

MACHEREY-NAGEL
VISOCOLOR® School

Water Analysis



- Handbuch
- Manual

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

MACHEREY-NAGEL

www.mn-net.com



INHALTSVERZEICHNIS

1. Einleitung	4
2. Allgemeine Hinweise	5
2.1 Nachfüllpackung und Ersatzteile	5
2.2 Ergänzende Testpapiere	5
2.3 Erklärungen der Symbole	5
3. Testdurchführung	6
3.1 Kolorimetrische Methoden	6
3.2 Titrimetrische Methoden	6
3.3 Entsorgung	6
4. Ammonium	7
5. Gesamthärte	10
6. Nitrat	14
7. Nitrit	17
8. Phosphat	20
9. pH-Wert	23

CONTENTS

1. Introduction	28
2. General information	29
2.1 Refill pack and accessories	29
2.2 Additional test papers	29
2.3 Explanation of symbols	29
3. Testing procedure	30
3.1 Colorimetric methods	30
3.2 Titrimetric methods	30
3.3 Disposal	30
4. Ammonium	31
5. Total hardness	34
6. Nitrate	37
7. Nitrite	40
8. Phosphate	43
9. pH value	46

1. Einleitung

Die Ursprünge der Wasseruntersuchung gehen bis auf frühe Naturforscher des 16. bis 18. Jahrhunderts zurück – u. a. auf den Arzt Paracelsus, den englischen Chemiker Robert Boyle und auch den deutschen Arzt Friedrich Hoffmann (bekannt durch „Hoffmanns-Tropfen“). Sie beschrieben erste Fällungs- und Farbreaktionen zur Erkennung von in Wasser gelösten Stoffen. Bereits um 1800 kamen die ersten tragbaren Wasserlabore auf den Markt – u. a. von dem durch Goethe geförderten Jenaer Chemieprofessor Götting als „Chemisches Probierkabinett“. Einen ersten großen Aufschwung erlebte die Wasseranalytik im 19. Jahrhundert durch die Entwicklung titrimetrischer und kolorimetrischer Verfahren und durch die Tätigkeit des bis heute bekannten Carl Remigius Fresenius in seinem 1848 in Wiesbaden gegründeten Chemischen Laboratorium.

In der zweiten Hälfte des 20. Jahrhunderts erhielt die Umweltanalytik und damit die Wasseranalytik wegen der fortschreitenden Umweltverschmutzung eine zunehmende Bedeutung. Trotz der Fortschritte in der instrumentellen Analytik behielten titrimetrische und photometrische 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. So können auch Wasserinhaltsstoffe mit niedrigen Grenzwerten noch ausreichend genau erfasst werden.

Als grundlegende Parameter für eine erste Bewertung von Wasserproben gelten der pH-Wert und die Gesamthärte und im Hinblick auf mögliche Verunreinigungen Nitrat- und Nitrit- sowie Ammonium- und Phosphatgehalte.

2. Allgemeine Hinweise

2.1 Nachfüllpackung und Ersatzteile

Bezeichnung	REF
Nachfüllpackung für den VISOCOLOR® School Analysenkoffer mit allen erforderlichen Reagenzien für Ammonium, Gesamthärte, Nitrat, Nitrit, Phosphat und pH	933200
Farbkarte für den VISOCOLOR® School Analysenkoffer	933300
Messgläser mit Schraubverschluss, 10 Stück	931151
Schiebekomparator, 2 Stück	931152
Titration Gefäß 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 VISOCOLOR® School Analysenkoffer	933150

*Download es / fr
www.mn-net.com/VISOSchool*

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. Ascorbinsäure, 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*[®] School Testbestecken setzen keine besonderen Vorkenntnisse voraus und sind hervorragend für die Schule 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.

Alle *VISOCOLOR*[®] School Reagenzien sind gemäß GUV-SR 2004 im Schulunterricht zugelassen.

3.1 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*[®] School 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.

3.2 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 zugegeben (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.

Bei dem *VISOCOLOR*[®] School Titrationsbesteck gibt man aus einer Tropfflasche solange tropfenweise Titrationslösung zu genau 5 mL Probelösung, bis der zuvor zugefügte Indikator umschlägt. Die Anzahl der Tropfen der bis zum Farbumschlag des Indikators verbrauchten Titrationslösung entspricht dem Gehalt an gesuchter Substanz in der Wasserprobe.

3.3 Entsorgung

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

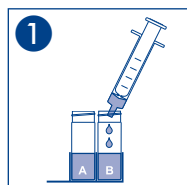
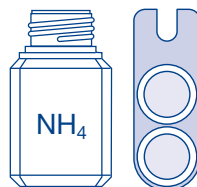
4. Ammonium

Messbereich

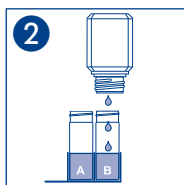
0,2–3 mg/L NH_4^+

Testdurchführung

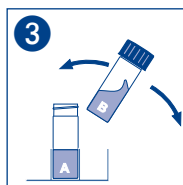
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **10 Tropfen NH_4 -1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **1 gestrichenen Messlöffel NH_4 -2** zugeben.
- 5 Glas 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.



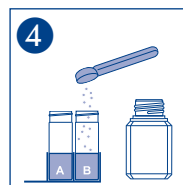
2 x 5 mL Probe



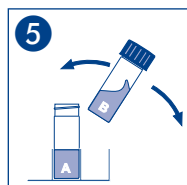
10 Tropfen NH_4 -1



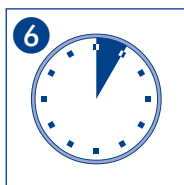
Schütteln



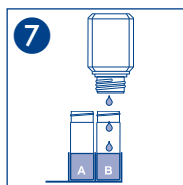
1 gestrich. NH_4 -2



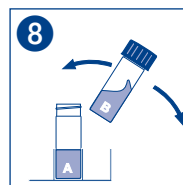
Schütteln



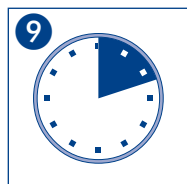
5'00 min



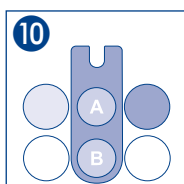
4 Tropfen NH_4 -3



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

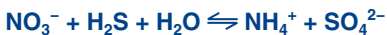
Ammoniak entsteht in der Natur durch die Tätigkeit von Vulkanen und durch elektrische Entladungen in den höheren Schichten der Atmosphäre – aus Stickstoff und Wasserdampf. Weiterhin wird Ammoniak bei *Fäulnisvorgängen* gebildet, d.h. auf dem Wege der *Mineralisierung* stickstoffhaltiger pflanzlicher 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. Harnstoff wird z. B. in Ammoniak und Kohlenstoffdioxid bzw. in Ammonium- und Hydrogencarbonat-Ionen zersetzt:



Sonderfälle mit Gehalten bis zu 1 mg/L bilden Moorwässer und auch spezielle Grundwässer mit hohen Eisen- und Mangangehalten (Norddeutsche Tiefebene), in denen der unter Druck aus Eisensulfid und Kohlenstoffdioxid im Erdboden entstandene Schwefelwasserstoff Nitrat zu Ammoniak reduziert:



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 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).

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

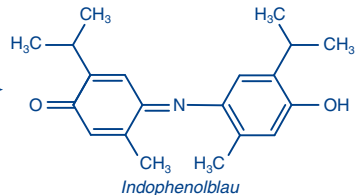
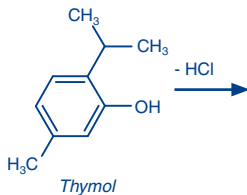
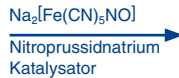
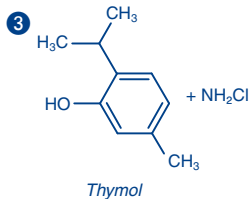
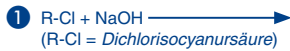


Dieser Vorgang stellt einerseits einen wichtigen Teil der Selbstreinigung dar, kann aber andererseits infolge der Sauerstoffzehrung zu einem Fischsterben führen. Auf dem Weg der sogenannten Nitrifikation werden Ammoniumsalze über das Nitrit in Nitrat umgewandelt, woraus die höheren Pflanzen in ihren Wurzeln und Blättern in komplexen Schritten der Biosynthese die lebensnotwendigen Eiweißstoffe gewinnen. In biologischen Kläranlagen spielt die Überwachung der Stickstoffparameter Ammonium, Nitrat und Nitrit daher eine wichtige Rolle, da hier die Vorgänge der Nitrifikation als wichtigster Reinigungsschritt ablaufen. Die Konzentration an Ammonium im Kläranlagenzulauf bestimmt den Bedarf an Sauerstoff. Im Ablauf des Nitrifikationsbeckens gibt der Restgehalt an Ammonium Auskunft über die Wirksamkeit der Anlage.

Reaktionsgrundlage

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

Reaktionsgleichung



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.

Gefahrenhinweise

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

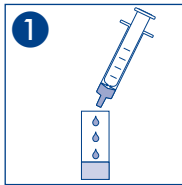
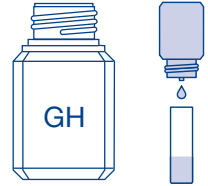
5. Gesamthärte

Messbereich

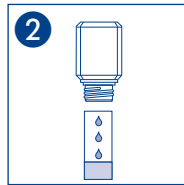
1 Tropfen \triangleq 1 °d \triangleq 17,8 mg/L CaCO₃

Testdurchführung

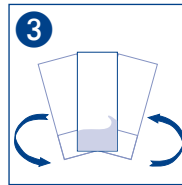
- 1 Probegefäß mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden.
- 2 **2 Tropfen GH-1** zugeben.
- 3 Durch Umschwenken vermischen. Die Wasserprobe färbt sich **rot**. Bei Grünfärbung sind keine Härtebildner vorhanden.
- 4 Tropfflasche **GH-2** genau senkrecht halten und Reagenz tropfenweise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



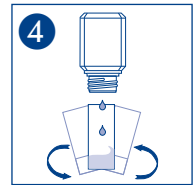
5 mL Probe



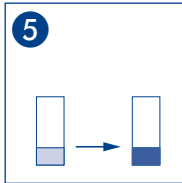
2 Tropfen GH-1



Umschwenken



1 Tropfen GH-2 bis Farbumschlag



1 Tropfen \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 aus – als *Kesselstein*:



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 *Sulfat-Härte* dar.

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

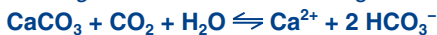
Mittel hart: 8 bis 11 °d

Ziemlich hart: 12 bis 17 °d

Hart: 18 bis 30 °d

Sehr hart: mehr als 30 °d

Wir finden in fast allen natürlichen und unbelasteten Gewässern Calcium- und Magnesium-Ionen, die aus Gesteinen wie Dolomit, Marmor, Kalkstein, Kreide oder Gips durch Kohlenstoffdioxid („Kohlensäure“) als Hydrogencarbonate (bzw. als Sulfat aus Gips) geochemisch bedingt in Lösung gebracht werden. Im Einzugsgebiet solcher Gesteine (z.B. der Schwäbischen Alb) weisen die Wässer daher hohe Härtegrade bis mehr als 30 °d auf. Wässer aus Buntsandsteingebieten enthalten dagegen nur geringe Mengen an Härtebildnern. Infolge der *Kohlensäure-Assimilation* (aufgrund der Fotosynthese) können in planktonreichen Gewässern sogenannte *biogene Entkalkungen* und damit hohe Härtegrade auftreten. Es gilt das Gleichgewicht (s. o.):



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. Eine gewisse Härte ist im *Trinkwasser* aus zwei Gründen erwünscht. Zum einen bildet sich eine Schutzschicht von Calciumcarbonat in den Rohrleitungen, so dass das Metall nicht mehr direkt von freier, sogenannter aggressiver Kohlensäure angegriffen werden kann. Zum anderen ist auch im Hinblick auf den Mineralstoff-

bedarf des Menschen eine Konzentration von 20 bis 60 mg/L an Calcium günstig. Jedoch sollten Werte von 280 mg/L an Calcium bzw. 125 mg/L an Magnesium nicht überschritten werden. Hartes Wasser schmeckt frischer als weiches oder sogar „reines“ destilliertes Wasser. Mit Trinkwasser, das mittlere Härtegrade aufweist, kann man etwa 10 % des täglichen Calciumbedarfs decken. Hohe Härtegrade führen andererseits zu erheblichen geschmacklichen Veränderungen im Kaffee und Tee.

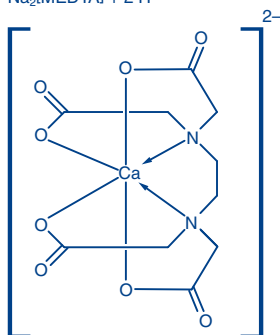
Als *Carbonathärte* (siehe pH-Wert, Seite 23; Synonym für Säurebindungsvermögen SBV) bezeichnet man den Anteil an Erdalkali-Ionen, der in Form von Hydrogencarbonaten bzw. Carbonaten vorliegt. In der Regel ist ein Teil der Calcium- und Magnesiumsalze als Sulfate gelöst, so dass die Carbonathärte niedriger 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. 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 Komplexbildung der Härtebildner umschlägt (Reaktionsgrundlage analog zu DIN 38406-3 E3).

Reaktionsgleichung



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

Gefahrenhinweise

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

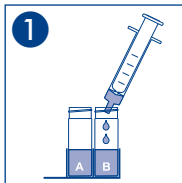
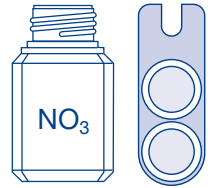
6. Nitrat

Messbereich

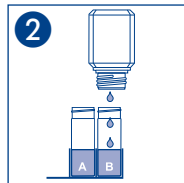
1 – 90 mg/L NO_3^-

Testdurchführung

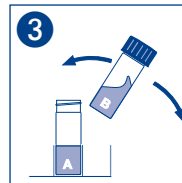
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **5 Tropfen NO_3^-1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **1 gestrichenen Messlöffel NO_3^-2** zugeben.
- 5 Glas 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.



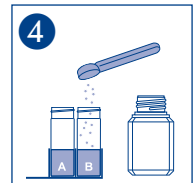
2 x 5 mL Probe



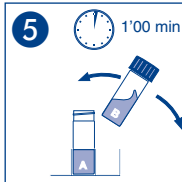
5 Tropfen NO_3^-1



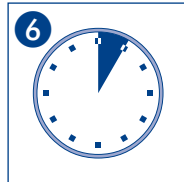
Schütteln



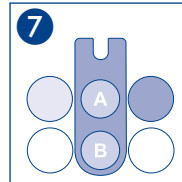
1 gestrich. NO_3^-2



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

Natriumnitrat ist das wichtigste in der Natur vorkommende Nitrat. Seine Hauptvorkommen befinden sich in den regenarmen Gebieten des nördlichen Chile; es wird daher auch allgemein *Chilesalpeter* genannt. Weitere kleinere Vorkommen sind in Ägypten, Kolumbien und in Kalifornien bekannt. Als Auswitterungsprodukt auf kalireichen Böden kommt auch das Kaliumnitrat in Indien, China und Ägypten vor. Die Bildung der Nitrate ist vor allem auf die Umwandlung von Eiweißstoffen (z. B. aus abgestorbenen Meeresalgen beim Natriumnitrat) durch Mikroorganismen infolge der mikrobiellen Ni-

trifikation zu erklären. Ein spezielles Vorkommen stellt das Calciumnitrat als sogenannter Mauersalpeter dar. Aus faulenden Eiweißstoffen entsteht über das zunächst gebildete Ammoniak durch die oxidierende Tätigkeit von Bakterien Salpetersäure, die sich mit dem Kalk der Mauern zum Calciumnitrat umsetzt. Eine Gruppe von Pflanzen, die Nitrate im Boden anzeigen und diese teilweise besonders gut speichern können, werden als Nitratpflanzen (nitrophile oder Salpeterpflanzen) bezeichnet. Nitratanzeigende Pflanzen sind beispielsweise das Weidenröschen, die Brennnessel, Bärenklau und Wiesenkerbel, die in geschlossenen Massenbeständen auf Überschwemmungsböden und Kulturböden mit viel Nitrat auftreten können. Im Hinblick auf die menschliche Ernährung sind insbesondere einige stark nitrathaltige Gemüsesorten wie Spinat, Sojabohnen, Mangold, Rote Bete, Radieschen zu nennen. Nitrate selbst sind für Tier und Mensch relativ ungiftig. Die Gefahren durch Nitrate entstehen dadurch, dass sie im Körper, im Magen-Darm-Trakt (und auch bereits im Speichel) durch Bakterien wenigstens teilweise zu Nitriten umgewandelt werden (siehe Nitrit, Seite 17).

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.

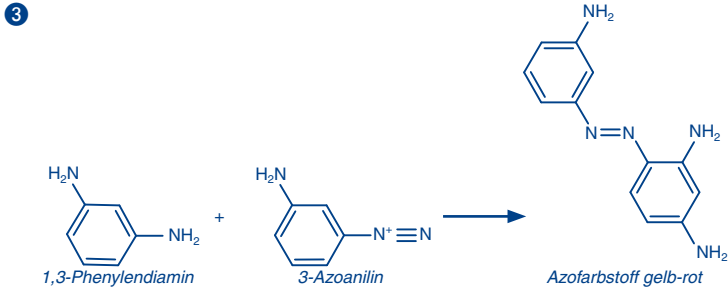
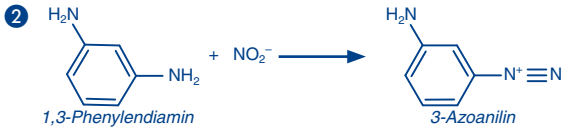
In verunreinigten, belasteten Gewässern können Nitratgehalte von 50 bis 150 mg/L und mehr auftreten. Lassen sich hohe Nitrat-Konzentrationen nicht geologisch auf Salpeterlagerstätten (vor allem bei Anwesenheit im Grundwasser) zurückführen, so liegt immer eine Verschmutzung vor.

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 biologische Kläranlagen für den Ablauf. 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.

Reaktionsgleichung



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.

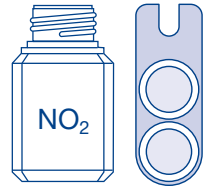
Umrechnungstabelle

mg/L NO_3^-	mg/L $\text{NO}_3\text{-N}$ (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

Gefahrenhinweise

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

7. Nitrit

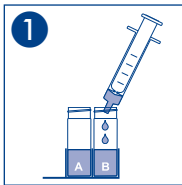


Messbereich

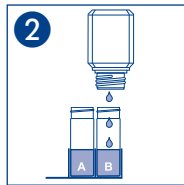
0,02–0,5 mg/L NO_2^-

Testdurchführung

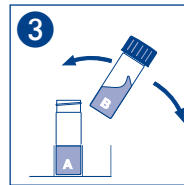
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **4 Tropfen NO_2-1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **1 gestrichenen Messlöffel NO_2-2** zugeben.
- 5 Glas 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.



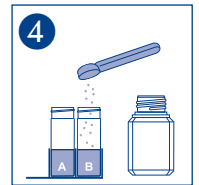
2 x 5 mL Probe



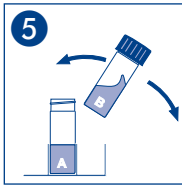
4 Tropfen NO_2-1



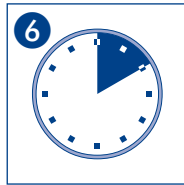
Schütteln



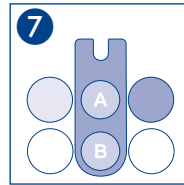
1 gestrichener Messlöffel NO_2-2



Schütteln



10'00 min



Messung

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

Hintergrundinformationen

Beim Erwachsenen erfolgt die wesentliche Umwandlung von Nitrat in Nitrit im Dünndarm, beim Säugling jedoch bereits im Magen, da bei ihm die Magensäure-Produktion noch nicht voll entwickelt ist. Die Magensäure verhindert u. a. eine Besiedlung des Dünndarmes mit nitratreduzierenden Bakterien. In Blut oxidiert Nitrit das Hämoglobin, dass für den Sauerstofftransport verantwortlich ist. Vor allem bei Kleinkindern können lebensbedrohende Zustände mit akuter Erstickungsgefahr (Säuglingsblausucht = Met-hämoglobinämie) auftreten.

Nitrit wird als Zwischenprodukt bei der Oxidation von Ammonium-Ionen (s. unter Ammoniak) 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.

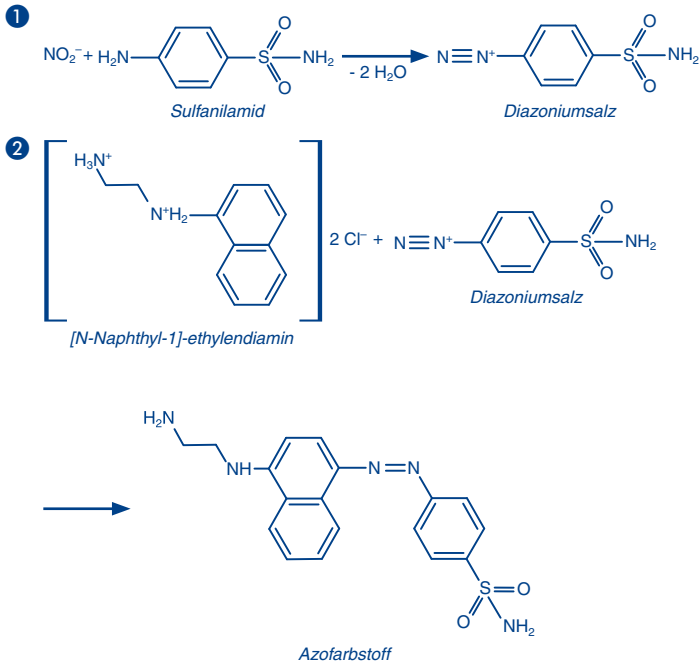
In Grund- und Oberflächenwässern ist die Konzentration an Nitrit-Ionen gering. Abwässer können höhere Nitritgehalte aufweisen, die entweder auf industrielle Abwässer aus der Metallindustrie, der chemischen Industrie oder auch auf fäkale Verunreinigungen zurückzuführen sind. Eine Entstehungsquelle für Nitrit aus Nitrat bilden auch verzinkte Eisenrohre von Haushaltsinstallationen. Konzentrationen bis 1 mg/L werden noch als ungefährlich eingestuft.

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 kuppelt.

Reaktionsgleichung



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

Gefahrenhinweise

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

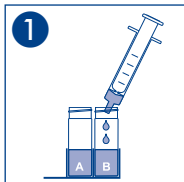
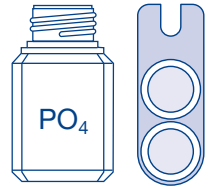
8. Phosphat

Messbereich

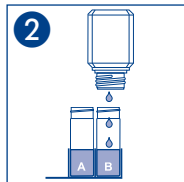
0,6 – 15 mg/L PO_4^{3-}

Testdurchführung

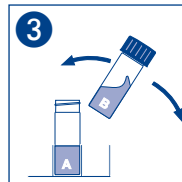
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **6 Tropfen $\text{PO}_4\text{-1}$** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 **6 Tropfen $\text{PO}_4\text{-2}$** zugeben.
- 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.



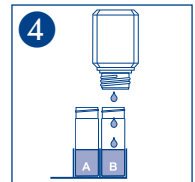
2 x 5 mL Probe



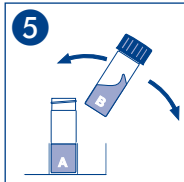
6 Tropfen $\text{PO}_4\text{-1}$



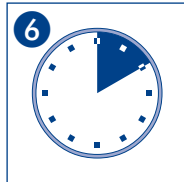
Schütteln



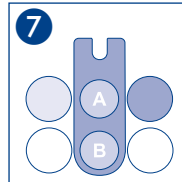
6 Tropfen $\text{PO}_4\text{-2}$



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. Manche Böden sind in der Lage, Phosphate zu absorbieren, so dass in verschmutzten, aber tieferen Grundwässern manchmal auch normale Gehalte ermittelt werden. Außerdem werden geologisch bedingte hohe Phosphatkonzentrationen registriert; diese sind jedoch konstant (bis zu 7 mg/L), während bei einer Verunreinigung die Konzentration in zeitlicher Abhängigkeit stark schwankt.

Für Rohrnetze ist bei aggressiven Wässern das Phosphat zur Ausbildung einer Schutzschicht von Bedeutung; jedoch genügen hierfür Konzentrationen von mindestens 0,1 mg/L (bis etwa 1 mg/L). In Kühl- und Kesselspeisewasser verhindern genau dosierte Phosphatzusätze die Kesselsteinbildung – sie binden Calcium-Ionen. In der Trinkwasserverordnung von 2001 ist kein Grenzwert für Phosphat mehr angegeben. 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.

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.

Für den Menschen spielt Phosphat eine wichtige Rolle im Knochenaufbau und Energiestoffwechsel. In Trinkwasser sollte Phosphat jedoch kaum 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).

Reaktionsgleichung



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

Gefahrenhinweise

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

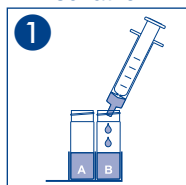
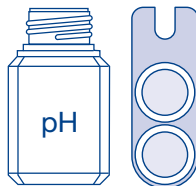
9. pH-Wert

Messbereich

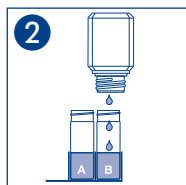
pH 4,0–9,0

Testdurchführung

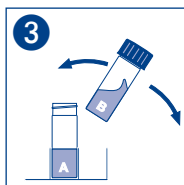
- 1 Beide Messgläser mit **5 mL Wasserprobe** füllen. Kunststoffspritze verwenden. 1 Messglas in Position A des Komparators einsetzen. Reagenzienzugabe **nur in Messglas B!**
- 2 **4 Tropfen pH-1** zugeben.
- 3 Glas verschließen, schütteln.
- 4 Glas öffnen und in die Position B des Komparators einsetzen.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



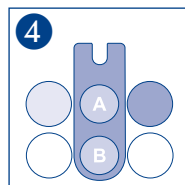
2 x 5 mL Probe



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 auch nicht in Spuren andere Stoffe gelöst enthält, ist bei Zimmertemperatur in geringem Maße in hydratisierte Wasserstoff-Ionen – als 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 ein Salz wie das Kochsalz (Natriumchlorid NaCl) im Wasser gelöst, so ändert sich der pH-Wert nicht (oder kaum), da keine neuen Wasserstoff-Ionen entstehen und auch nicht verbraucht, d. h. nicht gebunden werden. Kochsalz zerfällt im Wasser in Natrium- und Chlorid-Ionen. Das Wasser wird daher auch nach dem Lösen von Kochsalz als neutral bezeichnet. Wird nun 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.

Schwache Säuren wie die Essigsäure sind im Wasser nicht vollständig in ihre Ionen gespalten. Sie werden bei gleicher molarer Konzentration (bezogen auf den Wasserstoff im Molekül) den pH-Wert weniger stark erniedrigen als starke Säuren – wie die Salz- oder auch Schwefelsäure. Bei den Laugen bzw. Basen spielen sich die Vorgänge dann in der anderen Richtung ab, wobei das Hydroxid-Ion frei wird, die Wasserstoff-Ionen-Konzentration deshalb sinkt und der pH-Wert über 7 ansteigt.

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 Atemluft stets etwas Kohlenstoffdioxid gelöst enthält, liegt daher immer unter 7. Die Lösung reagiert 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 – eine Pufferwirkung haben. Die sogenannte Pufferkapazität von natürlichem Wasser wird somit vorwiegend durch den Gehalt an gelösten Kohlenstoffdioxid, Hydrogencarbonaten und Carbonaten bestimmt (s. auch Gesamthärte, Seite 10).



(Zum Säurebindungsvermögen SBV siehe Gesamthärte, Seite 10)

Löst man Ammoniumchlorid in Wasser, so tritt folgende Reaktion zwischen Ammonium-Ionen und Wassermolekülen ein:



Das Ammonium-Ion gibt ein Wasserstoff-Ion an das Wasser ab, es entsteht ein Oxonium-Ion, der pH-Wert sinkt, die Lösung reagiert sauer. Sowohl die Kohlensäure (aus Kohlenstoffdioxid im Wasser) als auch Ammoniak stellen eine schwache Säure bzw. schwache Base dar. Daher reagieren Salze mit entweder starker Base (Natriumhydroxid = Natronlauge beim Natriumcarbonat) bzw. starker Säure (Salzsäure beim Ammoniumchlorid) nicht neutral sondern entweder basisch (schwache Säure im Salz) bzw. sauer (schwache Base im Salz). Die Reaktion mit Wasser nennt man *Hydrolyse*.

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. Beginnt man mit einer verdünnten Salzsäure (Konzentration 1,0 mol/L = 36,5 g/L = 3,65 %) mit dem pH = 0, so lässt sich für Säuren und Basen sowie Produkte des Alltags folgende pH-Skala aufstellen:

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. Auch Kanalisationsrohre, sowohl Eisen- als auch Betonrohre, werden bei pH-Werten unter 5 und über 10 stark angegriffen.

Nicht nur Säuren (z. B. aus den Niederschlägen als Salpeter-, Schwefel- und Salzsäure) im sauren Regen oder auch aus Böden und nicht nur Basen (wie Ammoniak aus der Zersetzung organischer Stoffe oder Natronlauge aus Industrieabwässern) erniedrigen bzw. erhöhen den pH-Wert im Wasser. Auch Salze aus schwachen Säuren und starken Basen (wie Natriumcarbonat – s. o.) bzw. aus schwachen Basen und starken Säuren (wie Calciumchlorid) ergeben durch die bereits beschriebene Hydrolyse, also durch die Reaktion mit den Molekülen des Wassers, eine pH-Verschiebung nach oben bzw. nach unten: Calcium- und Magnesiumchlorid erniedrigen den pH-Wert; sie ergeben eine saure Reaktion ebenso wie Eisen- und Aluminiumsalze der Schwefel-

Salz- und Salpetersäure, die aus den Abwässern von Metallwerken stammen können. Carbonate des Natriums, Kaliums und Magnesiums sowie Calciums reagieren basisch; sie können aus Gesteinen oder aus häuslichen Abwässern stammen. Normale Wässer haben pH-Werte um etwa 6,7 bis 7,5. Abweichungen vom pH 7 werden hauptsächlich durch das Kohlenstoffdioxid, wie beschrieben, verursacht. In gebundener Form, als Carbonate, erhöht Kohlenstoffdioxid den pH-Wert, in freier Form, als Kohlensäure, erniedrigt sie ihn. Auch Moorwässer weisen saure pH-Werte aufgrund organischer Säuren auf. Häusliche Abwässer reagieren meist neutral bis leicht alkalisch, gewerbliche Abwässer meist sauer, wie z. B. die Abfallbeizen aus der Eisenverarbeitung. Liegt der pH-Wert unter 5, so wird Beton geschädigt. Bereits bei pH 5,5 kommt die biologische Reinigungsstufe in einer Kläranlage zum Erliegen. Bei pH 6 wird die biologische Reinigung ebenso beeinträchtigt wie bei pH 8. Unser Trinkwasser sollte einen pH-Wert zwischen 6,5 und 8,5 (nach der Trinkwasserverordnung maximal 9,5) aufweisen.

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.

Gefahrenhinweise

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

1. Introduction

The origin of water analysis dates back to the 16th to 18th century – among others to the physician Paracelsus, the English chemist Robert Boyle and the German physician Friedrich Hoffmann (noted for “Hoffmann’s anodyne”). They described the first precipitation and color reactions to detect dissolved substances in water. Around 1800 already, the first portable water analysis laboratories were introduced into the market – e.g. by the chemistry professor Johann F. A. Götting, who was actually supported by Johann W. Goethe, as “chemical trial closet”. Water analysis experienced an initial significant rise in the 19th century because of the development of titrimetric and colorimetric methods and due to the activities of still famous Carl Remigius Fresenius in his chemical laboratories in Germany, which were founded in 1848.

In the second half of the 20th century, environmental analysis and therefore also water analysis gained more and more importance due to increasing pollution. In spite of improvements in instrumental analytics, titrimetric and colorimetric analysis methods retained their significance in the laboratory and especially as mobile analysis methods at the point of interest. By now, these methods are standardized (according to DIN-, EN-, and ISO norms) and thus officially accepted. They are used for test strips as well as for colorimetric or photometric analysis and the necessary equipment is packed into portable reagent cases. Today, special reagents enable to specifically determine substances using colored compounds whose color intensity increases together with the concentration.

Water analysis test kits are based both on colorimetric and titrimetric methods. Titrimetrically the concentration is determined by using plastic pipets or by counting drops from drop bottles. Colorimetrically, the colors develop after adding reagents to the vessel containing the sample and are then compared to standardized colors, thus determining the respective concentration. For color comparison, either color scales or disks are used. Using the principle of color comparison (in so called comparators), pre-colored water samples can be analyzed as well. In this case, the comparator includes a water sample without reagent and one water sample with reagents and the respective (color) dye. The color scale includes two rows of colors, one representing the different concentrations and one being white or including a base color. To determine the concentration, the comparator is moved along the color scale, until both colors match. The length of the sample container (= optical path length in photometry) determines the sensitivity of the test. Thus, low concentrations of substances in water samples can be determined with sufficient accuracy.

The fundamental parameters for initially evaluating a water body are the pH value, total hardness and, with regards to possible contaminations, the nitrate, nitrite, ammonium and phosphate content.

2. General information

2.1 Refill pack and accessories

Description	REF
Refill pack for <i>VISOCOLOR</i> [®] School reagent case including all necessary reagents for ammonium, total hardness, nitrate, nitrite, phosphate and pH	933200
Color chart for <i>VISOCOLOR</i> [®] School reagent case	933300
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> [®] School reagent case	933150

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

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*[®] School test kits don't require any previous knowledge and are suited ideally for schools, students and teachers. Both colorimetric and titrimetric methods are used. Results can be read directly in mg/L or ppm (parts per million, mg/L \triangleq ppm). Generally accepted exemptions are various degrees of hardness (e.g. °e for english hardness or mmol/L).

All *VISOCOLOR*[®] School reagents are approved to be used in schools in Germany according to GUV-SR 2004.

3.1 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*[®] School 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.

3.2 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*[®] School 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 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.

3.3 Disposal

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

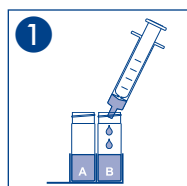
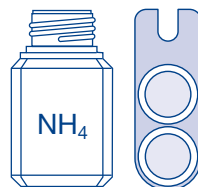
4. Ammonium

Measuring range

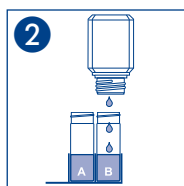
0.2–3 mg/L NH_4^+

Test instructions

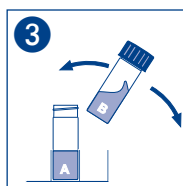
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **10 drops of NH_4 -1**.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **1 level measuring spoonful of 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.



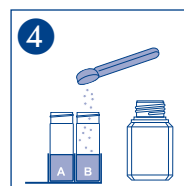
2 x 5 mL sample



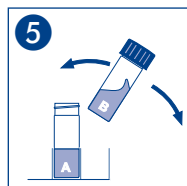
10 drops NH_4 -1



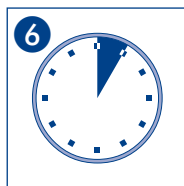
Mix



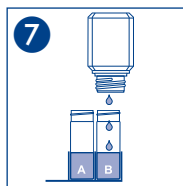
1 spoon NH_4 -2



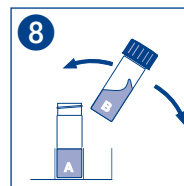
Mix



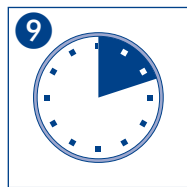
5'00 min



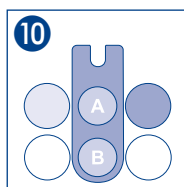
4 drops NH_4 -3



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. Urea for example is decomposed to ammonia and carbon dioxide or to ammonium and hydrogen carbonate ions, respectively:



An exception are marsh water or special ground water with high iron and manganese content, in which iron sulfide and carbon dioxide form hydrogen sulfide under pressure in the earth, which then reduces nitrate to ammonia.



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



At pH 6, the balance is almost exclusively 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).

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



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. In biological waste water treatment facilities, monitoring the nitrogen compounds ammonium, nitrate and nitrite plays a critical part, the reason is that here the nitrification steps are the most important aspect of the cleaning process.

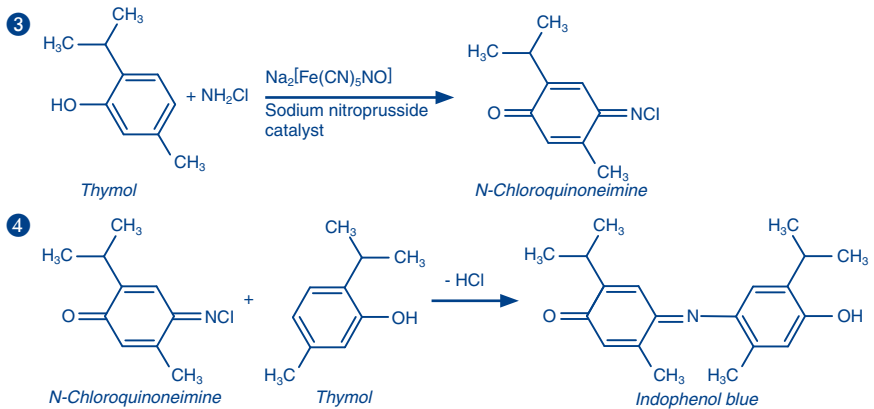
ture. The ammonium concentration in the waste water inflow determines the oxygen demand. The residual ammonium content in the waste water outflow provides information on the facility's effectiveness.

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.

Reaction equation

- 1 $R-Cl + NaOH \longrightarrow NaOCl + RH$
(R-Cl = Dichloroisocyanuric acid)
Sodium hypochlorite
- 2 $NH_3 + NaOCl \longrightarrow NaOH + NH_2Cl$
Monochloramine



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.

Hazard warning

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

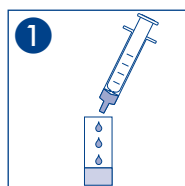
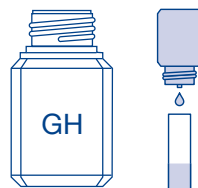
5. Total hardness

Measuring range

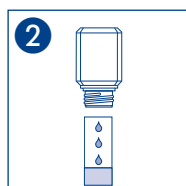
1 drop \triangleq 1.3 °e \triangleq 17.8 mg/L CaCO₃

Test instructions

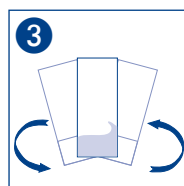
- 1 Fill a **5 mL water sample** into the plastic tube using the plastic syringe.
- 2 Add **2 drops of GH-1**.
- 3 Shake gently to mix the contents. The water sample turns **red**. If the water sample turns green, this means that there are no hardness-producing substances.
- 4 Hold the dropping bottle **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).



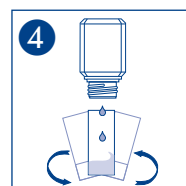
5 mL sample



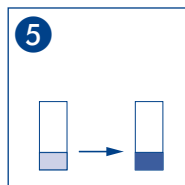
2 drops GH-1



Shake gently



1 drop GH-2 until coloration



1 drop \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*:

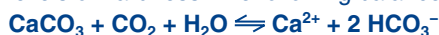


Therefore, the water hardness caused by hydrogen carbonates is often referred to as temporary hardness. The salts of other acids (such as hydrochloric or sulfuric acid) remain in solution even when the water is heated. Such hardness is called *permanent hardness* or *sulfate-hardness*.

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

Calcium and magnesium ions can be found in almost all natural and unpolluted water bodies. In geochemical processes, carbon dioxide removes hydrogen carbonates from rocks such as dolomite, marble, chalkstone or plaster as hydrogen carbonates (or sulfate from plaster), dissolving it in the water. The water within the catchment area of such rock may have high amounts of hardness, sometimes above 540 mg/L CaCO₃ (more than 37.5 °e). Water from new sandstone areas in contrast contain only small amounts of hardness components. Because of carbon fixation (due to photosynthesis) so called biogenic decalcification may occur in plankton rich water, thus creating high levels of hardness. The following balance applies:



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. A certain amount of hardness is desired in drinking water because of two reasons. First, calcium carbonate forms a protective coat inside the plumbing, so that the metal cannot be affected by free, so called aggressive carbon dioxide. Secondly, with respect to the human mineral requirements, an amount of 20 to 60 mg/L calcium is favorable. However, values above 280 mg/L calcium and 125 mg/L magnesium respectively should not be exceeded. Hard water has a fresher taste than soft or even “pure” distilled water. Drinking water of medium hardness levels may cover 10 % of the daily calcium requirement. Conversely, high levels of hardness lead to significant differences in the taste of coffee and tea.

Carbonate hardness (see pH value, page 46; 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. Very high total hardness together with high alkalinity-values are found in the famous chalk streams in the UK,

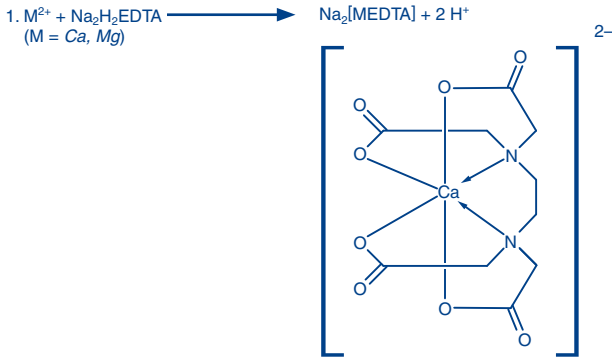
which are among the best salmonid fishing grounds in the world. In rather acidic water with little calcium carbonate, the fish stock is generally low.

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).

Reaction equation



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

Hazard warnings

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

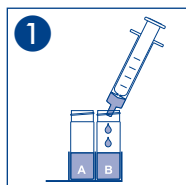
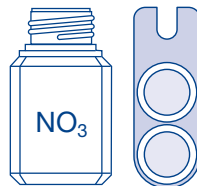
6. Nitrate

Measuring range

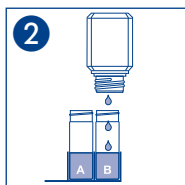
1 – 90 mg/L NO_3^-

Test instructions

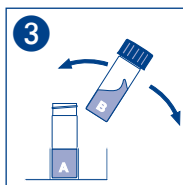
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **5 drops** of NO_3^- -1.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **1 level measuring spoonful** 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.



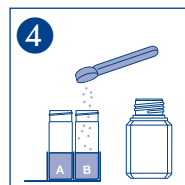
2 x 5 mL sample



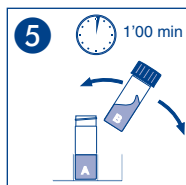
5 drops NO_3^- -1



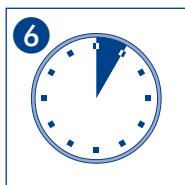
Mix



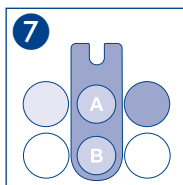
1 spoonful NO_3^- -2



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

Sodium nitrate is the most important, naturally present nitrate. The main deposit is in the dry areas of northern Chile. Therefore, it is sometimes referred to as *Chile salt-peter*. Additional small deposits are known in Egypt, Colombia and California. Due to weathering of potassium rich soils, potassium nitrate mainly occurs in India, China and Egypt. Formation of nitrates can be explained mainly due to the conversion of proteins (e.g. from dead sea algae in the case of sodium nitrate) as a result from microbial nitrification. A special formation is calcium nitrate (e.g. saltpeter from masonry). From decomposing proteins, bacteria form in oxidizing processes first ammonia and then nitric acid. Nitric acid then forms together with the calcium carbonate within the

masonry calcium nitrate. A group of plants that indicate nitrate in soil and, to some extent, can store nitrate very well are called nitrate plants (nitrophilous). Examples for nitrophilous plants are willowherbs, nettles, hogweeds and cow parsley, which occur in large populations in wet lands or tilled soil with high nitrate content.

Some plants for human consumption also have a high nitrate content, e.g. spinach, soybeans, chard, beetroot and radish. Nitrate itself is rather non-toxic for humans and animals alike. The danger posed by nitrates develops in the human body, specifically in the digestive system (in saliva already); where bacteria can form nitrites from nitrate (see Nitrite, page 40).

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.

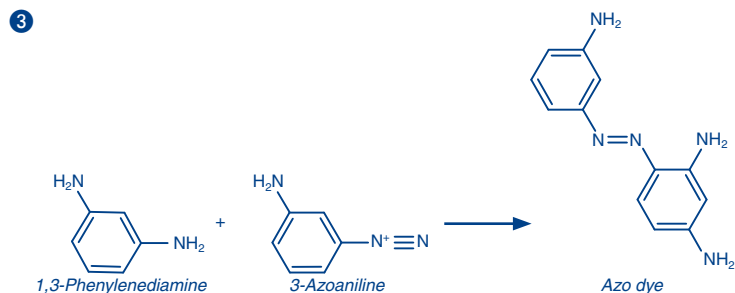
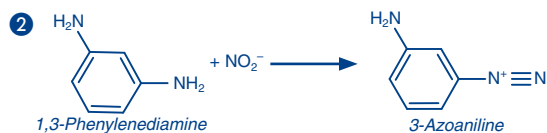
In polluted water bodies, nitrate contents can range from 50 to 150 mg/L, even higher values are possible. If such high nitrate contents cannot be traced back to geological saltpeter deposits (especially when concentrations in ground water are high), a contamination is always at hand.

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. In drinking water, 50 mg/L nitrate are set as the limit by WHO, European Union and the German water authorities alike.

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.

Reaction equation



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 NO ₃ -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

Hazard warnings

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

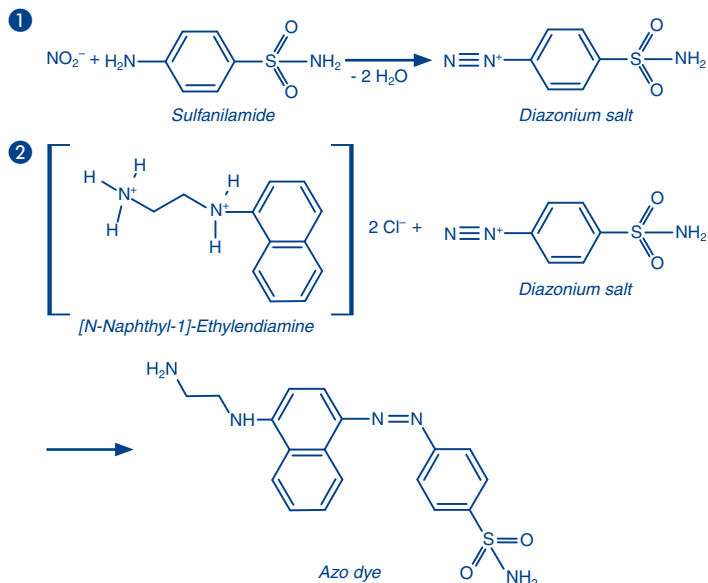
The nitrite ion concentration in ground and surface water is low. Waste water can contain higher amounts of nitrite, which may be caused either by industrial waste water from the metal or chemical industry, or due to the contamination with feces. Another source of nitrite from nitrate may be zinc-plated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

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.

Reaction equation



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

Hazard warnings

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

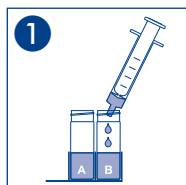
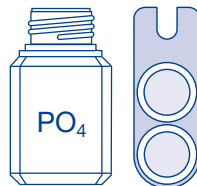
8. Phosphate

Measuring range

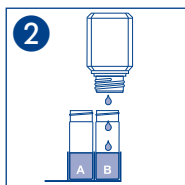
0.6 – 15 mg/L PO_4^{3-}

Test instructions

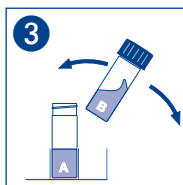
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagents to measuring glass B**.
- 2 Add **6 drops of PO_4 -1**.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Add **6 drops of PO_4 -2**.
- 5 Seal 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.



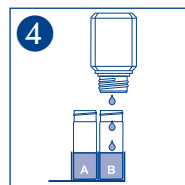
2 x 5 mL sample



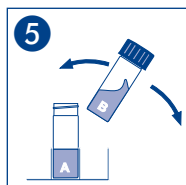
6 PO_4 -1



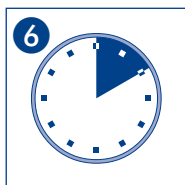
Mix



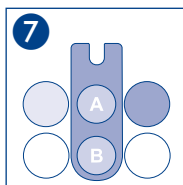
6 PO_4 -2



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. Some soils are capable of absorbing phosphate, so contaminated and deep running ground water may exhibit normal amounts as well. Moreover, high phosphate concentrations may have a geological cause, but would then be on a constant level (up to 7 mg/L). In case of a contamination, the phosphate concentration fluctuates strongly over time.

For plumbing and pipe systems used for aggressive water, phosphate is important in creating a protective layer, however, concentrations of at least 0.1 mg/L (up to about 1 mg/L) are sufficient. In cooling and boiler feed water, exactly dosed phosphate additions prevent boiler scale, as they link to calcium ions.

The German drinking water regulation from 2001 does not define a limit for phosphate anymore. Increased phosphate levels in water bodies lead to eutrophication (over-fertilization), which means an intensified growth of aquatic plants, especially algae, as a result from the large nutrient supply. Due to excessive bacterial decomposition of dead algae, this process, also known as water-bloom, leads to an increase in oxygen consumption. If as a result anaerobic conditions occur, hydrogen sulfide may be released. With regards to elemental phosphorous, there is a distinction between inorganic phosphorous (phosphate and hydrogenphosphate ions and polyphosphates) and organically bound phosphorous, which is only released after digestion (decomposition) of the organic material.

For humans, phosphate plays an important role in bone development and energy metabolism. In drinking water high phosphate concentrations are undesirable though, as they can lead to digestive disorder.

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).

Reaction equation



Interferences

Larger amounts of oxidizing reagents inhibit formation of the blue color complex and have to be destroyed. H₂S 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 PO ₄ -P (Phosphate-phosphorous)	mg/L P ₂ O 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

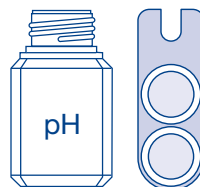
Hazard warnings

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

9. pH value

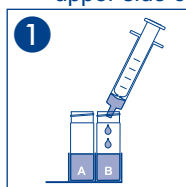
Measuring range

pH 4.0–9.0

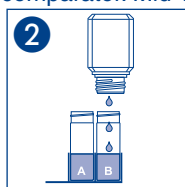


Test instructions

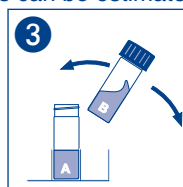
- 1 Fill a **5 mL water sample** into each of the measuring glasses using the plastic syringe. Place a measuring glass on position A in the comparator. Only add the **reagent to measuring glass B**.
- 2 Add **4 drops of pH-1**.
- 3 Seal the glass and mix.
- 4 Open the glass, place it in position B of 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.



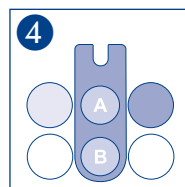
2 × 5 mL sample



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 balance with hydroxide ions). If common salt (sodium chloride NaCl) is dissolved in water, the pH value does not (or hardly) change, as no new hydrogen ions are generated or used up (bound). In water, common salt breaks down into sodium and chloride ions. Therefore, the water is still neutral, even after dissolving common salt. 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 balance, 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.

Weak acids, such as acetic acid are not entirely broken down into their ions. At the same mole concentration (with regards to the hydrogen within the molecule), weak acids will not decrease the pH value as much as strong acids, such as hydrochloric or sulfuric acid. Bases feature the same processes, but in the other direction. The hydroxide ion is released, therefore the hydrogen ion concentration decreases and the pH value is raised above 7.

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).



If ammonium chloride is dissolved in water, the following reaction between ammonium ions and water molecules sets in:



The ammonium ion releases one hydrogen ion to the water, a hydronium ion is created. Therefore, the pH value decreases and the solution becomes acidic.

Carbonic acids (from carbon dioxide in water) as well as ammonia are both a weak acid and a weak base, respectively. Therefore, salts react with strong bases or strong acids not neutrally, but either alkaline (weak acid within the salt) or acidic (weak base within the salt). Such reactions with water are called hydrolysis.

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. Starting with diluted hydrochloric acid (concentration 1.0 mol/L = 36.5 g/L = 3.65 %) and a pH value of 0, for acids and bases as well as for everyday products the following pH scale can be devised:

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.

Additionally, sewage networks as well as iron or concrete pipes are negatively affected at pH values below 5 and above 10.

Acids in the form of rain water (e.g. from nitric, sulfuric or hydrochloric acid precipitation) or in the soil and bases (e.g. from the decomposition of organic material or caustic soda from industrial effluents) may change the pH value of water. Additionally, salts formed from both weak acids and strong bases (sodium carbonate) or from weak bases and strong acids (calcium chloride) may alter the pH value due to hydrolysis (molecule reaction with water s.a.). So, calcium and magnesium chloride lower the pH value as they create an acidic reaction. Similarly reactions may occur due to iron and aluminum salts from sulfuric, hydrochloric or nitric acid, which may originate from metal processing industry effluents. Carbonates of sodium, potassium, magnesium as well as calcium provide alkaline reactions. They can stem from rock formations or domestic waste water.

Normally, water bodies show a pH value between 6.7 and 7.5. Deviations from pH 7 are mainly caused by carbon dioxide (see above). In form of carbonate, carbon dioxide increases, in its free form as carbonic acid, it decreases the pH value. Marsh water shows pH values in the acidic range due to organic acids. Domestic waste water is normally neutral to alkaline, whereas industrial waste water is most often acidic, e.g. etching wastes from iron processing. If the pH value is below 5, concrete is damaged. Already at a pH value of 5.5, the biological cleaning stage in waste water treatment plants is disrupted, at pH 6 or 8 the cleaning stage is at least affected. Drinking water

should have a pH value between 6.5 and 8.5 (the German drinking regulations set 9.5 as the maximum pH value).

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.

Hazard warnings

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

www.mn-net.com

MACHEREY-NAGEL



AO-40848/1133



Management System
EN ISO 13485:2016
ISO 9001:2015



www.tuv.com
ID: 0000056401

MACHEREY-NAGEL GmbH & Co. KG · Valenciennes Str. 11 · 52355 Düren · Germany

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