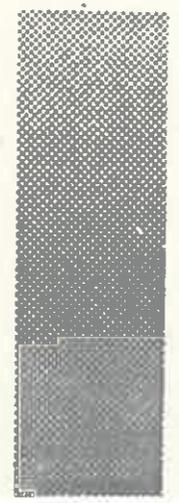
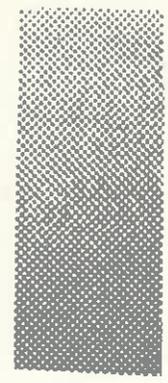


431



equipo de análisis de aguas



Equipo de análisis de
aguas; Equip d'anàlisi
Sig: CC 4
Registre: 60324
CRP del Segrià

Protocol
nº 431
Química
Generalitat de Catalunya
Departament d'Ensenyament
Centre de Recursos Pedagògics
del Segrià



EQUIPO DE ANALISIS DE AGUAS

 Generalitat de Catalunya
Departament d'Ensenyament
Centre de Recursos Pedagògics
del Segon

AUTORES: José Gumuzzio Fernández, Miguel García Gutiérrez. Departamento de Material Didáctico de ENOSA.

INDICE DE EXPERIENCIAS

1. EL AGUA

- 1.1. Origen del agua
- 1.2. El ciclo del agua
- 1.3. Composición y características
- 1.4. Recursos de agua en España

2. CONTAMINACION DEL AGUA

- 2.1. Oxígeno disuelto
- 2.2. Demanda bioquímica de oxígeno
- 2.3. Organismos patógenos

3. TOMA DE MUESTRAS

4. ANALISIS DE AGUAS

- 4.1. ¿Qué es una valoración?
- 4.2. Color, olor y sabor de las aguas
- 4.3. Temperatura
- 4.4. Determinación del pH
- 4.5. Cloruros
- 4.6. Cloro libre
- 4.7. Carbonatos y bicarbonatos
- 4.8. Sulfatos
- 4.9. Calcio
- 4.10. Magnesio
- 4.11. Sodio
- 4.12. Dureza de las aguas
- 4.13. Materia en suspensión
- 4.14. Residuo seco. Conductividad eléctrica
- 4.15. Demanda química de oxígeno
- 4.16. Anhídrido carbónico
- 4.17. Turbiedad

5. Criterios de calidad del agua

6. Potabilización del agua

7. Depuración de aguas residuales

8. Carta europea del agua



EL AGUA

El agua es el compuesto químico más familiar para nosotros, el más abundante y el de mayor significación para nuestra vida. Es un recurso natural fundamental, juega un papel primordial en el desarrollo de los seres vivos sobre la tierra, pudiéndose decir que es la base de la vida.

Los antiguos consideraron el agua como uno de los "cuatro elementos", siendo los restantes el aire, la tierra y el fuego. Para Tales de Mileto (aproximadamente 624-565 a. J.C.) el agua era el principio permanente origen de todo; Anaxímenes (alrededor de 585-524 a. J.C.) sostuvo que fue el aire, y para Heráclito de Efeso (aproximadamente 540-475 a. J.C.) era el fuego. Posteriormente Empédocles de Agrigento (alrededor de 500-430 a. J.C.) aceptó los tres elementos anteriores y añadió uno más, la tierra.

Los cuatro elementos: tierra, agua, aire y fuego, servían de alguna manera de soporte a las cualidades fundamentales de caliente y frío, seco y húmedo, que junto con las fuerzas cósmicas del amor y el odio, son las raíces de todas las cosas.

La teoría de los cuatro elementos que fue aceptada por Aristóteles (384-322 a. J.C.), el más grande pensador griego, perduró durante 2.000 años.

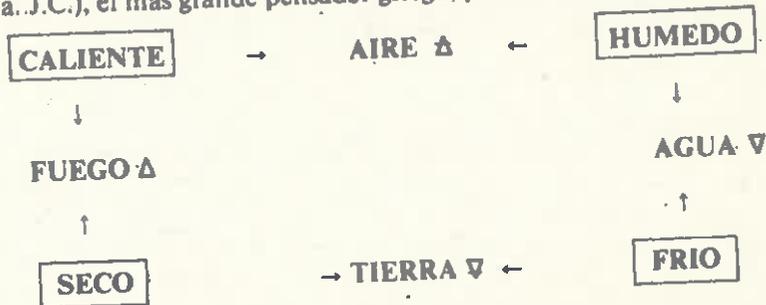


Fig. 1

Formación de los cuatro elementos con sus signos representativos.

El agua se encuentra ampliamente repartida. En estado sólido, en forma de hielo o nieve. En estado líquido, ríos, lagos y mares cubriendo casi las tres cuartas partes de la superficie terrestre. En estado de vapor se encuentra en la atmósfera en una cantidad que varía según el lugar y en el tiempo.

Toda la materia viva contiene agua en cantidad importante, por ejemplo:

- Del cuerpo humano, el 65% lo constituye el agua.

- Las frutas y verduras contienen entre 78 y 97% de agua.
- Los pescados y carnes contienen entre 72 y 80% de agua.

Los usos y necesidades del agua son muy variados; el agua que se utiliza para beber (de 1 a 2.5 litros diarios), la usada en la agricultura (una tonelada de trigo requiere 1.500 de agua, si es de arroz necesita 4.000), la industrial (la fabricación de una tonelada de acero gasta 200 toneladas de agua), la pública (fuentes, limpieza de calles, etc), la utilizada en la obtención de energía eléctrica, etc.

La importancia del agua es pues evidente, y por ello la humanidad debe tener en cuenta cuán necesario es utilizarla debidamente, aún cuando se trate de un recurso natural renovable.



EL ORIGEN DEL AGUA

Existen varias hipótesis sobre el origen del agua en la Tierra, de entre las dos más importantes son las siguientes:

En su movimiento en el cosmos la Tierra está sometida continuamente a un bombardeo de protones (núcleos de hidrógeno). Atravesando las capas superiores de la atmósfera terrestre, los protones captan los electrones, se transforman en átomos de hidrógeno y reaccionan en el acto con el oxígeno, formando agua. Se ha demostrado que en la estratosfera se forman anualmente casi tonelada y media de este agua cósmica.

A gran altura, a baja temperatura, la tensión del vapor de agua es muy pequeña y las moléculas de agua, acumulándose poco a poco, se condensan en las partículas de polvo cósmico, formando misteriosas nubes plateadas. Los científicos suponen que estas nubes están compuestas de diminutos cristales de hielo que surgen de este agua cósmica.

El cálculo ha demostrado que el agua que apareció de esta manera en la Tierra en el curso de toda su historia, bastaría justamente para que nacieran todos los océanos de nuestro planeta.

Los geoquímicos no consideran que el agua provenga del cielo, para ellos el agua tiene un origen terrestre. Las rocas que forman el manto terrestre, que se encuentra entre el núcleo central de la Tierra y la corteza terrestre, se fundieron en algunos lugares bajo la influencia del calor de la desintegración radiactiva de los isótopos, que se iban acumulando. De estas rocas se desprendían los componentes volátiles, tales como nitrógeno, cloro, combinaciones de carbonato y azufre, pero fundamentalmente se desprendían vapores de agua. Tenemos así un agua geológica.

Los científicos calcularon que la erupción de los volcanes desde el principio de la existencia de nuestro planeta bastaría para llenar, justamente, todos los océanos.

EL CICLO DEL AGUA

Se denomina ciclo hidrológico o ciclo del agua al proceso por el cual se mantiene constante la cantidad de agua existente en la tierra y es debido al intercambio constante que se produce entre la superficie de la tierra y la atmósfera, por medio de la precipitación y la evaporación, por acción de la energía solar.

El movimiento permanente del ciclo se debe fundamentalmente a dos causas: la primera, el Sol, que proporciona la energía para elevar el agua del suelo, al evaporarla; la segunda, la gravedad, que hace que el agua condensada precipite y que, una vez sobre la superficie, vaya hacia las zonas más bajas.

Las grandes masas de agua de los mares, lagos, ríos, y especialmente de los océanos, emiten constantemente vapor de agua debido a la radiación solar. Como la densidad del vapor de agua es menor que la del aire (0,62), el vapor sube a las zonas altas de la atmósfera saturando el aire de humedad. Los vientos desplazan estas masas de aire húmedo y las llevan sobre los continentes.

Al enfriarse el vapor de agua se condensa en minúsculas gotitas de agua que constituyen las nubes y la niebla. Si las gotitas se unen unas a otras terminan cayendo sobre la tierra en forma de lluvia, granizo o nieve.

Del agua que alcanza la superficie del terreno, una parte queda retenida en charcas o pequeños surcos y en su mayoría vuelve pronto a la atmósfera en forma de vapor. Otra parte circula sobre la superficie y se concentra en pequeños regatos que formarán arroyos y desembocarán en los ríos—escorrentía superficial—; este agua irá a los lagos o al mar donde se infiltrará en el terreno o se evaporará. Por último, hay una tercera parte de la precipitación que se infiltra en el terreno a través de sus poros y fisuras.



COMPOSICION Y CARACTERISTICAS DEL AGUA

Hasta una época relativamente reciente no se reconoció que el agua era una sustancia compuesta. En 1781, Cavendish se sorprendió al obtener agua quemando hidrógeno en el aire, y Lavoisier pudo demostrar poco después que el agua estaba formada únicamente por hidrógeno y oxígeno.

Generalmente se dice que el agua es una combinación de hidrógeno y oxígeno, de fórmula H_2O .

El isótopo (átomo del mismo elemento químico con diferente masa) del hidrógeno de masa 2, llamado deuterio, forma con el oxígeno el agua pesada, de fórmula D_2O . El isótopo de masa 3, tritio, forma el agua hiperpesada, de fórmula T_2O .

El oxígeno existe también en tres formas, de masas 16, 17 y 18, y es por tanto posible la existencia de combinaciones de estos átomos con los del hidrógeno, pero en la práctica el agua es una mezcla de agua ligera (H_2O) y muy pequeñas cantidades de agua pesada y agua hiperpesada.

El agua que se encuentra en la naturaleza no es pura pues contiene gases y sólidos en disolución. El agua químicamente pura se prepara en el laboratorio por destilación. Este agua destilada será la que se utilice en los análisis químicos que se hagan en el laboratorio.

El agua pura es un líquido inodoro, insípido, transparente y prácticamente incoloro pues sólo en grandes espesores presenta un tono débilmente azulado o azul-verdoso.

Propiedades físicas del agua:

Peso molecular	18,016
Punto de congelación	0°C
Punto de ebullición	100°C
Densidad (a 4° C)	1 g/ml
Calor específico	1 cal/g °C

Propiedades químicas:

- * El agua es muy importante como medio en donde se verifican numerosos procesos químicos, como son las disoluciones.
- * El agua reacciona con muchos metales desprendiéndose hidrógeno. También se une a un gran número de óxidos (combinaciones del oxígeno con los elementos) dando lugar a los ácidos y bases, y se une también a otros muchos compuestos, especialmente sales, formando hidratos.

- * En el aspecto biológico el agua juega un papel fundamental puesto que de ella procede el hidrógeno que permite el crecimiento de la biomasa, mediante el fenómeno de la fotosíntesis.



Generalitat de Catalunya
Departament d'Ensenyament

Centre de Recursos Pedagògics
del Segrià

LOS RECURSOS DEL AGUA EN ESPAÑA

En España, la escorrentía media total, superficial y subterránea, o sea el agua de lluvia que cae y no se evapora, representa unos 110.000 hm³/año. Esta cifra, repartida en una superficie de unos 500.000 km², representa una cifra de 220 mm por año, algo inferior al valor medio europeo y mundial que se sitúa alrededor de los 300 mm. Dicha cifra representa también (dividiéndola por 35 millones de habitantes) 3.180 m³/habitante y año, lo que significa que las disponibilidades de agua en España no son pequeñas, si bien es cierto que no están bien repartidas puesto que hay cuencas (las del Norte, Duero, Tajo y Ebro) con un excedente de recursos hídricos disponibles son mucho menores ya que son 1.140 m³/habitante/año, y 695 m³/hab./año, respectivamente.

Aunque, considerada en su conjunto, España cuenta con recursos naturales en cantidad que se estima suficiente, para poder disponer de una parte sustancial de estos volúmenes de agua, es necesario corregir dos graves defectos que presenta nuestra hidrografía: la irregularidad en el tiempo y la irregularidad en el espacio.

Respecto a la primera, cabe decir que nuestros ríos se comportan realmente como torrentes, por ser producto de un régimen de lluvia muy variable tanto a lo largo del año como de unos años a otros. Las posibilidades prácticas de obtener agua de ellos depende de la capacidad de embalse de que se disponga en cada momento, para acomodar a las demandas los irregulares regímenes de la precipitación.

Respecto a la segunda, puede citarse la región hidrográfica del Norte de España, que comprende las cuencas de los ríos vertientes al Atlántico entre las fronteras portuguesa y francesa, que con sólo algo más del 11% de la superficie del país dispone de más de la tercera parte de los recursos naturales, circunstancia por la que se le viene conociendo de antiguo como la España húmeda.

El resto del país se engloba dentro de la denominación de España seca y sus aportaciones específicas son inferiores a la cuarta parte de las de la España húmeda. Dentro de la España seca cabe destacar, a su vez, las cuencas del Duero, Tajo y Ebro que presentan unas condiciones hidrográficas mucho más favorables que las restantes, y disponen de más del 65% de los recursos naturales de dicha área.

La España seca menos favorecida hidrológicamente (mitad Sur de la Península y litoral mediterráneo) presenta la agricultura de mayor valor económico. Resulta también que la población de España, con excepción de

la de Madrid, vive en su mayor parte en áreas próximas a la costa. Estas circunstancias nos colocan frente al hecho real de que el litoral mediterráneo será fuertemente deficitario para atender sus futuras demandas, si se tienen en cuenta sólo los recursos locales, pues disponiendo de poco más del 10% de los recursos naturales del país, alberga más del 30% de la población.

Distribución de los recursos naturales per cápita para la población de España en 1975, según datos del Centro de Estudios Hidrográficos del M.O.P.U.

CUENCA	RECURSOS NATURALES hm ³ /año	POBLACION Mill. hab.	RECURSOS HIDRICOS PER CAPITA m ³ /hab./año
<i>Norte</i>	38.700	6,2	6.240
<i>Duero</i>	15.900	2,4	6.625
<i>Tajo</i>	10.250	4,9	2.090
<i>Guadiana</i>	5.100	2,1	2.430
<i>Guadalquivir</i>	9.400	4,4	2.140
<i>Sur</i>	2.690	1,7	1.580
<i>Segura</i>	960	1,1	870
<i>Júcar</i>	5.100	3,1	1.650
<i>Ebro</i>	18.950	2,6	7.290
<i>Pirineos Orient.</i>	3.250	4,7	690
<i>Islas Canarias</i>	965	1,4	695
<i>Islas Baleares</i>	690	0,6	1.140
TOTALES	111.955	35,2	3.180

Además de estas diferentes disponibilidades en las distintas cuencas, hay un régimen de lluvias muy desigual, puesto que nuestros ríos son más bien torrentes con grandes y rápidas crecidas y fuerte sequía en verano.

Con este régimen hidráulico tan difícil por su irregularidad, la importancia de los embalses es enorme, por cuanto son los elementos que regulan nuestro ciclo hidrológico. Tan importantes o más, son las aguas subterráneas. Gran parte del consumo de poblaciones y para regadíos, en España, procede de las aguas subterráneas. Se dispone anualmente por esta fuente de unos 4.700 hm³, con lo que se abastece el 22% del regadío y más del 30% del gasto de núcleos urbanos.

La mayor recarga de los acuíferos subterráneos procede de las infiltraciones drenadas por los ríos.

El potencial de los acuíferos subterráneos es muy importante y requiere un cuidado especial, tanto en su consumo como en la protección de su calidad. Es fundamental evitar su contaminación.

La escorrentía subterránea total española se estima en unos 20.000 hm³ al año; de esta cifra un 80%, aproximadamente, vuelve a los ríos y de esta cantidad una importante parte constituye el caudal permanente de los ríos.

OXIGENO DISUELTO

El oxígeno es un elemento indispensable en la vida de los animales y las plantas, tanto terrestres como acuáticas.

Las fuentes del oxígeno disuelto son dos: fuente biológica, es decir, oxígeno procedente de la fotosíntesis realizada por las plantas acuáticas; y fuente física, oxígeno en el agua proveniente de la atmósfera, pues las aguas naturales y en particular las superficies, están constantemente en contacto con el aire atmosférico.

Los organismos aerobios (consumidores de oxígeno) respiran, sean vegetales o animales, y su respiración se traduce en una absorción de oxígeno.

Las corrientes rápidas, soleadas y bien aireadas pueden alcanzar valores próximos a los 14 mg/litro de oxígeno disuelto.

Las diferencias en el contenido de oxígeno de los distintos ríos, son debidas a que existen en los mismos, distintos grados de contaminación.

El oxígeno disuelto es constantemente consumido por la vida presente en las aguas, por degradación de los compuestos orgánicos y por la oxidación de los compuestos minerales.

A mayor contaminación menor oxígeno disuelto.

DEMANDA BIOQUIMICA DE OXIGENO

Los ríos y corrientes de agua tienen una gran capacidad de autodepuración, transformando la materia orgánica que reciben en sustancias minerales. Este proceso de biodegradación de la materia orgánica se realiza por los microorganismos existentes en las aguas, en presencia del oxígeno.

El vertido de aguas residuales con carga orgánica en las aguas de un río, produce una disminución del contenido de oxígeno disuelto existente, que es consumido por los microorganismos presentes, por lo cual la contaminación orgánica se puede determinar a través de este parámetro.

Así pues, la concentración de materias oxidables, biológicamente se expresa en función de la Demanda Bioquímica de Oxígeno (D.B.O.), que mide el consumo de oxígeno de una muestra de agua mantenida en la oscuridad, a temperatura constante (20°C) y durante un periodo de cinco días (por ello se suele llamar DBO₅). El consumo de oxígeno que se observa, es debido a la degradación de la materia orgánica realizada por los microorganismos.

Una clasificación de las aguas según DBO₅ a 20°C y en mg/l es:

DBO mg/l	TIPOS DE AGUAS
DBO < 1	Situación normal
1 < DBO < 3	Situación aceptable
3 < DBO < 6	Situación dudosa
DBO > 6	Situación anormal

ORGANISMOS PATOGENOS

Los microorganismos patógenos presentes en las aguas proceden generalmente de residuos fecales del hombre y los animales. Los principales organismos patógenos presentes en las aguas pueden dividirse en cuatro grupos:

1. **Bacterias:** *Salmonella*
Shigella
Mycobacterium
2. **Protozoos:** *Entamoeba histolytica*
Naegleria
3. **Parásitos helmintoides:** *Ascaris*
Ancylostoma
Necator
Taenia
Trichuris
4. **Virus**

Un indicador de contaminación frecuentemente usado, es la medida de los coliformes fecales, y de entre ellos los del grupo *Escherichia Coli*, cuyo origen es exclusivamente fecal. La aparición de una sola *Escherichia Coli* en 100 ml de agua es evidencia de contaminación.

TOMA DE MUESTRAS

La toma de muestras es muy importante pues de su representatividad depende la validez de los resultados analíticos que se hagan.

La toma de muestras es una operación delicada. Variará la forma de realizarla según se vayan a analizar, por ejemplo, gases o sales disueltas.

Los principales tipos de muestra son:

- **Muestras simples:** Son aquellas tomadas en un tiempo y lugar determinado para su análisis individual.
- **Muestras compuestas:** Son las obtenidas por mezcla y homogeneización de muestras simples recogidas en el mismo punto y en diferentes tiempos.
- **Muestras integradas:** Son las obtenidas por mezclas de muestras simples recogidas en puntos diferentes y simultáneamente.

El agua muestreada debe ser homogénea y debe tratarse de que la composición de la misma no hay variado en el intervalo que va desde su recogida al momento de realizar el análisis.

Si se quiere conocer el estado de contaminación de un río, no importa mucho si la descarga es continua o intermitente, con la condición de que se tomen muestras en diversos puntos del río aguas abajo, durante varios kilómetros, lo que permitirá conocer la influencia que tiene la descarga sobre el mismo, así como la distancia a que llega su influencia.

Si se va a determinar la materia en suspensión, en un río, se debe recordar que la velocidad de la corriente influye de manera decisiva en el reparto de las partículas que permanecen en suspensión en el agua. Se suelen emplear turbisondas.

Si se muestrea en aguas residuales se debe tener en cuenta que algunos sólidos en suspensión flotan y que en profundidad hay mayor concentración, por la tendencia a la sedimentación. Además, la composición no es homogénea en el tiempo.

Para la toma en aguas profundas o a niveles determinados se suelen usar aparatos de apertura y cierre a distancia sujetos por un cable, hasta la longitud deseada.

Se deben tomar precauciones especiales en la recogida de muestras en las que se va a determinar los gases disueltos. Existen aparatos especiales en los que la aireación es mínima.

Todo el material que se use para la toma de muestras deberá estar escrupulosamente limpio, debiendo enjuagarse con agua destilada o desmineralizada. Si no es posible utilizar agua destilada se enjuagará repetidas veces con el mismo agua que se va a muestrear.

Las botellas de muestras deben ser cuidadosamente etiquetadas con aquellos datos de interés: lugar de muestreo, fecha y hora, temperatura, etc.

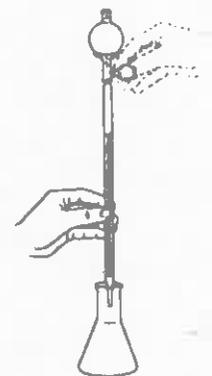
La conservación de la muestra no es nunca completa ni perfecta, pues no se consigue una total estabilización de cada constituyente; como máximo, las técnicas de conservación retrasan los procesos químicos o biológicos, los cuales, después de tomadas las muestras, continúan.

Cuanto menor sea el tiempo transcurrido entre la recogida de la muestra y su análisis, mejor será el resultado del mismo.

¿QUE ES UNA VALORACION?

MATERIAL

Aspirador,
Matraz aforado
Matraz erlenmeyer
Pipeta, 10 ml



FUNDAMENTO Y TECNICA DE LAS VALORACIONES

Una valoración es un método volumétrico (porque lo que se mide es un volumen) de análisis químico cuantitativo.

Para realizar una valoración hace falta disponer de una disolución química con una concentración conocida que nos sirva para enfrentarla con la disolución problema.

Como la concentración es una medida en función del volumen, hay que tomar de la muestra problema un volumen muy bien medido (mediante un matraz aforado de la capacidad necesaria, ajustando perfectamente el ensayo) y colocarlo en un matraz Erlenmeyer, que es el más adecuado para las valoraciones, ya que permite una buena agitación sin que se vierta la disolución.

Una vez preparada la muestra se va añadiendo a la misma, desde una bureta y gota a gota, disolución valoradora de concentración conocida hasta el "punto de equivalencia" o a viraje, es decir hasta el punto en que la cantidad de reactivo añadido es equivalente a la de la sustancia que se valora contenida en el Erlenmeyer.

El punto de equivalencia se conoce o por el cambio (viraje) de color que se produce en la disolución, para lo cual a veces es necesario utilizar las adecuadas sustancias indicadoras; por la formación de un precipitado; o cuando se alcanza un pH determinado.

En el punto de equivalencia el número de equivalentes de las dos sustancias reaccionantes es necesariamente el mismo. Si la normalidad (una medida química de concentración) de la disolución valoradora es N' y el volumen gastado hasta el punto de equivalencia de la misma es V' , y si hemos tomado un volumen V de la disolución problema, a partir de la fórmula:

$$V \cdot N = V' \cdot N'$$

podremos obtener la normalidad N de la disolución problema:

$$N = \frac{V' \cdot N'}{V}$$

Para hacer una buena medida en la bureta hay que tener en cuenta que aquellas disoluciones que mojan la pared de la bureta formarán un valle o menisco cóncavo y habrá que leer en la parte inferior del menisco, mientras que si la disolución no moja las paredes de la bureta se formará un menisco convexo y hay entonces que leer en la parte superior del mismo.

También hay que tener en cuenta que el erlenmeyer se debe agitar constantemente para facilitar la reacción y que debe situarse sobre una superficie blanca para poder apreciar correctamente el punto de viraje.

COLOR, OLOR Y SABOR

Los parámetros físicos si bien no son indicadores precisos de contaminación sí nos permiten una clasificación de las aguas con vistas a su posible utilización.

COLOR

Las aguas presentan una tonalidad variable dependiente de muy diversas circunstancias. El color en las aguas naturales, que debería ser incoloro, resulta de las sales metálicas, de la materia orgánica, y de la concentración que presente en materia disuelta o en suspensión. Este color de las aguas puede ser también debido a causas externas como es la absorción de las radiaciones de mayor longitud de onda.

En una muestra de agua distinguimos dos clases de colores: el aparente, que es el color que presenta el agua bruta, y el verdadero, que es el color que presenta el agua una vez que de ella se ha eliminado la materia en suspensión.

Existen muchas sustancias en el agua que son causa del color; por ejemplo, la materia orgánica; hojas, turba, etc. produce una coloración parda en el agua; si el agua es relativamente rica en fitoplancton, algas, etc. el color dominante será el verde; el color azul puede ser debido a la difusión que de la radiación luminosa absorbida por el agua producen las partículas coloidales presentes en suspensión.

El paso del agua por las diversas zonas geológicas producirá la presencia de un color en la misma que puede servir a la hora de determinar la composición del material atravesado. Así: las aguas que atraviesan macizos calcáreos son verdosas, las que provienen de macizos no calcáreos son levemente amarillas; si el paso se realiza a través de granitos y rocas silíceas el agua puede presentar un color ligeramente pardo o rojizo, por las sales de hierro que aportan estas rocas.

Las aguas residuales industriales presentan un color específico dependiendo del tipo de industria considerado. Este color no suele ser una medida de la contaminación que producen.

Las aguas residuales domésticas presentan, al principio, un color gris que va pasando a negro cuando se van alterando.

Para determinar el color verdadero de un agua, es decir el que presenta cuando se ha eliminado la materia en suspensión, es necesario centrifugar la

muestra o permitir una sedimentación durante un par de días, ya que si se filtra el papel de filtro utilizado puede tener efectos decolorantes. Si las necesidades del momento obligan a filtrar se puede, al menos, indicar un color aproximado, indicandó que es el color del agua filtrada.

Colocando sobre un fondo blanco o fondo negro (si se aprecian tonos blanquecinos en la muestra) un vaso de precipitados conteniendo el agua centrifugada; o filtrada (si se ha realizado en el campo), se observa el color que presenta.

Normalmente la medida del color se realiza usando como término de comparación mezclas de cloroplatinato potásico y cloruro de cobalto. En dicha escala los valores por debajo de 10 no pueden ser observados directamente por la vista, hace falta la utilización de colorímetros, y en cambio se detectan fácilmente los colores por encima de 15.

La O.M.S. considera como máximo deseable 5, es decir, el agua de bebida deber ser incolora a la vista humana. El valor por debajo de 15 es considerado tolerable por el Código Alimentario Español.

(los valores de escala indicados, es decir 5, 10 y 15 representan los mg/litro de mezcla de platino que hay que utilizar para obtener un color idéntico al de la muestra considerada).

OLOR Y SABOR

Desde el punto de vista fisiológico, los sentidos del gusto y del olfato están íntimamente ligados, puesto que las papilas linguales y los órganos olfativos detectan estímulos simultáneos y complementarios, de tal modo que la percepción organoléptica de sabor y olor se confunden generalmente en una sola. Por ejemplo, es significativo el gesto de taparse la nariz para ingerir una sustancia que no gusta.

Cuando se quiere probar algo, se debe irremediamente olerlo, lo que no ocurre en sentido contrario. Desde el punto de vista de las observaciones medidas son preferibles las determinaciones del olor a las del sabor, pues es mucho más seguro oler que probar, y menos subjetivo.

La presencia en el agua de compuestos químicos, materia orgánica u organismos en descomposición, es causa de diversos olores. Ciertos organismos vivos como algas, hongos, el deshuevo de los peces, etc., causan olores muy desagradables.

Las aguas residuales domésticas recientes son inodoras, pero cuando empiezan a descomponerse huelen fuertemente a podrido pues liberan ácido sulfhídrico, putrescina, etc.

Las aguas residuales industriales suelen presentar olores característicos del tipo de industria de que se trate.

Sóloamente hay cuatro sabores básicos: ácido, salado, dulce y amargo. Los otros sabores no son más que aparentes y deben su existencia al hecho de mezclar sabores y olores.

Para apreciar el olor de las aguas se llena un frasco de 1 litro hasta la mitad, se cierra y se agita fuertemente. De esta manera se percibe mejor el olor del agua.

Puede ser conveniente repetir la experiencia calentando hasta ebullición el agua.

Si se trata de determinar el sabor (cuidado con las aguas que se prueben) hay que tener en cuenta la temperatura, pues a temperatura superior a 14°C el sabor ya no es grato. Muchas veces el agua muy pura presenta un sabor poco grato al hábito del paladar. Mediante el sabor es posible determinar la presencia de hierro y otros elementos directamente, sin tener que recurrir a los reactivos.

Las aguas de bebida deben ser inodoras e insípidas. Normalmente la desinfección de las aguas se realiza mediante la inyección de cloro gaseoso por lo que puede existir un leve olor y sabor a este desinfectante.

Sóloamente se deben probar aquellas aguas que ofrezcan garantías, sean incoloras e inodoras.

TEMPERATURA

La temperatura es otra magnitud física muy importante en el desarrollo de los diversos fenómenos que se realizan en el seno del agua. La solubilidad de los gases (recordemos la importancia del oxígeno para la vida acuática) y de las sales está relacionada con la temperatura, a mayor temperatura menos solubilidad del oxígeno, es decir aumentará su demanda, mientras que aumenta la solubilidad de las sales, en general.

Ciertas reacciones biológicas tienen una temperatura óptima de reacción o desarrollo. Por ejemplo, ciertas especies se reproducen solamente entre ciertos límites de temperatura. La contaminación térmica suele ser muy importante pues la elevación brusca de la temperatura del agua afecta de forma fundamental al desarrollo de los peces, fundamentalmente de aquellas especies más nobles como son los salmónidos. Una temperatura elevada favorece la putrefacción.

Si se trata de estudiar la temperatura en un lago o embalse, o en otros sitios con el agua más o menos en reposo, tendremos que medirla a diferentes profundidades, pues existe una estratificación térmica debido a que las capas superiores que reciben el calor del sol no se mezclan uniformemente con las inferiores, proceso que sí ocurre en un río cuando el agua circula con su movimiento desordenado, siendo el río no muy profundo.

Para medir la temperatura del agua se utiliza un termómetro que se mantiene dentro del agua durante 10 minutos. La lectura se realiza sin sacarlo del agua. En el caso de que exista estratificación térmica, es decir si el agua es muy profunda y no hay excesivo movimiento, se suele utilizar un termómetro de máxima y mínima, con el fin de anotar ambas temperaturas.

La temperatura de las aguas superficiales varía según la temperatura exterior, este dato, así como la hora en que se toma la temperatura, deben anotarse y tenerse en cuenta a la hora de clasificar el agua muestreada.

En el estudio de aguas residuales la temperatura puede darnos varias indicaciones, no sólo de sus antecedentes, sino del estado de la misma en relación con la viscosidad, que influye en la velocidad de sedimentación, con la actividad biológica, la cual aumenta con la temperatura hasta los 60°C aproximadamente, con la solubilidad del oxígeno, etc.

CLASIFICACION TERMICA

TEMPERATURA °C	TIPOS DE AGUAS
< 20°C	frias
20°-30°C	templadas
> 30°C	termales

La temperatura del agua de bebida debe estar entre 10° y 14°C.

Para la vida acuática la temperatura no puede pasar de 34°C en cualquier momento durante los meses de mayo a noviembre, ni de 23°C en los meses de diciembre a abril.

El agua de riego no debe presentar una temperatura superior a los 35°C. Se recomienda que el agua utilizada en la agricultura se encuentre en el intervalo de temperatura de 13° a 29°C.

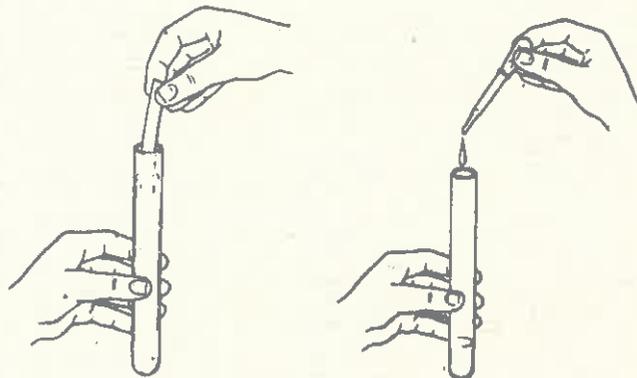
DETERMINACION DEL pH

MATERIAL

Cuentagotas
Gradilla
Tubo de ensayo de 16 x 160 (2)

PRODUCTOS

Indicador universal pH
Papel pH



OBJETIVO

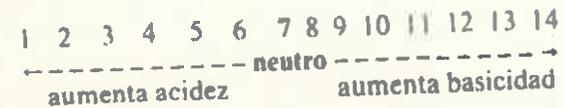
Determinar el pH del agua

FUNDAMENTO TEORICO

El estudio del pH del agua tiene por objeto conocer si se trata de aguas ácidas, neutras o básicas, y como consecuencia saber si pueden existir concentraciones altas o bajas de diversos elementos, así como si es posible la presencia de vida acuática.

El pH se define como el logaritmo negativo de la concentración de iones hidrogeno (hidrogeniones, H^+). Los pH varían entre los valores 1 y 14. El valor de $pH = 7$ corresponde a aguas neutras, los valores menores a aguas ácidas, y los mayores a alcalinas o básicas.

Escala de pH:



El origen de la acidez o basicidad de un agua puede ser natural o artificial.

El agua de lluvia, que debiera ser neutra, presenta pH próximos a 5,6, debido fundamentalmente a la acción que se produce en la atmósfera entre las gotas de agua y el CO_2 producido por la respiración de los organismos vivos y las combustiones (que también producen óxidos de azufre y nitrógeno que influyen fuertemente). La importancia de las combustiones en la acidez del agua de lluvia es, actualmente, muy alta pues la cantidad de gases que expulsan a la atmósfera aumenta de día en día y los mecanismos naturales de control están desbordados. Las lluvias ácidas han sido y son una causa de la desaparición de la vida acuática de muchos lagos y ríos, de la deforestación de grandes áreas en Europa, y del deterioro de monumentos y edificios contruidos en piedra caliza.

Si el agua atraviesa zonas calcáreas el pH puede hacerse básico, si se trata de zonas volcánicas o píríticas será ácido.

Las aguas industriales suelen presentar una variaciones de pH muy altas como consecuencia de los diferentes vertidos que se realizan. Muchas industrias producen en el agua un cambio de pH que es muy significativo.

REALIZACION

- 1.- En un tubo de ensayo con agua, introducir una tira de papel pH, comparar con la escala de colores y determinar el valor.
- 2.- En un tubo de ensayo con 10 ml de agua, añadir dos gotas de indicador universal. Agitar y colocar el tubo sobre un fondo blanco y comparar con la escala de colores para determinar su valor.

La medida del pH es más precisa con el indicador universal (de $\pm 0,2$ unidades de pH).

INTERPRETACION

El rango normal del pH de las aguas está comprendido entre 4 y 9.

El valor del pH del agua influye en muchas reacciones que se realizan en la misma. Por ejemplo, la desinfección del agua mediante la utilización de cloro tiene lugar satisfactoriamente a pH menor de 7, pero no es buena a pH superiores.

Un agua con pH menor que 6 es muy agresiva o corrosiva para los metales.

Para la existencia de vida acuática el pH no debe presentar valores menores de 5 ni mayores a 9 como promedio diario, preferentemente debe encontrarse entre 6,5 y 8,5.

El agua potable debe tener un pH entre 7 y 8,5; aunque se toleran valores desde 6,5 a 9,2.

El agua para riego debe tener un pH entre 4,5 y 9,0.

PH	TIPOS DE AGUAS
pH < 5	acidez fuerte
5 < pH < 6	acidez media
6 < pH < 7	acidez débil
7 < pH < 7,5	neutra (mayoría de las aguas piscícolas)
7,5 < pH < 8	alcalinidad débil
8 < pH < 9	alcalinidad neutra
pH < 9	alcalinidad fuerte

NOTA: La determinación del pH debe hacerse en el momento de tomar la muestra, pues varía con el tiempo al ir produciéndose en el agua reacciones químicas, etc. El aumento que se produce puede llegar a ser de una unidad de pH.

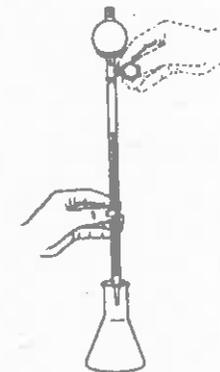
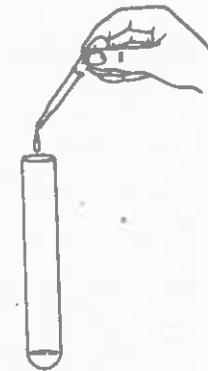
CLOURUOS

MATERIAL

Aspirador,
Cuentagotas
Gradilla
Matraz erlenmeyer de 100 ml
Pipeta, 10 ml
Tubo de ensayo de 16 x 160

PRODUCTOS

Acido acético 0,1 N
Acido nítrico 0,1 N
Carbonato sódico 0,1 N
Nitrato de plata 0,01 N
Papel pH
Peróxido de hidrógeno 30%
Reactivo cloruros



OBJETIVO

Determinar los cloruros del agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El ión cloruro, Cl^- , está siempre presente en las aguas, y su concentración depende de los terrenos que atraviesan. Su intervalo de concentración es muy amplio, se han encontrado desde 2 mg/litro hasta 2.750 mg/litro. Las aguas del mar presentan concentraciones mucho mayores, sobre los 20.000 mg/litro.

El origen de los cloruros en el agua es muy diverso, por ejemplo pueden provenir de la disolución de las rocas evaporíticas (rocas salinas), del lavado de terrenos salinos de origen marino, o del ascenso que por capilaridad sufren las sales. Algunos pozos cercanos a la costa acaban por salinizarse debido a la entrada de agua del mar por la gran explotación a que se les somete.

Si del acuífero o manto de agua se extrae ésta en tal proporción que su nivel se encuentra por debajo del nivel del mar, y la estructura geológica es permeable, se produce un equilibrio del nivel mediante la intrusión de agua del mar, que acabará por inutilizar el pozo para la bebida y el riego, pues los terrenos se salinizan.

En las zonas del interior los principales responsables de la salinidad no son los cloruros sino los carbonatos y sulfatos.

Algunas industrias, como las de salado de carnes y pescados, contribuyen a la presencia de cloruros en las aguas.

Los cloruros dan al agua un sabor desagradable, pero su efecto nocivo es casi nulo.

REALIZACION

1.- Cualitativo

Colocar la muestra en un tubo de ensayo y añadir de 3 a 5 gotas de nitrato de plata, 0,01 N. La formación de un precipitado indica la presencia de carbonatos y cloruros.

Añadir de nuevo de 5 a 10 gotas de ácido nítrico 0,1 N y agitar. La persistencia del precipitado indica la presencia de cloruros.

La opalinidad ya es sensible con una concentración de 1 mg/l de cloruro.

2.- Cuantitativo

Comprobar el pH de la muestra (para el análisis debe ser pH de 7 a 9). Si es alcalina (pH 9) neutralizarla con ácido acético, y si es ácida (pH 7) neutralizarla con carbonato sódico.

En un erlenmeyer colocar 25 ml de la muestra y añadir 1 ml de reactivo cloruros (10 gotas).

Valorar con nitrato de plata 0,01 N, hasta que el precipitado adquiera un tinte amarillento rojizo. Anotar la cantidad de nitrato de plata utilizada (V).

La concentración se obtiene:

$$\text{meq/l Cl}^- = \frac{1000 \cdot 0,01 \cdot V}{25}$$

Conjuntamente con los cloruros, precipitan bromuros, yoduros y cianuros cuya concentración es despreciable.

Si se supone la presencia en la muestra de sulfuros, sulfitos o tiosulfatos, agregar previamente a la valoración, 1 ml de peróxido de hidrógeno al 30% y agitar durante un minuto.

INTERPRETACION

Los cambios bruscos en la concentración de los cloruros en el agua es un indicativo de contaminación. La orina del hombre y de los animales tiene un gran contenido de cloruros, por ello la medida de los cloruros en las aguas residuales de las industrias ganaderas es un parámetro fundamental, por infiltrarse en el terrero y contaminar los acuíferos o por ser vertidos a los ríos destruyendo su vida e impidiendo su posterior utilización.

Un contenido de 300 ppm de Cl^- en el agua produce sabor, pero no es nocivo. Cierta cantidad de cloruros en el agua es esencial para la vida.

El contenido medio en un río se encuentra ente 10 y 50 mg/l.

Las aguas fuertemente cloruradas son agresivas y ejercen acción corrosiva en las tuberías; y facilitan la solubilidad de otras sales.

Clasificación del agua por su contenido en cloro de cloruros (mg/l):

Cl^- (mg/l)	TIPOS DE AGUAS
$\text{Cl}^- < 10$	Zonas superiores de las redes fluviales y aguas carentes de contaminación
$10 < \text{Cl}^- < 20$	Cursos de agua de premontaña en regiones calizas; ríos de llanura
$20 < \text{Cl}^- < 100$	Cursos de agua particulares, contenidos locales y aguas más o menos contaminadas.

El código alimentario Español considera conveniente una cantidad de cloruros de 250 mg/l y como tolerable de 350 mg/l.

El agua de riego suele tener como límite la tolerancia 500 mg/l de cloruros, pero al depender del tipo de suelo no es extraño encontrar cultivos regados con agua que contienen 700 a 800 mg/l de cloruros y que no se encuentran afectados.

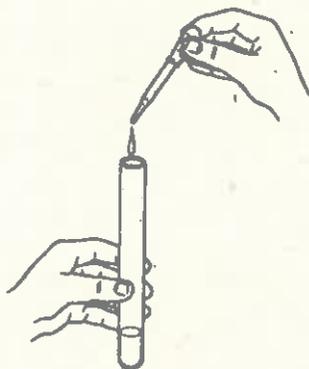
CLORO LIBRE

MATERIAL

Cuentagotas
Gradilla
Tubo de ensayo, 160 x 160

PRODUCTOS

Orto-tolidina, sol. 0,1%



OBJETIVO

Determinar la presencia de cloro en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El cloro libre se encuentra en el agua exclusivamente porque se le añade ésta en su proceso de desinfección. Es un gas de color verde amarillento, olor fuerte y sabor cáustico.

El olor penetrante de este gas tóxico hace que se aprecie en concentraciones de 3,5 volúmenes en un millón de volúmenes de aire. A concentraciones de 40 volúmenes es peligrosa su respiración y a 1.000 volúmenes es letal.

Es un gas más pesado que el aire, y no es ni combustible ni explosivo.

El cloro que añade al agua para su desinfección actúa sobre las materias orgánicas y sobre los minerales. La oxidación de las materias orgánicas es muy lenta, mientras que la de las materias minerales es muy rápida. El cloro añadido en exceso en la desinfección, sirve para prevenir futuras contaminaciones. Sin embargo no actúa sobre los virus ni sobre las esporas y bacterias protegidas por la materia orgánica.

El efecto del cloro sobre el organismo humano es nulo si se ingiere en pequeña cantidad. Con un contenido del orden de 0,1 a 0,2 mg/l de cloro en el agua, su sabor es ya perceptible, por lo que se preconizan valores inferiores.

El cloro ejerce una acción tóxica sobre los peces, siendo la trucha, perca y anguila muy perceptibles a su presencia.

REALIZACION

Colocar 10 ml de la muestra en un tubo de ensayo y añadir 1 gota de orto-tolidina, 0,1%, agitar y esperar 5 minutos. Observar el color y comparar con la escala.

CONCENTRACION mg/l	COLOR
> 1,5	amarillo normal
1,5 - 0,4	amarillo pálido
< 0,4	amarillo muy débil

INTERPRETACION

La orto-tolidina es un reactivo capaz de apreciar concentraciones de cloro libre del orden de 0,02 mg/l.

La escala de colores va desde el amarillo, pasa por el amarillo-verdoso y llega hasta el rojizo, según la concentración de cloro libre presente. Sin embargo los valores más generales en su medida hacen que la coloración adquirida sea normalmente amarilla y por lo tanto hay que establecer tonalidades.

El agua de bebida no debe contener más de 0,1 mg/l de cloro libre.

Las aguas de recreo (piscinas) suelen presentar valores de cloro libre comprendidos entre 0,5 y 1,5 mg/l, con esto se mantienen las aguas en perfecto estado de salubridad, y se evita que concentraciones mayores irriten las mucosas nasal y conjuntiva.

NOTA: La presencia de nitritos perturba la reacción.

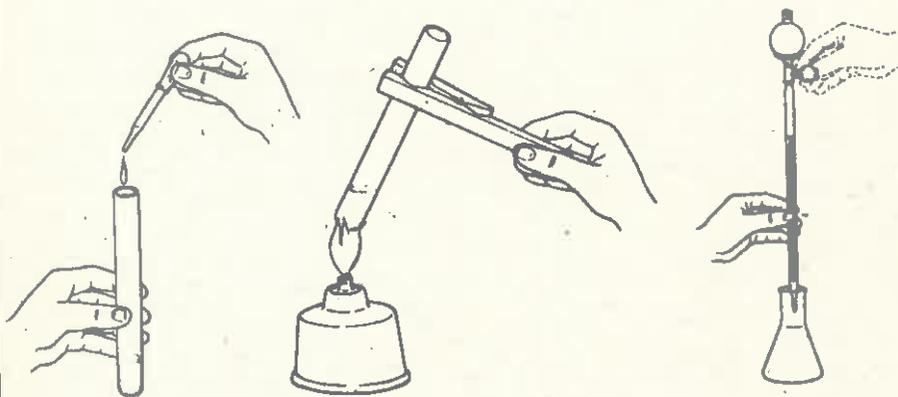
CARBONATOS Y BICARBONATOS

MATERIAL

Aspirador
Cuentagotas
Matraz erlenmeyer, 100 ml
Mechero
Pinzas de madera
Pipeta, 10 ml
Tubo de ensayo 160 x 160

PRODUCTOS

Acido clorhídrico 0,1 N
Anaranjado de metilo, sol 0,1%
Cloruro de bario, 10%
Fenolftaleína, sol. 5%
Papel pH



OBJETIVO

Determinar carbonatos y bicarbonatos en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El anhídrido carbónico CO_2 , puede encontrarse en ciertos manantiales de aguas carbónicas, en las aguas de lluvia que disolvieron el CO_2 atmosférico,

debido a la respiración de organismos y microorganismos en el medio acuático o a la descomposición en el mismo de la materia orgánica. En el agua de los lagos o embalses aumenta su concentración por la noche ante la ausencia de función clorofílica que necesita de la luz.

En un agua natural se puede encontrar también ácido carbónico disuelto. El ácido carbónico actúa sobre los compuestos cálcicos y magnésicos del suelo, formando los bicarbonatos correspondientes. Algunas aguas contienen estas sustancias en tal cantidad que dan lugar a las estalactitas y estalagmitas. Normalmente existen carbonatos y bicarbonatos de calcio, magnesio y sodio, que son los tres cationes más frecuentes en el agua.

El anhídrido carbónico, en el agua, puede estar libre o combinado. El libre en estado molecular o agresivo, y/o como ácido carbónico, cuya determinación tiene muchas veces interés industrial pues a él se debe la acción que ciertas aguas ejercen sobre el cemento y otros materiales de construcción. El combinado estará como bicarbonato y/o como carbonato.

El ion carbonato suele existir siempre en muy pequeñas cantidades, debido a su baja solubilidad.

REALIZACION

Si el pH de la muestra es menor de 4,3 sólo podrá haber en disolución ácido carbónico libre. Si el pH está entre 4,3 y 12,6 podrá haber bicarbonatos. Los carbonatos no aparecerán más que en el momento en que desaparezca el ácido carbónico, o sea cuando el pH sea superior a 8,3.

1.- Cualitativo

Determinar el pH de la muestra.

Colocar en un tubo de ensayo unos 5 ml de la muestra, añadir 10 gotas de cloruro de bario 10% y hervir durante un minuto. Si se forma un precipitado puede ser debido a la presencia de carbonatos, bicarbonatos, sulfatos.

Añadir 10 gotas (1ml) de ácido clorhídrico, 0,1 N, el precipitado que permanezca será debido a los sulfatos. Si no se aprecia merma en la cantidad de precipitado es que la concentración de carbonatos y bicarbonatos es despreciable.

2.- Cuantitativo

Colocar en un erlenmeyer 25 ml de agua previamente filtrada (muestra incolora), y añadir 5 gotas de fenolftaleína, sol. 5%.

Valorar con ácido clorhídrico 0,1 N hasta que la disolución se decolore. Anotar la cantidad de ácido clorhídrico utilizado (V_1).

A continuación, añadir 5 gotas de anaranjado de metilo, sol. 0,1% y continuar la valoración hasta que se produzca el viraje de amarillo a parduzco o salmón. Anotar la cantidad de ácido clorhídrico utilizado (V₂).

RESULTADOS

$$\text{Meq/l CO}_3^{2-} = \frac{1000 \cdot 0,1 \cdot V_1}{25}$$

$$\text{mg/l CO}_3^{2-} = \text{meq/l} \cdot 60$$

$$\text{meq/l HCO}_3^{-} = \frac{1000 \cdot 0,1 \cdot (V_2 - V_1)}{25}$$

$$\text{mg/l HCO}_3^{-} = \text{meq/l} \cdot 61$$

INTERPRETACION

La concentración de bicarbonatos en el agua dulce suele variar entre los 50 y 350 ppm, pero puede llegar a los 800 ppm. La concentración en carbonatos es mucho menor, aunque puede llegar a los 50 ppm. En el agua del mar la concentración de bicarbonatos y carbonatos suele ser de 100 y 1 ppm respectivamente.

Las aguas de lluvia están muy cargadas en CO₂, principalmente después de una breve lluvia. En las aguas superficiales el CO₂ contenido suele estar en equilibrio con el de la atmósfera. En los lagos el contenido en CO₂, depende de la temperatura, varía con la profundidad, con la vegetación, y con otros factores.

Un mínimo contenido en ácido carbónico da al agua de bebida sabor agradable y es beneficioso.

Las aguas muy carbonatadas son agresivas e imposible de utilizar con fines industriales o domésticos, al hervirla precipitará el carbonato.

Las aguas bicarbonatadas sódicas son muy malas para el riego, pues fijan el sodio al terreno.

La medida de los bicarbonatos recibe el nombre de **alcalinidad al anaranjado de metilo** o **alcalinidad total**. Atendiendo a esta característica se puede establecer la siguiente clasificación:

T = HCO ₃ ⁻ mg/l	ALCALINIDAD	TIPO DE AGUA	LOCALIZACION
T < 25	excesivamente débil	muy poco productivas	Lagos de alta montaña. Tramo superior de rios en regiones de sustrato ácido.
25 < T < 50	muy débil	poco productivas	Curso superior y medio de rios de sustrato ácido.
50 < T < 150	débil	algo productivas	Curso inferior de rios de sustrato ácido. Curso superior de rios de regiones calizas.
150 < T < 250	media	muy productivas	Curso medio e inferior de rios de regiones calizas. Rios de llanura
250 < T < 350	fuerte	—	Rios contaminados.
T > 350	muy fuerte	—	Cursos de aguas contaminadas.

NOTA: Para una medida real, la muestra debe tomarse con cuidado para evitar la pérdida de CO₂. El recipiente de muestra debe llenarse del todo, y el análisis realizarse lo antes posible. Normalmente se obtendrán valores de HCO₃⁻ algo menores que los reales.

El viraje de color del indicador de anaranjado de metilo debe realizarse con cuidado para evitar "pasarse".

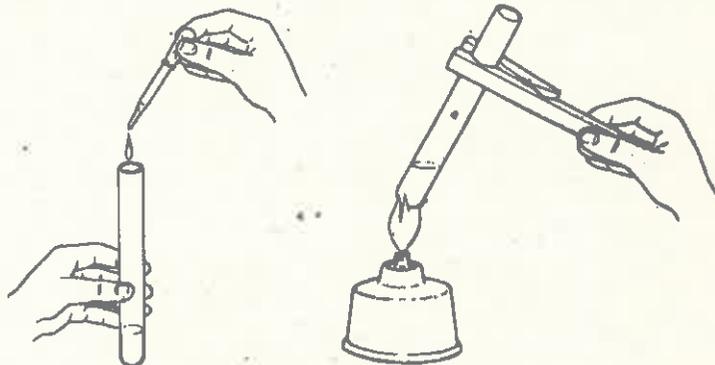
SULFATOS

MATERIAL

Agitador de vidrio
Balanza
Cápsula de porcelana
Cuentagotas
Desecador
Embudo
Estufa
Gradilla
Mechero
Pinzas de madera
Recipiente para baño de vapor
Rejilla con amianto
Trípode
Tubo de ensayo, 160 x 160
Vaso de precipitados

PRODUCTOS

Acido clorhídrico 0,1 N
Agua destilada
Anaranjado de metilo, sol. 0,1%
Cloruro de bario, 10%
Nitrato de plata 0,01 N
Papel de filtro



OBJETIVO

Determinar la presencia de sulfatos en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El ion sulfato es un constituyente habitual de las aguas naturales y uno de los que contribuyen a su salinidad.

Los sulfatos son, junto con los bicarbonatos, los principales elementos de las aguas continentales. Normalmente se encuentran en las aguas en forma de sales alcalinas o alcalinotérreas (fundamentalmente de Sodio, Calcio y Magnesio).

La presencia de sulfatos en el agua es debida fundamentalmente a la disolución que producen al atravesar terrenos yesosos, por ello su concentración suele aumentar al ir avanzando el curso del río.

El coeficiente selenitoso (que se calcula para aguas con un contenido en sulfatos mayor de 300 mg/l, o aguas selenitosas), se calcula dividiendo el incremento en sulfatos que tiene lugar de un punto de muestreo al siguiente en el curso del río, por su distancia en kilómetros. El resultado se expresa en mg/l y por km.

El cálculo del coeficiente selenitoso sirve para clasificar la cuenca de un río en zonas de mayor a menor erosionabilidad, puesto que el coeficiente de pende de la disponibilidad en sales solubles, que será diferente según la facilidad erosiva que encuentre el río. El ion sulfato es el principalmente removido y transportado de la superficie de la tierra.

Las aguas selenitosas no quitan la sed y tienen sabor amargo y poco agradable.

REALIZACION

1.- Cualitativo

En un tubo de ensayo colocar 5 ml de agua, añadir 10 gotas de cloruro de bario y hervir durante 1 minuto. Si se forma un precipitado, puede ser debido a la presencia de carbonatos, bicarbonatos y sulfatos.

Añadir 10 gotas (1 ml) de ácido clorhídrico, el precipitado que permanece será debido a los sulfatos.

2.- Cuantitativo

Tomar 200 ml de agua previamente filtrada y colocarlos en un vaso de precipitados. Añadir 5 gotas de anaranjado de metilo y acidular con ácido clorhídrico hasta que se produzca el viraje de anaranjado a amarillo a rojo.

Añadir un exceso de ácido clorhídrico (pH entre 3 y 4). Llevar el líquido a ebullición y agregar poco a poco y agitando, 10 ml de solución de cloruro de bario. Mantener la ebullición durante 5 minutos. Si existen sulfatos se producirá un precipitado, y se seguirá con el análisis.

Colocar el vaso de precipitados al baño de vapor y mantenerlo en el mismo durante 1-3 horas. Dejar que se enfríe y filtrar con papel de filtro, recogiendo el precipitado que se lava con agua destilada caliente hasta que las aguas de lavado, al añadir unas gotas de nitrato de plata, no acusen reacción de cloruros, es decir no produzcan opalinidad sensible.

Colocar el papel de filtro con el precipitado en una cápsula de porcelana, previamente pesada, e introducirlo en una estufa para que se calcine a unos 800°C durante una hora. Dejar enfriar en un desecador y pesar.

RESULTADOS

Los mg/l de sulfatos se obtienen según la fórmula:

$$\text{mg/l de SO}_4 = \frac{0,4115 \cdot P}{V} \cdot 1.000$$

donde:

P = peso del precipitado obtenido, en mg.

V = volumen de muestra tomada, en ml.

Si la concentración de sulfatos es menor de 300 mg/l, deben tomarse 250 ml de muestra, pero si es mayor debe disminuirse hasta 100 ml y realizar el ensayo con ese volumen sustituyendo el volumen elegido en la fórmula de cálculo.

Los mejores resultados se obtienen cuando el precipitado producido es del orden de 100-300 mg/l

INTERPRETACION

La concentración del ion sulfato en las aguas dulces oscila entre 2 y 150 ppm, pero en aguas salinas con calcio puede llegar a 5.000 ppm. El agua del mar contiene aproximadamente unos 3.000 ppm.

Las aguas que contienen más de 300 ppm de sulfatos perjudican la resistencia del hormigón y cemento al formarse la sal llamada de Candlot-Michaelis, conocida como cáncer del cemento.

Aguas de bebida con más de 400 mg/l de sulfatos son causa de trastornos gastrointestinales.

Una clasificación de aguas según su contenido en sulfatos es:

S = SO ₄ ²⁻ mg/l	TIPO DE AGUAS
S < 20	Situación normal
20 < S < 120	Situación especial: aguas contaminadas o selenitosas
120 < S < 250	Límite de potabilidad: aguas muy contaminadas o muy selenitosas

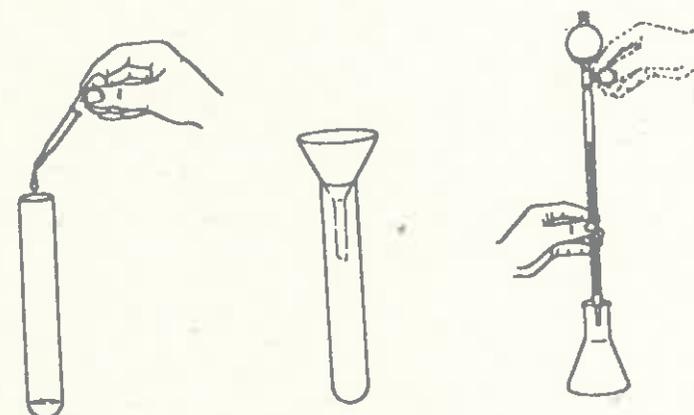
CALCIO

MATERIAL

Aspirador
Cuentagotas
Embudo
Espátula
Gradilla
Matraz erlenmeyer, 100 ml
Pipeta, 10 ml
Tubo de ensayo 160 x 160

PRODUCTOS

Hidróxido sódico, 4 N
Indicador universal
Oxalato amónico 0,1 N
Papel de filtro
Papel pH
Reactivo Calcio AA
Reactivo calcio-magnesio
Solución reguladora de pH = 10



OBJETIVO

Determinar la presencia de calcio en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El calcio no existe libre en la naturaleza, pero es muy abundante combinado ya sea en forma de sulfato (yeso), de carbonato (caliza), de fluoruro (fluorita), o como fosfato (apatito y fosforita).

Es junto con el magnesio y el sodio el catión más común en el agua, éstos el que se encuentra en mayor cantidad.

REALIZACION

1.- Cualitativo

En un tubo de ensayo colocar 5 ml de muestra, añadir 10 gotas de solución reguladora y 10 gotas de oxalato amónico. La formación de un precipitado blanco revela la presencia de calcio.

2.- Cuantitativo

Tomar 25 ml de muestra, añadir 15 gotas de hidróxido sódico, y una "pizca" (50 mg) de reactivo calcio AA. Valorar con reactivo calcio-magnesio.

El cambio de color rojo naranja a púrpura, indica final de valoración.

RESULTADOS

$$\text{meq / l Ca}^{2+} = \frac{1000 \times 0.1 \times M}{25}$$

donde:

M= cantidad de reactivo Ca - Mg en ml, utilizada en la valoración.

INTERPRETACION

El calcio se encuentra en las aguas dulces, en concentraciones que van desde 10 a 250 ppm, pero puede llegar en aguas selenitosas a los 600 ppm. En el agua del mar la concentración aproximada es de 400 ppm.

El calcio va asociado al aporte de dureza de un agua y a la producción de incrustaciones. La dureza de un agua limita su uso en determinadas industrias así como en las calderas.

El Código Alimentario Español considera conveniente una concentración de 100 mg/l de calcio en el agua de bebida, y como tolerable hasta 200 mg/l.

NOTA: Al realizar la toma de muestra se debe evitar el escape de gases, llenando totalmente la botella de muestra; así como los cambios de temperatura

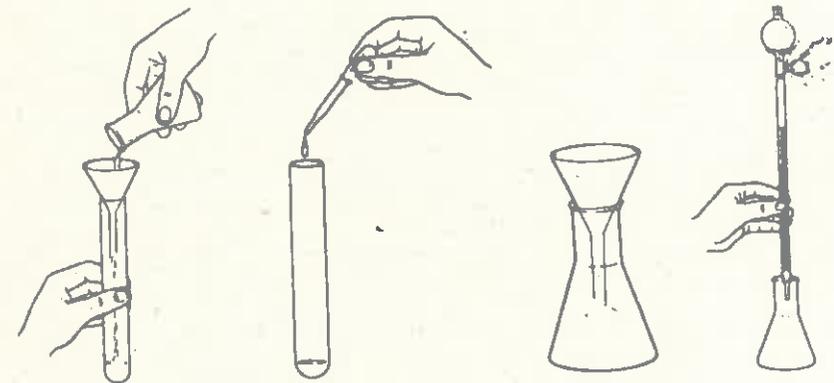
MAGNESIO

MATERIAL

Aspirador
Cuentagotas
Embudo
Espátula
Gradilla
Matraz erlenmeyer, 100 ml
Pipeta, 10 ml
Tubo de ensayo, 160 x 160

PRODUCTOS

Fosfato sódico 0.1 N
Negro de eriocromo T
Oxalato amónico 0.1 N
Papel de filtro
Reactivo calcio-magnesio
Solución reguladora de pH = 10



OBJETIVO

Determinar la presencia de magnesio en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El magnesio no existe libre en la naturaleza, pero al igual que el calcio es abundante combinado como carbonato (magnesita, y con calcio formando las dolomias); sulfato, cloruro, silicato (talco), etc.

Su concentración en las aguas es menor que la de calcio, pero tiene una importancia biológica grande al ser indispensable en el desarrollo de ciertos sistemas enzimáticos y como constituyente de los huesos.

Si se encuentra en grandes cantidades en el agua de bebida, la dota de sabor amargo y puede producir efectos laxantes, pero es necesario en la dieta humana en cantidades entre 200 y 300 miligramos por día.

El magnesio es más soluble que el calcio y por lo tanto más difícilmente precipitable, por lo que el contenido en magnesio suele aumentar, en relación con otros cationes (fundamentalmente el calcio), a lo largo del curso del río.

REALIZACION

1.- Cualitativo

Una vez estudiado el calcio, utilizar el mismo líquido, filtrarlo para eliminar el precipitado de calcio en el caso de existir, y estudiar en él el magnesio.

En el tubo de ensayo que contiene el líquido con la muestra de agua, la solución reguladora y el exceso de oxalato amónico, añadir fosfato sódico, 0,1 N. La presencia de un precipitado es debida al magnesio.

2.- Cuantitativo

Con este método se determina la suma de calcio y magnesio, por lo tanto para conocer la concentración de magnesio hay que conocer, con anterioridad, la de calcio.

Tomar 25 ml del agua problema, filtrar y añadir 2 ml de solución reguladora y negro de eriocromo T hasta que la muestra tome un color rojo burdeos.

Valorar la solución con una bureta que contenga una solución de reactivo Ca-Mg hasta que se observe el viraje del rojo al azul. Anotar la cantidad de reactivo Ca-Mg utilizada.

RESULTADOS

Considerando que se valora conjuntamente el calcio y el magnesio, y que 1 ml de reactivo Ca-Mg equivale a 24,32 mg de magnesio, su cálculo es:

$$\text{meq/l Mg}^{2+} = \frac{1000 \cdot 0,1 \cdot (N-M)}{25}$$

$$\text{mg/l Mg}^{2+} = \text{meq/l} \cdot 24,32$$

donde:

M = cantidad de reactivo Ca-Mg utilizada en la valoración del calcio, ml.

N = cantidad de reactivo Ca-Mg utilizada en la valoración actual.

Se multiplica por 10 para expresar el resultado en litros.

INTERPRETACION

El magnesio se encuentra en las aguas dulces en concentraciones entre 100 ppm. En aguas salinas llega a algunos miles de ppm. El agua del mar contiene aproximadamente 1.200 ppm.

Contribuye, junto con el calcio, a la dureza de las aguas.

El agua para calderas que contenga mucho magnesio es perjudicial porque se forman incrustaciones de hidróxido de magnesio. La existencia de su exceso de magnesio, da al vapor de agua de las calderas poder corrosivo, al igual que el cloruro de magnesio.

El Código Alimentario Español tolera en el agua de bebida una concentración de magnesio de 100 mg/l y aconseja como conveniente 50 mg/l.

SODIO

OBJETIVO

Determinar la presencia de sodio en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El sodio no se encuentra libre en la Naturaleza, pero es abundante combinado. Suele ir asociado al ion cloruro, pero no necesariamente. Las aguas naturales con elevado contenido en sodio suelen estar acompañadas con elevados contenidos en fluoruros.

El sodio en las aguas de bebida, en cantidades importantes, tiene efectos laxantes.

El sodio, en concentraciones superiores a 200 ó 300 mg/l, en el agua de riego es el causante de toxicidades específicas en cultivos.

El sodio es el responsable de la degradación del suelo en las zonas áridas, en circunstancias especiales y cuando se va produciendo la desecación superficial de las mismas, pues sustituye al calcio. Esta sustitución da lugar a una dispersión de los agregados y una pérdida de la estructura del suelo provocando la pérdida de permeabilidad. Para prever esta degradación se determina el índice S.A.R. (Relación de absorción de sodio) que se define como:

$$S.A.R. = \frac{Na^+}{\sqrt{1/2 (Ca^{2+} + Mg^{2+})}}$$

en donde las concentraciones de los diferentes cationes se expresa en miliequivalentes/litro. La conversión es:

CATIONES	1 meq.
Na ⁺	0,02300 g
Ca ²⁺	0,02004 g
Mg ²⁺	0,01216 g

REALIZACION

La realización de esta experiencia exige la previa determinación de los carbonatos y bicarbonatos, cloruros, sulfatos, calcio y magnesio (experiencias anteriores).

RESULTADOS

El cálculo del contenido en sodio de un agua se suele realizar por diferencia entre el balance de aniones y cationes más importantes, y más numerosos. Este método, si bien es cómodo, puede dar lugar a notables errores si alguna de las determinaciones que es necesario conocer, presenta error.

El primer paso consiste en hallar los aniones y cationes totales, según:

• ANIONES:

$$\frac{\text{mg/l bicarbonato}}{61 \text{ mg/meq}} = \text{meq/l bicarbonato}$$

$$\frac{\text{mg/l carbonato}}{60 \text{ mg/meq}} = \text{meq/l carbonato}$$

$$\frac{\text{mg/l cloruros}}{35,5 \text{ mg/meq}} = \text{meq/l cloruros}$$

$$\frac{\text{mg/l sulfuros}}{48 \text{ mg/meq}} = \text{meq/l sulfuros}$$

• CATIONES:

$$\frac{\text{mg/l calcio}}{20 \text{ mg/meq}} = \text{meq/l calcio}$$

$$\frac{\text{mg/l magnesio}}{12,2 \text{ mg/meq}} = \text{meq/l magnesio}$$

Se suman los cationes y aniones, independientemente. Para hallar la concentración de sodio, se aplica la expresión:

$$\text{mg/l de sodio} = (\sum \text{cationes} - \text{aniones}) \cdot 23 \text{ mg/meq}$$

INTERPRETACION

El sodio se encuentra en las aguas dulces en concentraciones que oscila entre 1 y 150 ppm, pero puede llegar a varios miles de ppm.

El agua del mar contiene aproximadamente 10.000 ppm de sodio.

Si el valor del índice S.A.R. es superior a 10, el agua no es aconsejable para el riego. A mayor índice menor calidad del agua para el riego.

DUREZA DE LAS AGUAS

OBJETIVO

Determinar la dureza de las aguas.

FUNDAMENTO TEORICO

La dureza de las aguas se asocia al contenido de cationes alcalinotérreos, principalmente calcio y magnesio, que se encuentran combinados en forma de bicarbonatos, sulfatos o cloruros.

Existen distintas clases de dureza.

- **Dureza total:** la que da la totalidad de las sales de calcio y magnesio disueltas en un agua. Se expresa en ppm de carbonato cálcico, en grados franceses, o en grados alemanes.
- **Dureza temporal:** o de los carbonatos, corresponde a la dureza que proporcionan los bicarbonatos de calcio y de magnesio.
- **Dureza permanente:** o de no carbonatos, es la debida a la presencia de sulfatos, cloruros y nitratos de calcio y magnesio disueltos en el agua. Contenido en calcio y magnesio después de ebullición (se precipitan los carbonatos).

La dureza de un agua mide la capacidad de la misma para consumir jabón o producir incrustaciones. Un agua dura produce mayor gasto en jabón al precipitar el primero que se disuelve. (Al consumo de jabón también contribuyen ciertos metales pesados y ácidos libres).

Las aguas duras dificultan la cocción de los alimentos.

Debido a la importancia que tiene conocer el comportamiento de un agua en su uso industrial se determina siempre la dureza, es decir, el contenido en calcio y magnesio.

REALIZACION

La dureza temporal se obtiene a partir del análisis de los bicarbonatos. Una vez conocidos los mg/l de bicarbonatos, la dureza temporal viene dada por:

$$\text{Dureza temporal} = \text{mg/l de bicarbonato} \cdot 0,08$$

ó por

$$\text{Dureza temporal} = \text{ml de clorhídrico } 0,1 \text{ N} \cdot 5$$

(El clorhídrico es el gastado en la valoración de los bicarbonatos). El resultado en ambos casos, se obtiene en grados franceses.

Como ya se ha indicado la dureza se suele expresar en ppm de carbonato cálcico, grados franceses, o en grados alemanes. Las equivalencias son las siguientes:

$$1 \text{ grado francés} = 10 \text{ mg/l de carbonato cálcico.}$$

$$1 \text{ ml de clorhídrico } 0,1 \text{ N} = 2,8 \text{ mg de CaO (grados alemanes)}$$

La dureza total se obtiene a partir del análisis del calcio y magnesio. La fórmula es:

$$\text{Dureza total} = \frac{\text{mg/l calcio} \cdot 2,5 + \text{mg/l magnesio} \cdot 4,12}{10}$$

el resultado en grados franceses.

Por definición, la dureza total es igual a la suma de la dureza temporal y la permanente. De aquí se saca la permanente.

Si la dureza permanente fuese aparentemente mayor que la total, el exceso debe atribuirse, la mayoría de las veces, a sales alcalinas. En éste caso ambas durezas son iguales, y nula la temporal.

INTERPRETACION

Generalmente las aguas dulces presentan unos valores de dureza de entre 10 y 300 ppm de carbonato cálcico, pero puede llegar a ser de varios miles ppm. El agua de mar suele presentar una dureza de 1.500 ppm de carbonato cálcico.

Se considera un agua blanda si presenta una dureza menor de 50 ppm carbonato cálcico, si llega a los 100 será ligeramente dura, hasta 200 ppm moderadamente dura y si da un valor de dureza superior la consideraremos dura.

Las aguas duras producen incrustaciones y dificultan la cocción, y muy blandas son agresivas y pueden no ser adecuadas para la bebida.

Una clasificación de las aguas por su dureza, teniendo en cuenta su ductividad es la siguiente:

MATERIA EN SUSPENSION

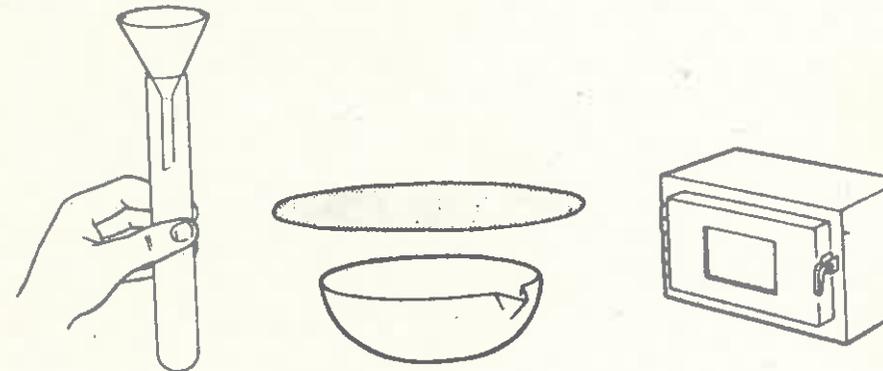
DUREZA	TIPOS DE AGUAS	LOCALIZACION
Dureza < 10	Aguas muy pobres, poco piscícolas.	Cursos de agua con sustrato calizo.
10 < Dureza < 20	Productividad débil.	
20 < Dureza < 40	Productividad mediocre.	
40 < Dureza < 80	Productividad media.	Zona superior de cursos de agua con sustrato sedimentario. Regiones calizas.
80 < Dureza < 110	Aguas piscícolas típicas muy productivas.	
110 < Dureza < 150	Aguas duras.	Zonas inferiores de ríos de llanura.
Dureza > 150	Aguas incrustantes muy duras. Aguas contaminadas.	Cursos de aguas enriquecidos por aportes laterales o el paso por capas salinas.

MATERIAL

Balanza
Cápsula de porcelana
Cuentagotas
Embudo
Estufa

PRODUCTOS

Papel de filtro



OBJETIVO

Determinar la presencia de materia en suspensión en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El agua ejerce una acción de transporte a su paso por la superficie de la tierra. Una forma de este transporte es la suspensión, que se realiza sobre partículas insolubles: **materia en suspensión**.

Las lluvias torrenciales son causa de aumentos considerables en el contenido de materia en suspensión en un río. Normalmente aumenta con el caudal y a lo largo del curso del río.

REALIZACION

Tomar una muestra de agua, recién adquirida para evitar precipitaciones, y filtrarla con un papel de filtro de peso conocido.

Colocar el filtro en una cápsula de porcelana previamente pesada y secar en una estufa a 110°C. La temperatura debe controlarse porque con ella varía el resultado al poder descomponerse ciertos compuestos.

Dejar enfriar y pesar la cápsula junto con el filtro.

RESULTADOS

$\text{mg/l de materia en suspensión} = P - P'$

P = peso final de la cápsula con el filtrado, en mg.

P' = peso de la cápsula vacía + peso del filtro, en mg.

INTERPRETACION

Una clasificación de las aguas por su contenido en materia de suspensión es:

S = materia en suspensión (mg/l)	TIPO DE AGUAS	LOCALIZACION
$S < 10$	Situación muy buena	Zonas superiores de los ríos, arroyos o fuentes.
$10 < S < 25$	Situación normal	Zonas superiores y medias de los cursos de agua de montaña y premontaña.
$25 < S < 50$	Situación buena	Zonas medias e inferiores de ríos de montaña y llanura.
$50 < S < 75$	Situación buena	Zonas inferiores de algunos grandes ríos. Ríos sobre terrenos arcillosos.
$75 < S < 150$	Situación normal	Ríos de montaña en período de estiaje. Ríos contaminados.
$150 < S < 300$	Situación mediocre	Ciertos torrentes de montaña y ríos contaminados.
$S > 300$	Situación anormal	Cursos de agua particulares y zonas muy contaminadas.

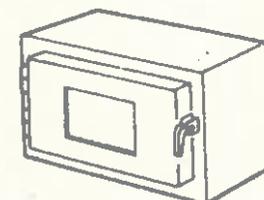
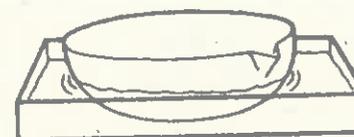
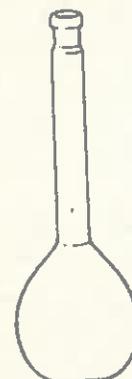
RESIDUO SECO. CONDUCTIVIDAD ELECTRICA

MATERIAL

Balanza
Baño María
Cápsula de porcelana
Estufa
Matraz aforado, 100 ml

PRODUCTOS

Agua destilada



OBJETIVO

Determinar la presencia de residuo seco en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

Se denomina residuo seco al peso de las sustancias disueltas en 1 litro de aguas naturales después de la evaporación del líquido. Está compuesto, esencialmente, de sales minerales. Si la contaminación del río es importante habrá también un porcentaje alto de materia orgánica.

La cantidad de sustancias disueltas en el agua de un río varía con la naturaleza geológica de la cuenca, con el caudal del río, con la pluviometría, con la temperatura del agua (una elevación de la temperatura favorece la solubilidad de los elementos de las rocas), etc.

REALIZACION

Tomar 100 ml de muestra exactamente medidos, para ello utilizar un matraz aforado de 100 ml, y colocar en una cápsula de porcelana previamente pesada. Lavar el matraz con agua destilada y añadir este agua a la cápsula.

A continuación practicar la evaporación. Colocar la cápsula al baño María hasta sequedad. Posteriormente desecar el residuo durante dos horas en una estufa a 110°C.

Dejar enfriar y pesar. Volver a desecar y pesar de nuevo repitiendo el proceso hasta conseguir un peso constante.

RESULTADOS

mg/l de residuo seco = $(P - P') \cdot 10$

P = peso de la cápsula al final, en mg

P' = peso de la cápsula vacía, en mg.

Se multiplica por 10 porque se han utilizado 100 ml, y el resultado está en mg de residuo seco por litro. Si la experiencia se hace con mayor volumen, el resultado se aprecia con mayor claridad, sustituir el 10 por el valor correspondiente obtenido en el resultado por litros.

INTERPRETACION

El residuo seco oscila entre 50 y 1500 ppm en las aguas dulces. El agua del mar tiene alrededor de 35.000 ppm.

El hombre puede consumir aguas que contengan hasta 2.500 mg/l.

Ciertos productos, como el té, café, etc., adquieren sabores especiales dependiendo de la mineralización del agua. Las comidas en las diferentes regiones tienen sabores distintos debido al agua utilizada.

Un agua con más de 1 gramo de sales no es recomendable para el riego.

Existe una relación entre el residuo seco y la conductividad eléctrica del agua.

La conductividad eléctrica es la capacidad de una agua para conducir la electricidad. Crece paralelamente a la salinidad.

La conductividad se mide en micromhos/cm. Un agua con más de 2.000 micromhos/cm plantea problemas para el riego.

Conociendo el residuo seco se puede establecer la relación:

Residuo seco (mg/l) = 0,86 conductividad específica ($\text{ohm}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$)

1 microohmio = 10^{-6} ohmios, y éstos la inversa de los mhos.

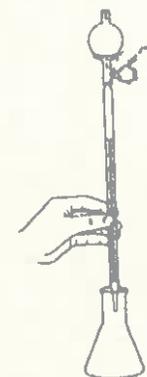
DEMANDA QUIMICA DE OXIGENO (D.Q.O.)

MATERIAL

Aspirador
Cuentagotas
Matraz erlenmeyer
Mechero
Pipeta, 10 ml
Rejilla con amianto
Tripode

PRODUCTOS

Acido oxálico 0,01 N
Acido sulfúrico 1:3 v/v
Agua destilada
Permanganato potásico 0,1 N



OBJETIVO

Determinar la demanda química del oxígeno en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

Las aguas naturales, aparte de las sustancias minerales, contienen en solución o en suspensión sustancias orgánicas que provienen del lavado de suelos, del metabolismo de los organismos que viven en el mismo, o aportadas por el hombre en el uso que hace del agua.

Las materias orgánicas son una fuente de alimentación para los organismos del agua. La materia orgánica va desapareciendo progresivamente al ir oxidándose y dar otros compuestos, por ejemplo, el carbono se oxida dando anhídrido carbónico.

Las aguas naturales suelen presentar muy bajas cantidades de materia orgánica. La presencia de concentraciones importantes de materia orgánica indica fuentes de contaminación, que hemos muestreado el río en una zona revestida de musgo, o que el río atraviesa áreas de turberas.

La materia orgánica se determina midiendo la cantidad de oxígeno que se necesita para oxidarla totalmente.

El estudio de la D.Q.O. debe realizarse lo antes posible.

REALIZACION

1.- Colocar en un matraz erlenmeyer 100 ml de agua destilada, añadir 5 ml de ácido sulfúrico 1:3 y varios milímetros de permanganato potásico 0,1 N. Hervir la mezcla durante 10 minutos.

A la disolución roja ir añadiendo con la bureta ácido oxálico 0,01 N hasta que se produzca la decoloración. A continuación, de nuevo unas gotas de permanganato hasta la aparición de tono rosado.

En este líquido, que ahora no tendrá materia orgánica, echar 10 ml de ácido oxálico 0,01 N, calentar y añadir con la bureta la disolución de permanganato hasta que aparece el color rosado.

Anotar el volumen de permanganato potásico utilizado (M):

2.- Tirar el contenido del matraz, y sin lavarlo poner 100 ml del agua de muestra, añadir 5ml de ácido sulfúrico 1:3 y mantener en ebullición durante 10 minutos. El volumen de agua perdido se repone añadiéndole agua destilada.

A la solución hirviendo añadir 10 ml de solución de permanganato, y seguir calentando a ebullición suavemente durante 10 minutos.

La disolución habrá adquirido color rojo. Inmediatamente añadir 10 ml de ácido oxálico 0,01 N y seguir hirviendo hasta que la disolución se decolora.

Sobre esta disolución decolorada valorar, con la bureta conteniendo permanganato potásico 0,1 N, hasta que se aprecie una coloración rosada fugaz.

Anotar el volumen de permanganato utilizado (V).

Si se han consumido menos de 2 ml o más de 6 ml de solución de permanganato, repetir la valoración para mayor exactitud tomando mayor cantidad de muestra, según el caso, y someterla a las operaciones ya indicadas.

RESULTADOS

La fórmula de cálculo es:

$$A = [(V + 10) \cdot f - 10] \cdot 0.8$$

donde:

f = factor de la solución de permanganato, que se calcula mediante una regla de tres:

M ml de $MnO_4K \rightarrow 10$ ml ác. oxálico

1 ml de $MnO_4K \rightarrow f$

$$f = \frac{10}{M}$$

V = volumen de permanganato gastado en la valoración realizada sobre el agua de muestra

M = volumen de permanganato gastado en la valoración realizada sobre el agua destilada.

El resultado da miligramos de óxido consumido por litro de agua. Para expresarlo en miligramos de permanganato consumido, se multiplica por 3.95.

INTERPRETACION

El conocimiento de la demanda química de oxígeno es importante como parámetro de contaminación de un agua. Sin embargo, debe utilizarse sólo para comparar las mismas aguas en diferentes circunstancias, y no aguas diferentes, pues cada agua puede tener agentes reductores, conocidos o no, que falseen el resultado. Así, por ejemplo, aguas con índices de contaminación similares pero con diferente concentración en cloruros (ion reductor) darán diferentes valores de D.Q.O. A mayor concentración en cloruros menor D.Q.O.

En aguas con concentraciones en cloruros superiores a 350 mg/l el resultado de la D.Q.O. se verá muy afectado.

En el agua de bebida el oxígeno absorbido no debe ser superior a los 3 mg/l, pues aunque la materia orgánica no es de por sí tóxica (aunque aporta malos olores) el valor puede ser debido a contaminación de origen industrial, que sí puede aportar productos tóxicos.

Una clasificación de un agua según su consumo de oxígeno es la siguiente:

Oxígeno consumido	mg/l	TIPOS DE AGUAS
oxígeno consumido	do < 1	Aguas muy puras.
1 < oxígeno consumido	do < 3	Aguas naturales sin contaminar.
3 < oxígeno consumido	do < 4	Aguas sospechosas de contaminación.
oxígeno consumido	do > 4	Aguas contaminadas.

ANHIDRIDO CARBONICO

MATERIAL

Aspirador
Cuentagotas
Matraz erlenmeyer, 100 ml
Pipeta, 10 ml

PRODUCTOS

Acido clorhidrico 0,1 N
Fenolftaleína, sol. 5%
Hidróxido sódico 1N



OBJETIVO

Determinar la presencia de anhídrido carbónico en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

El anhídrido carbónico es un gas relativamente soluble que se disuelve en el agua o reacciona con la misma para dar ácido carbónico que se disociará en carbonato y bicarbonato.

Se forma por descomposición (oxidación) de la materia orgánica, por aportes volcánicos, por la respiración de los microorganismos, etc. Las aguas de lluvia aportan una buena cantidad de anhídrido carbónico que disolvieron de la atmósfera.

Su papel en el agua es muy importante por determinar en gran medida el comportamiento químico del agua frente a muchos minerales.

REALIZACION

Colocar 25 ml de la muestra de agua en un matraz erlenmeyer y añadir 1 ml de hidróxido sódico 1 N y unas gotas de indicador de fenolftaleína 5%. La disolución adquirirá un tono violado rojizo.

A continuación valorar con una bureta que contenga ácido clorhídrico 0,1 N hasta que se produzca el viraje a incoloro. Anotar la cantidad de clorhídrico utilizado en la valoración.

RESULTADOS

$$\text{mg/l de CO}_2 = \frac{1000}{V} (V_1 - V_2 \cdot 0,1) 22$$

donde:

V = volumen de agua tomada para la determinación (25 ml).

V₁ = volumen de hidróxido sódico 1 N añadido inicialmente (puede ser necesario añadir más).

V₂ = volumen, en ml de clorhídrico 0,1 N utilizado en la valoración con fenolftaleína.

INTERPRETACION

El anhídrido carbónico libre es el anhídrido carbónico agresivo.

Normalmente su concentración se sitúa entre 1 y 30 ppm, correspondiendo los menores valores a aquellas aguas en contacto fácil con la atmósfera. Ciertas aguas carbónicas llegan a tener valores de 1.500 ppm, pero al aflorar a la superficie lo van perdiendo.

NOTA: El análisis debe realizarse con rapidez, y los recipientes de muestra deben llenarse totalmente y preservarse de cambios de temperatura.

Un cálculo del anhídrido carbónico presente en el agua de forma teórica es:

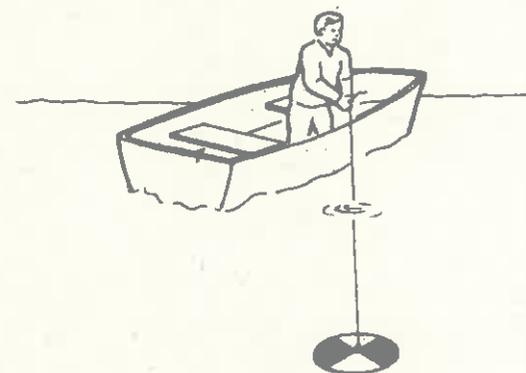
$$1 \text{ g CO}_2 \text{ (ppm)} = 6 - \text{pH} + 1 \lg 1,589 \cdot \text{CO}_3\text{H (ppm)}$$

Si es $4,6 < \text{pH} < 8,3$.

TURBIEDAD

MATERIAL

Disco de Secchi



OBJETIVO

Determinar la presencia de turbiedad en el agua.

FUNDAMENTO TEORICO

La turbiedad de un agua está en relación con la proporción de sólidos disueltos que contiene. Se suele hablar de turbiedad o transparencia.

La transparencia de un agua se suele expresar normalmente como la profundidad de visión que permite, que se mida mediante turbidímetros o con el disco de Secchi.

El disco de Secchi es un disco blanco, o blanco y negro, de 20 a 30 cm de diámetro, que se sumerge en el agua hasta la profundidad en que no se observa. La profundidad hasta la que se ve, está relacionada con la transparencia de dicho agua.

REALIZACION

Sumergir el disco de Secchi lentamente hasta que se pierda de vista. Pararlo. Subirlo lentamente hasta que se haga visible de nuevo. Pararlo y anotar la profundidad del agua a la que es visible el disco.

Repetir la experiencia hasta obtener un valor constante. (La diferencia de altura entre el momento en que deja de verse el disco y la nueva altura a la que se observa, es un efecto de la distorsión que produce la luz en el agua).

La observación mejora si se procura que la superficie del agua esté a la sombra, o si se usa una caja con fondo de vidrio que haga de ventana de observación.

El análisis de la turbiedad de un agua debe realizarse a la misma hora y bajo condiciones similares, a fin de obtener resultados comparables.

INTERPRETACION

El agua de bebida no debe presentar turbidez que no sea de origen natural.

Atendiendo a la turbiedad pueden distinguirse:

- **Aguas claras.**- Son aquellas en las que la penetración de la luz es grande, y en *aguas poco profundas* debe verse el fondo.
- **Aguas de claridad media.**- Son aquellas en las que la penetración de luz es relativamente reducida, y si se trata de *aguas profundas* raramente se ve el fondo. Suelen presentar colores pardos u oscuros y clasificarse como *zonas pantanosas*.
- **Aguas turbias.**- Son aquellas en las que la luz que penetra es muy reducida, hasta el punto de que el fondo no es visible. Suelen presentar un color gris lechoso o pardo y encontrarse en suelos aluviales, de textura fina o erosionados, si la causa de su turbiedad es natural.

CRITERIOS DE CALIDAD DEL AGUA

Los criterios constituyen un punto de referencia para determinar la calidad del agua. Sin embargo, no resuelven por completo el problema del carácter relativo de la calidad, porque también están sujetos a cierta relatividad.

Dependiendo del uso que se vaya a hacer del agua se aplican unos criterios u otros.

La O.M.S. fija los siguientes criterios para las aguas potables y de usos agrícolas:

a) Aguas potables

Los criterios relativos a estas aguas dependen fuertemente del tratamiento a que se les someta antes de su distribución y consumo. El parámetro más importante es la presencia de organismos patógenos, que se miden en los siguientes términos:

- Tratamiento completo (floculación, filtración, desinfección): 50-100 coliformes/ml ó 10-20 coliformes fecales/ml, son aceptables.
- Tratamiento limitado (desinfección): 1 coliforme/ml ó 0,1 coliforme/ml.

Deben tenerse en cuenta, además de estos parámetros microbiológicos, parámetros físicos (turbidez, color, temperatura) y químicos, (dureza, nitrógeno, metales, etc.).

b) Aguas para usos agrícolas

El sodio es el elemento más crítico para las aguas de riego, dado su gran efecto sobre la permeabilidad (una excesiva concentración de sodio provoca un efecto dispersante de las partículas sólidas del suelo, alterando la permeabilidad de manera negativa, disminuyendo la aireación, y creando áreas en las que las plantas se asfixian; de aquí que la relación de absorción de sodio (SAR) se utilice como parámetro de la calidad.

En conjunto, aunque la posibilidad de utilización depende de la tolerancia del tipo de cultivos a la concentración en sales, el umbral crítico se sitúa entre 1.200 y 2.000 mg/l de sólidos totales disueltos.

La calidad sanitaria del agua de riego también es importante. Las aguas residuales sin tratar o parcialmente tratadas no deben usarse para regar cultivos destinados al consumo en crudo.

POTABILIZACION DEL AGUA

El agua que se encuentra en la naturaleza no es pura. Dependiendo de los materiales por los que transcurre, calizas, margas, etc. el agua va adquiriendo compuestos minerales, algunos de los cuales, en cierta cantidad, son necesarios en el desarrollo del organismo, y otros son perjudiciales y por tanto hay que eliminarlos. La eliminación de los gérmenes patógenos es fundamental para su consumo humano.

El tratamiento que se realiza al agua para su uso es la potabilización. La importancia del tratamiento dependerá de la naturaleza del agua captada.

La potabilización del agua se realiza en diversas fases que son: *coagulación y floculación, sedimentación, filtración y desinfección.*

Las tres primeras fases van encaminadas a la eliminación de partículas y contrarrestar la turbiedad que presente. Se trata de que todas las partículas coloidales que lleva el agua se junten en coágulos y floculen, siendo fácil su sedimentación en un tiempo adecuado por simple gravedad. Normalmente se utiliza como electrolito (compuesto que produce la agrupación de las partículas y su separación del líquido como precipitado) el sulfato de aluminio y el hidróxido de calcio o cal apagada. También se suelen emplear sales de hierro. Un ejemplo de floculación natural se observa en los ríos que arrastran gran cantidad de partículas de arcilla en su unión con el mar, ello es debido a la acción de la sal que actúa como electrolito, produciendo la precipitación de las partículas de arcilla.

La siguiente operación es la filtración. Mediante esta fase se eliminan todas las impurezas. Normalmente se utilizan filtros de arena, a veces dispuestos en capas. Estos filtros retienen entre sus poros todas las impurezas, por lo que acaban por taponarse y es necesaria su limpieza.

La limpieza de los filtros se realiza mediante la inyección de aire y agua a presión, en sentido contrario al del tratamiento.

El último paso es la desinfección que se realiza mediante la utilización de cloro gas. Se trata de eliminar los microorganismos patógenos. El cloro es un buen desinfectante pero se escapa del agua con relativa rapidez, por ello si su utilización no está próxima se añaden cloraminas (mezclas de cloro y amoníaco) que aunque menos eficaces permanecen durante más tiempo.

DEPURACION DE AGUAS RESIDUALES

Las estaciones de depuración de aguas residuales constan de tres partes principales: *recogida, tratamiento y evacuación.*

La *recogida* se realiza a través del alcantarillado o colectores, que transportan el agua residual desde los domicilios, calles o industrias hasta la instalación de depuración.

Cuando el agua residual entra en una estación depuradora, generalmente pasa a través de una serie de procesos de tratamiento previo: *desbaste, dilaceración y eliminación de arenas* (materias inorgánicas fácilmente sedimentables). Estos procesos extraen el material grueso existente en las aguas residuales.

El *desbaste* consiste en hacer pasar el agua a través de una rejilla que retienen los desperdicios de mayor tamaño.

La *dilaceración o tritución* es el demenzamiento de aquellos residuos gruesos que han pasado las rejillas y que por su tamaño pueden obstruir o dañar las conducciones de la instalación.

La *desarenación* se consigue haciendo disminuir la velocidad del agua, esto hace que las partículas más pesadas sedimenten y puedan ser retiradas. La arena hay que extraerla rápidamente pues es abrasiva y desgastaría el equipo de tratamiento.

A continuación de estos tratamientos previos el agua residual suele recibir un tratamiento primario, durante el cual las materias sólidas que lleva el agua se sedimentan o flotan y es posible su separación.

El tratamiento primario consiste en una *sedimentación* en unos tanques llamados decantadores primarios donde la velocidad de paso se reduce a sólo 1 cm por segundo, por lo que los sólidos sedimentables caen al fondo (son los fangos o lodos de las estaciones de depuración) y los flotantes (grasas y otros sólidos) pasan a un canal de recogida que los envía a la instalación de tratamiento de sólidos.

Estos decantadores, que pueden ser circulares o rectangulares, disponen de unas rasquetas en el fondo y en la superficie que arrastran a los fangos y a los flotantes respectivamente.

Al tratamiento primario suele seguir uno secundario consistente en un proceso biológico. Es decir, que los organismos que viven en el medio ambiente controlado del proceso se utilizan para estabilizar (oxidar) parcialmente la materia orgánica no eliminada por los procesos anteriores.

Los dos principales tratamientos biológicos son los lechos bacterianos y los fangos activados. Ambos son tratamientos biológicos aerobios, es decir, con organismos que requieren oxígeno disuelto para poder vivir.

El lecho bacteriano es como un filtro de piedras u otro material, de un tamaño entre 3,5 y 15 cm, sobre el que se distribuyen las aguas residuales procedentes del decantador primario. Este agua fluye a través de los huecos que el filtro deja. El lecho bacteriano permite que las bacterias aerobias y demás organismos se unan entre sí y se multipliquen según se van alimentando con el agua que pasa (los huecos del filtro deben ser grandes para favorecer la presencia del oxígeno necesario a estas bacterias). Llega un momento en que las costras de organismos son tan espesas que se desprenden, éste humus será eliminado por sedimentación en un decantador secundario.

En el proceso biológico mediante fangos activados el efluente procedente del decantador primario se conduce a un tanque de aireación. El aire llega al tanque, introduciéndolo a presión por el fondo y dejando que burbujee a través del agua residual hasta la superficie, o bien por agitación mecánica de la superficie con lo que se introduce el oxígeno atmosférico. Las bacterias aerobias y otros organismos crecen en el tanque de aireación y utilizan la materia orgánica que les llega en el agua residual para producir nuevos microorganismos. Se forma una suspensión de microorganismos y líquido (fangos activados) que se depositarán en el fondo y serán extraídos mediante un decantador secundario, que los recirculará a la entrada del tanque de aireación para repetir el proceso. Su número se controla mandando los fangos activados sobrantes, junto con los fangos obtenidos del decantador primario, a lo que se llama "línea de fangos".

Los fangos sedimentados hay que estabilizarlos para reducir el poder fermentable de las materias orgánicas. Los tres principales modos de estabilización son:

- **estabilización biológica aerobia:** oxidación parcial, que puede hacerse bien por aireación en un estanque de fangos independiente, o bien por aireación prolongada del efluente. Se habla, entonces, de lodos o fangos estabilizados por vía aerobia.
- **la digestión:** o **estabilización biológica anaerobia,** se trata de una fermentación metánica (se produce gas metano) realizada en un tanque totalmente cerrado o digestor en el que existen dos grandes tipos de bacterias. Un primer tipo que empieza alimentándose con la parte orgánica de los fangos, formando ácidos orgánicos y anhídrido carbónico, CO₂. Y un segundo grupo que descompone los ácidos orgánicos en gas metano y anhídrido carbónico. La mezcla de gas del digestor con el aire resulta altamente explosiva, hay que tener precaución.

Normalmente la digestión se realiza en dos tanques. El primero, digestor primario, suele estar calentado a unos 35°C y en el que se produce una rápida digestión junto con la mayoría del gas. En el digestor secundario se separan los fangos digeridos del sobrenadante y se obtienen unos fangos mejor digeridos.

- **estabilización por vía química:** utiliza reactivos como cloruro férrico, cal polielectrolitos.

Con el fin de disminuir el volumen de los lodos o fangos se les somete algún tratamiento de deshidratación.

La deshidratación se puede hacer en lechos de secado al aire, por secado a alta temperatura o mediante deshidratación mecánica ayudada por filtros centrífugas.

Normalmente la deshidratación mecánica necesita un acondicionamiento químico o térmico. El producto final será pastoso o sólido.

Los lodos secos se incineran, se entierran, o se utilizan como fertilizante para ciertos productos. (nunca para los que vayan a consumirse crudos).

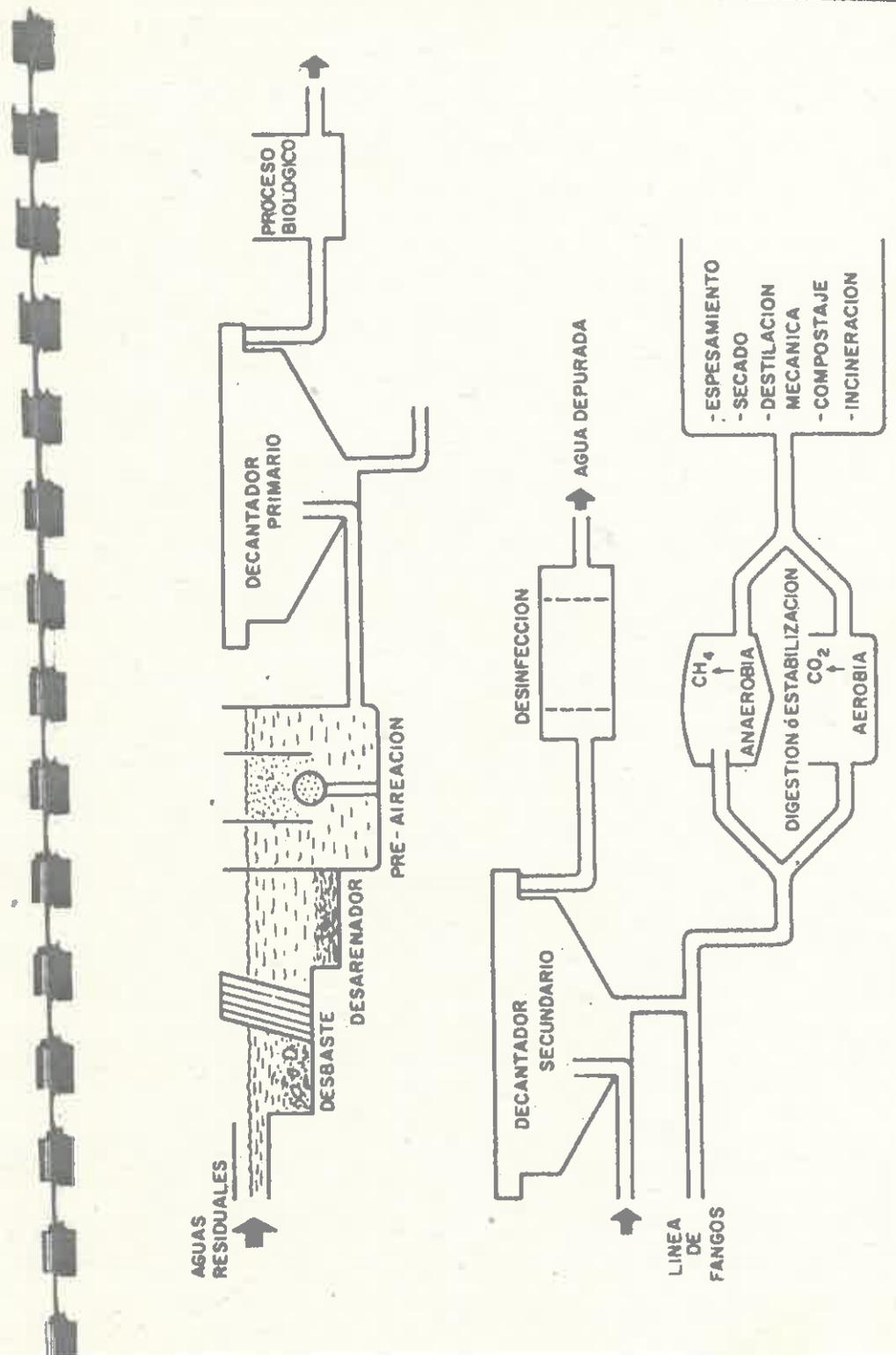
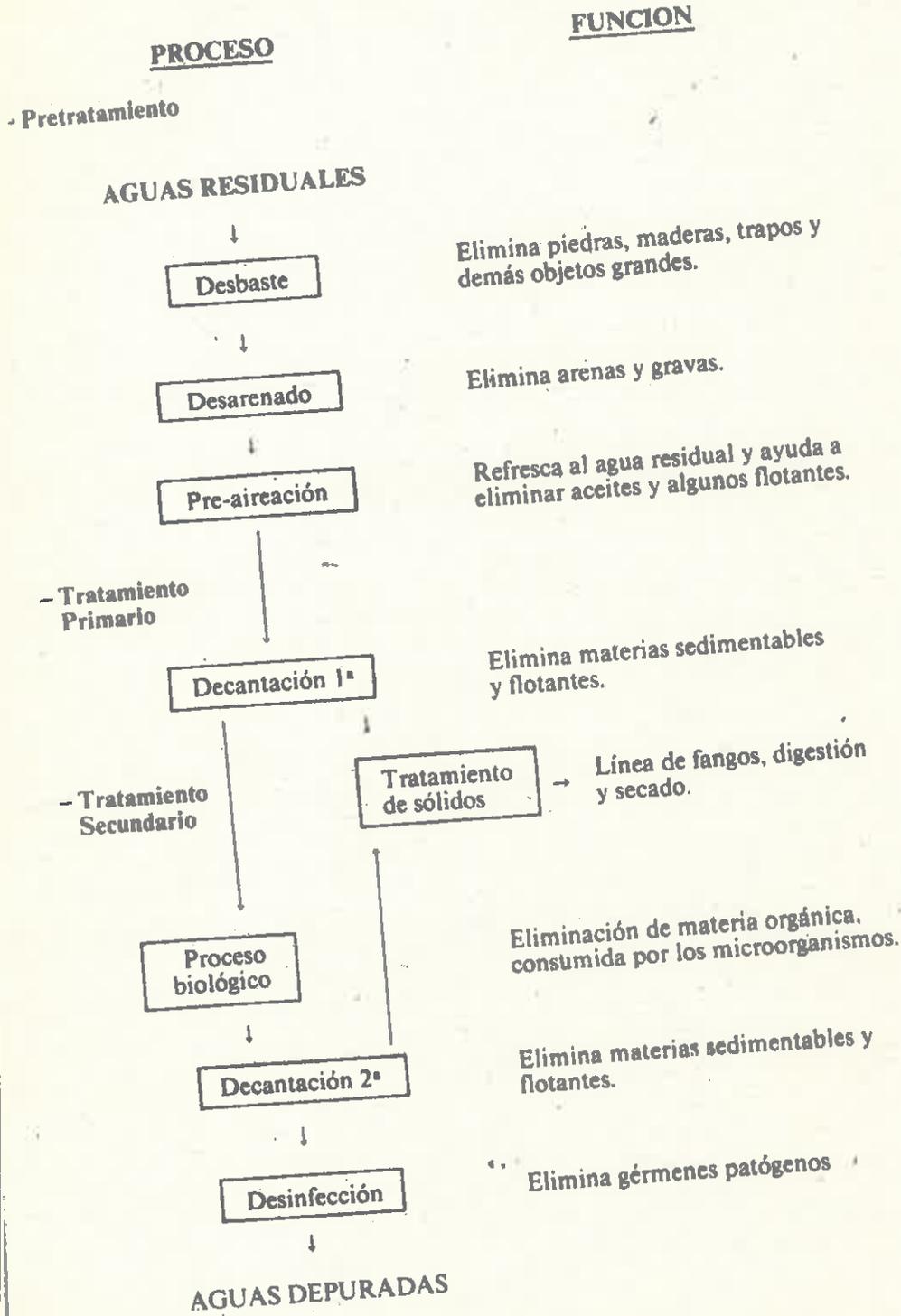
El desinfectante comúnmente utilizado es el cloro gaseoso. Este cloro inyecta en el agua que se lleva a una cámara de contacto en donde se homogeniza la mezcla y da tiempo al proceso de desinfección, pues el tiempo de contacto debe estar entre 20 y 30 minutos.

Un agua residual que ha sufrido este tratamiento ha tenido, aproximadamente, el siguiente cambio en sus parámetros químicos.

EJEMPLO DE RENDIMIENTO DE UNA DEPURADORA

PARAMETRO	INFLUENTE	EFLUENTE
TEMPERATURA	18 - 30°C	15 - 35°C
Sólidos en suspensión	150 - 400 mg/l	10 - 60 mg/l
Sólidos sedimentables	12 - 20 ml/l	0,1 - 0,5 ml/l
Oxígeno disuelto	0 - 1 mg/l	3 - 5 mg/l
pH	6 - 8	6 - 8
D.Q.O.	300 - 600 mg/l	40 - 80 mg/l
D.B.O.	150 - 400 mg/l	10 - 60 mg/l
Coliformes	5.000 - un millón	50 - 500 (clorado)
Cloro residual	—	0,5 - 2 mg/l

NOTA: Los coliformes están expresados en NMP/100 ml, es decir Número Más Probable (NMP) en 100 mililitros.



RECETAS PARA EL EQUIPO "ANÁLISIS DE AGUAS"

SOLUCIÓN DE NITRATO DE CALCIO (AA)

Mezcla íntima de murexida con 100 veces su peso de cloruro sódico.

SOLUCIÓN DE NITRATO DE CALCIO-MAGNESIO

Disolver 37,224 g de la sal disódica del ácido etilendiaminotetracético (complexona III), con 1 ml de cloruro de magnesio M, a un litro de agua destilada.

SOLUCIÓN DE NITRATO DE CALCIO Y CLORURO

Solución al 5% de cromato potásico. Disolver 5 g de cromato potásico en 50 ml de agua, y añadir nitrato de plata 0,1 N gota a gota hasta la formación de un precipitado rojo claro permanente. Filtrar y diluir hasta 100 ml.

SOLUCIÓN REGULADORA DE pH = 10

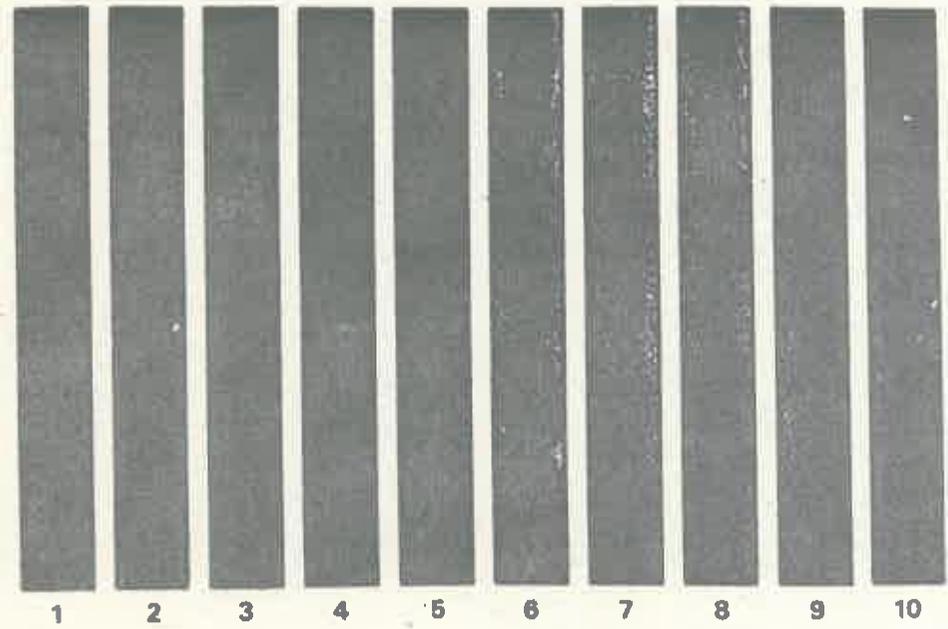
Mezclar 67,5 g de cloruro amónico y 570 ml de amoníaco concentrado completando a 1 litro con agua destilada.

CARTA EUROPEA DEL AGUA

La Carta Europea del Agua fue proclamada en 1968 por el Consejo de Europa en Estrasburgo, establece los siguientes principios:

- I. No hay vida sin agua. Es un bien valioso e indispensable para todas las actividades humanas.
- II. Los recursos de agua dulce no son inagotables. Es imprescindible preservarlos y, si es posible, acrecentarlos.
- III. Alterar la calidad del agua significa perjudicar la vida del hombre y de los demás seres vivos que dependen de ella.
- IV. La calidad del agua debe preservarse en niveles adaptados a la utilización a la que esté destinada y debe satisfacer las exigencias de la salud pública.
- V. Cuando el agua, tras haber sido utilizada, sea devuelta a su medio natural, no debe poner en peligro los usos ulteriores, sean públicos o privados, a los que se destine.
- VI. La conservación de una cubierta vegetal adecuada, preferentemente de tipo forestal, es esencial para la conservación de los recursos del agua.
- VII. Los recursos de agua deben ser objeto de inventario.
- VIII. La gestión correcta del agua debe ser objeto de un plan diseñado por las autoridades competentes.
- IX. La conservación del agua implica un esfuerzo creciente de investigación científica, de formación de especialistas y de información pública.
- X. El agua es un patrimonio común cuyo valor debe ser reconocido por todos. Todo el mundo tiene el deber de economizarla y de utilizarla con cuidado.
- XI. La gestión de los recursos del agua debería inscribirse en el marco de la cuenca natural más que en el de las fronteras administrativas y políticas.
- XII. El agua no tiene fronteras. Es un recurso común que requiere de una cooperación internacional.

ESCALA COLORIMETRICA DE pH



CONTAMINACION DEL AGUA

El agua no se encuentra en la naturaleza en estado puro, siempre contiene cierto número y cantidad de sustancias que provienen de diversas fuentes: la precipitación, su propia acción erosiva, el viento, su contacto con la atmósfera. Y así, en las aguas que no han recibido vertidos artificiales, se encuentran sólidos y coloides (partículas cuyo tamaño oscila entre 200 y 1 milimicras, $1 \mu = 10^{-6} \text{ mm} = 10 \text{ \AA}$) en suspensión (que afectan a la transparencia), sólidos disueltos (que se reflejan en la alcalinidad, valor del pH, dureza, conductividad), oxígeno disuelto (que influye decisivamente en la vida acuática), etc., que constituyen los caracteres y cualidades del agua.

La calidad necesaria de un agua depende del uso al que se destine. Por calidad natural del agua se entiende el conjunto de características físicas, químicas y bacteriológicas que presenta el agua en su estado natural en los ríos, lagos, manantiales, en el subsuelo o en el mar.

A partir del uso humano del agua, ésta pierde, o puede perder, un buen número de sus cualidades y no es posible su reutilización, si no se le somete a procesos de depuración, yendo a verter a ríos, lagos o mares que verán afectada su vida en el mismo grado que la intensidad o importancia del contaminante que se les vierta.

Los contaminantes del agua son diferentes según el uso que de ella se hizo, así existen:

- **Aguas residuales urbanas:** son las producidas en pueblos y ciudades por las operaciones domésticas, comerciales, de servicios e industriales dentro de la ciudad. También incluye a las aguas de lluvia recogidas por las alcantarillas.
- **Aguas residuales industriales:** aguas utilizadas por las industrias. Suelen contener, dependiendo del tipo de industria, gran proporción de elementos tóxicos.
- **Aguas con contaminantes agrícolas:** el uso agrícola de herbicidas, pesticidas, abonos químicos, etc. sin un control efectivo, hace que buena parte de estos compuestos acaben arrastrados por las aguas de lluvia y contaminen en gran medida ríos y lagos.

La calidad del agua vendrá dada por los parámetros que miden el contenido en ciertas sustancias que presenta dicha agua. Estos parámetros pueden ser físicos y biológicos:

Los parámetros físicos más importantes son: transparencia, turbidez, color, olor, sabor, temperatura, conductividad eléctrica y pH.

Los parámetros químicos más importantes son:

- Análisis de los iones principales (carbonatos y bicarbonatos, cloruros, sulfatos, calcio, magnesio y sodio, nitrógeno amoniacal, nitratos y nitritos y metales tóxicos).
- Oxígeno disuelto, demanda química de oxígeno (DQO) y demanda biológica de oxígeno (DBO).
- Materia en suspensión y residuo seco.

Existen ciertas especies que se comportan como indicadores biológicos de los niveles de contaminación de acuerdo con las alteraciones del medio acuático. Estos indicadores biológicos son muy importantes pues plasman en el medio el efecto que la contaminación ocasiona.

Son también muy importantes los estudios bacteriológicos tendentes a medir los microorganismos patógenos, pues estos son los causantes, en buena medida, de las epidemias.