

MACHEREY-NAGEL

VISOCOLOR® School

Análise de água



■ Manual

MACHEREY-NAGEL

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





## CONTENUE

<b>1. Introducción</b>	<b>4</b>
<b>2. Indicaciones generales</b>	<b>5</b>
2.1. Reactivos y materiales de recambio	5
2.2. Papeles reactivos adicionales	5
2.3. Símbolos	5
<b>3. Realización de tests</b>	<b>6</b>
3.1. Métodos colorimétricos	6
3.2. Métodos volumétricos	6
3.3. Eliminación	6
<b>4. Amonio</b>	<b>7</b>
<b>5. Dureza total</b>	<b>11</b>
<b>6. Nitrato</b>	<b>15</b>
<b>7. Nitrito</b>	<b>18</b>
<b>8. Fosfato</b>	<b>21</b>
<b>9. Valor pH</b>	<b>24</b>

## 1. Introducción

El análisis del agua como método investigativo tiene su origen en los albores de la ciencia, entre los siglos XVI y XVIII, especialmente en el trabajo de científicos como el médico suizo Paracelso, el químico inglés Robert Boyle o el médico alemán Friedrich Hoffmann (conocido por las "gotas de Hoffmann"), que fueron los primeros en describir reacciones de precipitación y coloración para la identificación de sustancias diluidas en el agua. Por el año 1800 aparecieron los primeros laboratorios portátiles de agua en el mercado, tales como la "caja de pruebas químicas" de Götting, un profesor de química de la Universidad de Jena apadrinado por Goethe. El primer gran avance en el análisis del agua se produjo en el siglo XIX con el desarrollo de métodos volumétricos y colorimétricos, así como por el trabajo de Carl Remigius Fresenius, hasta el día de hoy conocido por su laboratorio químico de Wiesbaden fundado en 1848.

A partir de la segunda mitad del siglo 20, el análisis ambiental – y por consiguiente el análisis del agua – ha venido adquiriendo cada vez más importancia debido a la contaminación creciente del medio ambiente. Aún cuando el análisis instrumental ha experimentado avances importantes, los métodos volumétricos y fotométricos han conservado su importancia en el laboratorio y especialmente en las aplicaciones en campo por razones históricas. Los métodos normalizados y por lo tanto oficialmente reconocidos (normas DIN, EN, ISO) se vienen implementando tanto en tiras reactivas como en el análisis colorimétrico/fotométrico, y los instrumentos necesarios para llevarlos a cabo se ofrecen juntos en maletines portátiles. Reactivos especiales hacen posible hoy en día la determinación de sustancias específicas al formar con ellas compuestos coloreados en los que la intensidad del color aumenta en función de la concentración.

Los kits de ensayo para el análisis del agua se basan en métodos volumétricos y colorimétricos. En el análisis volumétrico (titulación), la concentración de la sustancia se determina en base al volumen – por el conteo de gotas – con ayuda de pipetas de plástico o frascos cuentagotas. En el método colorimétrico se agrega un reactivo a la solución problema, en la cual se produce un viraje de color. El color resultante se compara con una escala de colores estándares correspondientes a un valor o rango de concentración. La comparación se efectúa de manera visual con ayuda de cartas o discos con una escala continua de colores. Este principio de la comparación de colores puede usarse igualmente para el análisis de muestras de agua coloreadas con ayuda de "comparadores". El tubo con la muestra de agua sin reactivo va deslizándose con ayuda del comparador sobre la fila de círculos de concentraciones diferentes; y el otro con reactivo sobre la fila de círculos que indica el color propio del reactivo (blanco). El valor de la concentración es el correspondiente a la posición en la que en ambos tubos se observa el mismo color. La sensibilidad del método varía en función del largo del tubo (equivalente al paso óptico de una cubeta en fotometría). Este método permite detectar de manera relativamente exacta los componentes del agua, incluso en concentraciones bajas.

Los parámetros básicos que normalmente se analizan cuando se realiza una primera evaluación de muestras de agua son el valor pH y la dureza total, así como el nitrato, nitrito, amonio y fosfato – todos indicadores de posible contaminación.

## 2. Indicaciones generales

### 2.1. Reactivos y materiales de recambio

Denominación	REF
Kit de recambio para maletín <i>VISOCOLOR® School</i> con todos los reactivos necesarios para la determinación de amonio, dureza total, nitrato, nitrito, fosfato y pH	933200
Escala de colores para maletín <i>VISOCOLOR® School</i>	933300
Tubos con tapa roscada, 10 unid.	931151
Comparador deslizante, 2 unid.	931152
Tubo para titulación con marca de 5 mL	915499
Recipiente para la muestra, 25 mL	914498
Cucharilla de plástico negra, 10 unid., 70 mm	914492
Jeringa graduada, 5 mL	914661
Manual de instrucciones (alemán / inglés ) del maletín <i>VISOCOLOR® School</i>	933150

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

### 2.2. Papeles reactivos adicionales

El maletín tiene igualmente puesto para un envase de tiras reactivas pH-Fix y un envase de tiras QUANTOFIX®.







Las tiras reactivas pH-Fix son tiras de alta calidad que no destiñen, evitando la contaminación de la muestra. Éstas se ofrecen para diferentes rangos de pH y con diferentes intervalos.

Las tiras reactivas QUANTOFIX® han sido concebidas para el análisis visual (escala de colores) y semicuantitativo de diversos parámetros, tales como el ácido ascórbico, hierro, etc. Para hacer pedidos o solicitar mayor información, diríjase a su distribuidor MACHEREY-NAGEL, visite nuestro sitio web ([www.mn-net.com](http://www.mn-net.com)) o contáctenos directamente:

#### **MACHEREY-NAGEL GmbH & Co. KG**

Valenciennr Str. 11  
52355 Düren · Alemania  
Tel.: +49 24 21 969-0  
info@mn-net.com

### 2.3. Símbolos

 Fecha de vencimiento	 Número de lote
 Art. nro.	 Temperatura de almacenaje
 Obsérvense las instrucciones de uso	 Obsérvense las indicaciones de seguridad

### 3. Realización de tests

Los kits de ensayo *VISOCOLOR® School* son ideales para el uso en escuelas y no requieren de conocimientos previos especiales. Estos kits se basan en métodos colorimétricos y volumétricos. Los resultados del análisis se leen directamente en mg/L (miligramos por litro) o en ppm (partes por millón) (ppm = mg/L). Otras unidades coherentemente empleadas son los grados de dureza alemanes (°d) y mmol/L.

Todos los reactivos *VISOCOLOR® School* están homologados para el uso en escuelas en conformidad con la norma GUV-SR 2004.

#### 3.1. Métodos colorimétricos

El análisis colorimétrico se basa en la propiedad de determinados reactivos de formar compuestos coloreados con ciertas sustancias, aumentando la intensidad del color a mayor concentración de la sustancia buscada.

La coloración obtenida se compara con una escala de colores estándares. El resultado puede leerse directamente en la escala, al lado del color más cercano o igual.

En los kits de ensayo *VISOCOLOR® School* ambos tubos se llenan con muestra, pero los reactivos se agregan sólo al tubo B. Una vez que se han agregado todos los reactivos necesarios y el tiempo previsto para la reacción ha concluido, se va deslizando el comparador sobre la carta de colores mirando desde arriba hasta que se observe la misma coloración en ambos tubos. El resultado puede leerse en la lengüeta del comparador. Los valores intermedios son estimados.

#### 3.2. Métodos volumétricos

No obstante, existe una serie de sustancias difíciles o imposibles de evaluar mediante métodos colorimétricos. Muchas de ellas pueden analizarse por volumetría (titulación): aquí se va agregando a un volumen de muestra exactamente medido una solución de valor conocido (valorada) gota a gota, la cual contiene una sustancia que reacciona con la sustancia buscada en la muestra. Una vez que la sustancia de la muestra ha reaccionado transformándose por completo, no deben agregarse más gotas de la solución valorada puesto que esto llevaría a un desequilibrio entre ambos volúmenes. El punto final de la reacción (punto de equivalencia) puede apreciarse gracias a la adición de un reactivo indicador que produce el viraje de color.

En los kits *VISOCOLOR® School* para análisis volumétrico, la solución valorada se va añadiendo gota a gota a exactamente 5 mL de solución problema hasta que el indicador previamente agregado produce el viraje de color. El número de gotas de solución valorada necesario para el viraje de color del indicador corresponde a la concentración de la sustancia buscada en la muestra de agua.

#### 3.3. Eliminación

Después del análisis, las soluciones usadas pueden verterse en el desagüe diluidas con agua de grifo.

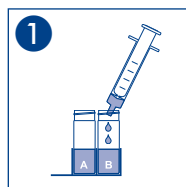
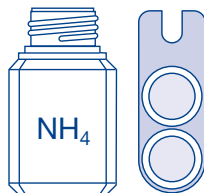
## 4. Amonio

### Rango de medición

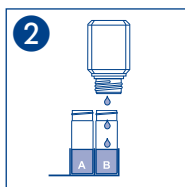
0,2–3 mg/L  $\text{NH}_4^+$

### Realización del test

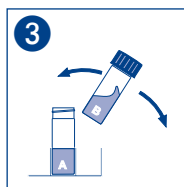
- 1 Llene ambos tubos con **5 mL de la muestra** de agua. Use la jeringa de plástico. Coloque 1 tubo en la posición A del comparador. ¡Los reactivos se agregan **sólo al tubo B!**
- 2 Añada **10 gotas de  $\text{NH}_4$ -1**.
- 3 Cierre el tubo. Agite.
- 4 Añada **1 cucharada al ras de  $\text{NH}_4$ -2**.
- 5 Cierre el tubo. Agite hasta que el polvo se haya diluido.
- 6 Espere **5 minutos**.
- 7 Abra el tubo. Agregue **4 gotas de  $\text{NH}_4$ -3**.
- 8 Cierre el tubo. Agite.
- 9 Espere **7 minutos**.
- 10 Abra el tubo y colóquelo en la posición B del comparador. Deslice el comparador observando ambos tubos desde arriba y deténgase cuando ambos tengan el mismo color. Lea el valor en la lengüeta del comparador. Los valores intermedios pueden estimarse.



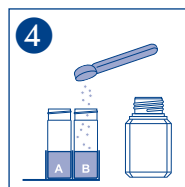
2 x 5 mL  
de muestra



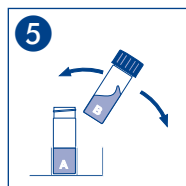
10  $\text{NH}_4$ -1



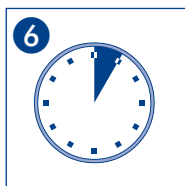
Agitar



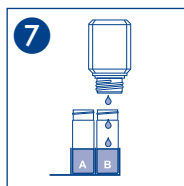
1  $\text{NH}_4$ -2



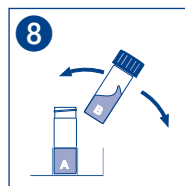
Agitar



5'00 min



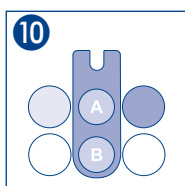
4  $\text{NH}_4$ -3



Agitar



7'00 min



Lectura del valor

Después del uso, lave bien los tubos y ciérrelos.

Este método también es apropiado para analizar agua de mar diluida (1 + 9).

## Información general

El amoníaco en la naturaleza se forma a partir del nitrógeno y el vapor de agua por la actividad volcánica y las descargas eléctricas en las capas superiores de la atmósfera. Otra fuente de amoníaco son los *procesos de descomposición o mineralización* de las proteínas nitrogenadas de origen vegetal y animal. En el *reino mineral*, casi todas las rocas magmáticas contienen cantidades pequeñas de sales de amonio. En Persia se descubrieron hace más de 1.000 años enormes depósitos de *cloruro de amonio* en los bordes de yacimientos de carbón en combustión a baja temperatura. También en las inmediaciones de los volcanes Vesubio y Etna hay sales de amonio. Todas las fuentes mencionadas, así como los gases de escape de automóviles e industriales, producen enormes cantidades de sales de amonio que regresan al suelo con las precipitaciones en forma de *fertilizantes nitrogenados*.

De los excrementos animales y humanos se desprende, además de urea, amoníaco en forma de compuestos nitrogenados. Para los organismos superiores, el amoníaco es *un veneno* celular que debe ser eliminado lo más rápido posible. Éste se forma en el cerebro, en los músculos, el hígado y los riñones como producto intermedio del metabolismo. En el hígado se transforma inmediatamente en urea al reaccionar con dióxido de carbono, y en el cerebro se transforma en glutamina – ambas sustancias inocuas para el ser humano. Las sales de amonio, a diferencia del amoníaco libre, no son venenosas.

Los iones amonio también pueden formarse por la reducción microbiana del nitrato e infiltrarse en las aguas del subsuelo por la lixiviación de fertilizantes o como producto primario de la descomposición de compuestos orgánicos nitrogenados provenientes de aguas residuales domésticas. En las aguas puras la concentración de iones amonio es inferior a 0,1 mg/L, mientras que en las aguas contaminadas pueden medirse concentraciones de hasta 10 mg/L. Desde el punto de vista higiénico-sanitario, debe observarse el contenido de compuestos de amonio ya que el amoníaco puede haberse formado por la descomposición de excrementos humanos o animales. La urea se descompone en amoníaco y dióxido de carbono, respectivamente en los iones amonio e hidrogenocarbonato:



Las aguas pantanosas y aquellas aguas subterráneas con un alto contenido de hierro y manganeso (p. ej. las de la llanura septentrional alemana) constituyen casos especiales con concentraciones de hasta 1 mg/L. En estas aguas, el ácido sulfhídrico que se ha formado bajo presión a partir de sulfuro de hierro y de dióxido de carbono reduce el nitrato a amoníaco:



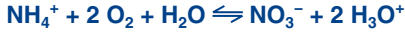
El amoníaco, que a partir de 0,5 mg/L tiene efectos tóxicos sobre todo en los peces, se forma cuando el pH del agua es superior a 7 – ya que el valor pH es el que regula el equilibrio entre los iones amonio y el amoníaco:



Con un pH de 6 el equilibrio se encuentra casi por completo en el sector izquierdo de la escala. Con un pH de 8, el contenido del amoníaco ya es del 4 %. Con un pH de 9 alcanza el 25 %, y con pH 10 incluso 78 % (a una temperatura del agua de 17 °C).



El amoníaco en altas concentraciones afecta en gran medida el contenido de oxígeno del agua, ya que durante la oxidación bacteriana de amonio a nitrato (nitrificación) se consume oxígeno.



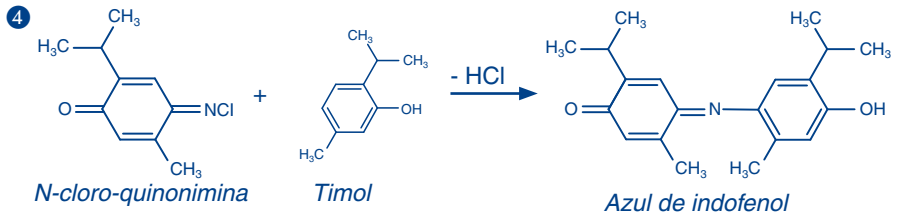
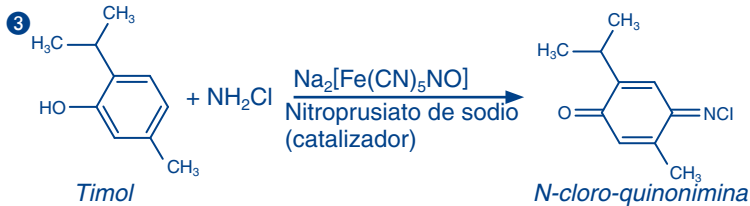
Este proceso representa una parte importante del proceso de autodepuración del agua, pero puede llevar a una muerte masiva de peces por el consumo de oxígeno. Durante el proceso de nitrificación, las sales de amonio son oxidadas primero a nitrito y después a nitrato. De éste último extraen las plantas superiores durante el proceso de biosíntesis a través de sus raíces y hojas las proteínas necesarias para vivir.

En las plantas biológicas de tratamiento de aguas residuales es de vital importancia controlar el amonio, el nitrato y el nitrito como parámetros del nitrógeno, ya que la nitrificación constituye el paso más importante del proceso de depuración. La concentración de amonio en las entradas de las plantas de tratamiento de aguas residuales determina la demanda de oxígeno. La concentración residual de amonio en las descargas del tanque de nitrificación es un indicador de la eficiencia de la planta.

### Principio de la reacción

Los iones amonio reaccionan con el cloro en medio alcalino formando monocloramina. Ésta forma con el timol un colorante de indofenol azul (principio análogo al del método DIN 38406-E5).

### Ecuación de la reacción



### Interferencias

Las aminas primarias reaccionan como iones amonio produciendo valores más altos. Las sustancias que consumen cloro pueden, dependiendo de su concentración, producir valores más bajos o inhibir por completo la reacción.

## Indicaciones de peligro



### PELIGRO

NH<sub>4</sub>-1 contiene hidróxido de sodio 5–20 %. NH<sub>4</sub>-3 contiene etanol 35–55 % y timol 5–10 %.

Provoca quemaduras graves en la piel y lesiones oculares.

No respirar los vapores. Llevar guantes y gafas de protección. EN CASO DE INGESTIÓN: Enjuáguese la boca. NO provoque el vómito. EN CASO DE CONTACTO CON LA PIEL (o el pelo): Quitar inmediatamente todas las prendas contaminadas. Aclararse la piel con agua / ducharse. EN CASO DE INHALACIÓN: Transportar a la persona al aire libre y mantenerla en una posición que le facilite la respiración. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando. Elimínese el contenido / recipiente de forma apropiada.

La ficha de datos de seguridad respectiva puede descargarse en [www.mn-net.com/SDS](http://www.mn-net.com/SDS).

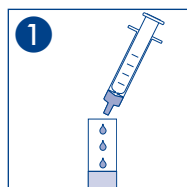
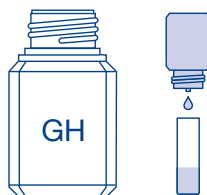
## 5. Dureza total

### Rango de medición

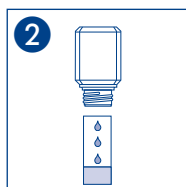
1 gota  $\triangleq$  1 °d  $\triangleq$  17,8 mg/L CaCO<sub>3</sub>

### Realización del test

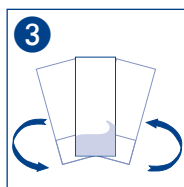
- 1 Llene el tubo con **5 mL de la muestra de agua**. Use la jeringa de plástico.
- 2 Añada **2 gotas de GH-1**.
- 3 Agite para mezclar. La muestra de agua adquiere una coloración **roja**. Una coloración verde indica que la muestra no contiene sustancias endurecedoras.
- 4 Sostenga el frasco **GH-2** en posición completamente vertical y agregue gota a gota el reactivo mientras agita el tubo con la muestra hasta que ésta se torne **verde**.
- 5 Vaya contando las gotas. Cada gota corresponde a un grado de dureza total (°d).



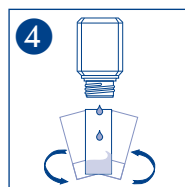
5 mL  
de muestra



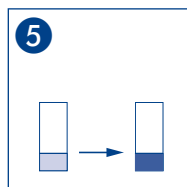
2  $\text{d}$  GH-1



Mezclar girando



$\text{d}$  GH-2 hasta el  
viraje de color



1  $\text{d}$   $\triangleq$  1 °d  
rojo  $\rightarrow$  verde

Lave bien el tubo de la muestra después del uso.

Cierre el frasco cuentagotas inmediatamente después del uso. No toque los tapones cuentagotas.

Este método también es apropiado para analizar agua de mar previamente diluida (1 + 29).

### Información general

El término *dureza* se emplea para describir aquella propiedad que tiene principalmente el calcio de formar jabones calcáreos insolubles o difícilmente solubles (= sales de calcio de ácidos grasos superiores como el ácido palmítico) con un efecto limpiador reducido. El calcio y el magnesio son considerados los principales endurecedores del agua. En las aguas naturales se encuentran asimismo sales de estroncio y bario (también pertenecen al grupo de los metales alcalinotérreos), pero en concentraciones tan pequeñas (debido a la difícil solubilidad de sus carbonatos y sulfatos) que pueden ser ignoradas.

La suma de las sales de calcio y magnesio se conoce como *dureza total*. Cuando estos iones alcalinotérreos se encuentran como hidrogenocarbonatos en el agua, al calentar el agua éstos precipitan carbonato en forma de incrustaciones:



Esta dureza del agua causada por los hidrogenocarbonatos se conoce como dureza temporaria. Las sales de otros ácidos (como el clorhídrico o el sulfúrico), por el contrario, no precipitan al calentar el agua, por lo que representan la dureza permanente o dureza de sulfatos.

Para indicar la dureza del agua se emplean las siguientes magnitudes:

**10 mg/L óxido de calcio (CaO) = 1 °d (grado de dureza alemán) = 7,14 mg/L óxido de magnesio (MgO)**

Hoy en día, los acuerdos internacionales prescriben la indicación de la concentración molar:

**1 mmol/L (milimol/litro) = 56 mg/L óxido de calcio = 5,6 °d**

Dependiendo de su contenido de sales de calcio y magnesio, el agua puede clasificarse como dura o blanda, existiendo varios niveles:

**Muy blanda: 0 a 3 °d**

**Blanda: 4 a 7 °d**

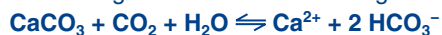
**Ligeramente dura: 8 a 11 °d**

**Moderadamente dura: 12 a 17 °d**

**Dura: 18 a 30 °d**

**Muy dura: más de 30 °d**

Casi todas las aguas naturales no contaminadas contienen calcio y magnesio provenientes de dolomitas, mármol, piedra caliza, tiza o yeso, los cuales han sido disueltos en forma de hidrogenocarbonatos (o de sulfato de calcio) durante procesos geotérmicos por el dióxido de carbono (ácido carbónico). En los yacimientos de dichas rocas (p. ej. en la cordillera alemana del Jura de Suabia), el agua es muy dura llegando a superar los 30 °d. El agua de las regiones de arenisca abigarrada contiene, por el contrario, muy pocos endurecedores. En las aguas ricas en plancton, la *asimilación de ácido carbónico* (fotosíntesis) puede producir una *descalcificación* biológica con una consiguiente alta dureza del agua. Aquí se da el siguiente equilibrio:



En general las aguas con una dureza superior a los 25 °d, también aquéllas originadas en condiciones geológicas extremas, se consideran como contaminadas. Esta contaminación puede deberse por ejemplo a infiltraciones provenientes de vertederos. El dióxido de carbono liberado por la putrefacción o descomposición de la materia vegetal alcanza la capa freática por infiltración con el agua de lluvia. Esto hace posible la formación de hidrogenocarbonato de calcio a partir de carbonato de calcio en los suelos calcáreos (la ecuación de formación de incrustaciones se invierte). Las sales de calcio en las aguas subterráneas pueden provenir igualmente de fertilizantes. En general, se recomienda que el agua potable presente cierta dureza por dos razones: la primera es la formación de una capa protectora de carbonato de calcio en las tuberías que impide que éstas sean atacadas por el ácido carbónico libre "agresivo"; la segunda es la demanda de minerales del cuerpo humano, para la cual se considera ideal una concentración de calcio entre 20 y 60 mg/L. No se recomienda sobrepasar

concentraciones de 280 mg/L para el calcio y 125 mg/L para el magnesio. El agua dura sabe más fresca que el agua blanda, e incluso que el agua destilada "pura". El agua potable de dureza media cubre un 10 % de las necesidades de calcio diarias. El agua de alta dureza modifica considerablemente el sabor del café y el té.

Como dureza de carbonatos se entiende el contenido de iones alcalinotérreos en forma de hidrogenocarbonatos o carbonatos. Este término se emplea como sinónimo de alcalinidad o "capacidad del agua para neutralizar ácidos" (véase Valor pH, página 24). Por lo general, una parte de las sales de calcio y magnesio está diluida en forma de sulfatos, siendo la dureza de carbonatos menor que la dureza total. El agua con una dureza de carbonatos inferior a 0,5 es considerada poco fértil, mientras que aquélla con una dureza a partir de 1,5 es considerada muy fértil. Todas las aguas con valores bajos de dureza de carbonatos son pobres en cal. El agua de los famosos ríos de llanura "chalk streams" de Inglaterra, muy ricos en yeso, cuenta con valores muy altos de dureza total y al mismo tiempo una alta dureza de carbonatos, siendo una de las mejores del mundo para la cría del salmón. Las aguas pobres en cal, frecuentemente ácidas, tienen una población reducida de peces.

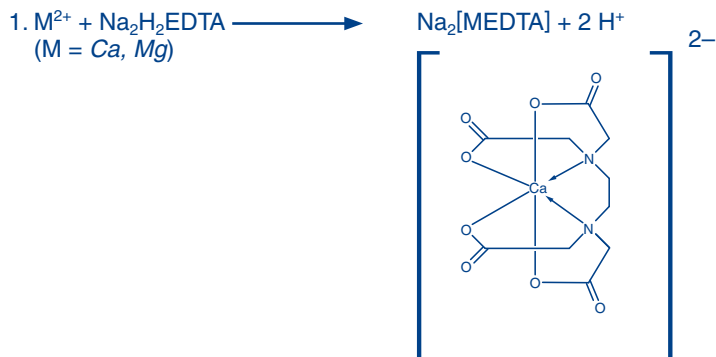
### Principio de la reacción

Valoración complexométrica

Los iones magnesio y calcio, responsables de la dureza, se asocian con el EDTA como agente complejante formando quelatos. La determinación se realiza por titulación con un metal como indicador, cuyo color cambia al terminar la reacción de complejación.

(Fundamento de la reacción análogo al del método DIN 38406-3 E3)

### Ecuación de la reacción



### Interferencias

Los iones cobre(II) pueden retardar el viraje del indicador e incluso inhibirlo por completo en concentraciones más altas. Por lo tanto, si se van a tomar muestras de tuberías de cobre, deje correr el agua un rato antes de tomar la muestra.

## Tabla de conversión

°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

## Indicaciones de peligro



### ATENCIÓN

GH-1 contiene trietanolamina 20 – 45 % y etanol 20 – 35 %.

La ficha de datos de seguridad respectiva puede descargarse en [www.mn-net.com/](http://www.mn-net.com/) **SDS**.

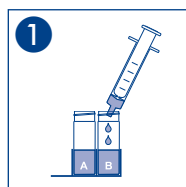
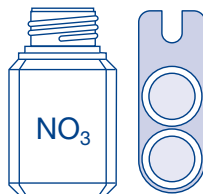
## 6. Nitrato

### Rango de medición

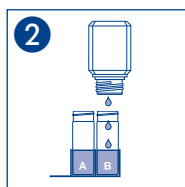
1 – 90 mg/L  $\text{NO}_3^-$

### Realización del test

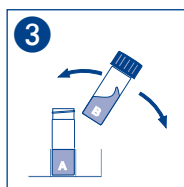
- 1 Llene ambos tubos con **5 mL de la muestra de agua**. Use la jeringa de plástico. Coloque 1 tubo en la posición A del comparador. ¡Los reactivos se agregan **sólo al tubo B!**
- 2 Añada **5 gotas de  $\text{NO}_3-1$** .
- 3 Cierre el tubo. Agite.
- 4 Añada **1 cucharada al ras de  $\text{NO}_3-2$** .
- 5 Cierre el tubo. **Agite inmediata y vigorosamente por 1 minuto**.
- 6 Espere **5 minutos**.
- 7 Abra el tubo y colóquelo en la posición B del comparador. Deslice el comparador observando ambos tubos desde arriba y deténgase cuando ambos tengan el mismo color. Lea el valor en la lengüeta del comparador. Los valores intermedios pueden estimarse.



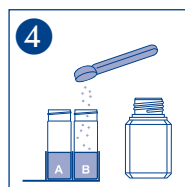
1  
**2 x 5 mL**  
de muestra



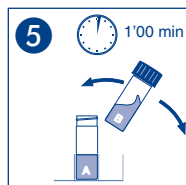
2  
5  $\text{NO}_3-1$



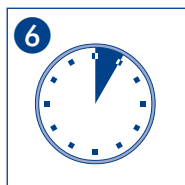
3  
Agitar



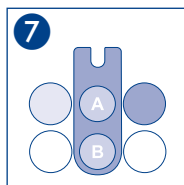
4  
1  $\text{NO}_3-2$



5  
Agitar vigorosa-  
mente



6  
5'00 min



7  
Lectura del valor

Después del uso, lave bien los tubos y ciérrelos.

Este método también es apropiado para analizar agua de mar (véase la tabla de conversión).

### Información general

De todos los nitratos presentes en la naturaleza, el nitrato de sodio es el más importante. Los yacimientos más grandes se encuentran en las regiones desérticas del norte de Chile, por lo que se conoce igualmente con el nombre de *salitre de Chile*. También se sabe de la existencia de yacimientos pequeños en Egipto, Colombia y California. Otro nitrato importante, producto de la efluorescencia de suelos ricos en

potasio en la India, China y Egipto, es el nitrato de potasio. Los nitratos se forman principalmente por la descomposición de proteínas (p. ej. de algas marinas muertas en el caso de nitrato de sodio) como resultado de la nitrificación microbiana por microorganismos. Un nitrato de formación peculiar es el nitrato de calcio, que aparece como eflorescencias en los muros. A partir de las proteínas en descomposición se forma primero amoniaco, que es oxidado por bacterias a ácido nítrico, el cual se convierte por contacto con la cal de los muros en nitrato de calcio. Existe un grupo de plantas capaz de indicar la presencia de nitratos en el suelo, y algunas de éstas incluso de almacenarlos bien, por lo que son llamadas plantas nitrófilas. El epilobio o adelfilla, la ortiga, la branca ursina y el perifollo silvestre, por ejemplo, son plantas nitrófilas que suelen crecer abundantemente en suelos anegados y cultivados con un alto contenido de nitratos. En cuanto a las plantas de consumo humano, hay verduras muy ricas en nitratos, tales como la espinaca, las semillas de soja, la acelga, la remolacha roja y el rabanillo. Los nitratos en sí no son nocivos para la salud de los animales y las personas. Su peligro reside en la transformación que sufren dentro del organismo, específicamente en el tracto gastrointestinal (proceso inducido por la saliva), donde son convertidos en nitritos por bacterias (véase Nitrito, página 18).

Las aguas naturales no contaminadas tienen una concentración de nitrato entre 0,4 y 8 mg/L, pero una de nitrito de apenas 0,01 mg/L como máximo, es decir, a nivel de trazas. La concentración de nitrato en el agua puede aumentar considerablemente por la infiltración de fertilizantes (salitre) o por la descomposición aeróbica de compuestos orgánicos nitrogenados (p. ej. de proteínas).

Las aguas contaminadas pueden tener una concentración de nitrato de 50 a 150 mg/L, o incluso mayor. Una alta concentración de nitrato de origen no geológico (depósitos de salitre), sobre todo si se trata de aguas subterráneas, es un indicador seguro de contaminación.

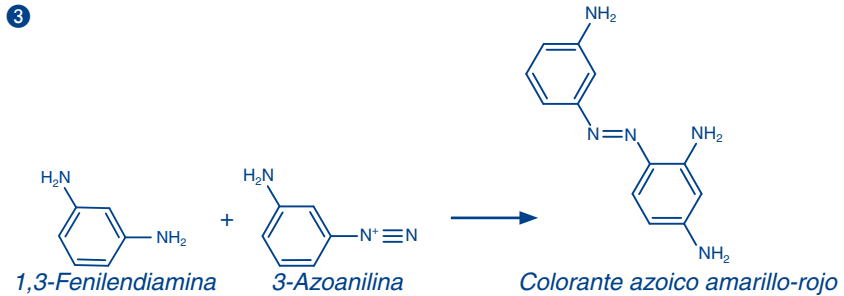
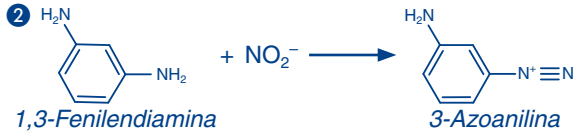
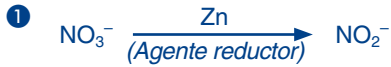
Para poder determinar si el agua tiene la capacidad de autopurificarse, hay que ver si además de la alta concentración de nitrato ésta tiene concentraciones altas de amonio y nitrito. Si las concentraciones son bajas, el agua tiene suficiente capacidad para mineralizar las sustancias orgánicas y autopurificarse. Este principio se aplica igualmente para las descargas de las plantas depuradoras biológicas. Tanto la Organización Mundial de la Salud como la UE y la Directiva de Agua Potable alemana establecen como nivel de nitrato máximo permitido una concentración de 50 mg/L.

## **Principio de la reacción**

Los iones nitrato son reducidos en medio ácido a iones nitrito mediante un agente reductor inorgánico. El nitrito se diazota con una amina aromática formando seguidamente un colorante azoico naranja-amarillo.



## Ecuación de la reacción



## Interferencias

Dependiendo de su concentración, las sustancias que consumen oxígeno pueden arrojar valores más bajos o inhibir por completo la reacción. Las concentraciones de cloro  $\leq 10$  mg/L no interfieren.

El nitrito interfiere (misma reacción). Para eliminarlo, agregue ácido sulfámico (REF 918973). La temperatura ideal de la muestra es de 18–30 °C. A temperaturas inferiores, la reacción se desarrollará de forma mucho más lenta y el test arrojará resultados inferiores al valor real.

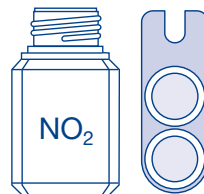
## Tabla de conversión

mg/L $\text{NO}_3^-$	mg/L $\text{NO}_3\text{-N}$ (nitrato-nitrógeno)	mmol/m <sup>3</sup> $\text{NO}_3^-$	mg/L $\text{NO}_3^-$ en agua de mar
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

## Indicaciones de peligro

La ficha de datos de seguridad respectiva puede descargarse en [www.mn-net.com/](http://www.mn-net.com/) SDS.

## 7. Nitrito

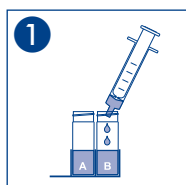


### Rango de medición

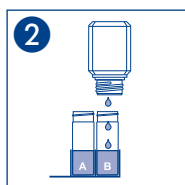
0,02–0,5 mg/L  $\text{NO}_2^-$

### Realización del test

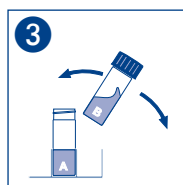
- 1 Llene ambos tubos con **5 mL de la muestra de agua**. Use la jeringa de plástico. Coloque 1 tubo en la posición A del comparador. ¡Los reactivos se agregan **sólo al tubo B!**
- 2 Añada **4 gotas de  $\text{NO}_2-1$** .
- 3 Cierre el tubo. Agite.
- 4 Añada **1 cucharada al ras de  $\text{NO}_2-2$** .
- 5 Cierre el tubo. Agite hasta que el polvo se haya diluido.
- 6 Espere **10 minutos**.
- 7 Abra el tubo y colóquelo en la posición B del comparador. Deslice el comparador observando ambos tubos desde arriba y deténgase cuando ambos tengan el mismo color. Lea el valor en la lengüeta del comparador. Los valores intermedios pueden estimarse.



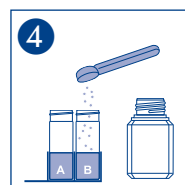
**2 x 5 mL**  
de muestra



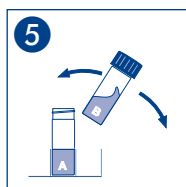
**4**  $\text{NO}_2-1$



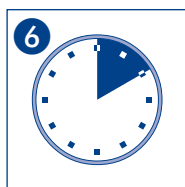
Agitar



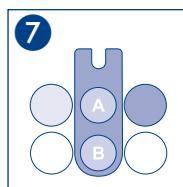
**1**  $\text{NO}_2-2$



Agitar



**10'00 min**



Lectura del valor

Después del uso, lave bien los tubos y ciérrelos.

Este método también es apropiado para analizar agua de mar.

### Información general

La reducción de nitrato a nitrito tiene lugar en los adultos principalmente en el intestino delgado, mientras que en los bebés ésta sucede en el estómago, ya que en ellos la secreción de ácido gástrico no está completamente desarrollada. El jugo gástrico impide, entre otras cosas, el asentamiento de bacterias reductoras de nitrato en el intestino delgado. En el sangre, el nitrito oxida la hemoglobina, la cual es responsable de transporte de oxígeno. Esto puede provocar estados de asfixia mortales, sobre todo en niños de corta edad (cianosis = metahemoglobinemia).

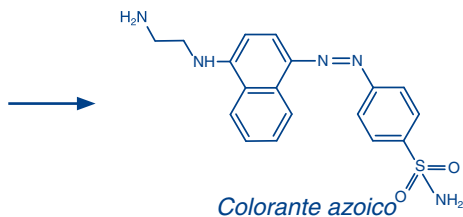
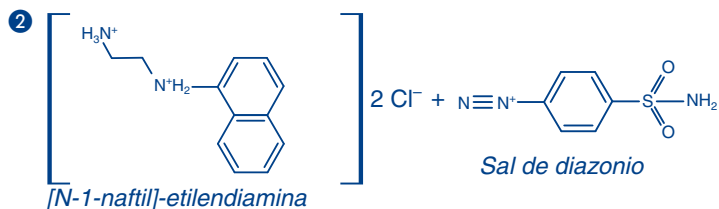
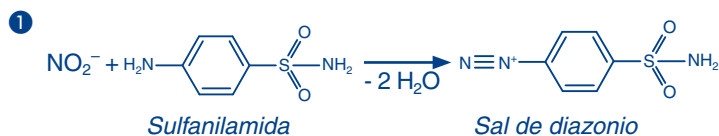
El nitrito se forma como producto intermedio de la oxidación de iones amonio (véase Amonio, página 7) o de la reducción del nitrato. Es altamente tóxico para los peces siendo precursor de los compuestos *N*-nitrosos carcinogénicos (p. ej. al reaccionar con las aminas para formar *N*-nitrosaminas).

Las aguas subterráneas y superficiales tienen una concentración baja de nitrito. Las aguas residuales pueden tener concentraciones más elevadas debido a contaminaciones fecales o por provenir de las industrias del metal y química. Otra fuente de nitrito son las tuberías de hierro zincado de las instalaciones sanitarias domésticas. Las concentraciones de hasta 1 mg/L todavía no son consideradas como peligrosas. La Directiva de Agua Potable alemana prescribe un valor máximo de 0,1 mg/L en las descargas de las plantas de tratamiento y de 0,5 mg/L en el grifo.

## Principio de la reacción

Los iones nitrito forman con la sulfanilamida en medio ácido una sal de diazonio que se transforma en un colorante azoico rojo-violeta al asociarse con una naftilamina.

## Ecuación de la reacción



## Interferencias

El cromo(VI) y el hierro (II) en concentraciones superiores a los 3 mg/L interfieren arrojando resultados demasiado altos de nitrito. El cloro interfiere en ya en mínimas concentraciones.

## Tabla de conversión

mg/L NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	mg/L NO <sub>2</sub> -N (nitrito-nitrógeno)
0,02	0,006
0,05	0,015
0,1	0,03
0,2	0,06
0,5	0,15

## Indicaciones de peligro

La ficha de datos de seguridad respectiva puede descargarse en [www.mn-net.com/SDS](http://www.mn-net.com/SDS).

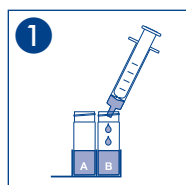
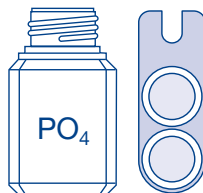
## 8. Fosfato

### Rango de medición

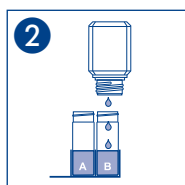
0,6–15 mg/L  $\text{PO}_4^{3-}$

### Realización del test

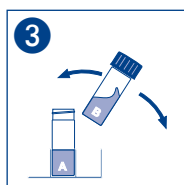
- 1 Llene ambos tubos con **5 mL de la muestra de agua**. Use la jeringa de plástico. Coloque 1 tubo en la posición A del comparador. ¡Los reactivos se agregan **sólo al tubo B!**
- 2 Añada **6 gotas de  $\text{PO}_4$ -1**.
- 3 Cierre el tubo. Agite.
- 4 Añada **6 gotas de  $\text{PO}_4$ -2**.
- 5 Cierre el tubo. Agite.
- 6 Espere **10 minutos**.
- 7 Abra el tubo y colóquelo en la posición B del comparador. Deslice el comparador observando ambos tubos desde arriba y deténgase cuando ambos tengan el mismo color. Lea el valor en la lengüeta del comparador. Los valores intermedios pueden estimarse.



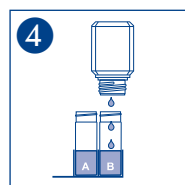
2 x 5 mL  
de muestra



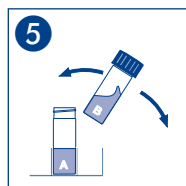
6  $\text{PO}_4$ -1



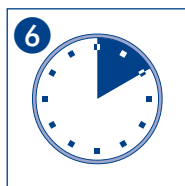
Agitar



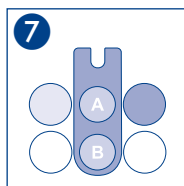
6  $\text{PO}_4$ -2



Agitar



10'00 min



Lectura del valor

Después del uso, lave bien los tubos y ciérrelos.

Este método también es apropiado para analizar agua de mar.

### Información general

El agua pura, sobre todo la de montaña, tiene un contenido de fosfato inferior a 0,1 mg/L – frecuentemente incluso inferior a 0,03 mg/L. El agua solo esta contaminada si la concentración es superior a 0,1 mg/L  $\text{PO}_4^{3-}$  y otros indicadores de contaminación son positivos. Cuando la concentración de fosfato es superior a 0,3 mg/L es muy probable que el agua esté contaminada. Las aguas pantanosas, cuyo contenido puede llegar a 1 mg/L, constituyen una excepción. La contaminación por aguas residuales domésticas (con desechos de cocina, pero especialmente con heces) aporta

grandes cantidades de fosfato al agua (unos 4,5 g/24 h por persona). Una tasa elevada de fosfato es un indicador químico seguro de contaminación por heces fecales. Los fertilizantes químicos aumentan igualmente la concentración de fosfato en las aguas subterráneas. Algunos suelos tienen la capacidad de absorber fosfato, de manera que en las aguas subterráneas más profundas, aún cuando estén contaminadas, se miden a veces valores normales. Las altas concentraciones de fosfato también pueden deberse a causas geológicas; en tales casos el valor se mantiene siempre constante (hasta 7 mg/L). Cuando los valores altos son por contaminación, éstos fluctúan con el tiempo.

Si bien sólo en concentraciones de 0,1 a aprox. 1 mg/L, el fosfato es importante en las redes de aguas agresivas porque forma una capa protectora en las tuberías. La adición de fosfato exactamente dosificado en las aguas de refrigeración y alimentación de calderas evita la formación de incrustaciones, ya que éste se une a los iones calcio. En la Directiva de Agua Potable alemana de 2001 ya no se define ningún valor límite para el fosfato.

Las concentraciones elevadas de fosfato llevan a la eutrofización o sobre-enriquecimiento del agua, es decir a un crecimiento acelerado de plantas acuáticas, sobre todo de algas planctónicas, como consecuencia de la mayor cantidad de nutrientes. Durante este proceso, conocido también como "floración de algas", se produce un elevado consumo de oxígeno debido a la descomposición bacteriana de un excesivo número de algas. Cuando este proceso se da en condiciones anaeróbicas puede liberarse sulfuro de hidrógeno.

El fósforo se presenta en la naturaleza como fósforo inorgánico (fosfatos, hidrogenofosfatos y polifosfatos) y fósforo orgánico, el cual está ligado a la materia orgánica y sólo es liberado con la mineralización (degradación) de ésta.

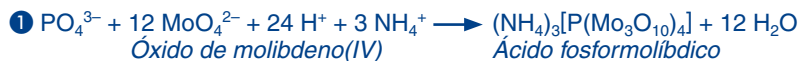
El fosfato juega un papel importante en la formación de los huesos y en el metabolismo energético. No obstante, la concentración de este elemento en el agua potable debería ser baja, ya que en altas concentraciones puede causar trastornos digestivos.

## Principio de la reacción

Los iones fosfato reaccionan con el molibdato amónico formando ácido fosformolibdico, el cual es reducido a azul de fosfomolibdeno.

(Fundamento de la reacción análogo al del método DIN EN ISO 6878-D11)

## Ecuación de la reacción



## Interferencias

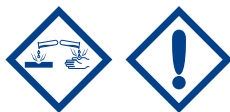
Las sustancias oxidantes en cantidades grandes inhiben la formación del complejo de color azul, por lo que tienen que ser eliminadas antes de la determinación.

Los metales pesados en concentraciones a partir de 10 mg/L reducen ligeramente la intensidad de la coloración. El vanadio aumenta la intensidad de la coloración. El silicio interfiere en concentraciones superiores a 10 mg/L.

## Tabla de conversión

mg/L $\text{PO}_4^{3-}$	mg/L $\text{PO}_4\text{-P}$ (fosfato-fósforo)	mg/L $\text{P}_2\text{O}_5$
0,6	0,2	0,5
0,9	0,3	0,7
1,5	0,5	1,1
2,1	0,7	1,6
3	1	2
6	2	5
9	3	7
15	5	12

## Indicaciones de peligro



### PELIGRO

$\text{PO}_4\text{-1}$  contiene ácido sulfúrico 5–15%.  $\text{PO}_4\text{-2}$  contiene bisulfito sódico 10–25%.

Provoca lesiones oculares graves.

Llevar guantes y gafas de protección. EN CASO DE CONTACTO CON LOS OJOS: Aclarar cuidadosamente con agua durante varios minutos. Quitar las lentes de contacto, si lleva y resulta fácil. Seguir aclarando.

La ficha de datos de seguridad respectiva puede descargarse en [www.mn-net.com/SDS](http://www.mn-net.com/SDS).

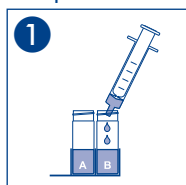
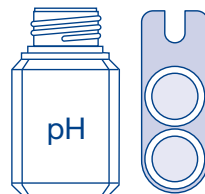
## 9. Valor pH

### Rango de medición

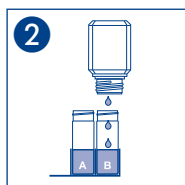
pH 4,0–9,0

### Realización del test

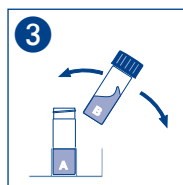
- 1 Llene ambos tubos con **5 mL de la muestra de agua**. Use la jeringa de plástico. Coloque 1 tubo en la posición A del comparador. ¡Los reactivos se agregan **sólo al tubo B!**
- 2 Añada **4 gotas de pH-1**.
- 3 Cierre el tubo. Agite.
- 4 Abra el tubo y colóquelo en la posición B del comparador. Deslice el comparador observando ambos tubos desde arriba y deténgase cuando ambos tengan el mismo color. Lea el valor en la lengüeta del comparador. Los valores intermedios pueden estimarse.



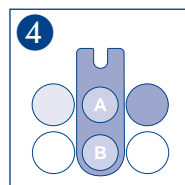
2 × 5 mL  
de muestra



4 gotas pH-1



Agitar



Lectura del valor

Después del uso, lave bien los tubos y ciérrelos.

Este método también es apropiado para analizar agua de mar.

### Información general

Cuando no contiene trazas de otras sustancias, la molécula de agua pura  $\text{H}_2\text{O}$  se separa (disocia) a temperatura ambiente en iones hidrógeno hidratados  $\text{H}_3\text{O}^+$ , conocidos como iones oxonio, y en el contraión  $\text{OH}^-$  o ión hidróxido:



1 litro de agua tiene una concentración molar de  $1/10.000.000$  ( $10^{-7}$ ) del ión hidrógeno (que corresponde para el  $\text{H}^+$ , cuya masa atómica es 1, a una concentración de una diezmillonésima de gramo) y de  $1/10.000.000$  del ión hidróxido (ésta se multiplica por 17 para obtener la masa molecular del  $\text{OH}^-$  en gramos). Para simplificar la notación de estas concentraciones tan bajas, se usa sólo el exponente para expresar el valor pH, es decir el número 7 pero como número positivo. Matemáticamente se define el pH como logaritmo decimal negativo:  $\text{pH} = -\lg [\text{H}_3\text{O}^+]$ . Por lo tanto, un pH 7 a temperatura ambiente significa que la concentración de iones hidrógeno es equivalente a la de una molécula de agua pura disociada (en equilibrio con los iones hidróxido). Cuando se disuelve en el agua una sal cualquiera, por ejemplo sal de cocina común (cloruro de sodio  $\text{NaCl}$ ), el valor pH no cambia (o cambia apenas) ya que ni se ganan nuevos iones hidrógeno ni se pierden los existentes (no forman enlaces). Al mezclarse con el agua, la sal de cocina se separa en iones sodio y cloruro, y el agua sigue considerándose como neutra.



Ahora bien, si se disuelve en agua pura (destilada) una cantidad mínima de un ácido fuerte como el ácido clorhídrico HCl, la concentración de iones hidrógeno del agua aumentará al pasarse éstos del ácido al agua. El ácido clorhídrico como ácido fuerte (al igual que su sal sódica) se disocia casi completamente en sus iones hidrógeno y cloruro. El aumento de la concentración de iones hidrógeno producido por el ácido clorhídrico se refleja en un descenso del pH. Para mantener el equilibrio arriba descrito en la ecuación del agua, es necesario reducir la concentración de iones hidrógeno. La suma de los exponentes de las concentraciones de iones hidrógeno e hidróxido en el agua siempre es igual a 14.

La disminución del pH en una unidad implica un aumento de la concentración de iones hidrógeno en una potencia de 10 (factor 10) y la disminución simultánea de la concentración de iones hidróxido, también en una potencia de 10.

Los *ácidos débiles* como el ácido acético no se disocian por completo en sus iones. A la misma concentración molar (tomando como referencia el hidrógeno en la molécula), éstos reducen el valor pH mucho menos que los ácidos fuertes como el clorhídrico o el sulfúrico. Con las soluciones alcalinas o bases sucede lo contrario: el ión hidróxido es el que salta, la concentración de iones hidrógeno baja y el pH sube a más de 7. Igualmente existen algunos compuestos químicos que normalmente no liberan iones hidrógeno ni iones hidróxido en agua, pero que reaccionan con ésta induciendo cambios en el pH. Cuando el dióxido de carbono del aire se disuelve en agua, se forman iones hidrogenocarbonato e iones hidrógeno (oxonio) en cantidades pequeñas pero detectables según la siguiente ecuación:



A partir del agua y del dióxido de carbono se forman un ión oxonio y un ión hidrogenocarbonato. Por lo tanto, el pH del agua, que por estar en contacto permanente con el aire siempre contiene algo de dióxido de carbono disuelto, se encuentra siempre por debajo de 7. La solución tiene carácter ácido.

Las sales diluidas en agua también pueden cambiar el pH. Al diluir en agua carbonato de sodio (soda), el agua reacciona con los iones carbono de la siguiente manera:



Debido a la formación de iones hidróxido, el valor pH sube por encima de 7. La solución tiene carácter básico.

En este contexto, el término de alcalinidad o "capacidad del agua para neutralizar ácidos" juega un papel muy importante en la química del agua. La alcalinidad de los carbonatos se basa en la capacidad de los iones carbonato de enlazar iones oxonio, es decir en su efecto amortiguador. Esta capacidad amortiguadora de las aguas naturales viene determinada en gran medida por el contenido de dióxido de carbono, hidrogenocarbonatos y carbonatos disueltos (véase Dureza total, página 11).



(véase Dureza total, página 11, capacidad del agua para neutralizar ácidos)

Al disolver cloruro de amonio en agua se produce entre los iones amonio y las moléculas de agua la siguiente reacción:



El ión amonio cede un ión hidrógeno al agua formando un ión oxonio, el pH baja y la solución tiene carácter ácido.

El ácido carbónico (proveniente del dióxido de carbono del agua) es un ácido débil, y el amoníaco es una base débil. Por consiguiente, la solución salina resultante de la reacción del primero con una base fuerte (hidróxido de sodio = lejía de sosa en el carbonato de sodio) no será neutra sino básica; y la solución salina de la segunda con un ácido fuerte (ácido clorhídrico en el cloruro de amonio) será ácida. La reacción con el agua recibe el nombre de *hidrólisis*.

La escala de pH va de 0 a 14. En un extremo se encuentran los ácidos minerales fuertes como el ácido nítrico, el ácido sulfúrico y el ácido nítrico, y en el otro la lejía de sosa y la potasa cáustica. La siguiente escala de pH, que comienza con ácido clorhídrico diluido (concentración 1,0 mol/L = 36,5 g/L = 3,65 %) de pH 0, contiene ácidos, bases y productos de uso diario:

- pH 0:** ácido clorhídrico al 3,65 %
- pH 0,9–1,5:** ácido gástrico (igualmente el ácido clorhídrico diluido)
- pH 2,3:** zumo de limón
- pH 3,1:** vinagre de cocina
- pH 3,2–4,6:** verduras ácidas
- pH 4,5:** cerveza
- pH 7:** agua pura
- pH 8,3:** agua de mar
- pH 8–10:** agua jabonosa
- pH 12,3:** agua de cal saturada
- pH 14:** lejía de sosa al 4,0 %

El valor pH es el parámetro que nos proporciona la primera información general acerca de la calidad del agua. En base a este valor pueden hacerse estimaciones acerca de la agresividad del agua sobre los materiales de construcción, pero principalmente acerca de sus efectos sobre la flora y la fauna de los ríos, o en plantas depuradoras. Los peces sólo pueden vivir en aguas con un rango de pH determinado. Si el agua tiene un pH hacia el límite de dicho rango, bien sea hacia arriba o hacia abajo, se verán afectadas su piel y sus branquias. Para la carpa común, por ejemplo, el límite de acidez es 4,5 y el de alcalinidad es 10,8. Si los peces viven por tiempo prolongado en aguas con dichos valores de pH, terminarán muriendo. El rango de pH para la trucha común es todavía más estrecho: de 5,5 a 9,4. El rango de pH ideal para los peces oscila entre 6,5 y 8. Las tuberías de canalización de hierro y hormigón también son atacadas fuertemente a un pH por debajo de 5 ó por encima de 10.

Tanto los ácidos provenientes de la lluvia ácida o por infiltración a través del suelo (nítrico, sulfúrico y clorhídrico) como las bases (p. ej. el amoníaco procedente de la descomposición de la materia orgánica o el hidróxido sódico de las aguas residuales industriales) reducen o aumentan el pH del agua. Igualmente, las sales de ácidos débiles y bases fuertes (como el carbonato de sodio, véase más arriba) así como las de ácidos fuertes y bases débiles (cloruro de calcio) producen, por la reacción de hidrólisis arriba descrita con las moléculas de agua, un corrimiento del pH hacia arriba o hacia abajo. El cloruro de calcio y el cloruro de magnesio reducen el valor pH: tienen reacción ácida, así como las sales de hierro y de aluminio de los ácidos sulfúrico, clorhídrico y nítrico provenientes de las aguas residuales de la industria del metal. Los

carbonatos de sodio, potasio, magnesio y calcio tienen reacción básica: éstos pueden provenir de formaciones rocosas o aguas residuales domésticas.

Las aguas normales tienen un pH entre 6,7 y 7,5. Las desviaciones con respecto al pH 7 son causadas principalmente por el dióxido de carbono. El dióxido de carbono en forma de compuesto (carbonatos) aumenta el valor pH, mientras que en forma libre (ácido carbónico) lo reduce. Las aguas pantanosas tienen un pH ácido debido a los ácidos orgánicos. Las aguas residuales domésticas por lo general tienen reacción neutra a ligeramente básica, y las aguas residuales industriales, tales como las de la industria siderúrgica, generalmente ácida. Un valor pH por debajo de 5 daña el hormigón. Un pH de 5,5 inhibe por completo la etapa de depuración biológica de las plantas depuradoras. La depuración biológica se ve afectada tanto a pH 6 como a pH 8. El valor pH recomendado para el agua potable oscila entre 6,5 y 8,5 (máximo de 9,5 según la Directiva de Agua Potable alemana).

## Principio de la reacción

Una mezcla especial de indicadores permite obtener un color característico con cada cambio de pH.

## Interferencias

Gracias a la relación favorable entre el volumen de muestra y la cantidad de indicador, el error del indicador (error ácido-base) es pequeño. Esto permite realizar determinaciones de pH fiables en soluciones débilmente tamponadas. Las sales neutras y coloides en altas concentraciones, así como los disolventes orgánicos en una concentración superior al 10 % pueden falsificar el resultado de la determinación.

Nota: Si se requiere un rango de medición más amplio o intervalos de pH más estrechos, las tiras reactivas pH-Fix de MACHEREY-NAGEL son la solución ideal. Estas tiras se ofrecen con diferentes intervalos y el maletín tiene puesto para un envase. Una lista detallada de las diferentes tiras con su gradación se encuentra en nuestro catálogo o en [www.mn-net.com](http://www.mn-net.com).

## Indicaciones de peligro



**PELIGRO**

pH-1 contiene etanol 90–98 %.

La ficha de datos de seguridad respectiva puede descargarse en [www.mn-net.com/SDS](http://www.mn-net.com/SDS).

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

**MACHEREY-NAGEL**



MACHEREY-NAGEL GmbH & Co. KG  
Valenciennner Str. 11  
52355 Düren · Alemania

DE	Tel.: +49 24 21 969-0	info@mn-net.com
CH	Tel.: +41 62 388 55 00	sales-ch@mn-net.com
FR	Tel.: +33 388 68 22 68	sales-fr@mn-net.com
US	Tel.: +1 888 321 62 24	sales-us@mn-net.com

