

VISOCOLOR[®] SCHOOL



VISOCOLOR[®] SCHOOL

Mallette d'analyse pour les écoles



Manuel

MACHEREY-NAGEL

www.mn-net.com



CONTENUE

1. Introduction	3
2. Remarques générales	4
2.1 Recharge et pièces de rechange	4
2.2 Papiers réactifs complémentaires	4
2.3 Explication des symboles.....	4
3. Réalisation des tests	5
3.1 Méthodes colorimétriques	5
3.2 Méthodes titrimétriques	5
3.3 Elimination des échantillons.....	5
4. Ammonium	6
5. Dureté totale	10
6. Nitrate	14
7. Nitrite	17
8. Phosphate	20
9. pH	23

1. Introduction

L'origine de l'analyse de l'eau remonte à des scientifiques du 16^{ème} au 18^{ème} siècle, notamment le médecin Paracelse, le chimiste anglais Robert Boyle, mais aussi le médecin allemand Friedrich Hoffmann (connu pour les « gouttes d'Hoffmann »). Ils décrivent les premières réactions colorées et de précipitations permettant de détecter des substances dissoutes dans l'eau. Les premiers laboratoires d'analyse d'eau portables apparaissent sur le marché dès 1800, notamment la « mallette d'essai chimique » de Götting, professeur de chimie à l'école promu par Goethe. L'analyse de l'eau connaît une première grande avancée au 19^{ème} siècle grâce au développement des procédés titrimétriques et colorimétriques ainsi qu'au travail du célèbre Carl Remigius Fresenius dans son laboratoire de chimie de Wiesbaden fondé en 1848.

Dans la seconde moitié du 20^{ème} siècle, l'analyse de l'environnement et par conséquent l'analyse de l'eau ont pris de plus en plus d'importance en raison de la pollution croissante de l'environnement. Malgré les progrès de l'analyse instrumentale, les procédés titrimétriques et photométriques ont conservé leur place importante due à l'histoire, aussi bien en laboratoire que pour l'analyse mobile sur site. Ces procédés, qui ont depuis été normalisés et ainsi reconnus officiellement (normes DIN, EN et ISO), sont utilisés pour les languettes test, mais aussi pour les analyses colorimétriques ou photométriques. Le matériel requis pour ces opérations est réuni dans des mallettes portables. Des réactifs spéciaux permettent aujourd'hui de détecter la présence de substances en formant des composés colorés dont l'intensité augmente avec la concentration de la substance.

Les kits de test pour l'analyse de l'eau reposent aussi bien sur le procédé titrimétrique que le procédé colorimétrique. Dans le procédé titrimétrique, on détermine la concentration à partir des volumes trouvés à l'aide de pipettes en plastique ou en comptant les gouttes d'un flacon compte-gouttes. Dans le procédé colorimétrique, les couleurs qui apparaissent après l'ajout du ou des réactif(s) dans un récipient d'essai sont comparées à une série de couleurs standard, ce qui permet de leur associer une concentration ou une plage de concentrations. La comparaison s'effectue à l'aide de cartes ou de disques de couleurs. Le principe de la comparaison de couleurs (dans des comparateurs) peut également être utilisé pour analyser des échantillons d'eau colorés. Le comparateur de couleurs contient un échantillon d'eau sans réactif(s) placé sur les cercles colorés correspondant à diverses concentrations. L'autre échantillon est placé sur les cercles avec la couleur propre des réactifs (de la solution à blanc des réactifs). Lorsque les teintes dans les deux récipients correspondent, cela donne la valeur de la concentration. La longueur du tube de mesure (= épaisseur d'une cuve en photométrie) détermine la sensibilité du procédé. Il est ainsi possible de détecter de façon suffisamment précise les substances présentes dans l'eau, même si les valeurs limites sont faibles.

Les paramètres de base pour une première évaluation de l'eau sont le pH et la dureté totale ainsi que les teneurs en nitrate, nitrite, ammonium et phosphate lorsque l'on s'intéresse à la pollution éventuelle.

2. Remarques générales

2.1 Recharge et pièces de rechange

Désignation	REF
Recharge pour mallette d'analyse <i>VISOCOLOR® SCHOOL</i> contenant tous les réactifs requis pour l'ammonium, la dureté totale, le nitrate, le nitrite, le phosphate et le pH	933 200
Echelle de couleurs pour mallette d'analyse <i>VISOCOLOR® SCHOOL</i>	933 300
Tubes de mesure avec bouchon fileté, 10 unités	931 151
Comparateur coulissant, 2 unités	931 152
Récipient de titration avec repère annulaire 5 mL	915 499
Bécher de 25 mL	914 498
Cuillère en plastique noire, 10 unités, 70 mm	914 492
Seringue 5 mL	914 661
Manuel (allemand / anglais) pour la mallette d'analyse <i>VISOCOLOR® SCHOOL</i>	933 150

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

2.2 Papiers réactifs complémentaires

La mallette peut accueillir un paquet de pH-Fix et un paquet de languettes test QUANTOFIX®.







Les languettes test pH-Fix sont des languettes de grande qualité qui permettent de tester le pH. Elles ne migrent pas et évitent ainsi toute contamination de l'échantillon. Les languettes test sont disponibles dans de nombreuses échelles différentes.

Les languettes QUANTOFIX® sont des languettes test semi-quantitatives dont le résultat doit être évalué à l'aide d'une échelle de couleurs. Il existe des languettes test pour les paramètres les plus divers, p. ex. l'acide ascorbique, le fer, etc. Pour toute information complémentaire et pour commander, veuillez vous adresser à votre revendeur habituel. Vous pouvez également visiter notre site Internet (www.mn-net.com) ou contacter directement MACHEREY-NAGEL :

MACHEREY-NAGEL EURL

1, rue Gutenberg · 67722 Hoerdt · France
Tél. : 03 88 68 22 68 · Fax : 03 88 51 76 88
sales-fr@mn-net.com

2.3 Explication des symboles

 A utiliser jusqu'à	 Numéro de lot
 Référence	 Température de stockage
 Lire les instructions, svp	 Respecter les précautions de sécurité des instructions

3. Réalisation des tests

Le kit de test *VISOCOLOR® SCHOOL* peut être utilisé sans connaissance préalable et convient parfaitement pour l'apprentissage scolaire. On y utilise les méthodes colorimétriques et titrimétriques. Les résultats d'analyse peuvent être lus directement en mg/L (milligrammes par litre) ou en ppm (parties par million) (ppm = mg/L). Exceptions couramment utilisées : °f (degré français de dureté) ou mmol/L.

Tous les réactifs *VISOCOLOR® SCHOOL* sont homologués pour une utilisation en classe conformément à la réglementation GUV-SR 2004

3.1 Méthodes colorimétriques

Dans l'analyse colorimétrique, on tire profit de la propriété de certains réactifs à former un composé coloré avec la substance recherchée. L'intensité de la coloration croît avec la concentration de cette substance.

Toutes les colorations obtenues sont comparées à une série de couleurs standard. Après attribution de la coloration la plus proche ou même identique, le résultat peut être lu directement.

Dans les kits de test colorimétriques *VISOCOLOR® SCHOOL*, les deux tubes de mesure sont remplis avec l'échantillon. Les réactifs ne sont ajoutés que dans le tube B. Après avoir ajouté tous les réactifs nécessaires, et lorsque le temps de réaction est écoulé, on fait glisser le comparateur sur la carte de couleurs jusqu'à voir la même couleur en regardant par dessus. La valeur de mesure peut être lue sur la languette du comparateur. Des valeurs intermédiaires peuvent être évaluées.

3.2 Méthodes titrimétriques

Un certain nombre de substances ne se transforment que difficilement, voire pas du tout, en substances colorées quantifiables. Dans la plupart de ces cas, on a alors recours aux méthodes titrimétriques. Lors de l'analyse volumétrique, on ajoute goutte à goutte à un volume d'échantillon précisément mesuré une solution (le titrant), dont la substance active réagit avec la substance recherchée dans l'échantillon. Lorsque cette substance est complètement transformée par la réaction, un ajout supplémentaire du titrant conduirait à un excès de ce dernier. Ce point de fin de réaction (point d'équivalence ou point de virage) est visible grâce au changement de couleur d'un indicateur ajouté à l'échantillon.

Avec les kits de test titrimétrique *VISOCOLOR® SCHOOL*, on ajoute le titrant goutte-à-goutte depuis un flacon compte-gouttes dans exactement 5 mL de solution à analyser jusqu'à ce que l'indicateur qui a été ajouté auparavant change de couleur. Le nombre de gouttes de titrant qu'il a fallu pour faire virer l'indicateur correspond à la concentration de la substance recherchée dans l'échantillon d'eau.

3.3 Elimination des échantillons

Les résidus d'analyse peuvent être jetés dans un évier en faisant couler de l'eau du robinet afin d'être traités par la station d'épuration locale.

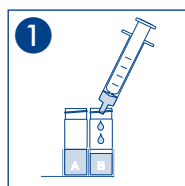
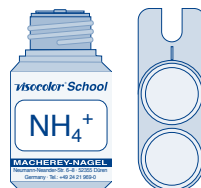
4. Ammonium

Domaine de mesure

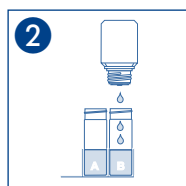
0,2–3 mg/L NH_4^+

Réalisation du test

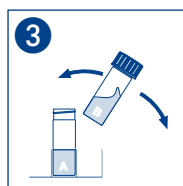
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **10 gouttes de NH_4 -1**.
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **1 cuillère de mesure rase de NH_4 -2**.
- 5 Refermer le tube, agiter jusqu'à ce que la poudre soit dissoute.
- 6 Attendre **5 min**.
- 7 Ouvrir le tube, ajouter **4 gouttes de NH_4 -3**.
- 8 Refermer le tube, agiter.
- 9 Attendre **7 min**.
- 10 Ouvrir le tube et le placer dans la position B du comparateur. Faire glisser le comparateur jusqu'à voir la même couleur en regardant de dessus. Lire la valeur sur la languette du comparateur. Des valeurs intermédiaires peuvent être évaluées.



1 x 5 mL
d'échantillon



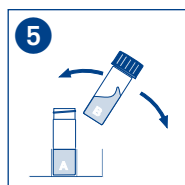
10 NH_4 -1



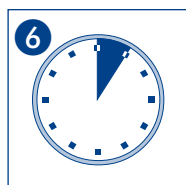
Agiter



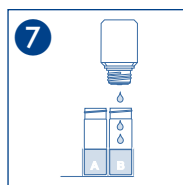
1 NH_4 -2



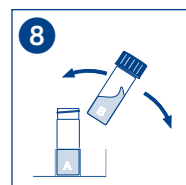
Agiter



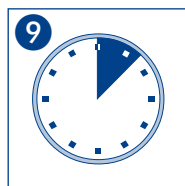
5'00 min



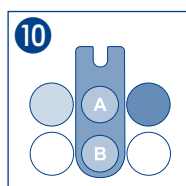
4 NH_4 -3



Agiter



7'00 min



Mesure

Après usage, rincer soigneusement les deux tubes de mesure et les refermer.
Cette méthode convient également pour l'analyse de l'eau de mer, après dilution (1+9).

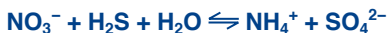
Informations de base

Dans la nature, l'ammoniac est produit par les volcans en activité et par des décharges électriques dans les couches les plus élevées de l'atmosphère (à partir d'azote et de vapeur d'eau). L'ammoniac se forme également lors du *processus de décomposition*, c.-à-d. lors de la *minéralisation* de protéines animales et végétales contenant de l'azote. Dans le *règne minérale*, quasiment toutes les roches magmatiques contiennent des sels d'ammonium en faibles quantités. On a découvert des quantités plus importantes de *chlorure d'ammonium* il y a plus de 1.000 ans en Perse sur les bords de gisements de charbon en feu. On trouve également des sels d'ammonium sur le Vésuve et l'Etna. En raison de ces multiples sources, mais aussi des gaz d'échappement automobiles et des gaz rejetés par l'industrie, de grandes quantités de sels d'ammonium sont précipitées au sol par les pluies et servent d'*engrais azotés*. L'ammoniac est éliminé naturellement par les animaux et les hommes dans les excréments avec l'urée en tant que composé azoté. Pour les organismes supérieurs, l'ammoniac est un poison qui doit être éliminé aussi vite que possible. Il se forme en tant que sous-produit du métabolisme dans le cerveau, les muscles, le foie et les reins et est immédiatement rendu inoffensif dans le foie car il réagit avec le dioxyde de carbone pour former l'urée. Dans le cerveau, il est transformé en glutamine. Contrairement à l'ammoniac libre, les sels d'ammonium ne sont pas toxiques.

Les ions ammonium peuvent être générés par la réduction des nitrates par des microbes ou se trouver dans l'eau naturelle suite à l'évacuation par rinçage des engrais ou en tant que premier produit de la dégradation de composés azotés organiques provenant des eaux usées domestiques. Dans les eaux pures, la teneur en ions ammonium est inférieure à 0,1 mg/L alors que la concentration peut atteindre 10 mg/L dans des eaux polluées. La teneur en composés d'ammonium est surtout importante pour des raisons d'hygiène car l'ammoniac peut provenir de la décomposition d'excréments humains ou animaux. L'urée se décompose p. ex. en ammoniac et dioxyde de carbone ou en ions ammonium et ions hydrogénocarbonate :



Dans de rares cas, les concentrations peuvent atteindre 1 mg/L, par exemple dans des tourbières ou des eaux souterraines spécifiques à fortes teneurs en fer et manganèse (plaine abyssale au Nord de l'Allemagne) où le sulfure d'hydrogène généré sous pression dans le sol à partir de sulfure de fer et de dioxyde de carbone réduit le nitrate en ammoniac :



L'ammoniac, qui a des effets toxiques sur les poissons notamment (à partir de 0,5 mg/L), apparaît à des pH supérieurs à 7 en raison de l'équilibre entre ions ammonium et ammoniac qui dépend du pH :



Pour un pH de 6, l'équilibre se situe quasiment entièrement à gauche. Pour un pH de 8, il y a déjà 4 % d'ammoniac. Avec un pH de 9, l'ammoniac représente 25 % et pour un pH de 10, cela atteint même 78 % (pour une température de l'eau de 17 °C).

Les fortes teneurs en ammonium ont également des répercussions sur la teneur en oxygène de l'eau. L'oxydation bactérienne de l'ammonium en nitrate consomme en effet de l'oxygène (nitrification).



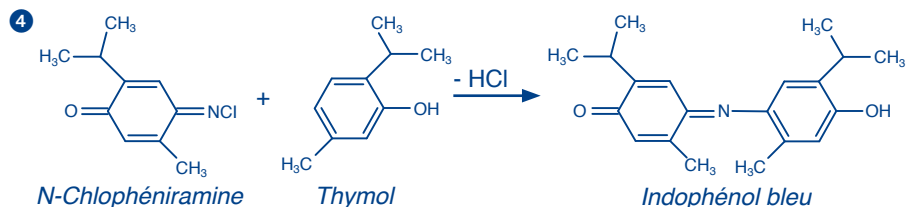
Ce processus représente une part importante de l'autoépuration, mais peut également augmenter la mortalité des poissons en raison de la consommation d'oxygène. Au cours de la nitrification, les sels d'ammonium sont transformés en nitrites, puis en nitrates, ce qui fournit aux plantes supérieures les protéines nécessaires à leur survie dans les racines et les feuilles via des étapes complexes de la biosynthèse.

C'est pourquoi on surveille de près les composés azotés tels que l'ammonium, le nitrate et le nitrite dans les stations d'épuration biologiques car la nitrification représente ici l'étape d'épuration la plus importante. La concentration en ammonium des produits arrivant dans la station d'épuration détermine les besoins en oxygène. La teneur en ammonium restant à la sortie du bassin de nitrification est un indicateur de l'efficacité de l'installation.

Principe de la réaction

Les ions ammonium réagissent avec du chlore en milieu alcalin pour former de la monochloramine. Combinée au thymol, celle-ci forme un colorant indophénol bleu (principe de réaction similaire à la norme DIN 38406-E5).

Equation de la réaction



Interférences

Les amines primaires réagissent de la même manière que les ions ammonium et produisent des résultats plus élevés.

Les substances consommatrices de chlore peuvent, suivant leur concentration, réduire la valeur mesurée ou empêcher entièrement la réaction.

Indications de danger



DANGER

NH₄-1 contient une solution de hydroxyde de sodium 5–20 %. NH₄-3 contient de l'éthanol 35–55 % et du thymol 5–10 %.

Provoque des brûlures de la peau et des lésions oculaires graves.

Ne pas respirer les vapeurs. Porter des gants de protection / un équipement de protection des yeux. EN CAS D'INGESTION : rincer la bouche. NE PAS faire vomir. EN CAS DE CONTACT AVEC LA PEAU (ou les cheveux) : Enlever immédiatement tous les vêtements contaminés. Rincer la peau à l'eau / Se doucher. EN CAS D'INHALATION : transporter la personne à l'extérieur et la maintenir dans une position où elle peut confortablement respirer. EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX : rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer. Eliminer le contenu / récipient conformément à la réglementation en vigueur.

La fiche de sécurité peut être téléchargée sur le site www.mn-net.com/MSDS.

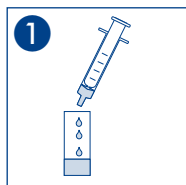
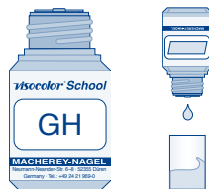
5. Dureté totale

Domaine de mesure

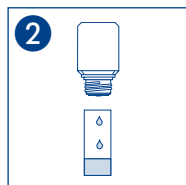
1 goutte \triangleq 1,8 °f \triangleq 17,8 mg/L CaCO₃

Réalisation du test

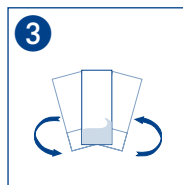
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans le récipient d'essai. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique.
- 2 Ajouter **2 gouttes de GH-1**.
- 3 Mélanger en retournant le récipient. L'échantillon d'eau se colore en rouge. Si la solution se colore en vert, cela signifie qu'elle ne contient pas de substances responsables de la dureté de l'eau.
- 4 Tenir le flacon compte-gouttes de **GH-2** parfaitement vertical et ajouter le réactif goutte à goutte. Mélanger ensuite l'échantillon en retournant le récipient jusqu'à ce qu'il se colore en **vert**.
- 5 Compter le nombre de gouttes. Une goutte correspond à 1,8 degré de dureté totale (°f).



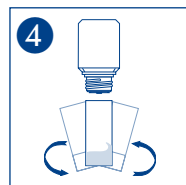
5 mL
d'échantillon



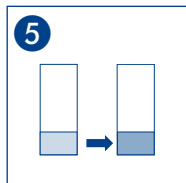
2 Δ GH-1



Secouer légè-
rement



Δ GH-2 jusqu'au
virage



1 Δ \triangleq 1,8°f
rouge \rightarrow vert

Rincer soigneusement le récipient après usage.

Refermer immédiatement les flacons compte-gouttes après usage. Ne pas toucher l'embout compte-gouttes.

Cette méthode convient également pour l'analyse de l'eau de mer, après dilution (1+29).

Informations de base

Le terme *Dureté* est dû à la propriété qu'ont notamment les ions calcium de réduire l'effet lavant des savons en formant des savons calcaires insolubles ou difficilement solubles (= sels de calcium d'acides gras supérieurs tel que l'acide palmitique). Le calcium et le magnésium sont décelés ensemble en tant que composés responsables de la dureté alors que les sels de strontium et de baryum (eux aussi appartenant au

groupe des alcalinoterreux) peuvent être négligés dans les eaux naturelles car ils s'y trouvent en très faibles concentrations (en raison de la mauvaise solubilité du carbonate et du sulfate qu'ils contiennent).

La somme des sels de calcium et de magnésium est appelée *Dureté totale*. Si ces ions alcalinoterreux se présentent sous forme d'hydrogénocarbonates, ils se déposent sous forme de carbonates (*tartre*) lorsque l'eau est chauffée :



C'est pourquoi une dureté d'eau due à des hydrogénocarbonates est également appelée *dureté temporaire*. En revanche, les sels d'autres acides (tels que l'acide chlorhydrique ou sulfurique) restent dissous même si l'eau est chauffée. Ils représentent la *dureté permanente* ou *dureté sulfatée*.

La dureté de l'eau peut être indiquée dans les grandeurs suivantes :

10 mg/L d'oxyde de calcium (CaO) = 1,8 °f (degré français de dureté) = 7,14 mg/L d'oxyde de magnésium(MgO)

Aujourd'hui, les accords internationaux prescrivent d'indiquer la dureté au moyen de concentrations molaires :

1 mmol/L (millimole/litre) = 56 mg/L d'oxyde de calcium = 9,97 °f

Selon leur teneur en sels de calcium et de magnésium, les eaux sont qualifiées de dures ou douces, avec des niveaux intermédiaires :

Très douce : de 0 à 5,4 °f

Douce : de 7,1 à 12,5 °f

Moyennement dure : de 14,3 à 19,6 °f

Assez dure : de 21,4 à 30,3 °f

Dure : de 32,0 à 53,4 °f

Très dure : plus de 53,4 °f

Dans quasiment toutes les eaux naturelles et non polluées, on trouve des ions calcium et des ions magnésium provenant de roches telles que la dolomite, le marbre, le calcaire, la craie ou le gypse mises en solution par le dioxyde de carbone (« acide carbonique ») en fonction de la structure géochimique sous forme d'hydrogénocarbonates (ou de sulfates pour le gypse). Dans les bassins contenant de telles roches (par ex. le Jura souabe), l'eau présente ainsi des duretés élevées pouvant atteindre 53,4 °f. Les eaux dans les régions de grès bigarré contiennent en revanche très peu de substances responsables de la dureté de l'eau. En raison de *l'assimilation du gaz carbonique* (par photosynthèse), les eaux riches en plancton peuvent subir une *décarbonatation biogénique* et présenter de ce fait une dureté élevée. On a l'équilibre suivant (voir ci-dessus) :



En tenant compte de conditions géologiques extrêmes, les eaux ayant une dureté supérieure à 44,5 °f sont généralement considérées polluées. Cette pollution peut par exemple provenir des eaux d'infiltration d'une décharge. Le dioxyde de carbone dégagé par la putréfaction (décomposition) de végétaux pénètre dans la nappe phréatique via l'eau de pluie qui s'infiltré. Les sols calcaires peuvent ainsi libérer du carbonate de calcium sous forme de carbonate acide de calcium (inversion de l'équation relative à la formation de tartre). Les sels de calcium présents dans nos nappes phréatiques peuvent également provenir d'engrais. Une certaine dureté de l'*eau potable* est sou-

haitable pour deux raisons : d'une part, cela permet qu'une couche de carbonate de calcium se forme dans les conduites de façon à ce que le métal ne puisse plus être attaqué directement par l'acide carbonique libre dit « agressif ». D'autre part, une concentration en calcium de 20 à 60 mg/L est intéressante pour les besoins en minéraux de l'homme. Il ne faut toutefois pas dépasser 280 mg/L pour le calcium et 125 mg/L pour le magnésium. De l'eau dure donne l'impression d'être plus fraîche que de l'eau douce, voire même que l'eau distillée « pure ». Une eau potable de dureté moyenne peut couvrir environ 10 % des besoins quotidiens en calcium. D'un autre côté, une dureté élevée modifie considérablement le goût du café et du thé.

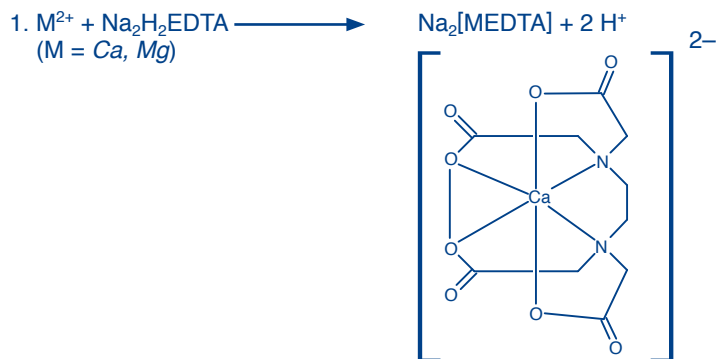
La *dureté carbonatée* (voir « pH », page 23 ; synonyme d'alcalinité) désigne la partie des ions alcalinoterreux présents sous forme d'hydrogénocarbonates ou de carbonates. En général, une partie des sels de calcium et de magnésium est dissoute en sulfates de sorte que la dureté carbonatée est plus faible que la dureté totale. Les eaux sont souvent peu fécondes lorsque leur dureté carbonatée est inférieure à 0,5 et en revanche très fécondes pour des valeurs supérieures à 1,5. Les eaux ayant une faible valeur d'alcalinité sont pauvres en calcaire. Les célèbres rivières crayeuses d'Angleterre, qui présentent des duretés totales très élevées associées à des valeurs élevées d'alcalinité, comptent ainsi parmi les eaux les plus riches en saumons. Les eaux pauvres en calcaire et souvent également acides abritent peu de poissons.

Principe de la réaction

Titration complexométrique

Les ions magnésium et calcium, responsables de la dureté de l'eau, sont combinés par l'agent complexant EDTA pour former un chélate. La détermination est effectuée par titration à l'aide d'un indicateur métallique qui change de couleur lorsque toutes les substances responsables de la dureté de l'eau ont été complexées (principe de la réaction analogue à la norme DIN 38406-3 E3).

Equation de la réaction



Interférences

Les ions cuivre(II) peuvent retarder le virage de l'indicateur, voire même l'empêcher complètement en cas de concentrations élevées. Dans le cas de tuyaux en cuivre, il convient donc de laisser couler l'eau pendant un certain temps avant de prélever l'échantillon.

Tableau de conversion

°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

Indications de danger



ATTENTION

GH-1 contient de la triéthanolamine 20–45 % et de l'éthanol 20–35 %.

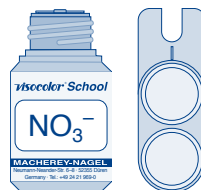
La fiche de sécurité peut être téléchargée sur le site www.mn-net.com/MSDS.

6. Nitrate

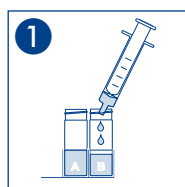
Domaine de mesure

1–90 mg/L NO_3^-

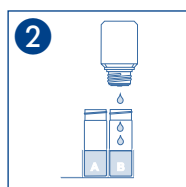
Réalisation du test



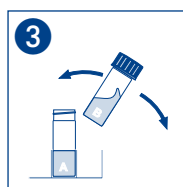
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **5 gouttes de NO_3-1** .
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **1 cuillère de mesure rase de NO_3-2** .
- 5 Refermer le tube, agiter **immédiatement vigoureusement pendant 1 min**.
- 6 Attendre **5 min**.
- 7 Ouvrir le tube et le placer dans la position B du comparateur. Faire glisser le comparateur jusqu'à voir la même couleur en regardant de dessus. Lire la valeur sur la languette du comparateur. Des valeurs intermédiaires peuvent être évaluées.



2 x 5 mL
d'échantillon



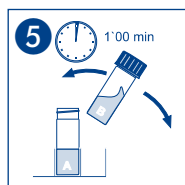
5 NO_3-1



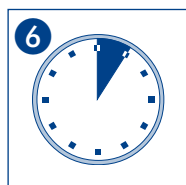
Agiter



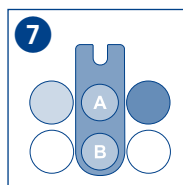
1 NO_3-2



Bien agiter



5'00 min



Mesure

Après usage, rincer soigneusement les deux tubes de mesure et les refermer.
Cette méthode convient également pour l'analyse d'eau de mer (voir le tableau de conversion).

Informations de base

Le nitrate de sodium est le principal nitrate présent dans la nature. Il est présent en grandes quantités dans les zones arides du Nord du Chili. C'est pourquoi on le nomme également *salpêtre du Chili*. On le trouve aussi en moins grandes quantités en Egypte, Colombie et en Californie. Le nitrate de potassium se trouve sur les sols riches en potasse d'Inde, de Chine et d'Egypte et apparaît au contact de l'air. La formation des nitrates s'explique avant tout par la transformation de protéines (p. ex. celles d'algues marines mortes pour le nitrate de sodium) par des micro-organismes

suite à la nitrification microbienne. Le nitrate de calcium est un produit spécial appelé salpêtre mural. La décomposition des protéines génère tout d'abord de l'ammoniac qui se transforme ensuite en acide nitrique sous l'action oxydante de bactéries, puis en nitrate de calcium en se combinant au calcaire des murs. Certaines plantes qui décèlent les nitrates dans le sol et peuvent parfois très bien les stocker sont appelées plantes nitrophiles. Il s'agit par exemple de l'épilobe, de la grande ortie, de la berce spondyle et du cerfeuil sauvage qui peuvent apparaître en masse sur des sols inondés et des sols préparés pour la culture contenant beaucoup de nitrates. En ce qui concerne l'alimentation de l'homme, il faut citer quelques légumes riches en nitrate comme l'épinard, les graines de soja, la carde, la betterave rouge et le radis. Les nitrates en eux-mêmes sont relativement inoffensifs pour les animaux et les hommes. Le danger des nitrates est dû à leur transformation dans le corps (dans l'appareil digestif, mais aussi déjà dans la salive) en nitrites, au moins partiellement, par des bactéries (voir « Nitrite », page 17).

Dans les eaux naturelles non polluées, les ions nitrate ne sont présents qu'à des concentrations comprises entre 0,4 et 8 mg/L. Les ions nitrite, quant à eux, existent tout au plus sous forme de traces, jusqu'à 0,01 mg/L. De plus grandes quantités de nitrate peuvent parvenir dans l'eau à cause des engrais (salpêtres), mais aussi suite à la dégradation aérobie de composés organiques azotés (par ex. des protéines).

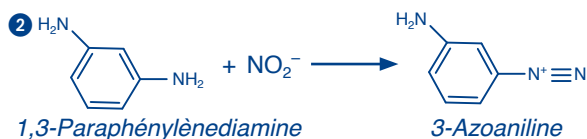
Dans les eaux polluées et souillées, la teneur en nitrate peut atteindre 50 à 150 mg/L, voire plus. Si les concentrations élevées de nitrate ne peuvent pas être expliquées géologiquement par la présence de gisements de salpêtre (surtout en cas de présence dans la nappe phréatique), cela signifie systématiquement qu'il y a pollution.

Pour juger de la capacité d'une eau à s'autoépurer, il est important de voir si le taux élevé de nitrate est également associé à de fortes concentrations d'ammonium et de nitrite. Si ce n'est pas le cas, l'autoépuration sera suffisante pour minéraliser les matières organiques. Ce principe s'applique également aux stations d'épuration biologiques. Pour l'eau potable, la teneur limite en nitrate est fixée à 50 mg/L, aussi bien par l'OMS que par l'UE et le décret allemand relatif à l'eau potable.

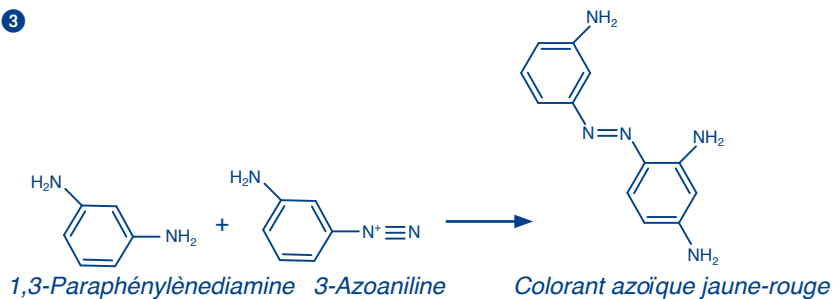
Principe de la réaction

Les ions nitrate sont réduits en ions nitrite en milieu acide à l'aide d'un agent réducteur inorganique. Une amine aromatique est diazotée avec le nitrite et forme alors un colorant azoïque jaune-orange.

Equation de la réaction



3



Interférences

Les substances oxydantes peuvent, suivant leur concentration, réduire la valeur mesurée ou empêcher entièrement la réaction. Une teneur en chlore ≤ 10 mg/L n'est pas gênante.

Les nitrites interfèrent (même réaction). Ils peuvent être éliminés par addition d'acide amidosulfurique (REF 918 973). L'échantillon doit présenter une température située entre 18 et 30 °C. A des températures plus basses, la réaction est beaucoup plus lente et cela donne des résultats plus faibles.

Tableau de conversion

mg/L NO ₃ ⁻	mg/L NO ₃ -N (azote nitrate)	mmol/m ³ NO ₃ ⁻	mg/L NO ₃ ⁻ dans l'eau de mer
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

Indications de danger

La fiche de sécurité peut être téléchargée sur le site www.mn-net.com/MSDS.

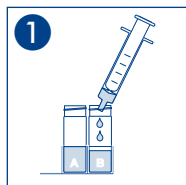
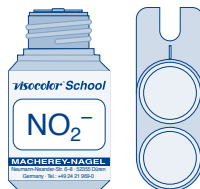
7. Nitrite

Domaine de mesure

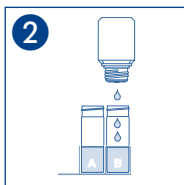
0,02–0,5 mg/L NO₂⁻

Réalisation du test

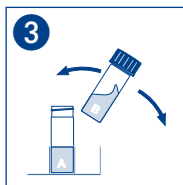
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **4 gouttes de NO₂-1**.
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **1 cuillère de mesure rase de NO₂-2**.
- 5 Refermer le tube, agiter jusqu'à ce que la poudre soit dissoute.
- 6 Attendre **10 min**.
- 7 Ouvrir le tube et le placer dans la position B du comparateur. Faire glisser le comparateur jusqu'à voir la même couleur en regardant de dessus. Lire la valeur sur la languette du comparateur. Des valeurs intermédiaires peuvent être évaluées.



2 x 5 mL
d'échantillon



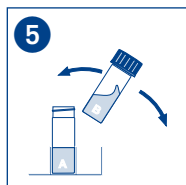
4 ∅ NO₂-1



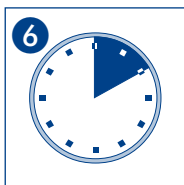
Agiter



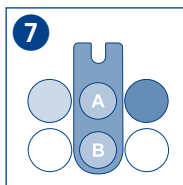
1 ∅ NO₂-2



Agiter



10'00 min



Mesure

Après usage, rincer soigneusement les deux tubes de mesure et les refermer. Cette méthode convient également pour l'analyse de l'eau de mer.

Informations de base

Chez les adultes, le nitrate est transformé en nitrite principalement dans l'intestin grêle alors que chez le nouveau-né la transformation s'effectue déjà dans l'estomac, sa production d'acide gastrique n'étant pas encore entièrement développée. L'acide gastrique empêche notamment que l'intestin grêle ne soit envahi par des bactéries réductrices de nitrate. Dans le sang, les nitrites oxydent l'hémoglobine, celle-ci étant responsable du transport de l'oxygène. Cela peut être très dangereux, notamment chez les enfants en bas âge, avec un risque d'asphyxie aiguë (cyanose du nourrisson = méthémoglobinémie).

Le nitrite se forme comme sous-produit de l'oxydation des ions ammonium (voir « Ammonium », page 6) ou lors de la réduction du nitrate. Il est très nocif pour les poissons et est le précurseur des composés *N*-nitroso cancérigènes (p. ex. par réaction avec des amines pour former les *N*-nitrosamines).

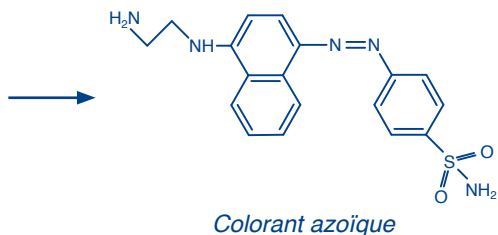
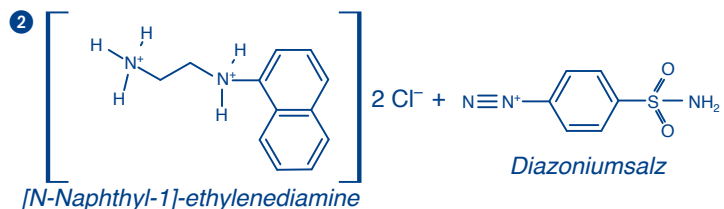
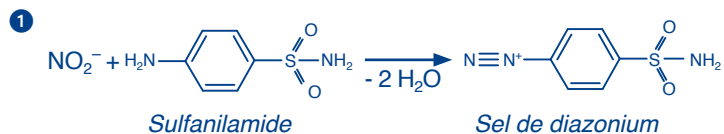
Dans les eaux souterraines et de surface, la concentration en ions nitrite est faible. Les eaux usées peuvent présenter des teneurs en nitrite plus élevées dues aux eaux usées de la métallurgie, de l'industrie chimique ou encore de déchets fécaux. Le nitrite issu du nitrate peut également provenir de tubes métalliques zingués d'installations domestiques. Les concentrations inférieures à 1 mg/L sont encore considérées non dangereuses.

Selon le décret allemand relatif à l'eau potable, l'eau sortant de l'usine de distribution d'eau peut contenir jusqu'à 0,1 mg/L et l'eau du robinet jusqu'à 0,5 mg/L.

Principe de la réaction

Les ions nitrite forment avec le sulfanilamide un sel de diazonium en milieu acide. Celui-ci se transforme en colorant azoïque rouge-violet en s'associant avec une naphthylamine.

Equation de la réaction



Interférences

Une concentration en ions chrome(VI) et fer(III) supérieure à 3 mg/L donnera de fausses valeurs trop élevées de nitrite. Le chlore gêne, même s'il n'est présent qu'en très faibles concentrations.

Tableau de conversion

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

Indications de danger

La fiche de sécurité peut être téléchargée sur le site www.mn-net.com/MSDS.

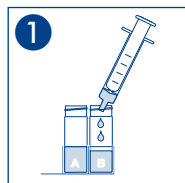
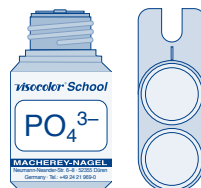
8. Phosphate

Domaine de mesure

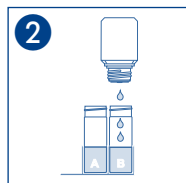
0,6–15 mg/L PO_4^{3-}

Réalisation du test

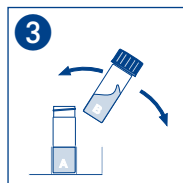
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **6 gouttes de PO_4 -1**.
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **6 gouttes de PO_4 -2**.
- 5 Refermer le tube, agiter.
- 6 Attendre **10 min**.
- 7 Ouvrir le tube et le placer dans la position B du comparateur. Faire glisser le comparateur jusqu'à voir la même couleur en regardant de dessus. Lire la valeur sur la languette du comparateur. Des valeurs intermédiaires peuvent être évaluées.



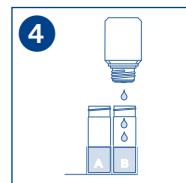
2 x 5 mL
d'échantillon



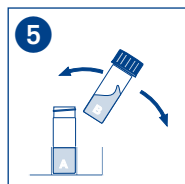
6 PO_4 -1



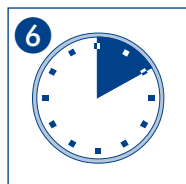
Agiter



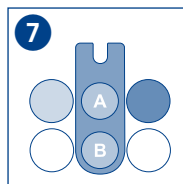
6 PO_4 -2



Agiter



10'00 min



Mesure

Après usage, rincer soigneusement les deux tubes de mesure et les refermer. Cette méthode convient également pour l'analyse de l'eau de mer.

Informations de base

Les eaux pures, notamment en montagne, présentent des teneurs en phosphate inférieures à 0,1 mg/L, voire même souvent inférieures à 0,03 mg/L. Si la concentration en PO_4^{3-} est supérieure à 0,1 mg/L, il n'y a pollution que si d'autres indicateurs de pollution sont positifs. Lorsque les valeurs de phosphate dépassent 0,3 mg/L, il y a toujours une forte présomption de pollution. Dans de rares cas, les concentrations peuvent atteindre 1 mg/L, par exemple dans des tourbières. En cas de pollution par les eaux usées domestiques (déchets de cuisine et aussi surtout matières fécales), de grandes quantités de phosphate (environ 4,5 g/24 h par personne) parviennent

Tableau de conversion

mg/L PO ₄ -P (phosphate-phosphore)	mg/L PO ₄ ³⁻	mg/L P ₂ O ₅
0,2	0,6	0,5
0,3	0,3	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

Indications de danger



DANGER

PO₄-1 contient de l'acide sulfurique 5–15 %. PO₄-2 contient du disulfite de sodium 10–25 %.

Provoque des lésions oculaires graves.

Porter des gants de protection / un équipement de protection des yeux. EN CAS DE CONTACT AVEC LES YEUX : rincer avec précaution à l'eau pendant plusieurs minutes. Enlever les lentilles de contact si la victime en porte et si elles peuvent être facilement enlevées. Continuer à rincer.

La fiche de sécurité peut être téléchargée sur le site www.mn-net.com/MSDS.

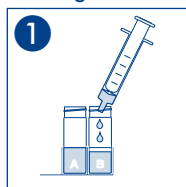
9. pH

Domaine de mesure

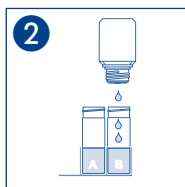
pH 4,0–9,0

Réalisation du test

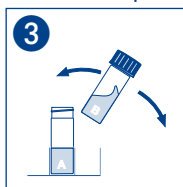
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter le réactif **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **4 gouttes de pH-1**.
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ouvrir le tube et le placer dans la position B du comparateur. Faire glisser le comparateur jusqu'à voir la même couleur en regardant de dessus. Lire la valeur sur la languette du comparateur. Des valeurs intermédiaires peuvent être évaluées.



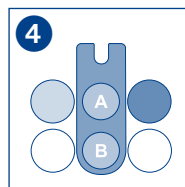
2 x 5 mL
d'échantillon



4 ∆ pH-1



Agiter



Mesure

Après usage, rincer soigneusement les deux tubes de mesure et les refermer. Cette méthode convient également pour l'analyse de l'eau de mer.

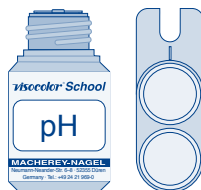
Informations de base

L'eau pure, de formule H_2O , qui ne contient aucune autre substance, ne serait-ce qu'en traces, se divise (*dissocie*) faiblement à température ambiante en ions hydrogène hydratés appelés ions oxonium (H_3O^+) et en ions hydroxyde OH^- :



1 litre d'eau contient un dix-millionième de mole d'ions hydrogène (10^{-7} ; avec la masse atomique de l'hydrogène de 1, même quantité en grammes que l'ion hydrogène H^+) et un dix-millionième de mole d'ions hydroxyde (multiplié par le nombre 17 comme poids molaire pour OH^- en grammes). Pour simplifier l'écriture de ces faibles concentrations, on indique uniquement l'exposant comme *valeur de pH*, c'est-à-dire le chiffre 7 (valeur positive), qui se définit mathématiquement comme logarithme négatif : $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$. Ainsi, un pH de 7 à température ambiante signifie que la concentration en ions hydrogène correspond à la concentration due à la dissociation de l'eau pure (équilibre avec les ions hydroxyde). Si on dissout un sel tel du sel de cuisine (chlorure de sodium NaCl) dans l'eau, le pH n'est pas modifié (ou à peine) car il n'y a ni formation de nouveaux ions hydrogène, ni consommation d'ions hydrogène. Dans l'eau, le sel de cuisine se décompose en ions sodium et ions chlorure. L'eau reste ainsi neutre, même après dissolution de sel de cuisine.

Si on dissout maintenant un *acide fort*, p. ex. de l'acide chlorhydrique HCl , dans une très faible quantité d'eau pure (distillée), la concentration en ions hydrogène augmente car des ions sont générés à partir de l'acide chlorhydrique. En tant qu'acide



fort, l'acide chlorhydrique (de même que le sel de sodium) se divise quasiment entièrement en ses ions, l'ion hydrogène et l'ion chlorure, selon la formule correspondante. Cette augmentation de la concentration en ions hydrogène ou ions oxonium due à l'acide chlorhydrique se voit donc à la valeur du pH qui diminue. Pour que l'équilibre décrit plus haut dans *l'équation de l'eau* soit conservé, il faut donc que la concentration en ions hydroxyde diminue. La somme des exposants pour les concentrations en ions hydrogène et ions hydroxyde dans l'eau est toujours égale à 14.

La diminution du pH de 1 est ainsi toujours associée à une augmentation de la concentration en ions hydrogène d'un exposant de 10, c'est-à-dire d'un facteur 10, par rapport à la concentration précédente et d'une diminution de la concentration en ions hydroxyde d'un exposant de 10.

Les acides faibles tels que l'acide acétique ne sont pas entièrement divisés en leurs ions dans l'eau. Pour une même concentration molaire (rapportée à l'hydrogène dans la molécule), ils font moins diminuer la valeur du pH que les acides forts tels que l'acide chlorhydrique ou l'acide sulfurique. Dans les solutions alcalines ou bases, les processus se déroulent dans l'autre direction : l'ion hydroxyde est libéré, ce qui réduit la concentration en ions hydrogène et fait augmenter la valeur du pH à plus de 7.

La réaction de certaines substances avec l'eau peut également provoquer des modifications du pH à partir de composés chimiques qui ne libèrent eux-mêmes pas d'ions hydrogène ou hydroxyde dans l'eau. Si, par exemple, du dioxyde de carbone de l'air se dissout dans l'eau, cela créera des ions hydrogénocarbonate et hydrogène (ions oxonium) en quantité faible, mais décelable, selon l'équation suivante :



L'eau et le dioxyde de carbone génèrent un ion oxonium et un ion hydrogénocarbonate. L'eau contient toujours un peu de dioxyde de carbone de par son contact avec l'air. Le pH de l'eau est donc toujours inférieur à 7. La solution réagit de manière acide. Même des sels dissous dans l'eau peuvent provoquer une modification du pH. Si l'on dissout du carbonate de sodium (de la soude) dans l'eau, l'eau réagit avec les ions carbonate de la façon suivante :



En raison des ions hydroxyde formés, la valeur du pH devient supérieure à 7. La solution réagit de manière basique.

Dans ce contexte, l'alcalinité joue un rôle important dans la chimie de l'eau. L'alcalinité carbonatée repose sur le fait que les ions carbonate peuvent se lier avec des ions oxonium et ont donc un effet tampon. Le pouvoir tampon de l'eau naturelle dépend ainsi principalement de la teneur en dioxyde de carbone, hydrogénocarbonates et carbonates dissous (voir également « Dureté totale », page 10).



(pour l'alcalinité, voir « Dureté totale », page 10)

Si l'on dissout du chlorure d'ammonium dans l'eau, on aura la réaction suivantes entre les ions ammonium et les molécules d'eau :



L'ion ammonium donne un ion hydrogène à l'eau, ce qui forme un ion oxonium. Le pH diminue et la solution réagit de manière acide.

L'acide carbonique (issu du dioxyde de carbone dans l'eau) ainsi que l'ammoniaque représente un acide resp. une base faible. Les sels réagissent donc avec une base forte (hydroxyde de sodium = soude caustique pour le carbonate de sodium) ou un acide fort (acide chlorhydrique pour le chlorure d'ammonium) soit de manière basique (acide faible dans le sel), soit de manière acide (base faible dans le sel), mais en aucun cas de manière neutre. La réaction avec l'eau est appelée *hydrolyse*.

L'échelle de pH s'étend de 0 à 14. A l'une des extrémités, on trouve les acides minéraux forts tels l'acide chlorhydrique, l'acide sulfurique et l'acide nitrique, à l'autre la soude caustique et la potasse caustique. En commençant avec de l'acide chlorhydrique dilué (concentration 1,0 mol/L = 36,5 g/L = 3,65%) de pH = 0, il est alors possible d'établir l'échelle de pH suivante pour les acides et les bases ainsi que pour certains produits de la vie courante :

- pH 0 :** Acide chlorhydrique à 3,65 %
- pH 0,9–1,5 :** Acide gastrique (également acide chlorhydrique dilué)
- pH 2,3 :** Jus de citron
- pH 3,1 :** Vinaigre comestible
- pH 3,2–4,6 :** Légumes macérés dans du vinaigre (cornichons, p. ex.)
- pH 4,5 :** Bière
- pH 7 :** Eau pure
- pH 8,3 :** Eau de mer
- pH 8–10 :** Eau savonneuse
- pH 12,3 :** Eau de chaux saturée
- pH 14 :** Soude caustique à 4,0 %

La détermination du pH d'une eau fournit de premières indications importantes sur la *qualité de l'eau*. Le pH permet d'estimer le niveau d'*agressivité* sur les matériaux (capacité à les attaquer), mais surtout l'effet sur la faune et la flore dans les cours d'eau ainsi que dans une station d'épuration.

Les poissons ne peuvent vivre que dans une eau ayant un pH compris dans une certaine plage. Lorsque le pH de l'eau est à la limite de cette plage (que ce soit vers le haut ou vers le bas), cela abîme leur peau et leurs branchies. Pour les *carpes* par exemple, ces limites se trouvent à 4,5 dans le domaine acide et 10,8 dans le domaine alcalin. Si les poissons restent dans une eau présentant de tels pH sur une longue période, ils finissent par mourir. Pour la , cette plage est encore plus restreinte : le pH doit être compris entre 5,5 et 9,4. La valeur de pH idéale pour les poissons est comprise entre 6,5 et 8. Les canalisations, qu'elles soient en métal ou en béton, sont également fortement attaquées si la valeur du pH est inférieure à 5 ou supérieure à 10. Il n'y a pas que les acides (p. ex. acides nitrique, sulfurique et chlorhydrique) présents dans les pluies acides ou dans les sols, ni que les bases (p. ex. l'ammoniac produit par la décomposition de matières organiques ou l'hydroxyde de sodium provenant des eaux usées industrielles) qui font baisser ou augmenter la valeur du pH dans l'eau. Même les sels issus d'acides faibles et de bases fortes (comme le carbonate de sodium, voir plus haut) ou de bases faibles et d'acides forts (comme le chlorure de calcium) font augmenter ou diminuer le pH en réagissant avec les molécules de l'eau au cours de l'hydrolyse décrite précédemment : les chlorures de calcium et de magné-

sium diminuent la valeur du pH car ils réagissent de manière acide, tout comme les sels de fer et d'aluminium des acides sulfurique, chlorhydrique et nitrique qui peuvent se trouver dans les eaux usées d'usines métallurgiques. Les carbonates de sodium, potassium, magnésium et calcium réagissent de manière basique. Ils peuvent provenir de roches ou des eaux usées domestiques.

Les eaux « normales » ont un pH compris entre 6,7 et 7,5 environ. Les écarts par rapport à la valeur 7 sont principalement dus au dioxyde de carbone, comme nous l'avons expliqué. Sous forme liée, c.-à-d. en tant que carbonate, le dioxyde de carbone augmente la valeur du pH alors qu'il la fait diminuer sous forme libre (acide carbonique). Les tourbières présentent également des valeurs de pH acides dues aux acides organiques. Les eaux usées domestiques réagissent souvent de manière neutre à légèrement basique et les eaux usées industrielles, contenant p. ex. des résidus sidérurgiques, souvent de manière acide. Les valeurs de pH inférieures à 5 endommageront le béton. Déjà avec un pH de 5,5, le niveau d'épuration biologique d'une station d'épuration est nul. L'épuration biologique est également gênée à un pH 6, tout comme pour un pH 8. Notre eau potable devrait avoir un pH compris entre 6,5 et 8,5 (9,5 maxi. selon le décret allemand relatif à l'eau potable).

Principe de la réaction

Un mélange spécial d'indicateurs permet d'obtenir une couleur caractéristique pour chaque valeur de pH.

Interférences

Le rapport favorable entre le volume de l'échantillon et la quantité d'indicateur minimise l'erreur indicatrice (erreur acide-base) et permet une mesure fiable du pH, même dans les solutions faiblement tamponnées. Une teneur élevée en sels neutres et colloïdes ainsi que des concentrations en solvants organiques supérieures à 10 % peuvent fausser les résultats.

Remarque : si un autre domaine de mesure ou des gradations plus précises devaient être nécessaires, nous conseillons d'utiliser les languettes test pH-Fix de MACHEREY-NAGEL. Ces languettes sont disponibles dans les gradations les plus diverses. Il y a suffisamment de place dans la mallette pour y ranger un paquet. Vous trouverez une liste détaillée des gradations disponibles dans notre catalogue ou sur le site www.mn-net.com.

Indications de danger



DANGER

pH-1 contient de l'éthanol 90–98 %.

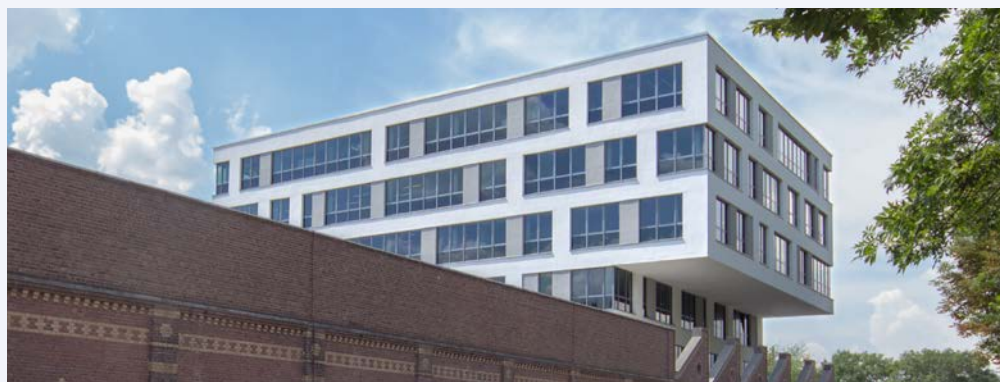
La fiche de sécurité peut être téléchargée sur le site www.mn-net.com/MSDS.

Votre spécialiste en chimie analytique



Tradition et modernité – depuis 100 ans

- Une société allemande présente dans le monde entier (fondée en 1911)
- Des filiales en France, en Suisse et aux Etats-Unis
- Des distributeurs dans plus de 150 pays
- Développement, production et vente de produits spéciaux pour l'analyse de l'eau, dans les domaines de l'environnement et des aliments, pour la biotechnologie, l'industrie chimique et pharmaceutique et les diagnostics médicaux



Pour l'avenir de notre recherche et développement, production et logistique, MN continue ses investissements dans des nouveaux bâtiments

Services

- Assistance technique par notre centre de service clientèle
- Certificats de qualité spécifiques
- Produits spéciaux à façon
- Facilité de commande et livraison rapide
- De nombreux catalogues, brochures et documentations produits – disponibles sur demande

Contacts en Allemagne

Assistance technique et service clientèle pour
Filtration, Tests rapides, Analyses de l'eau :

+49 24 21 969-340
+49 24 21 969-187
+49 24 21 969-161
+49 24 21 969-138
+49 24 21 969-190
+49 24 21 969-174
csc@mn-net.com

www.mn-net.com

MACHEREY-NAGEL



MACHEREY-NAGEL GmbH & Co. KG · 1, rue Gutenberg · 67722 Hoerd · France

France :
MACHEREY-NAGEL EURL
Tél. : 03 88 68 22 68
Fax : 03 88 51 76 88
E-mail : sales-fr@mn-net.com

Allemagne
et international :
Tél. : +49 24 21 969-0
Fax : +49 24 21 969-199
E-mail : info@mn-net.com

Suisse :
MACHEREY-NAGEL AG
Tél. : +41 62 388 55 00
Fax : +41 62 388 55 05
E-mail : sales-ch@mn-net.com

