bei sehr hohen Konzentrationen

In bestimmten seltenen Fällen kann es vorkommen, dass sehr große Mengen an nachzuweisender Substanz im Wasser gelöst sind. Diese Situation kann vor allem bei der Untersuchung von Zuflüssen (Abwasser) auftreten. Ist die Reaktionsfarbe stärker als der höchste Farbstandard, so wird die Wasserprobe mit destilliertem Wasser verdünnt, bis die Konzentration wieder im Messbereich des Testes liegt. Die Verdünnung muss beim Ergebnis berücksichtigt werden.

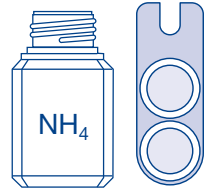
3.5 Entsorgung

Informationen zur Entsorgung entnehmen Sie bitte dem Sicherheitsdatenblatt. Das Sicherheitsdatenblatt können Sie unter www.mn-net.com/SDS herunterladen.

3.6 Sicherheitshinweise

Informationen zu Gefahren finden Sie auf dem Außenetikett und im Sicherheitsdatenblatt. Das Sicherheitsdatenblatt können Sie unter www.mn-net.com/SDS herunterladen.

4. Ammonium

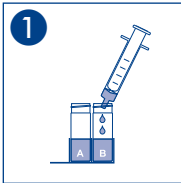


Messbereich

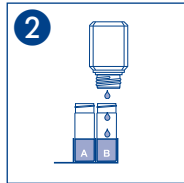
0,2–3 mg/L NH_4^+

Testdurchführung

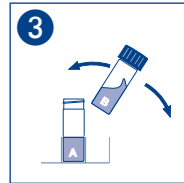
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **10 Tropfen NH_4 -1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **1 gestrichenen Messlöffel NH_4 -2** zugeben.
- 5 Glas verschließen, schütteln, bis das Pulver gelöst ist.
- 6 **5 min** warten.
- 7 Glas öffnen, **4 Tropfen NH_4 -3** zugeben.
- 8 Glas verschließen, schütteln.
- 9 **7 min** warten.
- 10 Glas öffnen und in die Position B des Komparators einsetzen. Komparator verschieben, bis in der Durchsicht von oben Farbgleichheit erreicht ist. Messwert in der Aussparung der Komparatorzunge ablesen. Zwischenwerte lassen sich schätzen.



2 x 5 mL Probe



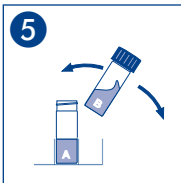
10 NH_4 -1



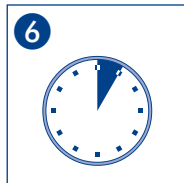
Schütteln



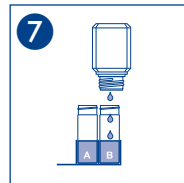
1 NH_4 -2



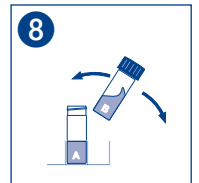
Schütteln



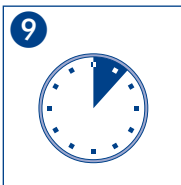
5'00 min



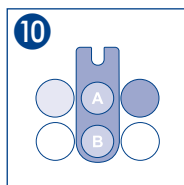
4 NH_4 -3



Schütteln



7'00 min



Messung

Nach Gebrauch beide Messgläser gründlich spülen und verschließen.

Die Methode ist auch zur Analyse von Meerwasser nach Verdünnung (1+9) geeignet.

Hintergrundinformationen

Ammoniak entsteht in der Natur durch die Tätigkeit von Vulkanen und durch elektrische Entladungen in den höheren Schichten der Atmosphäre – aus Stickstoff und Wasserdampf. Weiterhin wird Ammoniak bei Fäulnisvorgängen gebildet, d.h. auf dem Wege der Mineralisierung stickstoffhaltiger pflanzlicher und tierischer Eiweißstoffe.

Im Mineralreich enthalten fast alle magmatischen Gesteine geringe Mengen an Ammoniumsalzen. Größere Lager an Ammoniumchlorid hat man schon vor über tausend Jahren in Persien an den Rändern schwelender Kohlelager beobachtet. Auch an den Vulkanen Vesuv und Ätna lassen sich Ammoniumsalze nachweisen. Aus diesen unterschiedlichen Quellen, auch aus Autoabgasen und den Abgasen der Industrie, werden erhebliche Mengen an Ammoniumsalzen über Niederschläge als Stickstoffdünger dem Boden wieder zugeführt.

Von Tier und Mensch wird Ammoniak in den Exkrementen neben Harnstoff als Stickstoffverbindung ausgeschieden. Ammoniak ist für höhere Organismen ein Zellgift, das möglichst schnell entfernt werden muss. Es entsteht als Zwischenprodukt des Stoffwechsels im Gehirn, in den Muskeln, der Leber und der Niere und wird in der Leber sofort durch die Reaktion mit Kohlenstoffdioxid in Harnstoff, im Gehirn durch Umwandlung in das Glutamin unschädlich gemacht. Die Ammoniumsalze sind im Unterschied zum freien Ammoniak nicht giftig.

Ammonium-Ionen können auch infolge mikrobieller Nitratreduktion entstehen oder mit Düngerausschwemmungen bzw. als primäre Abbauprodukte organischer Stickstoffverbindungen aus häuslichen Abwässern in natürliche Wässer gelangen. In reinen Gewässern liegen die Gehalte an Ammonium-Ionen unter 0,1 mg/L, in verunreinigten Wässern lassen sich Konzentrationen bis zu 10 mg/L feststellen. Der Gehalt an Ammoniumverbindungen ist vor allem unter hygienischen Gesichtspunkten zu betrachten, da Ammoniak durch die Zersetzung von menschlichen oder tierischen Exkrementen entstanden sein kann. Das vor allem auf Fische toxisch wirkende Ammoniak (ab 0,5 mg/L)* tritt bei pH-Werten über 7 auf – nach dem pH-abhängigen Gleichgewicht zwischen Ammonium-Ionen und Ammoniak:



Bei der Analyse wird die Summe von Ammonium und Ammoniak gemessen. Deshalb muss für die Beurteilung der Situation der pH-Wert gleichzeitig mitbestimmt werden. Bei pH 6 liegt das Gleichgewicht fast vollständig auf der linken Seite, bei pH 8 sind bereits 4 % an Ammoniak, bei pH 9 schon 25 % und bei pH 10 sogar 78 % an Ammoniak vorhanden (bei einer Wassertemperatur von 17 °C; siehe Tabelle).

pH	% Ammonium (NH ₄ ⁺)	% Ammoniak (NH ₃)
6	100	0
7	99	1
8	96	4
9	75	25
10	22	78

* 1 mg/L ist für viele Fischarten tödlich, stellt jedoch einen Mittelwert dar. Er gilt für längere Entwicklungszeit bei 15 °C. Bei höheren Temperaturen vertragen die Fische nur geringe, bei tieferen Temperaturen höhere Konzentrationen. Auch Größe und Art der Fische spielen eine Rolle. Bei Fischbrut können schon 0,2 mg/L Ammoniak tödlich wirken. Eine Ammoniakkonzentration über 0,1 mg/L kann das Wachstum der Fische beeinflussen.

Durch hohe Ammoniumgehalte wird auch der Sauerstoffhaushalt von Gewässern stark belastet. Bei der bakteriellen Oxidation von Ammonium zu Nitrat wird Sauerstoff verbraucht (Nitrifikation).



Dieser Vorgang stellt einerseits einen wichtigen Teil der Selbstreinigung dar, kann aber andererseits infolge der Sauerstoffzehrung zu einem Fischsterben führen. Auf dem Weg der sogenannten Nitrifikation werden Ammoniumsalze über das Nitrit in Nitrat umgewandelt, woraus die höheren Pflanzen in ihren Wurzeln und Blättern in komplexen Schritten der Biosynthese die lebensnotwendigen Eiweißstoffe gewinnen.

Reaktionsgrundlage

Aus Ammonium-Ionen entsteht durch Chloreinwirkung im alkalischen Bereich Monochloramin. Dieses bildet mit Thymol einen blauen Indophenolfarbstoff (Reaktionsgrundlage analog zu DIN 38406-E5).

Störungen

Primäre Amine reagieren wie Ammonium-Ionen und ergeben höhere Befunde. Chlorzehrende Stoffe können je nach Konzentration den Messwert verringern oder die Reaktion vollständig unterdrücken.

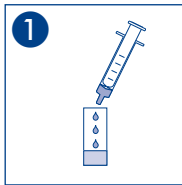
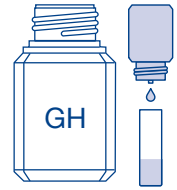
5. Gesamthärte

Messbereich

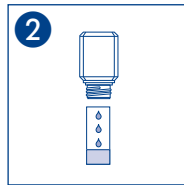
1 Tropfen \triangleq 1 °d \triangleq 17,8 mg/L CaCO₃

Testdurchführung

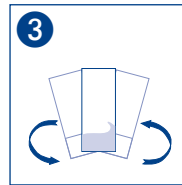
- 1 Probegefäß mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden.
- 2 **2 Tropfen GH-1** zugeben.
- 3 Durch Umschwenken vermischen. Die Wasserprobe färbt sich **rot**. Bei Grünfärbung sind keine Härtebildner vorhanden.
- 4 Tropfflasche **GH-2** genau senkrecht halten und Reagenz tropfenweise zugeben; dabei Probe durch Umschwenken vermischen, bis sie sich **grün** verfärbt.
- 5 Tropfen zählen. Ein Tropfen entspricht einem Grad Gesamthärte (°d).



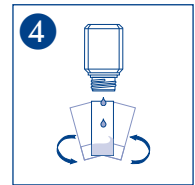
5 mL Probe



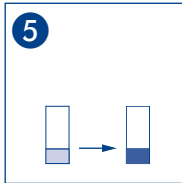
2 GH-1



Umschwenken



GH-2 bis Farbumschlag



1 GH-2 \triangleq 1 °d
rot \rightarrow grün

Nach Gebrauch Probegefäß gründlich spülen.

Die Tropfflaschen nach Gebrauch sofort verschließen. Die Tropfer nicht berühren.

Die Methode ist auch zur Analyse von Meerwasser nach Verdünnung (1+29) geeignet.

Hintergrundinformationen

Die Bezeichnung Härte ist auf die Eigenschaft vor allem von Calcium-Ionen zurückzuführen, die Waschwirkung von Seifen durch die Bildung unlöslicher bzw. schwerlöslicher Kalkseifen (= Calciumsalze höherer Fettsäuren wie der Palmitinsäure) zu verringern.

Als solche Härtebildner werden Calcium und Magnesium gemeinsam erfasst. Strontium- und Bariumsalze (auch sie gehören zur selben Gruppe der sogenannten Erdalkalien) können in natürlichen Wässern wegen der sehr geringen Konzentrationen (aufgrund der Schwerlöslichkeit ihrer Carbonate und Sulfate) vernachlässigt werden. Die Summe der Calcium- und Magnesiumsalze wird als Gesamthärte bezeichnet.

Liegen diese Erdalkali-Ionen als Hydrogencarbonate vor, so fallen sie als Carbonate beim Erhitzen des Wassers als Kesselstein aus. Daher wird eine Wasserhärte

durch Hydrogencarbonate auch als temporäre (zeitweilige, vorübergehende) Härte bezeichnet. Die Salze anderer Säuren (wie der Salz- oder Schwefelsäure) bleiben dagegen auch beim Erhitzen des Wassers gelöst; sie stellen die permanente Härte oder die Sulfathärte dar. Für Süßwasserfische sollte die Gesamthärte zwischen 3–20 °d liegen.

Für die Angaben zur Härte des Wassers gelten folgende Größen:

10 mg/L Calciumoxid (CaO) = 1 °d (Grad deutscher Härte) = 7,14 mg/L Magnesiumoxid (MgO)

Heute erfolgen die Angaben nach internationalen Vereinbarungen über molare Stoffmengenkonzentrationen:

1 mmol/L (Millimol/Liter) = 56 mg/L Calciumoxid = 5,6 °d

Je nach dem Gehalt an Calcium- und Magnesiumsalzen werden die Wässer als hart oder weich, mit Abstufungen, bezeichnet:

Sehr weich: 0 bis 3 °d

Weich: 4 bis 7 °d

Mittel hart: 8 bis 11 °d

Ziemlich hart: 12 bis 17 °d

Hart: 18 bis 30 °d

Sehr hart: mehr als 30 °d

Berücksichtigt man extreme geologische Verhältnisse, so gelten Wässer im Allgemeinen mit mehr als 25 °d als verunreinigt. Diese Verschmutzung kann z.B. über Sickerwässer aus Mülldeponien zustande kommen. Das durch die Fäulnis (Zersetzung) von Pflanzenbestandteilen gebildete Kohlenstoffdioxid wird mit versickerndem Regenwasser an das Grundwasser abgegeben. Aus kalkhaltigen Böden kann so Calciumcarbonat als Calciumhydrogencarbonat herausgelöst werden (Umkehrung der Gleichung zur Bildung von Kesselstein). Auch aus Düngemitteln gelangen Calciumsalze in unser Grundwasser.

Als Carbonathärte (siehe pH-Wert, Seite 21; Synonym für Säurebindungsvermögen SBV) bezeichnet man den Anteil an Erdalkali-Ionen, der in Form von Hydrogencarbonaten bzw. Carbonaten vorliegt. In der Regel ist ein Teil der Calcium- und Magnesiumsalze als Sulfate gelöst, so dass die Carbonathärte niedriger als die Gesamthärte ist. Gewässer gelten als wenig fruchtbar, wenn sie Carbonathärten unter einem SBV-Wert von 0,5 aufweisen, als sehr fruchtbar bei SBV-Werten über 1,5. Gewässer mit niedrigen SBV-Werten sind kalkarm (SBV bestimmbar mittels *VISOCOLOR® HE* Alkalinität). Sehr hohe Gesamthärten und zugleich hohe SBV-Werte besitzen die berühmten Kreideflüsse in England, die zu den besten Lachsfisch(Salmoniden)-Gewässern zählen. In kalkarmen und oft zugleich sauren Gewässer ist der Fischbestand gering.

Reaktionsgrundlage

Komplexometrische Titration

Die härtebildenden Magnesium- und Calcium-Ionen werden vom Komplexbildner EDTA als Chelate gebunden. Die Bestimmung erfolgt als Titration gegen einen Metallindikator, dessen Farbe bei vollständiger Komplexierung der Härtebildner umschlägt (Reaktionsgrundlage analog zu DIN 38406-3 E3).

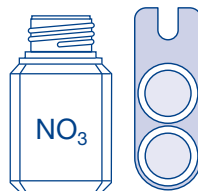
Störungen

Kupfer(II)-Ionen können den Indikatorumschlag verzögern, bei höheren Konzentrationen auch vollständig blockieren. Deshalb bei Kupferleitungen vor der Probenahme ausreichend Wasser ablaufen lassen.

Umrechnungstabelle

°d	°e	°f	mg/L CaO	mg/L CaCO ₃	mmol/L CaCO ₃
1	1,3	1,8	10	18	0,18
2	2,5	3,6	20	36	0,36
3	3,8	5,4	30	54	0,54
4	5,0	7,1	40	71	0,71
5	6,3	8,9	50	89	0,89
6	7,5	10,7	60	107	1,07
7	8,8	12,5	70	125	1,25
8	10,0	14,3	80	143	1,43
9	11,3	16,1	90	161	1,61
10	12,5	17,8	100	178	1,78

6. Nitrat

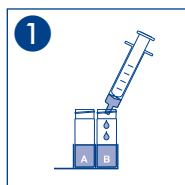


Messbereich

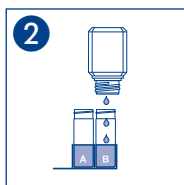
1–90 mg/L NO_3^-

Testdurchführung

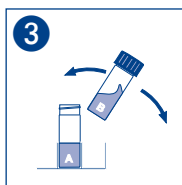
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **5 Tropfen NO_3-1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **1 gestrichenen Messlöffel NO_3-2** zugeben.
- 5 Glas verschließen, **sofort 1 min kräftig schütteln**.
- 6 **5 min** warten.
- 7 Glas öffnen und in die Position B des Komparators einsetzen. Komparator verschieben, bis in der Durchsicht von oben Farbgleichheit erreicht ist. Messwert in der Aussparung der Komparatorzunge ablesen. Zwischenwerte lassen sich schätzen.



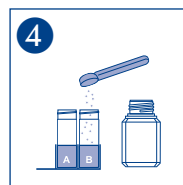
2 x 5 mL Probe



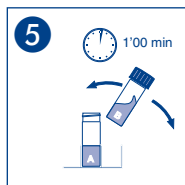
5 NO_3-1



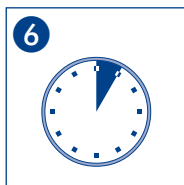
Schütteln



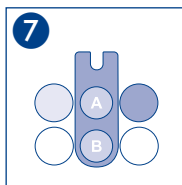
1 NO_3-2



Kräftig schütteln



5'00 min



Messung

Nach Gebrauch beide Messgläser gründlich spülen und verschließen.

Die Methode ist auch zur Analyse von Meerwasser geeignet (siehe Umrechnungstabelle).

Hintergrundinformationen

In natürlichen unbelasteten Gewässern sind Nitrat-Ionen nur in Konzentrationen zwischen 0,4 und 8 mg/L, Nitrit-Ionen dagegen höchstens in Spuren bis zu 0,01 mg/L vorhanden. Aus Düngemitteln (Salpeter) sowie aus dem aeroben Abbau organischer Stickstoffverbindungen (z.B. von Eiweißstoffen) können größere Nitratmengen in das Wasser gelangen.

In verunreinigten, belasteten Gewässern können Nitratgehalte von 50 bis 150 mg/L und mehr auftreten. Lassen sich hohe Nitrat-Konzentrationen nicht geologisch auf

Salpeterlagerstätten (vor allem bei Anwesenheit im Grundwasser) zurückführen, so liegt immer eine Verschmutzung vor.

Für die Beurteilung der Selbstreinigungskraft eines Gewässers ist es wichtig, ob ein erhöhter Nitratgehalt mit ebenfalls erhöhten Ammonium- und Nitrit-Konzentrationen verbunden ist. Ist dieses nicht der Fall, so reicht die Selbstreinigungskraft zur Mineralisierung organischer Stoffe aus. Diese Aussage gilt auch für den Ablauf biologischer Kläranlagen.

Nitrate werden sehr schnell vom Plankton und den Wasserpflanzen aufgenommen und sind daher im Teichwasser kaum nachweisbar. Sie besitzen in natürlich auftretenden Konzentrationen keine Giftwirkung gegenüber Fischen und Pflanzen. Im Trinkwasser ist ein Nitratgehalt von 50 mg/L als Grenzwert festgelegt – sowohl von der WHO, der EU und der deutschen Trinkwasserverordnung.

Reaktionsgrundlage

Nitrat-Ionen werden mit einem anorganischen Reduktionsmittel im sauren Milieu zu Nitrit-Ionen reduziert. Mit dem Nitrit wird ein aromatisches Amin diazotiert, welches anschließend zu einem orange-gelben Azofarbstoff gekuppelt wird.

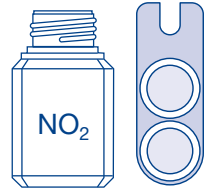
Störungen

Oxidierende Stoffe können je nach Konzentration den Messwert verringern oder die Reaktion vollständig verhindern. Chlor ≤ 10 mg/L stört nicht. Nitrit stört (gleiche Reaktion). Beseitigung durch Zugabe von Amidoschwefelsäure (REF 918973). Die Temperatur der Probe soll im Bereich von 18 bis 30 °C liegen. Vor allem bei tieferen Temperaturen läuft die Reaktion erheblich langsamer ab und führt zu Minderbefunden.

Umrechnungstabelle

mg/L NO ₃ ⁻	mg/L NO ₃ -N (Nitrat-Stickstoff)	mmol/m ³ NO ₃ ⁻	mg/L NO ₃ ⁻ in Meerwasser
1	0,2	16	1
5	1,1	81	5
10	2,3	160	12
20	4,5	320	25
50	11	810	65
90	20	1450	120

7. Nitrit

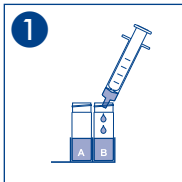


Messbereich

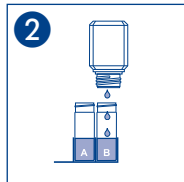
0,02–0,5 mg/L NO₂⁻

Testdurchführung

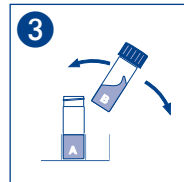
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **4 Tropfen NO₂-1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **1 gestrichenen Messlöffel NO₂-2** zugeben.
- 5 Glas verschließen, schütteln, bis das Pulver gelöst ist.
- 6 **10 min** warten.
- 7 Glas öffnen und in die Position B des Komparators einsetzen. Komparator verschieben, bis in der Durchsicht von oben Farbgleichheit erreicht ist. Messwert in der Aussparung der Komparatorzunge ablesen. Zwischenwerte lassen sich schätzen.



2 x 5 mL Probe



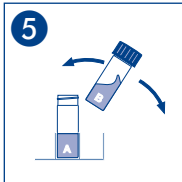
4 H_2O NO₂-1



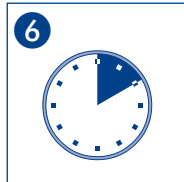
Schütteln



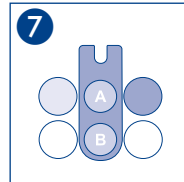
1 H_2O NO₂-2



Schütteln



10'00 min



Messung

Nach Gebrauch beide Messgläser gründlich spülen und verschließen. Die Methode ist auch zur Analyse von Meerwasser geeignet.

Hintergrundinformationen

Nitrit wird als Zwischenprodukt bei der Oxidation von Ammonium-Ionen (siehe Ammonium, Seite 9) und bei der Reduktion von Nitrat gebildet. Es wirkt als starkes Fischgift und stellt eine Vorstufe der krebserzeugenden *N*-Nitroso-Verbindungen (z. B. durch Reaktion mit Aminen zu *N*-Nitrosaminen) dar. Im Normalfall sollte der Nitritgehalt nicht über 0,5 mg/L liegen. Höhere Gehalte reduzieren die Futtermittelaufnahme der Fische und deuten auf eingeleitete Abwässer hin.

In Grund- und Oberflächenwässern ist die Konzentration an Nitrit-Ionen normalerweise gering. Abwässer können höhere Nitritgehalte aufweisen, die entweder auf industrielle Abwässer aus der Metallindustrie, der chemischen Industrie oder auch auf

fäkale Verunreinigungen zurückzuführen sind. Eine Entstehungsquelle für Nitrit aus Nitrat bilden auch verzinkte Eisenrohre von Haushaltsinstallationen. Konzentrationen bis 1 mg/L werden noch als ungefährlich, über 2 mg/L jedoch als tödlich eingestuft. Auch bei der Zersetzung von Eiweiß kann Nitrit in höheren Gehalten auftreten. Der Salzgehalt des Wassers und die Einwirkdauer des Nitrits sind mitbestimmend für den Grad der Giftigkeit. Nach der Trinkwasserverordnung gelten als Grenzwerte am Wasserwerksausgang 0,1 mg/L und am Zapfhahn 0,5 mg/L.

Reaktionsgrundlage

Nitrit-Ionen bilden im sauren Milieu mit Sulfanilamid ein Diazoniumsalz, das mit einem Naphthylamin zu einem rotviolett gefärbten Azofarbstoff koppelt.

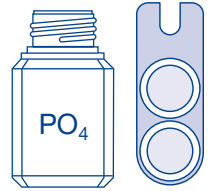
Störungen

Chrom(VI)- und Eisen(III)-Ionen über 3 mg/L täuschen zu hohe Nitritwerte vor. Chlor stört schon in geringsten Konzentrationen.

Umrechnungstabelle

mg/L NO ₂ ⁻	mg/L NO ₂ -N (Nitrit-Stickstoff)
0,02	0,006
0,05	0,015
0,1	0,03
0,2	0,06
0,5	0,15

8. Phosphat

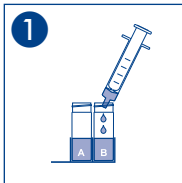


Messbereich

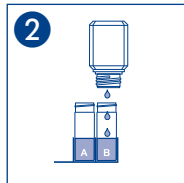
0,6–15 mg/L PO_4^{3-}

Testdurchführung

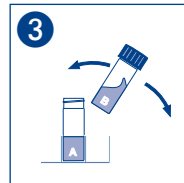
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **6 Tropfen PO_4 -1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **6 Tropfen PO_4 -2** zugeben.
- 5 Glas verschließen, schütteln.
- 6 **10 min** warten.
- 7 Glas öffnen und in die Position B des Komparators einsetzen. Komparator verschieben, bis in der Durchsicht von oben Farbgleichheit erreicht ist. Messwert in der Aussparung der Komparatorzunge ablesen. Zwischenwerte lassen sich schätzen.



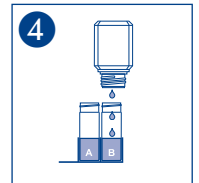
2 x 5 mL Probe



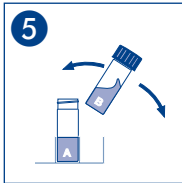
6 PO_4 -1



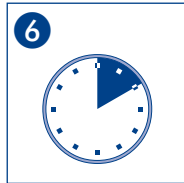
Schütteln



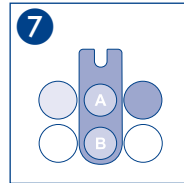
6 PO_4 -2



Schütteln



10'00 min



Messung

Nach Gebrauch beide Messgläser gründlich spülen und verschließen. Die Methode ist auch zur Analyse von Meerwasser geeignet.

Hintergrundinformationen

Reine Wässer, insbesondere Gebirgswässer, haben Phosphatgehalte unter 0,1 mg/L, meist sogar weniger als 0,03 mg/L. Bei Konzentrationen über 0,1 mg/L PO_4^{3-} liegt nur dann eine Verschmutzung vor, wenn weitere Verschmutzungsindikatoren positiv sind. Bei Phosphatwerten über 0,3 mg/L besteht immer ein starker Verdacht auf eine Verunreinigung. Sonderfälle bilden Moorbässer mit Gehalten bis zu 1 mg/L. Bei Verunreinigungen durch häusliche Abwässer (Küchenabfälle, besonders auch durch Fäkalien) gelangen große Mengen an Phosphat (etwa 4,5 g/24 h je Mensch) ins Wasser: Bei Fäkalverunreinigungen ist der hohe Phosphatgehalt ein sicherer chemischer Indikator. Kunstdünger erhöhen den Phosphatgehalt im Grundwasser.

In Teichgewässern ist normalerweise kaum Phosphat nachweisbar, da die kleinen Mengen sehr schnell von den Pflanzen, dem Plankton und besonders vom Teichboden aufgenommen werden. Ein guter Teichboden absorbiert so viel Phosphat, dass sein Gehalt mehrere hundert Mal größer sein kann als der des darüberstehenden Teichwassers.

Phosphat verhält sich am Boden des Gewässers ebenso wie auf landwirtschaftlichen Nutzflächen. Es wird unter aeroben Bedingungen an die Sedimentteilchen absorbiert oder als Eisenphosphat ausgefällt. Das Sediment der Gewässer kann also als „Phosphatfalle“ wirken. Sinkt allerdings die Sauerstoffsättigung unter 10 %, setzt eine Mobilisierung des Phosphors ein, der damit wieder in den Produktionszyklus integriert wird. Erhöhte Phosphatgehalte in Gewässern führen zu einer Eutrophierung (Überdüngung), d. h. zu einem verstärkten Wachstum von Wasserpflanzen, vor allem von Planktonalgen als Folge des größeren Nährstoffangebotes. Dieser auch als „Wasserblüte“ bezeichnete Vorgang führt infolge übermäßiger bakterieller Zersetzung abgestorbener Algen zu einem erhöhten Sauerstoffverbrauch. Treten daraufhin anaerobe Verhältnisse auf, so kann u. a. auch Schwefelwasserstoff freigesetzt werden. Dieser Zustand ist äußerst schädlich für mit Fischen besiedelte Gewässer.

In Bezug auf das Element Phosphor unterscheidet man zwischen anorganischem Phosphor (Phosphat- bzw. Hydrogenphosphat-Ionen und Polyphosphaten) und dem organisch gebundenen Phosphor, der erst nach einem Aufschluss (Zerstörung) des organischen Materials freigesetzt wird. In der Trinkwasserverordnung von 2001 ist kein Grenzwert für Phosphat mehr angegeben, jedoch sollte in Trinkwasser kaum Phosphat vorhanden sein, da höhere Konzentrationen zu Verdauungsstörungen führen können.

Reaktionsgrundlage

Ammoniummolybdat bildet mit Phosphat-Ionen Phosphormolybdänsäure. Diese wird zu Phosphormolybdänblau reduziert. (Reaktionsgrundlage analog zu DIN EN ISO 6878-D11).

Störungen

Oxidierende Stoffe in größeren Mengen verhindern die Bildung des blauen Farbkomplexes. Sie müssen vor der Bestimmung zerstört werden.

Schwermetalle stören ab 10 mg/L durch eine geringe Abnahme der Farbintensität, Vanadium bewirkt eine Farbzunahme. Silicium stört ab 10 mg/L Si.

Umrechnungstabelle

mg/L PO ₄ -P (Phosphat-Phosphor)	mg/L PO ₄ ³⁻	mg/L P ₂ O ₅
0,2	0,6	0,5
0,3	0,9	0,7
0,5	1,5	1,1
0,7	2,1	1,6
1	3	2
2	6	5
3	9	7
5	15	12

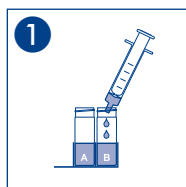
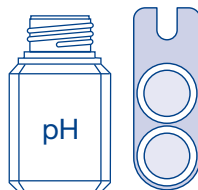
9. pH-Wert

Messbereich

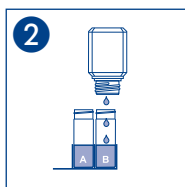
pH 4,0–9,0

Testdurchführung

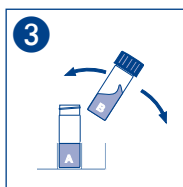
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **4 Tropfen pH-1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 Glas öffnen und in die Position B des Komparators einsetzen. Komparator verschieben, bis in der Durchsicht von oben Farbgleichheit erreicht ist. Messwert in der Aussparung der Komparatorzunge ablesen. Zwischenwerte lassen sich schätzen.



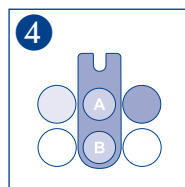
2 x 5 mL Probe



4 Tropfen pH-1



Schütteln



Messung

Nach Gebrauch beide Messgläser gründlich spülen und verschließen.
Die Methode ist auch zur Analyse von Meerwasser geeignet.

Hintergrundinformationen

Reines Wasser mit der Formel H_2O , das keine Spuren anderer Stoffe gelöst enthält, ist bei Zimmertemperatur in geringem Maße in hydratisierte Wasserstoff-Ionen – also Oxonium-Ionen bezeichnet – H_3O^+ und das Gegen-Ion OH^- , das Hydroxid-Ion, gespalten (*dissoziiert*):



1 Liter Wasser enthält ein zehnmillionstel Mol (10^{-7} ; beim Atomgewicht des Wasserstoffs von 1 auch die gleiche Menge in Gramm als Wasserstoff-Ion H^+) und gleichzeitig ein zehnmillionstel Mol (multipliziert mit der Zahl 17 als Molgewicht für OH^- in Gramm) des Hydroxid-Ions. Um die Schreibweise dieser niedrigen Konzentrationen zu vereinfachen, gibt man als *pH-Wert* nur den Exponenten, also die Zahl 7 (mit positivem Vorzeichen) an – mathematisch als negativer dekadischer Logarithmus definiert: $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$. Ein pH-Wert von 7 bei Raumtemperatur bedeutet also, dass die Konzentration der Wasserstoff-Ionen derjenigen aus der Dissoziation von reinem Wasser (im Gleichgewicht mit den Hydroxid-Ionen) entspricht. Wird eine starke Säure, wie die Salzsäure HCl , in sehr geringer Menge in reinem (destilliertem) Wasser gelöst, so erhöht sich die Konzentration an Wasserstoff-Ionen, die jetzt aus der Salzsäure stammen. Salzsäure wird als starke Säure (wie auch ihr Natriumsalz) fast vollständig in ihre Ionen, die Wasserstoff- und die Chlorid-Ionen entsprechend der Formel gespalten. Diese von der Salzsäure hervorgerufene Erhöhung der Wasserstoff- bzw. Oxonium-Ionen-Konzentration zeigt sich demnach in einem niedrigeren

pH-Wert, der pH-Wert sinkt. Damit das oben in der Wasser-Gleichung beschriebene Gleichgewicht erhalten bleibt, muss sich die Konzentration der Hydroxid-Ionen somit erniedrigen. Die Summe der Exponenten von Wasserstoff- und Hydroxid-Ionen-Konzentrationen im Wasser beträgt immer 14.

Die Erniedrigung des pH-Wertes um eine Einheit bedeutet eine Zunahme der Konzentration an Wasserstoff-Ionen um eine Zehnerpotenz, also um den Faktor 10 im Vergleich zur vorherigen Konzentration, und gleichzeitig eine Abnahme der Hydroxid-Ionen-Konzentration um ebenfalls eine Zehnerpotenz.

Auch durch die Reaktion von Stoffen mit dem Wasser können aus chemischen Verbindungen, die selbst im Wasser keine Wasserstoff- oder Hydroxid-Ionen liefern können, pH-Veränderungen auftreten. Löst sich Kohlenstoffdioxid aus der Luft im Wasser, so werden in geringem, aber messbarem Maße Hydrogencarbonat- und Wasserstoff-Ionen (Oxonium-Ionen) nach folgender Gleichung gebildet:

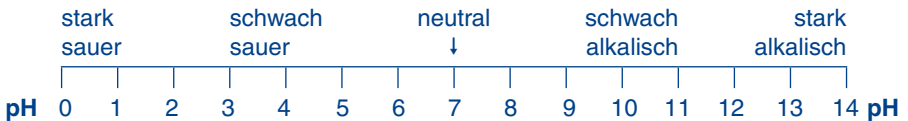


Aus Wasser und Kohlenstoffdioxid entstehen je ein Oxonium- und ein Hydrogencarbonat-Ion. Der pH-Wert des Wassers, das infolge des Kontakts mit der darüberstehenden Luft stets etwas Kohlenstoffdioxid gelöst enthält, liegt daher immer unter 7. Die Lösung reagiert schwach sauer. Auch in Wasser gelöste Salze können eine pH-Änderung verursachen. Löst man Natriumcarbonat (Soda) in Wasser, so tritt folgende Reaktion des Wassers mit den Carbonat-Ionen auf:



Aufgrund der gebildeten Hydroxid-Ionen steigt der pH-Wert auf Werte über 7, die Lösung reagiert alkalisch. In diesem Zusammenhang spielt der Begriff des Säurebindungsvermögens oder der Alkalinität in der Wasserchemie eine wichtige Rolle. Die Carbonatalkalinität beruht darauf, dass Carbonat-Ionen Oxonium-Ionen binden können und somit eine Pufferwirkung aufweisen. Die sogenannte Pufferkapazität von natürlichem Wasser wird somit vorwiegend durch den Gehalt an gelösten Kohlenstoffdioxid, Hydrogencarbonaten und Carbonaten bestimmt. (Zum Säurebindungsvermögen SBV siehe Gesamthärte, Seite 12).

Die pH-Skala reicht von 0 bis 14. An dem einen Ende stehen die starken Mineralsäuren wie Salz-, Schwefel- und Salpetersäure, am anderen Ende Natron- und Kalilauge.



- pH 0:** 3,65 %ige Salzsäure
- pH 0,9–1,5:** Magensäure (ebenfalls verdünnte Salzsäure)
- pH 2,3:** Zitronensaft
- pH 3,1:** Speiseessig
- pH 3,2–4,6:** saures Gemüse

- pH 4,5:** Bier
- pH 7:** reines Wasser
- pH 8,3:** Meerwasser
- pH 8–10:** Seifenwasser
- pH 12,3:** gesättigtes Kalkwasser
- pH 14:** 4,0 %ige Natronlauge

Die Feststellung des pH-Wertes eines Wassers liefert erste und grundsätzliche Hinweise zur Wassergüte überhaupt. Aufgrund des pH-Wertes lassen sich Aussagen über den Grad der Aggressivität (Angriffswirkung) auf Baustoffe, aber vor allem über die Wirkung auf Flora und Fauna im Flusswasser und auch in einer Kläranlage machen.

Fische können nur in einem bestimmten pH-Bereich im Wasser leben. An den Grenzen sowohl nach unten als auch nach oben werden Haut und Kiemen geschädigt. Für Karpfen beispielsweise liegen diese Grenzen bei pH 4,5 im sauren Bereich und pH 10,8 im alkalischen Bereich. Halten sich die Fische längere Zeit in Wässern bei diesen pH-Werten auf, so tritt schließlich der Tod ein. Für die Bachforelle gilt ein noch engerer Bereich von pH 5,5 bis 9,4. Ideal ist ein Fischwasser, dessen pH-Wert zwischen 6,5 und 8 liegt. Bei niedrigen pH-Werten (pH 5–6) wirkt sich auch gleichzeitig anwesendes Eisen im Wasser für Fische und Laich besonders schädlich aus. Bei höheren pH-Werten steigt die Giftwirkung von Ammoniumverbindungen sehr stark an.

Reaktionsgrundlage

Ein spezielles Gemisch von Indikatorfarbstoffen nimmt bei jedem pH-Wert eine charakteristische Farbe an.

Störungen

Durch das günstige Verhältnis von Probevolumen und Indikatormenge ist der Indikatorfehler (Säure-Base-Fehler) gering. Dadurch sind zuverlässige pH-Bestimmungen auch in schwach gepufferten Lösungen möglich. Hohe Gehalte an Neutralsalzen und Kolloiden sowie organische Lösungsmittelanteile über 10 % können das Messergebnis verfälschen.

Hinweis: Falls ein weiterer Messbereich, oder engere Abstufungen nötig sein sollten sind pH-Fix Teststäbchen von MACHEREY-NAGEL die ideale Lösung. Die Stäbchen gibt es in verschiedensten Abstufungen und der Koffer hat Platz für eine Packung. Eine detaillierte Liste der Abstufungen finden sie in unserem Katalog oder auf www.mn-net.com.

1. Introduction

Through water analysis, keepers of the river as well as laymen can quickly investigate, which chemical parameters (each parameter is important for the overall assessment of a system) deviate strongly from the norm consequently influencing water quality.

After having gained these insights, one can determine the earning capacity of the water as well as its suitability for specific types of fish. Afterwards one can plan stocking, fertilization or quick remediation measures. Also inexperienced users are able to perform the analysis with the help of the *VISOCOLOR® Fish* kits, as each step of the process is accurately described. In the following, easy explanations of the individual analysis values and of the resulting conclusions will assist the user with the analysis and evaluation of fishing water under investigation.

A water sample is perishable, if kept for a longer period of time. Especially under the condition of higher temperatures, biological and chemical processes inside the sample continue to react thereby causing a change of the sample's composition. As a result, it is favorable to perform the analysis at the sampling point. The *VISOCOLOR® Fish* reagent case was especially developed for these requirements. It can be used for the determination of the optimal point in time for stocking new fish tanks.

Furthermore, the reagent case enables the quick analysis of waters e.g. in case of suddenly appearing fish kill, thereby allowing a fast interference. The determinations of the six most important chemical water parameters, which complement the package, make the reagent case an ideal first-aid kit for fishing waters.

Evaluations of the analysis results can be conducted with the help of tables and limits included in this brochure. Beyond that, the measurements enable experienced keepers of the river to initiate the addition of water-improving substances like phosphate fertilizer or calcium carbonate. It is of utmost importance to consider all measurement values in context to each other and in connection with the water's biological circumstances.

Despite the progresses in the field of instrumental analysis, titrimetric and colorimetric analysis techniques continue to be of great, historically based, importance both in the laboratory as well as, and especially, for the mobile on-site analysis. The by now normed and thereby officially acknowledged techniques (according to EN and ISO norms) are adopted for test stripes as well as for colorimetric and photometric analysis. The necessary instruments for these endeavors are assorted in portable cases. Special reagents enable the specific determination of substances in form of colored compounds, whose color intensity increases with concentration.

Kits for water analytic purposes are based on titrimetric as well as colorimetric techniques. Titrimetric determination enables to investigate concentrations by measuring volumes with the help of plastic pipettes or through counting the drops of a dropping bottle. Colorimetric determination is based on the comparison of colors, which develop after having added a reagent into a test vessel, with a collection of standardized colors in order to allocate a concentration and accordingly a concentration range to the substance under investigation. This comparison is carried out with the help of color cards or color pads.

According to the principle of color comparison (in so-called comparators), colored water samples can be analyzed. Inside color comparators there are water samples without a reagent on the colored circle for different concentrations; the others are on circles with the original color of the reagent (the reagent binding solution). The

concentration value is determined if the color impressions in both measuring vessels match.

The length of the measurement glass (which is the layer thickness of the test tube in photometry) determines the sensibility of the procedure. As a result, even compounds at low concentrations can be sufficiently accurately determined.

2. General information

2.1. Refill pack and accessories

Description	REF
Refill pack for <i>VISOCOLOR</i> [®] <i>Fish</i> reagent case including all necessary reagents for ammonium, total hardness, nitrate, nitrite, phosphate and pH	933201
Color chart for <i>VISOCOLOR</i> [®] <i>Fish</i> reagent case	933301
Measuring glasses with screw caps, 10 pcs	931151
Sliding comparator, 2 pcs	931152
Titration test tube with 5 mL marking	915499
Sample beaker 25 mL	914498
Plastic measuring spoon, 10 pcs, 70 mm	914492
Syringe 5 mL	914661
Manual (german / english) for <i>VISOCOLOR</i> [®] <i>Fish</i> reagent case	933151

Download es / fr
www.mn-net.com/VISOFish

2.2. Additional test papers







The case also has room for one pack of pH-Fix and one pack of QUANTOFIX[®] test strips.

pH-Fix test strips are high quality pH test strips. They are non-bleeding and thus prevent sample contamination. The strips are available in many different gradations.

QUANTOFIX[®] test strips are semi-quantitative and can be evaluated using a color scale. There are test strips for a wide variety of parameters available, e.g. ascorbic acid and iron, etc.

For additional information and how to order, please contact your local distributor, check our website (www.mn-net.com) or contact MACHEREY-NAGEL directly.

2.3. Explanation of symbols

 Use by	 Lot number
 Catalog number	 Storage temperature
 Please read instructions	 Observe the safety precautions in instructions

3. Testing procedure

Determinations with *VISOCOLOR*[®] *Fish* test kits don't require any previous knowledge and are therefore not only suited for professional use only but also for private persons. Both colorimetric and titrimetric methods are used. Results can be read directly in mg/L or ppm (parts per million, mg/L $\text{\textcircled{4}}$ ppm). Generally accepted exemptions are various degrees of hardness (e.g. °e for english hardness or mmol/L).

3.1. Collection of water samples

To get representative analysis results, the water samples should always be collected directly at the location of interest, e.g. at the inflow, in the middle of the water body to investigate pond or aquarium water or at the outflow.

In every case the sample beakers and measurement glasses should be rinsed thoroughly several times with the water to be investigated prior to the analysis.

Due to ongoing processes converting specific parameters, it is recommended to perform the analysis directly after having collected the sample.

The investigator should firstly note down the removal location, the dates and time of day. From an analytical point of view, the following parameters are of interest for such waters: pH value, total hardness, phosphate, ammonium, nitrate and nitrite. The last two additionally allow for drawing a conclusion about the productivity of the investigated waters. Through monitoring phosphate contents, one is able to detect increased concentrations and therefore treat unwanted algae growth pre-maturely. The concentration of ammonium, nitrite and nitrate and their ratio to each other provide information about the nitrification* in the investigated waters.

3.2. Colorimetric methods

Colorimetric analysis takes advantage of the properties of special reagents, which form colored compounds with the substance in question. The color intensity rises proportionally to the concentration of the sought-for substance.

All colors are then compared to a set of standard colors. Once colors have been assigned or matched, the result can be read directly.

Colorimetric *VISOCOLOR*[®] *Fish* test kits use two tubes, which are both filled with the sample. Reagents are only added to one of the tubes (tube B). Once all reagents have been added and the respective reaction time has elapsed, the comparator is moved along the color chart until the colors of tube A and B match (when looking from above through the samples). The result can be read in the gap on the upper side of the comparator.

3.3. Titrimetric methods

There are some substances which are difficult or even impossible to convert into colored, analyzable compounds. In such cases, often titrimetric methods are employed. During such a volumetric analysis, a reagent, which reacts with the sought-for substance, is added dropwise to a define sample volume. As soon as the substance in the sample is entirely converted, adding more drops of titration solution would result in an excess of reagent. This point of completed reaction (equivalent point) is shown by a previously added indicator via a color change.

To use the titrimetric *VISOCOLOR*[®] *Fish* test kit, first an indicator is added to 5 mL of the sample. Then the titration reagent is added drop by drop until the sample changes

*Nitrification: definition see Nitrite, page 39

color. The amount of drops necessary to achieve the color change of the indicator represents the amount of the sought-for substance in the water sample.

3.4. Handling of very high concentrations

In certain, but rare, cases, very large amounts of the substance to be determined are dissolved in water. This situation can occur especially during investigations of inflows (waste water). In case the reaction color is darker than the highest color standard, the water sample should be diluted with distilled water until the concentration lies inside the test's measuring range. The dilution must be taken into consideration when interpreting the result.

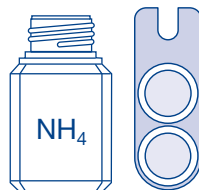
3.5. Disposal

Information regarding disposal can be found in the safety data sheet. You can download the SDS from www.mn-net.com/SDS.

3.6. Safety guidelines

Information regarding safety can be found on the box' label and in the safety data sheet. You can download the SDS from www.mn-net.com/SDS.

4. Ammonium

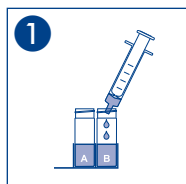


Measuring range

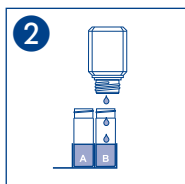
0.2–3 mg/L NH_4^+

Test instructions

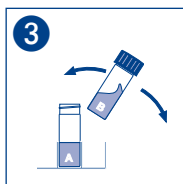
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **10 drops of NH_4-1** .
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **1 level measuring spoonful of NH_4-2** .
- 5 Seal the glass and shake the mixture until the powder has dissolved.
- 6 Wait for **5 min**.
- 7 Open the glass, add **4 drops of NH_4-3** .
- 8 Seal the glass and mix.
- 9 Wait for **7 min**.
- 10 Open the glass, place it in position B of the comparator and slide the comparator along the color scale until the colors match. Check the result in the gap on the upper side of the comparator. Mid-values can be estimated.



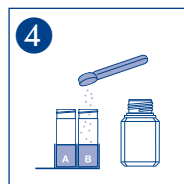
2 x 5 mL sample



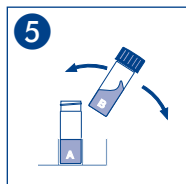
10 drops NH_4-1



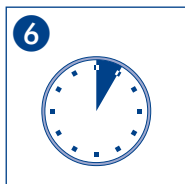
Mix



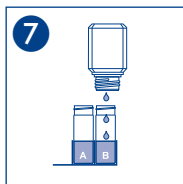
1 spoonful NH_4-2



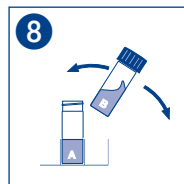
Mix



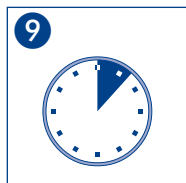
5'00 min



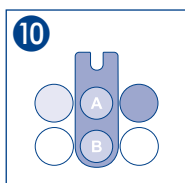
4 drops NH_4-3



Mix



7'00 min



Measurement

After use, rinse both measuring glasses thoroughly and seal them.

This method can also be used for analyzing sea water after dilution (1+9).

Background information

In nature, ammonia is formed due to volcanic activity and electrostatic discharge in the upper ranges of the atmosphere from nitrogen and water vapor. Additionally, ammonia is formed during decomposition processes, which means during the mineralization of nitrogen containing plant and animal proteins. Within the mineral kingdom, almost all magmatic rocks contain small amounts of ammonium salts. Large sources of ammonium chloride have been discovered more than 1000 years ago close to smoldering coal deposits. Close to the volcanoes Vesuvius and Mount Etna, ammonium salts can be detected as well. From these different sources, as well as from automobile and industry exhaust fumes, significant amounts of ammonium salts are fed into the soil as nitrogen fertilizer in the form of rainfall.

Both humans and animals excrete ammonia next to urea as nitrogen compounds in their feces. Ammonia is a cytotoxin for higher organisms, which has to be removed as quickly as possible. As metabolic intermediate, it is formed in brain, muscles, liver and kidneys. In the liver, it immediately reacts with carbon dioxide to urea, in the brain it is rendered harmless by conversion to glutamine. In contrast to ammonia, ammonium salts are not toxic.

Ammonium ions can also form as a result of microbial nitrate reduction. As fertilizer run-off or primary decomposition products of organic compounds within municipal waste water, these ions may end up in natural water bodies. Pure water bodies contain less than 0.1 mg/L ammonium ions, in polluted water however, more than 10 mg/L may be detected. Especially in light of hygienic aspects, the ammonium compound content needs to be evaluated critically, as ammonia may form in the decomposition of human or animal feces.

Ammonia is especially toxic to fish (from 0.5 mg/L)* and is present at pH values above 7 due to the pH dependant equilibrium between ammonium ions and ammonia.



During the analysis, one measures the sum of ammonium and ammonia. That is why the pH value has to be determined at the same time in order to be able to evaluate the situation correctly.

At pH 6, the equilibrium almost completely lies on the side of ammonium, at pH 8, already 4 %, at pH 9 25% and at pH 10 even 78 % ammonia are present (at a water temperature of 17 °C, see table).

pH	% Ammonium (NH ₄ ⁺)	% Ammonia (NH ₃)
6	100	0
7	99	1
8	96	4
9	75	25
10	22	78

High ammonium contents also substantially strain the oxygen balance of water bodies. During the bacterial oxidation of ammonium to nitrate, oxygen is consumed.



* 1 mg/L is deadly for most types of fish, but only marks a mean value. It is valid for longer development times at 15 °C. At higher temperatures fish can only tolerate low concentrations, at lower temperatures it can handle higher concentrations. Size and type of fish also have an influence. For fry, already 0.2 mg/L ammonia can be deadly. An ammonia concentration above 0.1 mg/L can harm fish growth.

This process is on the one hand an important step in the self-purification, however, on the other hand it may lead to fish-kill due to the oxygen consumption. The so-called nitrification process transforms ammonium salts via nitrite to nitrate. Nitrate again is used by higher plants in complex biosynthesis steps within their roots and leaves to create essential proteins.

Reaction basis

Monochloramine is derived from ammonium ions as a result of the effect of chlorine in the alkaline range. Combined with thymol, this forms a blue indophenol dye.

Interferences

Primary amines react in the same way as ammonium ions and produce higher results.

Depending on their concentration, substances which consume chlorine may reduce the measurement reading or suppress the reaction totally.

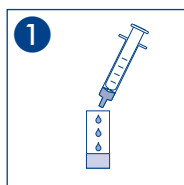
5. Total hardness

Measuring range

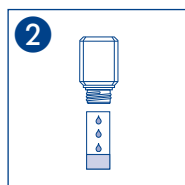
1 drop \triangleq 1.3 °e \triangleq 17.8 mg/L CaCO₃

Test instructions

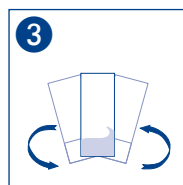
- 1 Fill a **5 mL water sample** into the plastic tube using the plastic syringe.
- 2 Add **2 drops** of **GH-1**.
- 3 Shake gently to mix the contents. The water sample turns **red**. If the water sample turns green, this means that there are no hardness-producing substances.
- 4 Hold the dropping bottle **GH-2** absolutely vertical and add the reagent drop by drop, shaking the specimen at the same time to mix until it turns **green**.
- 5 Count the number of drops. One drop corresponds to 1.3 degree of total water hardness (°e).



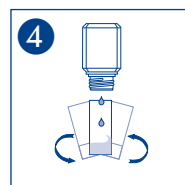
5 mL sample



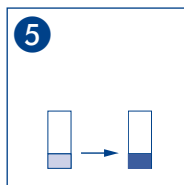
2 GH-1



Shake gently



1 GH-2 until coloration



1 GH-2 \triangleq 1.3 °e
red \rightarrow green

After use, rinse out the plastic tube thoroughly.

Seal the dropping bottles immediately after use. Do not touch the dropping pipettes.

This method can be used also for the analysis of sea water after dilution (1+29).

Background information

The name „hardness“ primarily leads back to the effect of calcium ions to lower the cleaning properties of soap by forming difficult or unsolvable lime soap (calcium salts of higher fatty acids such as palmitic acid). As such hardness components, calcium and magnesium are taken into account together. In natural water bodies, strontium and barium salts can be disregarded due to their very low concentrations (their carbonates and sulfates are hardly soluble).

The sum of calcium and magnesium salts is called *total hardness*. If these alkali earth ions are present as hydrogen carbonates the carbonates precipitate when the water is heated in the form of *limescale*:



Therefore, the water hardness caused by hydrogen carbonates is often referred to as temporary hardness. The salts of other acids (such as hydrochloric or sulfuric acid) remain in solution even when the water is heated. Such hardness is called *permanent hardness* or *sulfate-hardness*.

For fresh-water fish, total hardness should lie between 3.8–25 °e.

Depending on the amount of calcium and magnesium salts, water is classified as hard or soft in different gradations:

Very soft: 0–3.8 °e

Soft: 5–8.8 °e

Medium hard 10–13.8 °e

Fairly hard: 15°e–21.3 °e

Hard: 22.5 – 37.5 °e

Very hard: more than 37.5 °e

Taken extreme geological conditions into account, generally, water with hardness levels of more than 445 mg/L CaCO₃ (ca. 31.5 °e) are considered to be polluted. Such pollution may for example result due to run-off from landfill sites. Decomposition of plant matter forms carbon dioxide, which seeps away into the ground with rain water. Lime containing soil can thus elute calcium carbonate and calcium hydrogen carbonate (reversal of the limescale equation). Fertilizers may add calcium salts to ground water as well.

Carbonate hardness (see pH value, page 44; interchangeably used with alkalinity) refers to the part of alkaline earth ions present in form of hydrogen carbonate or carbonates. Normally, a proportion of the calcium and magnesium salts are dissolved as sulfates, so that carbonate hardness is always smaller than total hardness. Water bodies are regarded as less fertile, if they contain carbonate hardness with an alkalinity value below 0.5 and as highly fertile with values above 1.5. Water bodies with low acid binding capacity are deficient in lime (acid binding capacity determinable with VISOCOLOR® HE Alkalinity). Very high total hardness together with high alkalinity-values are found in the famous chalk streams in the UK, which are among the best salmonid fishing grounds in the world. In rather acidic water with little calcium carbonate, the fish stock is generally low.

Reaction basis

Complexometric titration

Magnesium and calcium ions, which cause hardness, are combined by the complexing agent EDTA to form chelates. The test is carried out by titration using a metal indicator which changes color when all of the hardness-producing substances have combined (reaction base analog to DIN 38406-3 E3).

Interferences

Copper(II) ions may delay the indicator change or even block this change if higher levels are present. Therefore, in the case of copper pipes, let the water run for a sufficient amount of time before taking the sample.

Conversion table

°d	°e	°f	mg/L CaO	mg/L CaCO ₃	mmol/L CaCO ₃
1	1.3	1.8	10	18	0.18
2	2.5	3.6	20	36	0.36
3	3.8	5.4	30	54	0.54
4	5.0	7.1	40	71	0.71
5	6.3	8.9	50	89	0.89
6	7.5	10.7	60	107	1.07
7	8.8	12.5	70	125	1.25
8	10.0	14.3	80	143	1.43
9	11.3	16.1	90	161	1.61
10	12.5	17.8	100	178	1.78

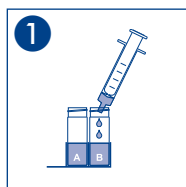
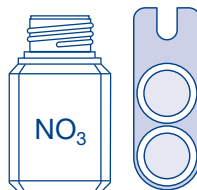
6. Nitrate

Measuring range

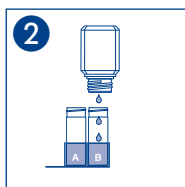
1–90 mg/L NO_3^-

Test instructions

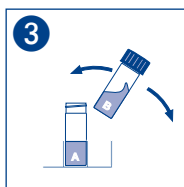
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **5 drops** of NO_3-1 .
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **1 level measuring spoonful** of NO_3-2 .
- 5 Seal the glass and **immediately shake** the mixture **well for 1 min**.
- 6 Wait for **5 min**.
- 7 Open the glass, place it in position B of the comparator and slide the comparator along the color scale until the colors match. Check the result in the gap on the upper side of the comparator. Mid-values can be estimated.



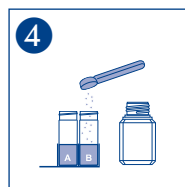
2 x 5 mL sample



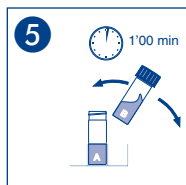
5 NO_3-1



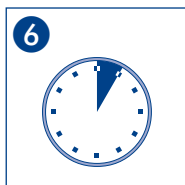
Mix



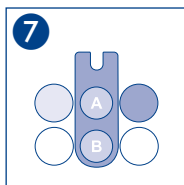
1 NO_3-2



Shake well



5'00 min



Measurement

After use, rinse both measuring glasses thoroughly and seal them.

This method can be used also for analyzing sea water (see conversion table).

Background information

In natural and uncontaminated water, the nitrate ion content is between 0.4 to 8 mg/L, the nitrite ion content at most 0.01 mg/L. From fertilizers (saltpeter) as well as from the aerobic decomposition of nitrogen compounds (e.g. proteins), large amounts of nitrate can get into the water.

In polluted water bodies, nitrate contents can range from 50 to 150 mg/L, even higher values are possible. If such high nitrate contents cannot be traced back to geological saltpeter deposits (especially when concentrations in ground water are high), a contamination is always at hand.

To evaluate the self-purification capacity of a water body, it is important to test if there are high amounts of ammonium and nitrite present as well. If these other parameters are not high, the self-purification capacity to mineralize organic compounds is sufficient. This relation also holds true for the outflow of biological waste water treatment facilities.

Water bodies with low acid binding capacity are deficient in lime (acid binding capacity determinable with *VISOCOLOR® HE* Alkalinity).

Reaction basis

Nitrate ions are reduced to nitrite ions in an acidic medium. Combined with a suitable aromatic amine, an orange-yellow azo dye is formed.

Interferences

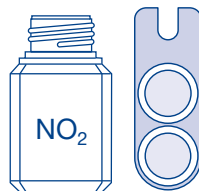
Depending on their concentration, oxidizing substances may reduce the measurement reading or suppress the reaction completely. Chlorine ≤ 10 mg/L does not interfere. Nitrite interferes (same reaction). This can be circumvented by addition of amido sulphonic acid (REF 918973) prior to analysis.

The water sample should be between 18 and 30 °C. At lower temperatures the reaction takes place at a significantly slower rate, and the results are limited.

Conversion table

mg/L NO_3^-	mg/L $\text{NO}_3\text{-N}$ (Nitrate-nitrogen)	mmol/m ³ NO_3^-	mg/L NO_3^- in sea water
1	0.2	16	1
5	1.1	81	5
10	2.3	160	12
20	4.5	320	25
50	11	810	65
90	20	1450	120

7. Nitrite

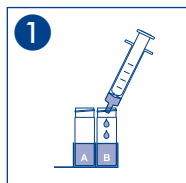


Measuring range

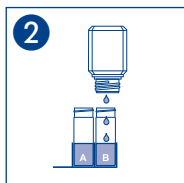
0.02–0.5 mg/L NO₂⁻

Test instructions

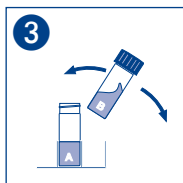
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **4 drops** of NO₂-1.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **1 level measuring spoonful** of NO₂-2.
- 5 Seal the glass and shake the mixture until the powder has dissolved.
- 6 Wait for **10 min**.
- 7 Open the glass, place it in position B of the comparator and slide the comparator along the color scale until the colors match. Check the result in the gap on the upper side of the comparator. Mid-values can be estimated.



2 x 5 mL sample



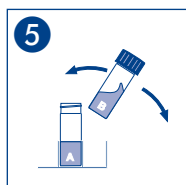
4 drops NO₂-1



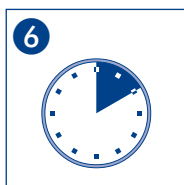
Mix



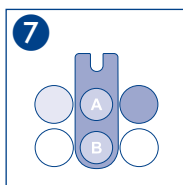
1 spoonful NO₂-2



Mix



10'00 min



Measurement

After use, rinse both measuring glasses thoroughly and seal them.
This method can be used also for analyzing sea water.

Background information

Nitrite forms as an intermediate during ammonium oxidation (see Ammonium, page 31) or nitrate reduction. It is highly toxic to fish and presents a pre-stage of carcinogenic *N*-nitroso compounds (e.g. reaction with amines to nitrosamines). Usually nitrite contents should not exceed 0.5 mg/L. Higher contents reduce feed intake of fish, which can be a sign of dumped sewage water.

The nitrite ion concentration in ground and surface water is low. Waste water can contain higher amounts of nitrite, which may be caused either by industrial waste water from the metal or chemical industry, or due to the contamination with feces. Another source of nitrite from nitrate may be zinc-plated iron plumbing from domestic pipe systems. Concentrations of up to 1 mg/L are classified as hazard-free, while 2 mg/L

are regarded as deadly for fish. During the decomposition of proteins, higher nitrite contents can appear. The water's salt content and the nitrite's dwell time codetermine the degree of toxicity.

The German drinking water regulations demand a limit of 0.1 mg/L at the water works outflow and 0.5 mg/L at the tap.

Reaction basis

Sulphanilamide is diazotized by nitrite in acidic solution. The diazonium salt is coupled with a naphthylamine to form a reddish-violet azo dye.

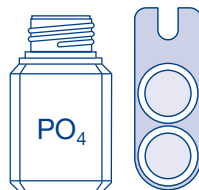
Interferences

Chromium(VI) and iron(III) ions present in concentrations of > 3 mg/L simulate nitrite values which are too high. Chlorine interferes even in minor concentrations.

Conversion table

mg/L NO ₂ ⁻	mg/L NO ₂ -N (Nitrite-nitrogen)
0.02	0.006
0.05	0.015
0.1	0.03
0.2	0.06
0.5	0.15

8. Phosphate

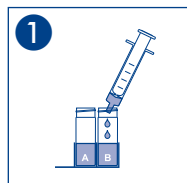


Measuring range

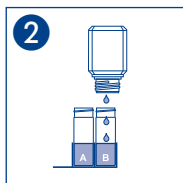
0.6–15 mg/L PO_4^{3-}

Test instructions

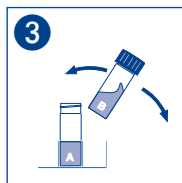
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **6 drops of PO_4 -1**.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **6 drops of PO_4 -2**.
- 5 Seal the glass and mix.
- 6 Wait for **10 min**.
- 7 Open the glass, place it in position B of the comparator and slide the comparator along the color scale until the colors match. Check the result in the gap on the upper side of the comparator. Mid-values can be estimated.



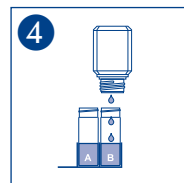
2 x 5 mL sample



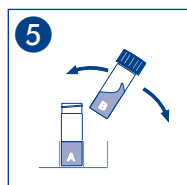
6 PO_4 -1



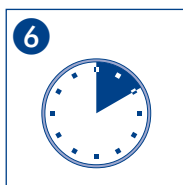
Mix



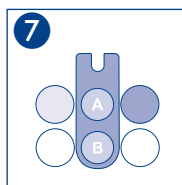
6 PO_4 -2



Mix



10'00 min



Measurement

After use, rinse both measuring glasses thoroughly and seal them.
This technique can also be used for analyzing sea water.

Background information

Clean water bodies, especially in mountains, have phosphate contents of less than 0.1 mg/L, often even below 0.03 mg/L. If concentrations are higher than 0.1 mg/L PO_4^{3-} , contamination is only present if other contamination indicators are positive. Phosphate concentrations exceeding 0.3 mg/L provide strong suspicion for contamination. An exception is marsh water, which may contain up to 1 mg/L.

Because of contamination from domestic waste water (kitchen waste or especially from feces), large amounts of phosphate get into the water. In the case of fecal contamination, high phosphate contents are a reliable chemical indicator.

Chemical fertilizers raise the phosphate content in ground water.

In pond waters, phosphate is barely traceable, as plant's, plankton and the pond's soil quickly absorb small amounts. A good pond soil absorbs and holds several hundred times more phosphate than the above pond water contains.

Phosphate behaves similarly on water soil as on agricultural land. Under aerobic conditions, it is adsorbed on sedimentary particles or it precipitates as iron phosphate. The water's sediment can serve as a "phosphate trap". However, if oxygen saturation levels drop below 10 %, a mobilization of phosphate starts, eventually resulting in a re-integration of phosphate into the production cycle. Elevated phosphate contents in waters lead to an eutrophication (over-fertilization), which causes an increasing growth of water plants, especially of planktonic algae, resulting from the larger nutrition supply. This procedure – also called algal bloom – leads to an increasing consumption of oxygen resulting from an excessive bacterial decomposition of dead algae. If anaerobic conditions occur afterwards, hydrogen sulfide can – amongst others – be released. This condition is extremely harmful for waters populated with fish. Regarding the element phosphorous, one distinguishes between inorganic phosphorous (phosphate or hydrogen phosphate ions and polyphosphate) and organic phosphorous compounds, from which phosphorous is only released after the digestion (destruction) of the organic materials. In the Drinking Water Ordinance of 2001, there is no limit indicated for phosphate. However, there should almost be no phosphate present in drinking water, as higher concentrations can lead to indigestion.

Reaction basis

Ammonium molybdate and phosphate ions form phosphomolybdic acid, which is reduced to phosphomolybdenum blue.

(Reaction basis analog to DIN EN ISO 6878-D11).

Interferences

Larger amounts of oxidizing reagents inhibit formation of the blue color complex and have to be destroyed. H_2S interferes in concentrations above 2 mg/L, but can be expelled after acidification of the water sample. Heavy metals in excess of 10 mg/L can slightly decrease the intensity of the color (vanadium causes an increase in color). Silica interferes in excess of 10 mg/L Si.

Conversion table

mg/L PO_4^{3-}	mg/L $\text{PO}_4\text{-P}$ (Phosphate-phosphorous)	mg/L P_2O_5
0.6	0.2	0.5
0.9	0.3	0.7
1.5	0.5	1.1
2.1	0.7	1.6
3	1	2
6	2	5
9	3	7
15	5	12

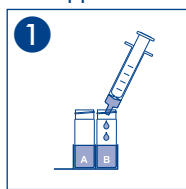
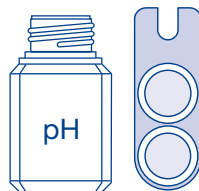
9. pH value

Measuring range

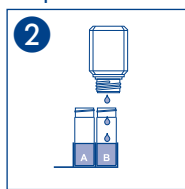
pH 4.0–9.0

Test instructions

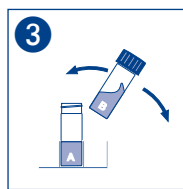
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagent to measuring glass B**.
- 2 Add **4 drops** of pH-1.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Open the glass, place it in position B of the comparator and slide the comparator along the color scale until the colors match. Check the result in the gap on the upper side of the comparator. Mid-values can be estimated.



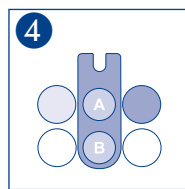
2 x 5 mL sample



4 drops pH-1



Mix



Measurement

After use, rinse both measuring glasses thoroughly and seal them.
This method can be used also for analyzing sea water.

Background information

At room temperature, pure water with the formula H_2O , which contains solved traces of other substances, is to a small degree divided (dissociate) into hydrated hydrogen ions – known as hydronium ions – H_3O^+ and the counter ion OH^- – the hydroxide ion:



1 liter of water contains 0.000001 mole (10^{-7} mole; given the hydrogen atom weight of 1 g/mol also the same amount in gram) hydrogen ions H^+ and at the same time 0.0000001 mole (multiplied by 17 g/mol as mole weight for OH^- in gram) of the hydroxide ion. To simplify notation of these low concentrations, the pH value only indicates the exponent, in this case the number 7 (with positive algebraic sign). Mathematically, the pH value is defined as the negative common logarithm: $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$. Thus, a pH value of 7 at room temperature means that the concentration of hydrogen ions corresponds to the concentration from the dissociation of pure water (in equilibrium with hydroxide ions). If a strong acid, such as hydrochloric acid (HCl), is dissolved in distilled water in very low quantities, the amount of hydrogen ions increases (coming from the hydrochloric acid). As a strong acid, hydrochloric acid is almost completely broken down into hydrogen and chloride ions. The resulting increase in hydrogen or hydronium ions respectively is shown in the decreasing pH value. To keep the above mentioned water equation in equilibrium, the concentration of hydroxide ions has to decrease. Therefore, the sum of the exponent of hydrogen and hydroxide ion concentration is always 14.

A one unit decrease in pH value signifies an increase in the hydrogen ion concentration by the power of ten in comparison to the concentration before. Simultaneously, the hydroxide ion concentration decreases by the power of ten.

Compounds reacting with water may cause a change in pH value as well, even if they cannot provide hydrogen or hydroxide ions in the water themselves. If carbon dioxide is dissolved in water, small, but measurable amounts of hydrogen carbonate and hydrogen ions form according to the following equation:



Water and carbon dioxide create one hydronium and one hydrogen carbonate ion each. The pH value of water, which always contains some dissolved carbon dioxide due to contact with air, is therefore always below 7. The solution becomes acidic.

Salts dissolved in water can also cause a change in pH value. If sodium carbonate (soda) is dissolved in water, the following reaction occurs between water and carbonate ions:



As hydroxide ions are formed, the pH value rises above 7. The solution becomes alkaline.

In this context, the concept of acid binding capacity or alkalinity plays an important role in hydro chemistry. Carbonate alkalinity is based on the fact that carbonate ions can bind hydronium ions, thus having a buffering effect. The so called buffer capacity of natural water is therefore mainly determined by the amount of dissolved carbon dioxide, hydrogen carbonate and carbonates (see Total hardness, page 34).

The pH scale ranges from 0 to 14. At the lower end are the strong mineral acids, such as hydrochloric, sulfuric and nitric acid. On the upper end of the scale are caustic soda and caustic potash.

pH 0: hydrochloric acid – 3.65 %

pH 0.9–1.5: stomach acid (also diluted hydrochloric acid)

pH 2.3: lemon juice

pH 3.1: vinegar

pH 3.2–4.6: acidic vegetables

pH 4.5: beer

pH 7: pure water

pH 8.3: sea water

pH 8–10: soap water

pH 12.3: saturated lime water

pH 14: caustic soda – 4.0 %

Determining the pH value of a water body gives initial and basic indications as to water quality in general. The pH value allows evaluation of the degree of aggressiveness on construction material. Moreover and especially, the pH value gives an indication of the water's effect on plant and animal life in water bodies or even in waste water treatment plants.

Fish can only tolerate a certain pH range. At the limits, both at the low and high end, skin and gills are negatively affected. The limits for carp for example are at pH 4.5 in the acidic and 10.8 in the alkaline range. Living for a prolonged time at these limits will

lead to the fishes' death. The brown trout for example can only accept a more narrow range between pH 5.5 and 9.4. Ideal fish water has a pH value between 6.5 and 8.

Reaction basis

A special mixture of indicator dyes produces a specific and characteristic color for every pH value covered.

Interferences

The favorable ratio between indicator and sample minimizes the indicator error. This means that perfect measuring results are ensured even for weakly buffered samples. High concentrations of neutral salts and colloids as well as organic solvent contents above 10 % can cause wrong results.

Notice: If a wider measuring range, or tighter gradations are necessary, pH-Fix test strips are the ideal solution. The strips come in a wide variety of ranges and gradations and the case has room for one package. For a detailed list of options check our catalog or go online to www.mn-net.com.

www.mn-net.com

MACHEREY-NAGEL



AO44998/05:40.3



Management
System
EN ISO 13485:2016
ISO 9001:2015



www.tuv.com
ID: 0000056401

MACHEREY-NAGEL GmbH & Co. KG · Valencienner Str. 11 · 52355 Düren · Deutschland

DE +49 24 21 969-0 info@mn-net.com

CH +41 62 388 55 00 sales-ch@mn-net.com

FR +33 388 68 22 68 sales-fr@mn-net.com

US +1 888 321 62 24 sales-us@mn-net.com