

VISOCOLOR® FISH

VISOCOLOR® FISH



Malette d'analyse  
pour les eaux de piscicultures



Manuel

MACHEREY-NAGEL

[www.mn-net.com](http://www.mn-net.com)



## CONTENUE

<b>1. Introduction</b>	<b>3</b>
<b>2. Remarques générales</b>	<b>5</b>
2.1 Recharge et pièces de rechange	5
2.2 Papiers réactifs complémentaires	5
2.3 Explication des symboles	5
<b>3. Réalisation des tests</b>	<b>6</b>
3.1 Prélèvement des échantillons	6
3.2 Méthodes colorimétriques	6
3.3 Méthodes titrimétriques	6
3.4 Fonctionnement et traitement de concentrations très élevées	7
3.5 Elimination des échantillons	7
3.6 Avertissements / Indications de danger	7
<b>4. Ammonium</b>	<b>8</b>
<b>5. Dureté totale</b>	<b>11</b>
<b>6. Nitrate</b>	<b>14</b>
<b>7. Nitrite</b>	<b>16</b>
<b>8. Phosphate</b>	<b>18</b>
<b>9. pH</b>	<b>21</b>

# 1. Introduction

Avec l'analyse de l'eau, les gardes pêches ainsi que les pêcheurs particuliers peuvent rapidement suivre si les paramètres chimiques de l'eau (chaque paramètre est important pour juger de la qualité d'un éco-système) dévient des recommandations et influencent par conséquent la qualité de l'eau.

Après avoir obtenu ces informations, il est possible de déterminer la capacité épuratrice de l'eau ainsi que sa compatibilité pour les espèces piscicoles. Il est ensuite possible de planifier l'approvisionnement, la fertilisation ou des actions correctrices rapides. Des utilisateurs inexpérimentés peuvent exécuter les analyses à l'aide de la mallette *VISOCOLOR® FISH*, car chaque étape est décrite précisément. Par la suite, des interprétations faciles des valeurs d'analyse et des conclusions résultantes aidera l'utilisateur pour l'analyse et l'évaluation des eaux de pêche.

Un échantillon d'eau évolue s'il est conservé pendant une longue période. Particulièrement dans des conditions de températures élevées, des processus biologiques et chimiques ont lieu dans l'échantillon causant ainsi un changement de composition. Par conséquence, il est nécessaire d'exécuter l'analyse au point de prélèvement. La mallette *VISOCOLOR® FISH* a été particulièrement développée pour répondre à ces exigences. Elle peut être utilisée pour déterminer le moment optimal pour approvisionner en nouveaux poissons les étangs, aquariums ...

De plus, la mallette d'analyse permet l'analyse rapide de la qualité de l'eau par exemple en cas de mortalité importante de poissons, permettant ainsi une intervention rapide. La détermination des six paramètres chimiques les plus importants dans l'eau, présents dans la mallette, en font une trousse de premiers secours idéale pour les eaux de pêche. Les résultats d'analyse sont évalués à l'aide des données fournies dans le manuel et notamment les valeurs limites pour la vie piscicole. Les mesures permettent également aux gardes pêches expérimentés de déterminer la quantité de substances améliorant la qualité de l'eau comme les engrais phosphatés ou le carbonate de calcium à introduire. Il est important d'évaluer chaque valeur de mesure dans un contexte d'équilibre de l'un à l'autre et en rapport avec les conditions biologiques de l'eau.

Malgré les progrès dans le domaine de l'analyse instrumentale, les techniques d'analyse colorimétrique et titrimétrique restent très fiables et ont une importance tant en laboratoire que sur le terrain. Les méthodes d'analyses officielles reconnues (normes EN et ISO) sont utilisés pour le développement des languettes tests et des tests colorimétriques et photométriques. Les accessoires nécessaires pour ces manipulations sont rangés dans des mallettes portables. Des réactifs spéciaux permettent la détermination spécifique de substances sous forme de complexes colorés, dont l'intensité augmente avec la concentration.

Les kits d'analyse d'eau sont basés sur des techniques colorimétriques et titrimétriques. La détermination titrimétrique se base sur l'ajout de réactifs avec des pipettes en plastique ou par flacon compte-gouttes. La détermination colorimétrique est basée sur la comparaison de couleurs, qui se développent après avoir ajouté un réactif dans un récipient de réaction, avec une échelle de couleurs prédéfinie pour déterminer une concentration.

Selon le principe de comparaison de couleurs (comparateurs de couleurs), des échantillons colorés d'eau peuvent être analysés. À l'intérieur des comparateurs colorés il y a des échantillons d'eau sans un réactif sur le cercle coloré pour des concentrations différentes ; les autres sont sur des cercles avec la couleur originale du réactif (le réactif

la solution obligatoire). La valeur de concentration est déterminée si la couleur dans les deux récipients de mesure correspondent.

La longueur du trajet optique pour la mesure (qui correspond au diamètre du tube de test en photométrie) détermine la sensibilité du test. Par conséquence, des teneurs même très faibles peuvent être déterminé avec une grande précision.

## 2. Remarques générales

### 2.1 Recharge et pièces de rechange

Désignation	REF
Recharge pour mallette d'analyse <i>VISOCOLOR® FISH</i> contenant tous les réactifs requis pour l'ammonium, la dureté totale, le nitrate, le nitrite, le phosphate et le pH	933 201
Echelle de couleurs pour mallette d'analyse <i>VISOCOLOR® FISH</i>	933 301
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® FISH</i>	933 151

Download es / fr  
[www.mn-net.com/VISOFish](http://www.mn-net.com/VISOFish)

### 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](http://www.mn-net.com)) ou contacter directement MACHÉREY-NAGEL :







MACHÉREY-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](mailto: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® FISH* peut être utilisé sans connaissance préalable. 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.

Les déterminations avec la mallette *VISOCOLOR® FISH* ne requièrent pas de connaissances préalable en chimie et permettent une utilisation sans formation intensive.

#### 3.1 Prélèvement des échantillons

Le prélèvement des échantillons peut se faire directement au lieu d'analyse.

Les récipients de mesure doivent être rincés plusieurs fois avec l'eau à analyser. L'utilisateur devrait dans un premier temps noter l'emplacement de mesure, les dates et heures de jour. D'un point de vue analytique, les paramètres suivants ont d'intérêt pour de telles eaux : valeur de pH, dureté totale, phosphate, ammonium, nitrate et nitrite. Les deux derniers permettent de déterminer la productivité des eaux examinées. Par des mesures continues des phosphates, on peut prévenir la croissance d'algues indésirable prématurément en cas des concentrations accrues. La concentration en ammonium, nitrite et nitrate et leur proportion fournit des informations sur la nitrification\* dans les eaux étudiées.

#### 3.2 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® FISH*, 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.

#### 3.3 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® FISH*, 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

\*Nitrification : définition voir « Nitrite », page 16

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.

### 3.4 Fonctionnement et traitement de concentrations très élevées

Dans certain cas, très rare, de très grandes quantités des substances à déterminer sont solubilisés dans l'eau. Cette situation peut arriver particulièrement pendant les investigations des eaux d'appoint. Si la couleur de la réaction est plus foncée que la valeur la plus haute de l'échelle de couleur, l'échantillon d'eau devrait être dilué avec l'eau déminéralisée. La dilution doit être prise en considération en interprétant le résultat.

### 3.5 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.

### 3.6 Avertissements/Indications de danger

Pour exécuter la réaction décrite avec les échantillons d'eau, des produits chimiques divers et des mélanges contenant parfois des substances dangereuses doivent être utilisés. La quantité exigée et la concentration doivent être réduits au minimum.

Pour manipuler ces substances convenablement, une formation est nécessaire. Les substances dangereuses ne doivent pas être manipulés par des novices. Des novices (par exemple les étudiants) devront être formés à l'exécution des tests et devront être surveillés pendant l'exécution.

Tous les substances dangereuses ont une étiquette appropriée. Ils sont spécifiés à la fin de chaque chapitre. Pour plus d'informations, on peut se référer à la fiche de données de sécurité, qui peut être lue et téléchargée sur notre site internet : [www.mn-net.com](http://www.mn-net.com). Après utilisation le matériel doit être traité selon les prescriptions (cf. « Elimination des échantillons », page 7).

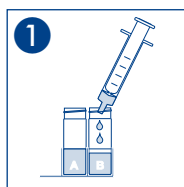
## 4. Ammonium

### Domaine de mesure

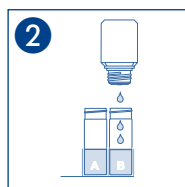
0,2–3 mg/L  $\text{NH}_4^+$

### Réalisation du test

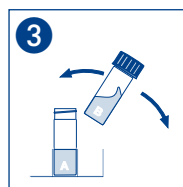
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **10 gouttes de  $\text{NH}_4$ -1**.
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **1 cuillère de mesure rase de  $\text{NH}_4$ -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  $\text{NH}_4$ -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.



2 x 5 mL  
d'échantillon



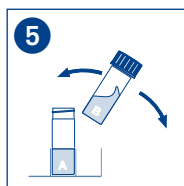
10  $\text{NH}_4$ -1



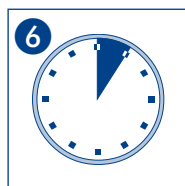
Agiter



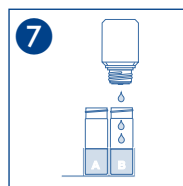
1  $\text{NH}_4$ -2



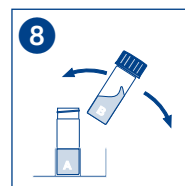
Agiter



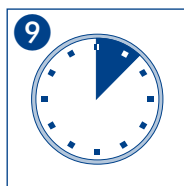
5'00 min



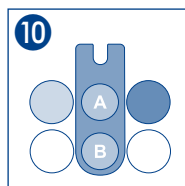
4  $\text{NH}_4$ -3



Agiter

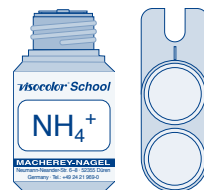


7'00 min



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'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 :



Pendant l'analyse, la somme ammonium et ammoniac est mesurée. C'est pourquoi la valeur de pH doit être déterminée simultanément pour pouvoir évaluer la situation correctement.

A pH 6, l'équilibre se trouve presque complètement sur le côté gauche. u pH 8, déjà 4 % d'ammoniacs est présent ; 25 % à pH 9 et 78 % à pH 10 (pour une température d'eau de 17 °C, voir la table).

pH	% ammonium (NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> )	% ammoniac (NH <sub>3</sub> )
6	100	0
7	99	1
8	96	4
9	75	25
10	22	78

\* 1 mg/L est mortel pour la plupart des types de poisson, mais indique seulement une valeur moyenne. C'est valable pour des temps de développement plus longs à 15 °C. A des températures plus hautes, les poissons ne tolèrent que des concentrations basses, aux températures inférieures ils peuvent supporter des concentrations plus hautes. La taille et le type de poisson ont aussi une influence. 0,2 mg/L d'ammoniac peut être mortel. Une concentration ammoniac au-dessus de 0,1 mg/L peut nuire à la croissance de poisson.

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.

## 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).

## 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

NH<sub>4</sub>-1 contient une solution de hydroxyde de sodium 5–20 %. NH<sub>4</sub>-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](http://www.mn-net.com/MSDS).

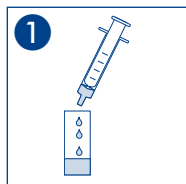
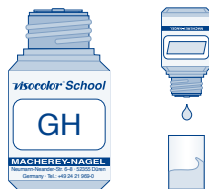
## 5. Dureté totale

### Domaine de mesure

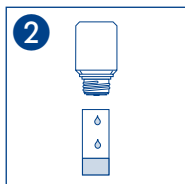
1 goutte  $\triangleq$  1,8 °f  $\triangleq$  17,8 mg/L CaCO<sub>3</sub>

### Réalisation du test

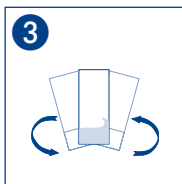
- 1 Verser 5 mL d'eau à analyser dans le récipient d'essai. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique.
- 2 Ajouter 2 gouttes de GH-1.
- 3 Mélanger en retournant le récipient. L'échantillon d'eau se colore en rouge. Si la solution se colore en vert, cela signifie qu'elle ne contient pas de substances 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).



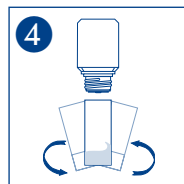
5 mL  
d'échantillon



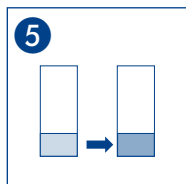
2  $\Delta$  GH-1



Secouer légèrement



$\Delta$  GH-2 jusqu'au  
virage



1  $\Delta$   $\triangleq$  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

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.

La *dureté carbonatée* (voir « pH », page 21 ; 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 un TAC bas ont une teneur en carbonate de calcium faible (le TAC est déterminé avec le kit VISOCOLOR® HE alcalinité). 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).

## 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 <sub>3</sub>	mmol/L CaCO <sub>3</sub>
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](http://www.mn-net.com/MSDS).

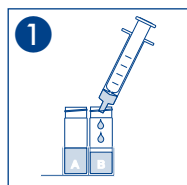
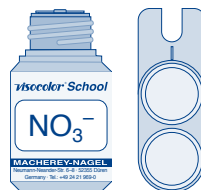
## 6. Nitrate

### Domaine de mesure

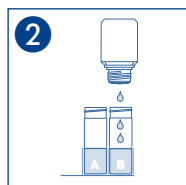
1–90 mg/L  $\text{NO}_3^-$

### Réalisation du test

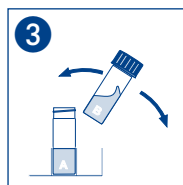
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **5 gouttes de  $\text{NO}_3-1$** .
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **1 cuillère de mesure rase de  $\text{NO}_3-2$** .
- 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



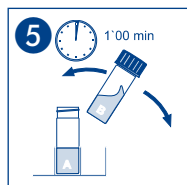
5  $\text{NO}_3-1$



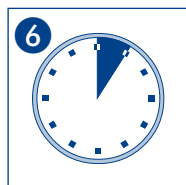
Agiter



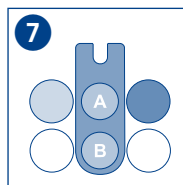
1  $\text{NO}_3-2$



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

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 géo-

logiquement 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. Le plancton et les plantes d'eau absorbent rapidement les nitrates, ne laissant que des traces. Dans des concentrations normales, les nitrates ne sont pas toxiques pour le poisson, ni les plantes. Dans l'eau potable, on considère une teneur de 50 mg/L comme une valeur limite défini par WHO et l'UE.

## 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.

## Interférences

Les substances oxydantes peuvent, suivant leur concentration, réduire la valeur mesurée ou empêcher entièrement la réaction. Une teneur en chlore  $\leq 10$  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 <sub>3</sub> <sup>-</sup>	mg/L NO <sub>3</sub> -N (azote nitrate)	mmol/m <sup>3</sup> NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	mg/L NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> 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](http://www.mn-net.com/MSDS).

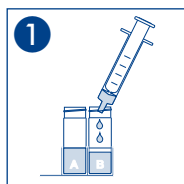
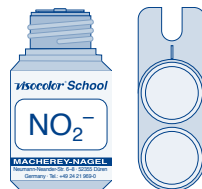
## 7. Nitrite

### Domaine de mesure

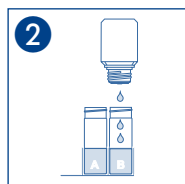
0,02–0,5 mg/L  $\text{NO}_2^-$

### Réalisation du test

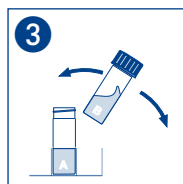
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **4 gouttes de  $\text{NO}_2-1$** .
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **1 cuillère de mesure rase de  $\text{NO}_2-2$** .
- 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



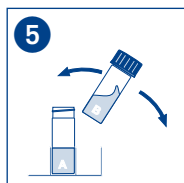
4  $\text{NO}_2-1$



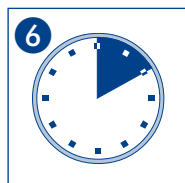
Agiter



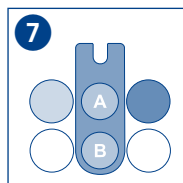
1  $\text{NO}_2-2$



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

Le nitrite se forme comme sous-produit de l'oxydation des ions ammonium (voir « Ammonium », page 8) 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).

La teneur en nitrites ne doit pas excéder 0,5 mg/L. Une teneur plus élevée réduit la consommation en aliment des poissons, et peut indiquer une contamination par des eaux usées.

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.

Des concentrations jusqu'à 1 mg/L sont considérées comme inoffensives, tandis que 2 mg/L est considéré comme mortel. Lors de la décomposition de protéines, des teneurs plus hautes en nitrites peuvent apparaître. La teneur en sel de l'eau et en nitrite détermine la toxicité de l'eau.

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.

### 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 <sub>2</sub> <sup>-</sup>	mg/L NO <sub>2</sub> -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](http://www.mn-net.com/MSDS).

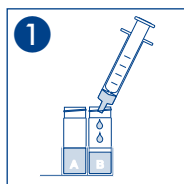
## 8. Phosphate

### Domaine de mesure

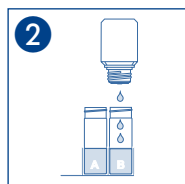
0,6–15 mg/L  $\text{PO}_4^{3-}$

### Réalisation du test

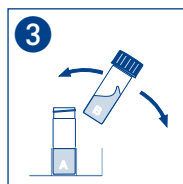
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter les réactifs **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **6 gouttes de  $\text{PO}_4\text{-1}$** .
- 3 Refermer le tube, agiter.
- 4 Ajouter **6 gouttes de  $\text{PO}_4\text{-2}$** .
- 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.



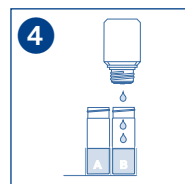
2 x 5 mL  
d'échantillon



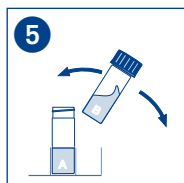
6  $\text{PO}_4\text{-1}$



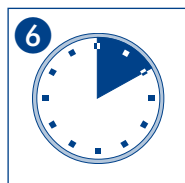
Agiter



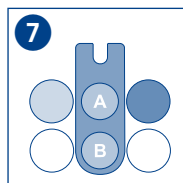
6  $\text{PO}_4\text{-2}$



Agiter



10'00 min

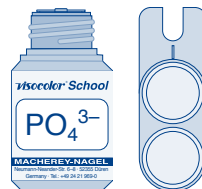


Mesure

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  $\text{PO}_4^{3-}$  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 dans l'eau : le taux élevé de phosphate représente un indicateur chimique sûr de la pollution par des matières fé-



cales. Les engrais chimiques augmentent aussi la teneur en phosphate dans les nappes phréatiques.

Dans les eaux d'étang, de petites quantités de phosphate sont absorbés par les plantes, le plancton et les sédiments. Un bon sol d'étang absorbe et retient plusieurs centaines de fois plus de phosphate que l'eau en contient.

Le phosphate se comporte de la même façon dans les sédiments que sur les terres agricoles. Dans des conditions aérobies, il est absorbé sur les particules ou il précipite sous forme de phosphate de fer. Les sédiments font office de " piège à phosphate". Cependant, si la saturation d'oxygène descend en-dessous de 10 %, il y a un phénomène de relargage du phosphate. Le phosphate en forte teneur provoque l'eutrophisation, et cause une croissance importante des plantes, et particulièrement d'algues planctoniques, dûe à une grande quantité de nutriments. Ce phénomène – également appelé efflorescences algales – entraîne une consommation croissante en oxygène résultant d'une décomposition bactérienne excessive d'algues mortes. Puis, en conditions anaérobies se forme du sulfure d'hydrogène.

Ces conditions sont extrêmement néfastes pour les eaux piscicoles. Quant au phosphore, on distingue entre le phosphore inorganique (le phosphate ou des ions de phosphate hydrogènes et les polyphosphates) et le phosphore organique, qui est sécrété après digestion des matières organiques. Dans l'Ordonnance d'Eau potable de 2001, il n'y a aucune valeur limite indiquée pour le phosphate. Cependant, il ne devrait presque pas être présent dans l'eau potable, car des concentrations hautes peuvent mener à l'indigestion.

## Principe de la réaction

Les ions phosphate réagissent avec le molybdate d'ammonium pour donner de l'acide phosphomolybdique. Celui-ci est ensuite réduit en bleu de phosphomolybdène. (principe de la réaction analogue à la norme DIN EN ISO 6878-D11).

## Interférences

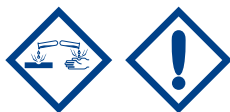
De grandes quantités de substances oxydantes empêchent la formation du complexe bleu. Elles doivent être détruites avant la détermination.

Les métaux lourds gênent à partir de 10 mg/L car ils diminuent un peu l'intensité de la coloration. Le vanadium augmente la coloration. Le silicium gêne à partir de 10 mg/L.

## Tableau de conversion

mg/L PO <sub>4</sub> -P (phosphate-phosphore)	mg/L PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	mg/L P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>
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

PO<sub>4</sub>-1 contient de l'acide sulfurique 5–15 %. PO<sub>4</sub>-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](http://www.mn-net.com/MSDS).

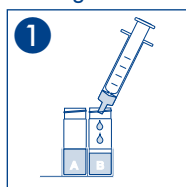
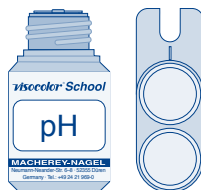
## 9. pH

### Domaine de mesure

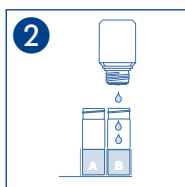
pH 4,0–9,0

### Réalisation du test

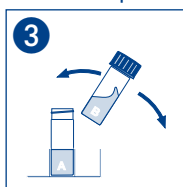
- 1 Verser **5 mL d'eau à analyser** dans chacun des deux tubes de mesure. Utiliser pour ce faire la seringue en plastique. Placer 1 tube de mesure dans la position A du comparateur. Ajouter le réactif **uniquement dans le tube de mesure B** !
- 2 Ajouter **4 gouttes de pH-1**.
- 3 Refermer le tube, 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.



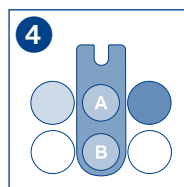
2 x 5 mL  
d'échantillon



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  $\text{H}_2\text{O}$ , 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 ( $\text{H}_3\text{O}^+$ ) et en ions hydroxyde  $\text{OH}^-$  :



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  $\text{H}^+$ ) et un dix-millionième de mole d'ions hydroxyde (multiplié par le nombre 17 comme poids molaire pour  $\text{OH}^-$  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 maintenant un *acide fort*, p. ex. de l'acide chlorhydrique  $\text{HCl}$ , 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.

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.

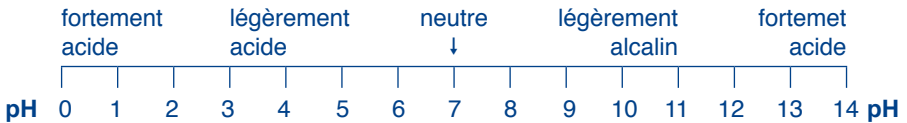
Même des sels dissous dans l'eau peuvent provoquer une modification du pH. Si l'on dissout du carbonate de sodium (de la soude) dans l'eau, l'eau réagit avec les ions carbonate de la façon suivante :



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 11).

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 :



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

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.

Le fer présent dans l'eau est nuisible pour le poisson et le frai pour des valeurs de pH basses (pH 5–6).

La toxicité de composés d'ammonium augmente fortement pour des valeurs de pH plus hautes.

## 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](http://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](http://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](http://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

