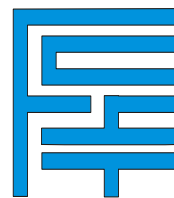


UNIVERSIDAD MAYOR DE SAN SIMÓN
FACULTAD DE CIENCIAS Y TECNOLOGÍA
CARRERA DE INGENIERÍA CIVIL



**APOYO DIDÁCTICO PARA LA ENSEÑANZA Y APRENDIZAJE DE
LA ASIGNATURA DE QUÍMICA DEL AGUA**

Proyecto de Grado, Presentado Para Optar al Diploma Académico de
Licenciatura en Ingeniería Civil.

Presentado por: MAGALY ROSAURA ORTUÑO FERNANDEZ

Tutor: Ing. MSc. Juan Carlos Rocha Cuadros

COCHABAMBA – BOLIVIA

Mayo, 2008

DEDICATORIA

A mi querido papa Guido que siempre me apoyo y me empujo para seguir adelante con mis estudios y poder salir profesional.

A mi querida mama Albina que me ayudo para que pueda seguir estudiando ya que sin su colaboración habría sido muy difícil poder llegar a donde estoy ahora.

A Dennis que siempre fue mi compañero mi amigo y estuvo a mi lado cuando lo necesite, apoyándome siempre para poder llegar a donde estoy, empujándome en la vida y en los estudios para seguir siempre adelante a su lado.

A Adrianita mi hijita que fue y es mi fortaleza, mis ganas de salir adelante por ella y las personas que amo en este mundo, y para que mi hija sienta orgullo por la madre que Dios le dio.

AGRADECIMIENTOS

A Dios por darme amor, vida, fuerza ya que sin ellos no hubiera logrado nada.

A mis padres por el amor que me brindan sus desvelos, sus sacrificios, su amistad y compañerismo.

A Dennis por estar siempre a mi lado y ayudarme en muchas cosas, por desarrollar en mi una gran fortaleza para poder enfrentar la vida con valor y a su lado día a día.

A Adrianita mi hijita por el amor que me brinda y por ser la personita mas importante de mi vida y sin pretender serlo la mayor fuente de fuerza y fortaleza en mi vida.

A la Lic. Maritza Arnez por ayudarme a que sea posible este proyecto.

Al Ing. Juan Carlos Rocha Cuadros por toda su ayuda.

A los docentes por sus consejos y enseñanzas, haciendo de mi una persona de bien.

A la universidad por abrirme las puertas y cobijarme hasta la culminación mis estudios.

Y a todos mis amigos que me ayudaron y me apoyaron.

¡Muchas Gracias!

FICHA RESUMEN

El presente trabajo de Adscripción para la asignatura de Química del Agua de la carrera de Ingeniería Civil es una herramienta, que sirve como medio inmediato de consulta al estudiante con el fin de afianzar los conocimientos aprendidos en clase y mejorar la enseñanza-aprendizaje de la materia. Los contenidos del trabajo está dividido en 15 capítulos.

El capítulo 1 se refiere al agua en la naturaleza, acerca de cómo es la estructura de la molécula del agua, la importancia que tiene el agua natural, las propiedades que tienen las disoluciones, la solubilidad de los gases en los líquidos, su comportamiento, se ve las propiedades de los coloides

El capítulo 2 se refiere a la toma de muestras que tipos de muestreos existen, las precauciones y metodologías para tomar las muestras, el almacenaje de estas y su debida identificación.

El capítulo 3 se refiere al origen de la materia en suspensión, los daños que pueda causar, la forma en la que se hace su medición.

El capítulo 4 se refiere al origen de la conductividad eléctrica en el agua, a que se debe esta conductividad, la importancia que tiene la temperatura en esta y la forma en que se la puede determinar.

El capítulo 5 se refiere al origen del color, olor y sabor en el agua los efectos que pueden causar un agua con estas características, la forma en la que se las puede determinar, también hablamos de la temperatura, la importancia que tiene en el agua, como se la mide y el fenómeno de la estratificación térmica.

El capítulo 6 se refiere al origen del pH en las aguas, la importancia que tienen los índices del pH y su determinación.

El capítulo 7 hace referencia al origen de la acidez en el agua, vemos el ciclo del carbono, los efectos que puede causar un agua acida y su debida determinación.

En capítulo 8 trata del origen de la alcalinidad en el agua, su significado sanitario, la medición de la alcalinidad.

El capítulo 9 hace referencia al origen de la dureza en las aguas, a las formas de expresar la dureza, clases de dureza temporal y permanente, y los efectos económicos de la dureza de las aguas.

El capítulo 10 trata del origen del cloro en las aguas, el porqué se cloran las aguas su significado sanitario, su medición y laboratorio, la concentración del germicida, las formas de utilizar el cloro

para la cloración, el nivel del cloro aplicado, la cantidad de cloro libre a utilizar, la demanda de cloro, el punto de ruptura o break point y el análisis para determinar el cloro residual.

El capítulo 11 habla de los halógenos, el flúor, los cloruros, los bromuros y yoduros, y su significado sanitario.

El capítulo 12 comprende los grupos primero del sistema periódico, el sodio y el potasio, sus irregularidades, el grupo segundo, el magnesio, las aguas para la bebida y usos domésticos, el calcio, las aguas para la bebida y usos domésticos, aguas para riego y para la industria.

El capítulo 13 habla sobre el nitrógeno, nitrógeno amoniacal, nitrógeno nítrico, nitrógeno nitroso, los fosfatos y su significado sanitario.

El capítulo 14 habla sobre el origen del azufre, los tiocianatos, los sulfatos, su significado sanitario, los efectos del azufre sobre la salud, su respectiva medición y laboratorio, la determinación de los sulfatos, almacenaje de la muestra, los campos de aplicación.

El capítulo 15 hace referencia sobre la bacteriología, la bacteria coliforme, su significado sanitario, la determinación de las materias orgánicas putrescibles, el oxígeno disuelto, la pérdida de peso al reo, la demanda química de oxígeno (DQO), la demanda bioquímica de oxígeno (DBO), el poder auto depurador

INDICE

CAPITULO N°1

EL AGUA EN LA NATURALEZA

1.1 Origen.....	1
1.2 La molécula del agua: su estructura.....	3
Enlace por puente de hidrógeno.....	4
1.3 Importancia sanitaria.....	5
1.3.1 Importancia del agua.....	5
1.3.2 Químico.....	5
1.4 Disoluciones.....	7
1.5 Propiedades de las disoluciones.....	8
1.6 Modo de expresar la concentración.....	9
1.7 Aspecto cinético molecular de las disoluciones.....	10
1.8 Curvas de solubilidad.....	12
1.9 Solubilidad de gases en líquidos.....	13
1.10 Sobresaturación.....	15
1.11 Estado coloidal. Propiedades de los coloides.....	15
1.12 Referencias bibliográficas y de la web.....	16

CAPITULO N°2

TOMA DE MUESTRAS

2.1 Origen.....	17
2.2 Laboratorio y muestras.....	17
2.2.1 Tipos de muestreo.....	17
2.2.2 Sitios de muestreo.....	18
2.3 Frascos de muestreo.....	19
2.4 Rotulación de los envases.....	23
2.5 Referencias bibliográficas y de web	24

CAPITULO N°3

MATERIA EN SUSPENSIÓN

3.1 Origen.....	25
3.2 Significado sanitario.....	28
3.3 Medición y laboratorio.....	28
3.3.1 Turbidez.....	28
3.3.2 Floculación de las partículas.....	30
3.4 Referencias bibliográficas y de web.....	31

CAPITULO N°4

CONDUCTIVIDAD ELECTRICA

4.1 Origen	32
4.2 Influencia de la temperatura en la conductividad.....	36
4.3 Importancia sanitaria.....	41
4.4 Determinación de la conductividad.....	42
4.5 Referencias bibliográficas y de web.....	43

CAPITULO N°5

COLOR, OLOR Y SABOR. TEMPERATURA

5.1 Origen del color, olor y sabor.....	44
5.1.1 Origen del color.....	44
5.1.2 Origen del olor y sabor.....	46
5.2 Significado sanitario.....	47
5.3 Medición y laboratorio.....	48
5.3.1 Medida del color.....	48
5.3.2 Determinación de olores y sabores.....	49
5.4 Temperatura.....	51
5.4.1 Origen de la temperatura.....	51
5.5 Significado sanitario de la temperatura.....	54
5.6 Medida de la temperatura.....	55
5.7 Estratificación térmica de los lagos y embalses.....	57
5.8 Referencias bibliográficas y de web.....	60

CAPITULO N°6

pH EN LAS AGUAS

6.1 Origen del pH en las aguas.....	62
6.2 pH.....	63
6.3 Importancia sanitaria.....	66
6.3.1 Influencia del pH en las aguas.....	66
6.3.2 Determinación del pH.....	66
6.4 Determinación potenciométrica del pH.....	67
6.5 Referencias bibliográficas y de web.....	70

CAPITULO N°7

ACIDEZ

7.1 Origen	71
7.2 Ciclo del carbono.....	73
7.3 Significado sanitario.....	74
7.4 Medición de la acidez, Laboratorio.....	75
7.5 Referencias bibliográficas y de web.....	83

CAPITULO N°8

ALCALINIDAD

8.1 Origen.....	84
8.1.1 Sales de ácido carbónico: Alcalinidad.....	84
8.2 pH de equilibrio.....	88
8.3 Significado sanitario.....	89
8.4 Índice de saturación.....	91
8.5 Estudio grafico del equilibrio carbónico en el agua.....	91
8.6 Medición de la alcalinidad, laboratorio.....	92
8.7 Referencias bibliográficas y de web.....	96

CAPITULO N°9

DUREZA

9.1 Origen.....	97
9.1.1 Dureza de las aguas.....	97
9.1.2 Formas de expresar la dureza.....	98
9.2 Clases de dureza: temporal y permanente.....	100
9.3 Efectos económicos de la dureza de las aguas.....	101
9.4 Ablandamiento de las aguas (reducción de la dureza calcica y magnesica)	102
a) Ablandamiento en frío.....	104
b) Ablandamiento en caliente.....	105
c) Formación de iones complejos.....	105
d) Ablandamiento del agua por medio de cambiadores iónicos.....	105
e) Ciclo catiónico de hidrógeno.....	107
f) Desionización.....	111
9.5 Significado sanitario.....	111
9.6 Medición de la dureza.....	112
9.7 Referencias bibliográficas y de web.....	116

CAPITULO N°10

EL CLORO

10.1 Origen del cloro en las aguas.....	117
10. 2 Porque se cloran las aguas.....	118
10.3 Significado sanitario.....	119
10.4 Medición y laboratorio.....	120
Concentración del germicida.....	121
Formas de utilizar el cloro para la cloración.....	121
Nivel del cloro aplicado.....	121
10.5 Cantidad de cloro libre a utilizar.....	122
Demanda de cloro.....	122
El punto de ruptura o breack point.....	123
Análisis para determinar el cloro residual.....	125
10.5 Referencias bibliográficas y de web.....	127

CAPITULO N°11

HALÓGENOS

11.1 Introducción.....	128
11.1.1 Flúor.....	129
11.1.2 Cloruros.....	130
11.1.3 Bromuros y Yoduros.....	132
11.2 Significado sanitario.....	132
11.3 Referencias bibliográficas y de web.....	136

CAPITULO N°12

GRUPOS PRIMERO Y SEGUNDO DEL SISTEMA PERIODICO

12.1 Origen.....	137
------------------	-----

12.2 Grupo primero.....	137
12.3 Sodio y potasio.....	138
12.3.1 Sodio.....	138
12.3.2 Potasio.....	139
12.4 Irregularidades.....	141
12.5 Grupo segundo.....	143
12.6 Magnesio.....	144
12.6.1 Aguas para la bebida y usos domésticos.....	147
12.7 Calcio.....	147
12.7.1 Aguas para bebida y usos domésticos.....	149
12.7.2 Aguas para riego.....	149
12.7.3 Aguas para industria.....	150
12.8 Referencias bibliográficas y de web.....	150

CAPITULO N°13

NITROGENO Y SUS COMPUESTOS

13.1 Origen.....	151
Nitrógeno.....	151
Nitrógeno amoniacal.....	154
Nitrógeno nitroso.....	155
Nitrógeno nítrico.....	156
Fosfatos.....	15
7	
13.2 Significado sanitario.....	157
13.3 Referencias bibliográficas y de web.....	158

CAPITULO N°14

AZUFRE Y SUS COMPUESTOS

14.1 Origen.....	159
14.1.1 Tiocianatos.....	161
14.1.2 Sulfatos.....	161
14.1.3 Sulfuros.....	162
14.2 Significado Sanitario.....	163
14.2.1 Efectos del azufre por la salud.....	163
14.3 Medición y laboratorio.....	165
14.3.1 Determinación de los sulfatos.....	165
14.3.1.1 Almacenaje de la muestra.....	165
14.3.1.2 Campo de aplicación.....	165
14.3.1.3 Principios.....	165
14.3.1.4 Interferencias.....	166
14.3.1.5 Aparatos.....	166
14.4 Referencias bibliográficas y de web.....	168

CAPITULO N°15

MICROBIOLOGIA

15.1 Origen.....	169
Marco teórico.....	169
Bacteria coliforme.....	169
15.2 Significado sanitario.....	170
15.3 Medición y laboratorio.....	173
15.3.1 Determinación de las materias orgánicas putrescibles.....	173
Oxígeno disuelto.....	173
15.3.2 Pérdida de peso al rojo	174
15.3.3 Demanda química de oxígeno (DQO).....	174
15.3.4 Demanda bioquímica de oxígeno (DBO).....	175
15.3.5 Poder auto depurador.....	178
15.4 Referencias bibliográficas y de web.....	181

CAPITULO N°1

EL AGUA EN LA NATURALEZA

1.1 ORIGEN

Los seres vivientes no consumen agua químicamente pura, ya que de lo que disponen es de *agua natural, la cual es una solución de numerosas sustancias mas o menos concentradas en el agua*, estas aportan propiedades particulares, tanto favorables como desfavorables. Estas sustancias que se disuelven en el agua, pueden ser *gaseosas líquidas o sólidas* y como ya se dijo, *el estudio de las propiedades que comunican al agua, así como la valoración de las mismas es lo que constituye una parte de la química del agua*.

El agua que cae en forma de lluvia sobre la tierra, discurre por la superficie de la misma constituyendo lo que se llama agua de escorrentía, o bien se infiltra para circular por su interior, constituyendo las llamadas aguas subterráneas. Como es lógico, el agua superficial debe tener menos sustancias disueltas que el agua subterránea, debido a que el contacto con las sales solubles presentes en las litofacies es menor y además, como consecuencia de su posición en afloramiento las litofacies están mas lavadas.

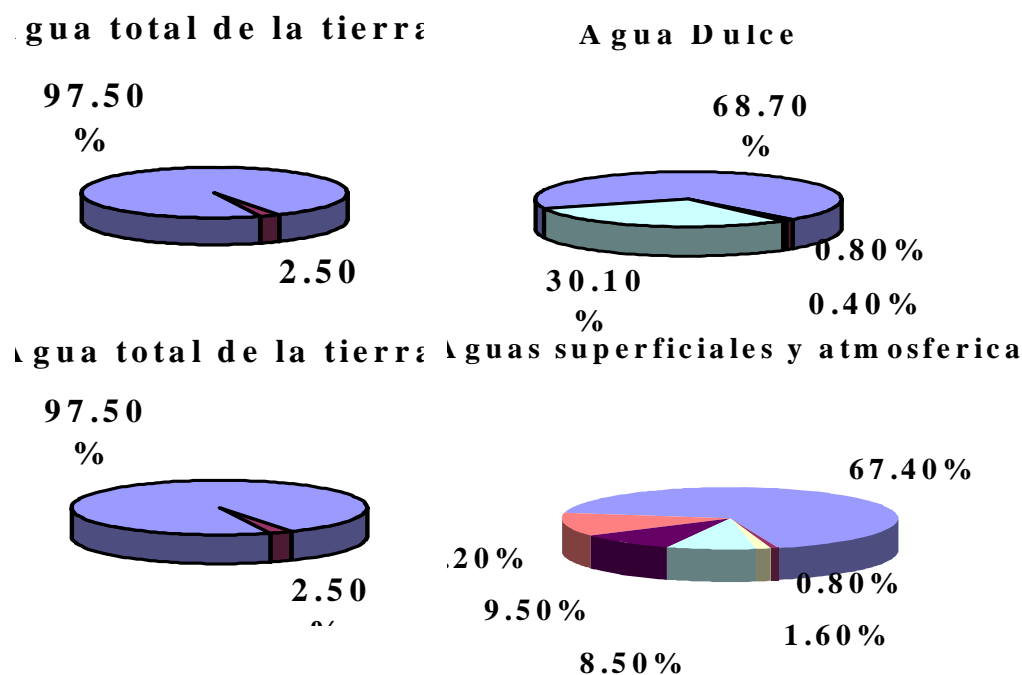


FIGURA 1.1: Proporciones del agua en la tierra

En **estado sólido**, en forma de hielo o nieve, esta cubre las regiones mas frías de la tierra.

En **estado líquido**, en ríos lagos y mares cubre casi las tres cuartas partes de la tierra, en una profundidad que llega a rebasar en ciertos puntos once kilómetros con un valor medio de 3865 m.

En **estado de vapor**, se encuentra en la atmósfera, en una cantidad que varia según el lugar y la época del año pero que normalmente puede alcanzar unas 50000 toneladas en el aire que gravita sobre 1 km²

CUADRO 1.1: Cantidad y distribución del agua en la tierra

Agua de mares y océanos	1.35*10 ⁹ Km ³
Agua dulce de ríos, lagos y subterráneas	7.5*10 ⁵ Km ³
Agua de hielo polar y de cumbres	2.5*10 ⁷ Km ³
Agua de vapor atmosférico	5.1*10 ⁴ Km ³
Agua total de la hidrosfera	1.4*10 ⁹ Km ³

La materia viva contiene agua en cantidades importantes, siendo de un 70% la constituyente de l cuerpo humano.

EL AGUA.

Pero, ante todo, se debe definir que es el agua (aquí se habla del agua pura, no del agua natural que siempre contiene disueltos sólidos y gases). Prescindiendo de consideraciones históricas, generalmente se dice que el agua es una combinación de hidrogeno y oxigeno de formula química H₂O.

Es, por lo tanto, un líquido con grandes anomalías, entre las cuales se encuentran como las más importantes.

El valor de su densidad la presenta el agua líquida a la temperatura de + 3,98 °C

- Como consecuencia de la anterior anomalía, el agua sufre una **expansión al solidificarse**.
- Tiene una tensión superficial muy elevada.
- Calor especifico elevado.
- Un gran calor latente de fusión.
- Conductividad térmica elevada.
- Poder ionizante fuerte y constante dieléctrica elevada.
- Gran poder disolvente.

- Propiedades de combinación.
- Propiedades oxidantes.

La viscosidad contrariamente a lo que pasa con otros líquidos, disminuye cuando la presión aumenta. El agua líquida se solidifica a cero grados, dando hielo y experimentando un aumento de volumen. Tanto el punto de congelación como el de ebullición son anormales, debido a las asociaciones moleculares. El punto de ebullición debería estar, si la molécula fuese única, por debajo de $-63,5^{\circ}\text{C}$.

En los minerales, el agua se encuentra en las formas siguientes: Como agua de constitución, de cristalización, de inhibición de adsorción. Además en los organismos se encuentra como combinada fisiológicamente.

El comportamiento especial del agua, en lo que respecta a la variación anormal de la densidad entre 0°C y 4°C y en los valores elevados de los calores latentes de fusión y de vaporización, se debe a la asociación de sus moléculas, determinado por el carácter peculiar de su enlace covalente, con participación iónica a través de puentes de hidrógeno, del cual explicaremos detalladamente mas adelante.

1.2 LA MOLECULA DEL AGUA: SU ESTRUCTURA

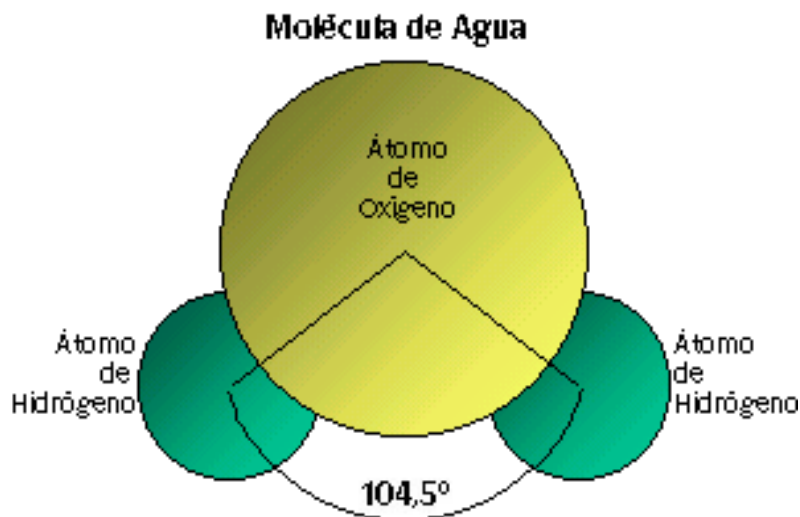


FIGURA 1.2: La molécula del agua

Las propiedades de las moléculas que forman una determinada sustancia son la base de sus propiedades físicas y químicas, por lo que un estudio físico-químico de cualquiera de ellas debe realizarse, estudiando las propiedades estructurales, mecánicas, eléctricas, magnéticas etcétera, de sus moléculas constituyentes.

La molécula de agua esta constituida por dos átomos de hidrogeno y uno de oxigeno, estando saturada desde el punto de vista de sus valencias ordinarias (dos negativas del oxigeno y una positiva de cada hidrogeno) pero posee restos de las cargas, las llamadas fuerzas de VAN DER WAALS-LONDON.

Enlace por puente de hidrogeno

Dado que el átomo de oxígeno es pequeño y bastante electronegativo, la concentración de electrones en su entorno es elevada, por lo que las cargas negativa sobre oxígeno y positiva entre los átomos de hidrógeno son considerables. Se deduce que las atracciones dipolo-dipolo entre moléculas de agua son importantes, en realidad muy fuertes, porque las moléculas polares de agua, siendo pequeñas, pueden acercarse mucho más que moléculas mayores y pueden atraerse fuertemente por su gran polaridad. Esta atracción dipolo-dipolo que es inusualmente fuerte y en la que participa el átomo de hidrógeno se denomina puente de hidrógeno.

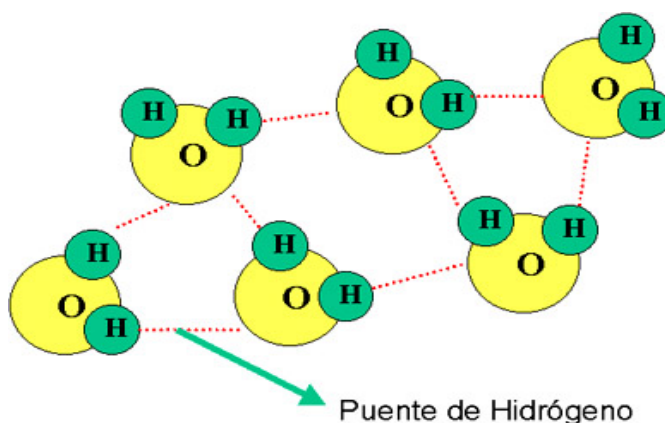


Figura 1.3: Puente de hidrogeno

1.3 IMPORTANCIA SANITARIA

1.3.1 IMPORTANCIA DEL AGUA

La excepcional importancia del agua desde el punto de vista general y químico reside:

GENERAL:

El agua juega un papel primordial en el desarrollo de los seres vivos sobre la tierra, pudiéndose decir que es la base de la vida. En efecto, la mayor parte del organismo humano esta formado por agua y constituye el primero de sus alimentos después del aire.

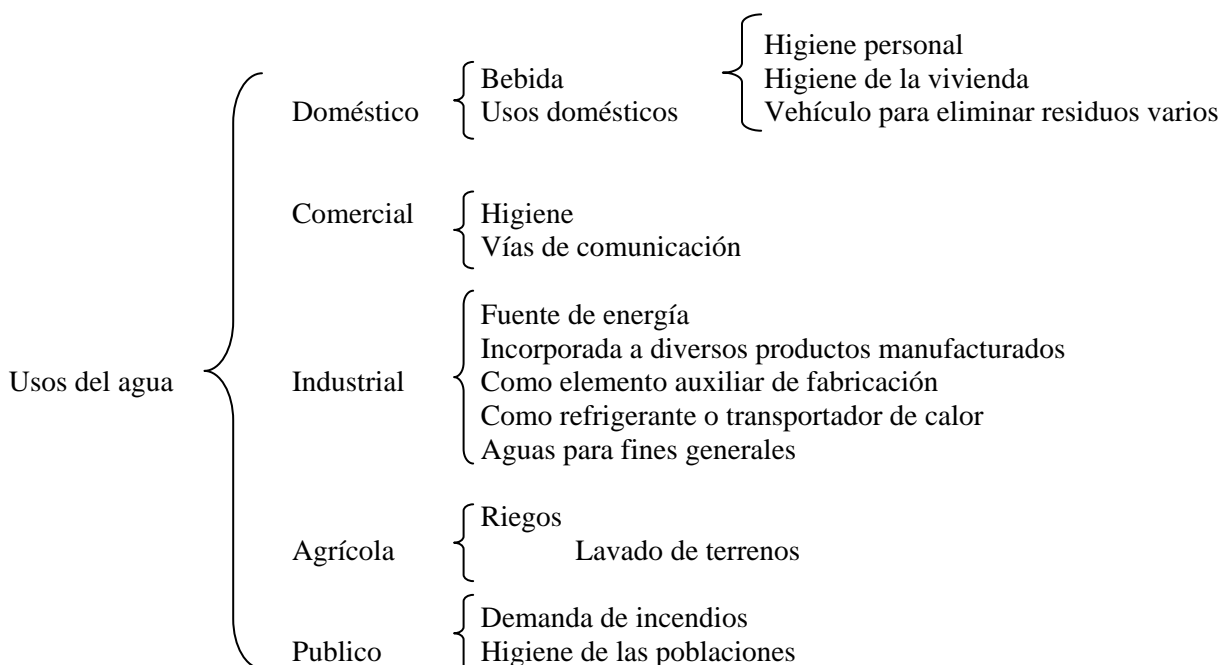
Es imprescindible para la higiene. Asimismo es fundamental para el desarrollo de los tejidos, vegetales y esta asociado a multitud de minerales y rocas.

Ejerce, por tanto, una gran influencia en el desarrollo de la agricultura, industria, vías de comunicación y de las fuentes de energía.

1.3.2 QUÍMICO:

En que casi todos los procesos químicos que ocurren en la naturaleza, como los que se realizan en el laboratorio, tiene lugar entre sustancias disueltas esto es entre soluciones acuosas.

Según esto y atendiendo a su utilización podemos clasificar el agua en:



El estudio de la Química del Agua es importante porque nos enseña a usar de una manera correcta una determinada agua, estudiando el **origen, valoración y acción** de los distintos **elementos o iones** presentes en ella, ya sea en disolución y en suspensión.

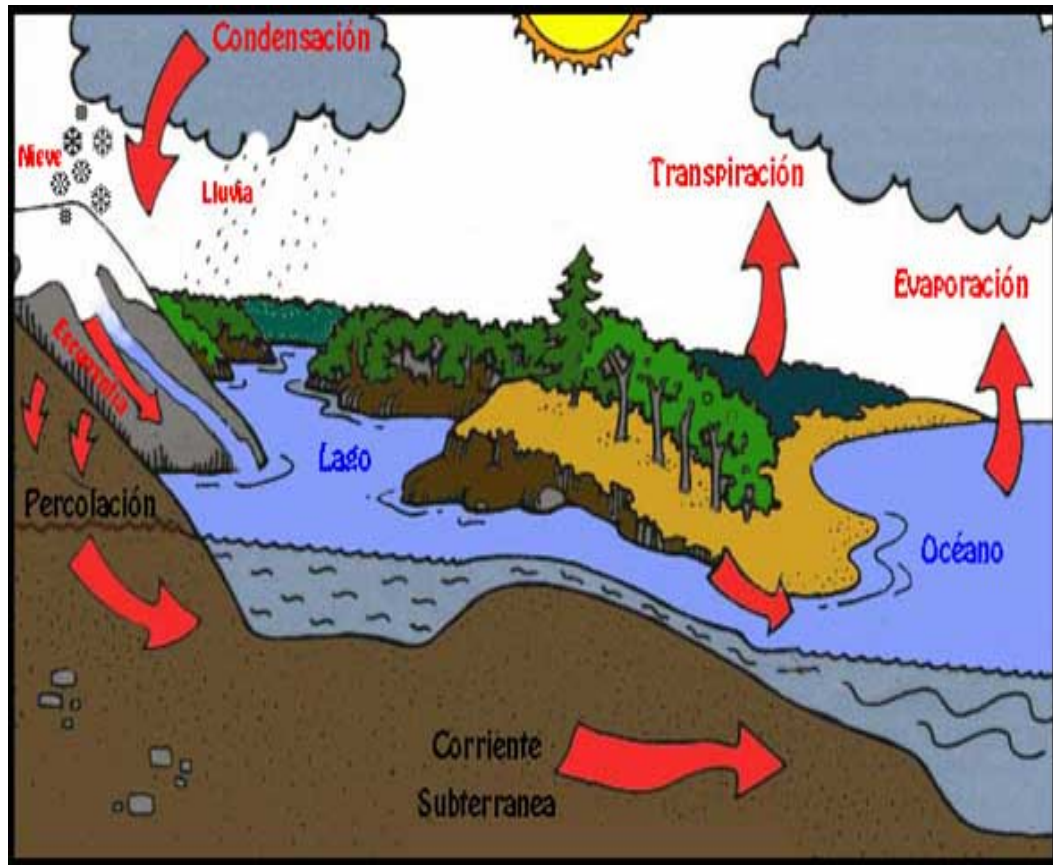


FIGURA 1.4: El Ciclo del Agua

Según esto, es lógico que cuando se afronta el problema de estudiar la relación entre la **composición química** de un agua determinada y la **roca que aporta las sales que lleva en disolución**, nos fijemos principalmente en las aguas subterráneas por dos cosas fundamentales:

Están mas cargadas en sales y en ellas se manifiestan de una manera más completa, todos los fenómenos que se producen y que tienen como consecuencia, el llevar al seno del agua sales en disolución que antes formaban parte del suelo o de la roca.

Las aguas que alimentan a los ríos, es una mezcla de aguas superficiales y subterráneas, dependiendo el predominio de unas y de otras de la cantidad de lluvia caída.

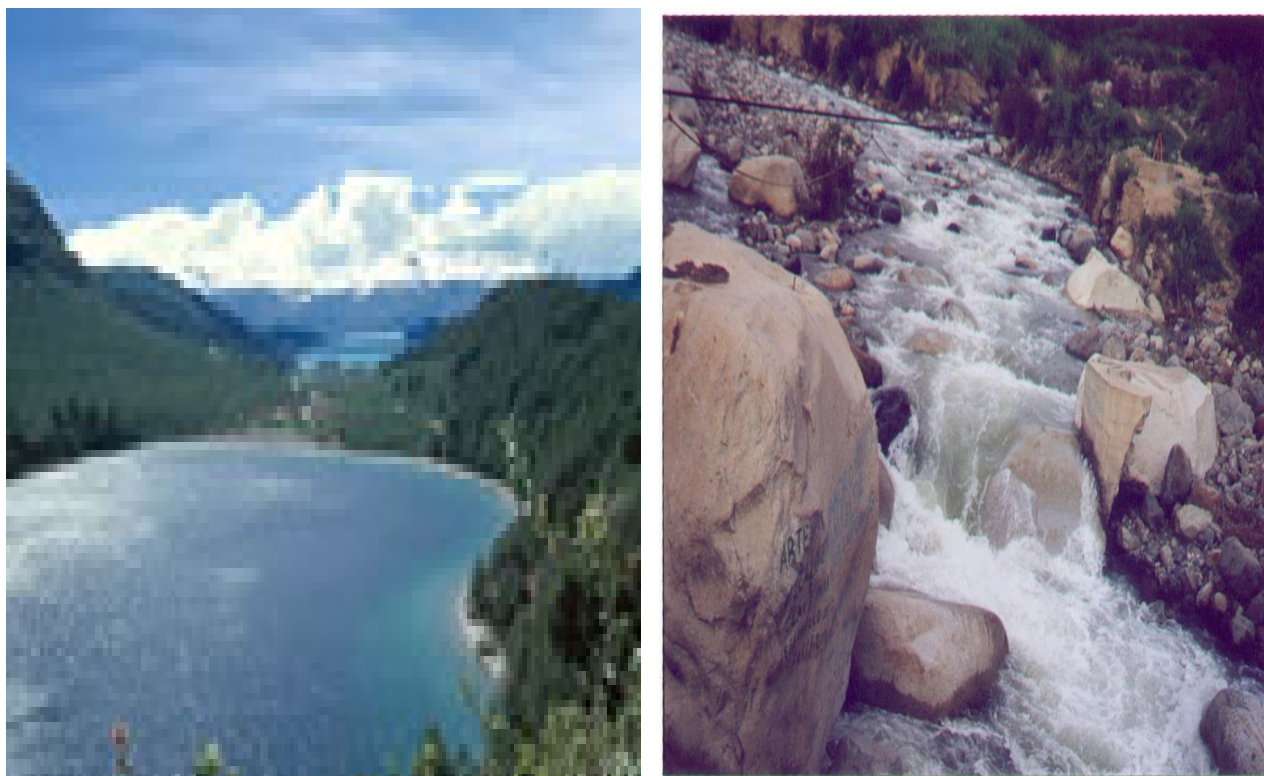


FIGURA 1.5: Aguas Superficiales

Las cantidades de materiales que las aguas de los ríos disuelven y por tanto llevan en *disolución* son muy importantes, siendo el fenómeno de la *disolución de las sales muy complicado*, ya que si unas son solubles, otras deben ser atacadas para que puedan entrar en disolución.

Esta disolución es uno de los fenómenos más importantes de la química del agua.

1.4 DISOLUCIONES.

Las disoluciones son mezclas homogéneas de sustancias en iguales o distintos estados de agregación. Las disoluciones constituyen un tipo particular de mezclas.

El aire de la atmósfera o el agua del mar son ejemplos de disoluciones.

Las mezclas de gases, son disoluciones. Las disoluciones verdaderas se diferencian de las disoluciones coloidales y de las suspensiones en que las partículas del soluto son de tamaño molecular y se encuentran entre las moléculas del disolvente.

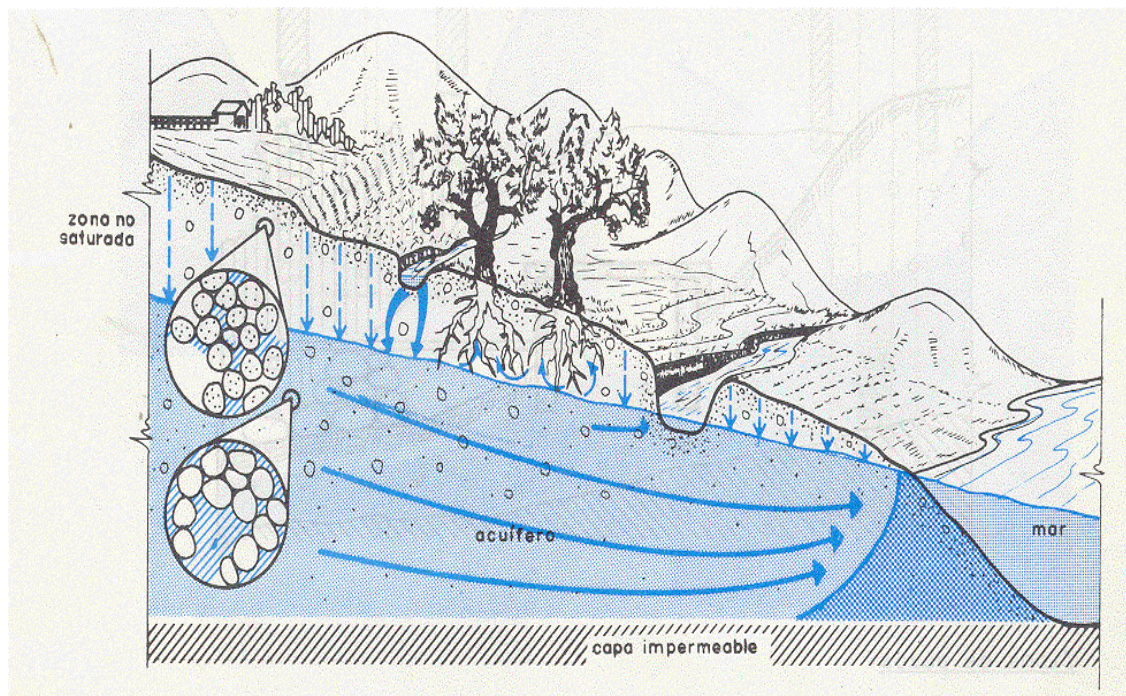


FIGURA 1.6: Aguas Subterráneas

Las variables de estado de una disolución son: **presión, temperatura y concentración.**

Los componentes de una disolución se llaman:

- Solute o fase dispersa
- Disolvente o fase dispersante

La DISOLUCIÓN DE LAS SALES depende de la:

- Naturaleza de las sales
- Composición del agua en la que se disuelven.

Por otro parte, el comportamiento de los iones es distinto según se consideren en la **disolución** o situados en los **minerales**.

1.5 PROPIEDADES DE LAS DISOLUCIONES

La presencia de moléculas de soluto en el seno de un disolvente altera las propiedades de éste. Así, el punto de fusión y el de ebullición del disolvente cambian; su densidad aumenta, su comportamiento químico se modifica y, en ocasiones, también su color. Algunas

de estas propiedades de las disoluciones no dependen de la naturaleza del soluto, sino únicamente de la concentración de la disolución, y reciben el nombre de *propiedades coligativas*.

Las disoluciones se caracterizan por las propiedades siguientes:

1°	Su composición química es variable. En efecto, se pueden disolver cantidades variables de sulfato cálcico en agua, pero si bien no hay limite inferior en cuanto a la mínima cantidad de sulfato cálcico, que pueda disolverse en una cantidad determinada de agua, pero si hay generalmente en cuanto a la máxima cantidad soluble, la cual depende de las características soluta - disolvente . Esta cantidad máxima se denomina “ solubilidad del soluto con respecto al disolvente. ”
2°	Una disolución es homogénea. En la disolución existe el modo molecular , tanto en relación con la molécula del disolvente como con las del soluto, contribuyendo a mantener la distribución uniforme de sus componentes.
3°	Las características químicas de los componentes son las mismas antes y después de la disolución. La sal disuelta, por ejm, conserva sus propiedades químicas.
4°	Las propiedades físicas de una solución son distintas a las del solvente puro: la adición de un soluto a un solvente aumenta su punto de ebullición y disminuye su punto de congelación ; la adición de un soluto a un solvente disminuye la presión de vapor de éste.

CUADRO 1.2: Propiedades de las disoluciones

1.6 MODO DE EXPRESAR LA CONCENTRACIÓN.

Si la cantidad de soluto con respecto a la del disolvente es pequeña, la solución se llama diluida y si la cantidad de soluto es grande la solución se llama concentrada. Disolución saturada es la que contiene el máximo de soluto que esta puede disolver. Los dos primeros conceptos son **relativos**, ya que un cuerpo puede ser poco soluble y entonces tener una disolución saturada y diluida a la vez.

Entre las **unidades químicas**, el peso de soluto se puede expresar utilizando la masa molar o mol o bien el peso equivalente gramo. En general se denomina:



MOLARIDAD (M): Es el número de moles de soluto contenido en un litro de solución. Ejm.

Una solución 3 molar (3 M) es aquella que contiene tres moles de soluto por litro de solución.

$$M = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

MOLALIDAD (m): Es el número de moles de soluto contenidos en un kilogramo de solvente.

Ejm. Una solución formada por 36.5 g de ácido clorhídrico HCl, convertida a moles en 1000 g de agua es una solución 1 molal (1 m).

$$m = \frac{\text{Moles de soluto}}{\text{Kg de solvente}}$$

NORMALIDAD (N): Es el número de equivalentes gramo de soluto contenidos en un litro de solución.

$$N = \frac{\text{\#Eq - g Soluto}}{\text{Litro de solución}}$$

De estos conceptos se deducen las definiciones siguientes:

Solución molar, es la que tienen disuelto un mol de soluto en un litro de disolución

Solución molal, es la que tiene disuelto un mol de soluto en un kilogramo de disolvente.

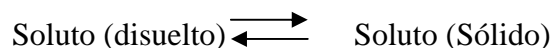
Solución normal, es la que tiene disuelto un equivalente gramo de soluto en un litro de disolución.

1.7 ASPECTO CINETICO MOLECULAR DE LAS DISOLUCIONES

Cuando se pone en contacto, por ejm. Un cristal de sulfato de cobre $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (azul), con el disolvente agua, nos encontramos con **dos posibles acciones**. Por una parte, las moléculas del cristal tenderán a pasar a la disolución y por otra, las de la disolución tenderán a volver a la superficie del sólido. Al principio, la **velocidad de la disolución** será **máxima** y la segunda **nula**. Esta ira creciendo progresivamente mientras que aquella tendera a disminuir.

Las moléculas que se desprenden de la superficie del cristal tienden a moverse por todo el volumen ocupado por el disolvente, venciendo la fuerza de la gravedad e interponiéndose las moléculas de soluto entre las moléculas del disolvente. A este fenómeno se le llama **difusión**.

Si la cantidad de soluto era pequeña, acabara por disolverse todo, no llegándose a igualar las dos velocidades, sin embargo si se sigue agregando nuevos cristales, llegara un momento en el que las velocidades de la ecuación serán iguales. Habremos alcanzado el equilibrio, diciéndose entonces que la disolución esta saturada.



De lo anterior se deduce que cuanto mayor la superficie del cristal, mayor será la velocidad de disolución.

Como la difusión es muy lenta, en el acto de la misma, se establece un **gradiente de concentración** en el seno del disolvente, desde la superficie del cristal en la que se encuentra la disolución más concentrada, haciendo que esta se haga más lenta.

La disolución de un sólido supone la ruptura de los enlaces de la red cristalina y la consiguiente disgregación de sus componentes en el seno del líquido.

Para que esto sea posible es necesario que se produzca una interacción de las moléculas del disolvente con las del soluto, que recibe el nombre genérico de **solvatación**.

En la figura 2.5 se presenta el mecanismo de la solubilización de las sales en el agua. En ella se observa que cuando las moléculas de agua se ponen en contacto con la sal, **los dipolos del agua se orientan, reduciendo la fuerza que actúa entre los componentes iónicos del cristal, llegando a desprenderse los iones pasando a la disolución**

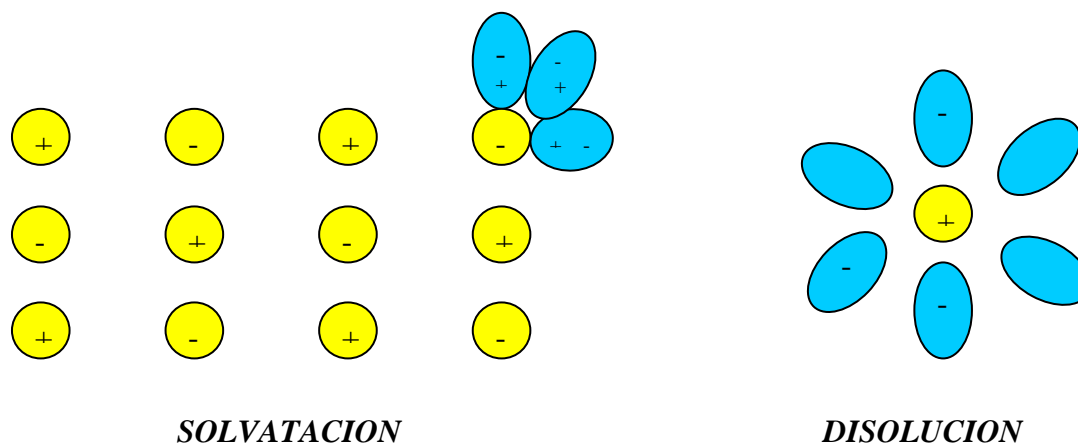


FIGURA 1.7: Mecanismo de la solubilización de las sales

A continuación se expone el tratamiento termodinámico cuantitativo de las disoluciones. La condición termodinámica para que la disolución de un cuerpo tenga lugar es:

$$(H_1-H_2) - T(S_1-S_2) > 0$$

H_1-H_2 : Variación de la Entalpía.

S_1-S_2 : Variación de la Entropía.

Entalpía (H): variable termodinámica que controla el contenido calorífico del sistema.

Entropía (S): variable termodinámica que mide el grado de ordenación del sistema.

1.8 CURVAS DE SOLUBILIDAD:

De lo anterior se deduce que si el calor de disolución es negativo hay desprendimiento de calor y si es positivo hay absorción de calor. En el primer caso, la concentración de saturación disminuye al aumentar la temperatura y si hay absorción de calor ocurre lo contrario, lo cual está de acuerdo al principio de LE CHATELIER.

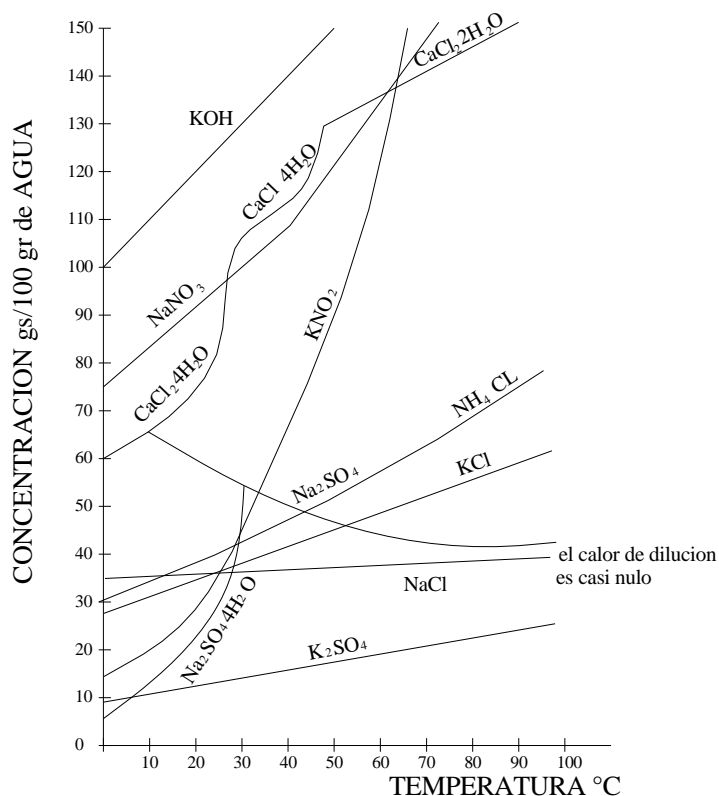


FIGURA 1.8: Curvas de solubilización

En caso del cloruro de sodio NaCl, el calor de disolución es casi nulo, por lo que la concentración aumenta poco con la temperatura. Las curvas del Nitrato de Potasio, del Hidróxido de potasio, etc. Tienen una pendiente más o menos pronunciada debido a que las disoluciones son *endotérmicas*. En el caso del sulfato sódico, hay un punto de transición, fácil de explicar. Se trata de una sal hidratada en la que, al disolverse, primeramente solo se produce una separación de iones, siendo el fenómeno *endotérmico*. Al llegar al punto de transición, se pasa del sulfato sódico con diez moléculas de agua a sulfato sodico anhidro, predominando en este caso el calor de hidratación y por lo tanto es *exotérmica*. De la misma manera se podría explicar las otras curvas dibujadas sobre la solubilidad de compuestos típicos a distintas temperaturas.

1.9 SOLUBILIDAD DE GASES EN LIQUIDOS

Un caso que aquí nos interesa estudiar es la solubilidad de los gases en los líquidos en general y en el agua en particular por la influencia que esto tiene en nuestro estudio. Cuando se ponen en contacto un gas y un líquido, cierto número de moléculas del gas pasan al líquido, formándose lo que se llama una disolución de un gas en un líquido. La solubilidad de los gases es diferente de la que poseen los sólidos.

La solubilidad de un gas en agua aumenta con la presión del gas sobre el disolvente, al disminuir la presión disminuye la solubilidad, en consecuencia se dice que la solubilidad de los gases es directamente proporción a la presión.

En relación con la temperatura, los gases disueltos en líquidos se comportan de forma inversa a como lo hacen los sólidos. La solubilidad de un gas en agua decrece a medida que aumenta la temperatura; esto significa que la solubilidad y la temperatura son inversamente proporcionales. Los gases disueltos en agua potable (oxígeno, cloro y nitrógeno) son las pequeñas burbujas que aparecen cuando el líquido se calienta y aún no llega al punto de ebullición. Cuando el agua hierve queda totalmente desgasificada, por lo cual su sabor es distinto del que posee el agua sin hervir, por ello se recomienda airear esta agua antes de beberla.

La cantidad de gas que se disuelve en un volumen dado de líquido depende de la *naturaleza del líquido y del gas, de la presión y de la temperatura, obedeciendo a la Ley de*

HENRY, que dice a cada temperatura el volumen de un gas disuelto en un liquido, es proporcional a la presión del gas.

La solubilidad λ de un gas, es el volumen de gas disuelto en la unidad de volumen, medidos ambos a la misma temperatura. La Ley de GAY-LUSSAC nos da:

$$\lambda = \alpha \left(1 + \frac{t}{273} \right)$$

Siendo t la temperatura en °C.

TABLA 1.1: Solubilidades en mg/l en agua pura

T	CO ₂	H ₂ S	T	CO ₂	H ₂ S	T	CO ₂	H ₂ S
0	3346	7065	30	1957	2983	70	-	1101
5	2871	6091	35	1405	2648	80	-	763
10	2318	5112	40	973	2361	90	-	41
15	1970	4411	45	560	2110	100	-	2110
20	1737	3846	50	761	1883			
25	1449	3375	60	576	1480			

Cuando nos encontramos con una mezcla de gases, la solubilidad se hace de acuerdo con la Ley de HENRY-DALTON, que dice "En una mezcla de gases la solubilidad se realiza para cada gas de acuerdo con la ley de HENRY, como si los otros no existieran", este es el caso de la disolución del aire en el agua.

Ejemplo: A 20°C, 1cc de agua a la presión p, absorbe las siguientes cantidades de O₂ y N₂ , 0,031 x 0,21 = 0,00651cc.oxígeno (presión parcial = 0,21 p) 0.016 x 0,79 = 0,01264 cc de nitrógeno (presión parcial 0,79).

Es decir, que en 1cc de agua las proporciones en volumen en que se disuelven los componentes del aire son, respectivamente 34% de O₂ y 66% de N₂

En la tabla 2.tenemos los coeficientes de absorción para diversos contenidos de NaCl. Se Observa que al aumentar el contenido en sal, a temperatura constante, disminuye el coeficiente.

TABLA 1.2: Coeficientes de absorción y solubilidad en aguas cargadas en sales

Normalidad	H ₂ 15°C	N ₂ 15°C	O ₂	
			15°C	25 °C
0	0.01883	0.01685	0.03441	0.0281
0.5	-	0.01120	0.02020	0.0204
1	0.01478	-	0.02460	0.0205
2	0.01144	-	0.01730	0.0145
3	0.00880	-	-	-
4	0.00699	-	-	-
5	0.00573	-	-	-

1.10 SOBRESATURACION:

Cuando se llega a saturar una disolución y disminuye la temperatura o hay evaporación de disolvente, si la solución se encuentra en reposo y no hay sólido en presencia, no hay precipitación del mismo, encontrándose con una solución sobresaturada

En el caso de un gas, por ejemplo del oxígeno disuelto en agua: cuando hay producción de oxígeno en el seno mismo del líquido como consecuencia de la fotosíntesis de las plantas, se llega cuando estas son abundantes, a la sobresaturación. El oxígeno se difunde hacia la superficie del agua, tendiendo a salir a la atmósfera a fin de igualar las presiones parciales, quedando el agua con una saturación permanente mientras se verifique la fotosíntesis o sea durante las horas diurnas.

1.11 ESTADO COLOIDAL. PROPIEDADES DE LOS COLOIDES:

Una de las características más importantes de los coloides es la de poseer carga eléctrica, debido a que las partículas coloidales absorben los iones del mismo signo del electrolito que estabiliza la partícula. Por lo general, esta carga no puede quitarse o modificarse sin que se coagule la partícula, siendo por otra parte un procedimiento para realizarlo el de neutralizar las cargas.

La precipitación de los coloides (neutralización de sus cargas) se hace, entre otros procedimientos por medio de los electrolitos, siendo complejo el fenómeno que se realiza. En general los iones que tienen mayor carga tienen mayor poder de floculación.

Otra propiedad muy importante de los coloides es la de absorber iones, como consecuencia de su gran superficie.



1.12 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE LA WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente.

2.-TRATAMIENTO DE AGUAS

3. - "<http://es.wikipedia.org/wiki/Coloide>"

4. - ayuda.alquimia@wanadoo.es



CAPITULO N°2

TOMA DE MUESTRAS

2.1 ORIGEN

La toma de muestras es una operación muy delicada y que ofrece variadas facetas según el destino que se vaya a dar al agua, siendo en principio el químico analista el que debe efectuarla.

Como es lógico, variará la forma de realizarla según se vayan a analizar, por ejemplo, gases o sales disueltas. Igualmente será distinto si se trata de aguas superficiales, bien de ríos o de lagos o embalses, de aguas subterráneas, efluentes orgánicos, agua para la industria, o residuales de la misma.

Ante todo debe tenerse presente que no es posible realizar un muestreo perfecto y que, por tanto, hay que prevenir en la mayoría de los casos el error con que se va a conocer el dato que queremos determinar, así como la aproximación que necesitamos, ya que por otra parte, muchas veces existen limitaciones naturales que hacen inútil la toma de muestras con grandes precauciones. En general, en los estudios de ríos, los errores de muestreo son ampliamente superiores a los errores de análisis.

2.2 LABORATORIO Y PRUEBAS

2.2.1. TIPOS DE MUESTREO

Todo muestreo debe ser adaptado al fin que se persigue. Por ejemplo, en general puede decirse que es más interesante conocer el “estado medio” de un curso de agua, manantial o pozo, que sus “estados extremos”. Pero es conveniente saber la confianza que se puede tener en las medias calculadas y poder averiguar las “tendencias” o “ciclos” en las variables estudiadas.

Los principales tipos de muestreo son:

a) **Muestreo aleatorio simple:** o toma al azar de muestras independientes. El momento de cada toma está determinado a partir de tablas de números aleatorios.

b) **Muestreo estratificado**: Se divide el curso de agua en distintos tramos y se aplica a cada uno de ellos un muestreo aleatorio simple.

c) **Muestreo sistemáticos**: Este programa es el más frecuente para la exploración de series temporales: Se sitúan los puntos en el espacio y se toman las muestras a intervalos regulares; se adopta una cadencia de tiempo única para la toma de muestras.

d) **Muestreo sistemático estratificado**: Es una combinación de los dos métodos anteriores.

Un conocimiento de todo el proceso de análisis, circunstancias impuestas por la naturaleza y el uso que se va a hacer del agua, permite establecer el método de muestreo más idóneo.

Primero, hay que tener en cuenta que el agua muestreada, debe ser homogénea tratando que la composición del agua no haya variado en el intervalo desde su recogida hasta el momento de realizar el análisis.

La muestra puede variar su composición en este intervalo de tiempo, porque el sistema físico-químico inicial es inestable por sí mismo o por la influencia de factores externos, como el cambio de presión, temperatura, por acción del oxígeno del aire o bajo la influencia de microorganismos susceptibles de desarrollarse y que se muestran presentes en el seno del agua, pudiendo hacer flocular compuestos inestables o evolucionar materias extrañas putrescibles.

El análisis debe ser lo más rápido posible, por lo que no deben pasar más de 24 horas desde la toma de la muestra hasta la llegada al laboratorio.

Una vez recogida la muestra mantenerla en refrigeración entre 4°-8°C y protegida de la luz solar.

2.2.2 SITIOS DE MUESTREO

También influye el sitio donde se establece la estación de muestreo. Por ejemplo, cuando se quiere conocer el estado de polución 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. Pero sí lo que se quiere saber es la composición de la descarga, ésta debe muestrearse antes de verter en el río o inmediatamente después a condición de tomar una muestra antes de la zona



FIGURA 2.1: Lugares típicos donde se realiza un muestreo

donde se realiza el vertido. Sin embargo, si se trata de aguas depuradas, debe establecerse la estación de muestreo inmediatamente después de la descarga, en el curso de agua receptor.

2.3 FRASCOS DE MUESTREO

La muestra debe tomarse en frascos bien limpios, los recipientes comúnmente son de vidrio y de plástico con capacidad máxima de 1 litro y, tapa hermética cerrados preferentemente con tapón esmerilado, eventualmente, puede emplearse el corcho, pero deben ser tapones nuevos y hervidos. Los frascos pueden ser de vidrio topacio si se quiere evitar la influencia de la luz, o blancos en caso contrario, en todo caso el vidrio debe ser neutro para no aumentar la concentración de Sílice y Sodio y de color marrón para disminuir la actividad fotosensible.

Estos se usan para la determinación de materiales orgánicos y pueden absorber trazas de metales. La sección de Química y Biología del agua del C.S.I.C. utiliza frascos de polietileno que tienen buenos resultados. Estos envases tienen, grandes ventajas por su resistencia a los golpes y poco peso y, por tanto, resultan muy útiles para el transporte.

Son particularmente recomendados cuando hay que determinar sodio y potasio así como sílice y radiactividad. Sin embargo, deben proscribirse cuando va a analizarse gases, ya que el polietileno es permeable a ellos.

Algunos autores lo prohíben también cuando se va a hacer la determinación de fosfatos, ya que estos iones son absorbidos por este material.

Para muestrear un agua en la que se va a determinar la materia en suspensión, si ésta se va a realizar en un río, se debe recordar que la velocidad de la corriente influye de una manera decisiva en el reparto de las partículas que permanecen en suspensión en el agua.

La Fig. 2.2 nos da la curva de velocidad según la profundidad, variando ésta igualmente desde el centro hasta las orillas, en las que llega a ser muy próxima a cero.

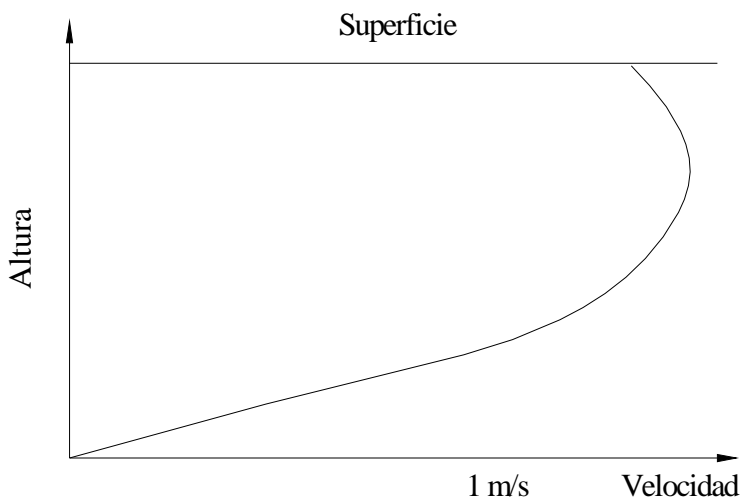


Figura 2.2: Curva de la velocidad en función de la profundidad

Según esto, cuando se quiere hacer un balance del aporte sólido realizado por las aguas de un río en un periodo determinado de tiempo, hay que tener en cuenta esta distribución de velocidades, dependiendo también la cantidad de sustancia sólida del tamaño de las partículas, ya que a una misma velocidad varía según su diámetro la cantidad de sólido suspendido.



Debe tenerse también en cuenta que la onda de avenida es muy variable y por tanto también la materia en suspensión que el agua lleva, por lo que se debe considerar el instante en que se hace la toma de la muestra a fin de poder interpretar de una manera correcta los resultados.

Para esta toma de muestras se emplean aparatos especiales integradores, que permiten efectuar una integración en vertical, sumergiéndola hasta el fondo del río e izándola a velocidad constante, tardando en la operación un tiempo tal que permita llenar el depósito que lleva en su interior y que suele ser de un litro de capacidad.

Pero el disponer de turbisondas es en muchos casos, por diversas circunstancias, imposible y sin embargo tenemos necesidad de saber de una manera aproximada el caudal sólido del río o bien, se trata de determinarlo en un arroyo donde no es posible emplear el integrador.

En este caso se debe disponer de una botella fusiforme (de las de leche) sujetándola por el fondo y por la boca y poniéndola en contracorriente, horizontalmente a fin de evitar en lo posible los torbellinos y a una profundidad tal que impida la introducción de materias extrañas flotantes y que sea aproximadamente el punto de máxima velocidad, evitando por otra parte tocar fondo que podría remover el limo ya depositado.

Para esta determinación se recomienda que no se llene el frasco completamente, a fin de permitir por agitación una repartición uniforme de las materias en suspensión en la muestra.

Las muestras que se toman para las demás determinaciones, se deben llenar completamente, después de haberse enjuagado dos o tres veces con la misma agua, sin que quede, a ser posible, ninguna burbuja de aire con el objeto de que no haya aporte de oxígeno exterior.

Las muestras de aguas no deben tomarse en zonas estancadas o en lugares donde la corriente no fluya con normalidad, sino, a ser posible, en lugares donde el agua esté en movimiento. Cuando se muestrea un efluente, se debe tener en cuenta que algunos de los 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.

Tanto en este caso como en general, para aguas con características variables con el caudal, lo que se debe hacer es multiplicar el número de tomas en el tiempo. Para obtener un resultado medio,



se puede, por ejemplo, tomar cada hora una muestra durante veinticuatro horas, mezclándose después todas las muestras en proporción a los caudales horarios tomados al mismo tiempo que las muestras.

Ahora bien, durante el tiempo que tardamos en realizar la muestra media, las aguas del efluente, por ejemplo, las aguas negras, se pueden alterar, por lo que es necesario conservarlas en lugar refrigerado o agregarles algún preventivo adecuado, por ejemplo, cloroformo, formaldehído, ácido sulfúrico, etc. teniendo en cuenta que no altere los resultados de los análisis.

Por ejemplo: cuando se recojan muestras en las que se tenga que determinar la D.B.O. no deben usarse preventivos de este tipo, si el efluente es clorado, se debe tomar la muestra antes de la cloración o bien, si se toma después y se quieren analizar determinados iones o para análisis bacteriológicos, se debe tomar la precaución de añadir previamente tiosulfato sódico en cantidad tal que neutralice el cloro libre e impida que prosiga éste su acción antiséptica. Añadiendo el tío sulfato suficiente e incluso un ligero exceso no se afecta notablemente al contenido en *Escherichia coli* u otras bacterias coliformes.

Para las aguas brutas, el sitio y la manera de tomar la muestra variarán según las circunstancias locales. Se debe procurar siempre lo que ya se ha dicho anteriormente de que la muestra sea la media del agua a analizar.

Cuando hay que tomar el agua en una canalización, tanto de aguas superficiales como de pozos, se debe bombear bastante tiempo antes de tomar la muestra, dependiendo, si se trata de un pozo, de si lleva o no mucho tiempo en uso.

En pozos nuevos, debe bombearse muchas horas e incluso a veces se aconseja vaciarlo completamente y volverlo a dejar que se llene para que la muestra sea verdaderamente representativa. Para la toma en aguas profundas o a niveles determinados se suelen usar aparatos de apertura y cierre a distancia, suspendidos de un cable en el cual se han hecho señales de longitud.

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. En general, el agua debe conducirse a través de un tubo que llegue hasta el fondo del frasco en que se va a recoger la muestra, dejando que rebase unos minutos después de lleno, retirándose a continuación el tubo y añadiendo seguidamente los reactivos, teniendo mucho cuidado que no entren en la muestra burbujas de aire.

Más perfecta es la toma en la que en lugar de un frasco se emplean dos que están en comunicación, pasando el agua, una vez lleno el primero, al segundo, y llenándose mientras tanto el primero con agua que evidentemente no ha estado en contacto con el aire.

Cuando el agua está a presión, por provenir, por ejemplo de una caldera, hay que tomar las precauciones necesarias para llevar el agua a la temperatura ambiente sin ponerla en contacto con el aire.

La determinación de algunos iones se hace in situ (por ejemplo, NO_2^- , NH_4^+ , O_2 , etc.), ya que no puede esperarse a determinarlos a su llegada al laboratorio por cambiar su composición rápidamente.

2.4 ROTULACION DE LOS ENVASES

Las botellas de muestreo deben estar etiquetadas, haciéndose constar en la misma:

- La estación del muestreo
- La fecha y la hora de recolección
- Persona responsable.
- Color.
- pH.
- Caudal.
- Apariencia.



Todos los datos que se consideren de interés para el objeto que se busca. En particular, si se trata de aguas de pozos, debe consignarse el:

- Nivel piezometrico
- Detalles de construcción, conservación
- Mecanismos de extracción de agua.

2.5 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente.

Editorial BLUME

2.- http://www.ramsar.org/wn/w.n.sehumed_samplingbook_s.htm

3. - WWW.MOLLABS.COM

4.- [ttp://www.fertiberia.com/fertirrigacion/guia_de_abonado/analisisaguas/tomamuestras/index.html](http://www.fertiberia.com/fertirrigacion/guia_de_abonado/analisisaguas/tomamuestras/index.html)



CAPITULO N° 3

MATERIA EN SUSPENSIÓN

3.1 ORIGEN

Los sólidos suspendidos son en su mayoría de naturaleza orgánica, por lo que requieren demanda de oxígeno, pueden ser sedimentables o no sedimentables. Para que una partícula sea llevada en suspensión por una corriente de agua, se necesita que ésta lleve una determinada velocidad, dependiendo en todo caso del tamaño de la partícula.

En el transporte por suspensión, las partículas flotan, excepto para aquellas de tamaño coloidal, el transporte depende de la velocidad, de la turbulencia, de las variaciones de caudal y de la pendiente del río.

Para un tamaño determinado, la cantidad de sedimento en suspensión depende de la turbulencia o inversamente, para una misma turbulencia depende del tamaño. La suspensión, por otra parte, se ve favorecida por las irregularidades del fondo, pues éstas producen turbulencias que mantienen a las partículas en suspensión.

La cantidad de materia en suspensión en una corriente tiene una correlación positiva con el caudal del río, aumentando en general a medida que aumenta este. Como se ve, el estudio de la materia en suspensión de los ríos tiene una gran complejidad no sólo por la cantidad de factores que intervienen en el fenómeno, sino también por la dificultad de tener una muestra representativa en el tiempo.

Se ha pretendido (CATALAN 1962) reducir a un número el poder de transporte por suspensión de un río, introduciendo el llamado *coeficiente de suspensión*, que nos indica en mg/l/km la materia en suspensión que el río lleva por término medio.

A veces ocurre que un agua clara a la salida, se enturbia al contacto con el aire. Las causas de este enturbiamiento son varias, estando entre ellas las siguientes:

- La presencia de sales de hierro que en contacto con el aire, primero enturbian el agua y luego precipitan hidróxido férrico.



- Las aguas ricas en bicarbonato cálcico pueden asimismo enturbiarse al desprenderse anhídrido carbónico.
- Las aguas que contienen manganeso o azufre igualmente pueden enturbiarse, aunque en estas últimas, a veces, no es perceptible el azufre coloidal más que por efecto TYNDALL.
- Ocurre en ocasiones, que el hierro disuelto en el agua de distribución, se origina como consecuencia de un largo recorrido por las tuberías, acompañado de un pequeño consumo, sobre todo si hay corrientes eléctricas parásitas en dichas tuberías, circunstancia que acelera su disolución.

Puede decirse:

La materia en suspensión está constituida por sedimento propiamente dicho y por turbidez, siendo la distinción entre uno y el otro el tamaño de las partículas.

La turbidez es un fenómeno óptico producido por las partículas insolubles presentes en suspensión en el agua y que consiste esencialmente en una absorción de la luz que ilumina un cierto volumen de agua, combinado con una difusión.

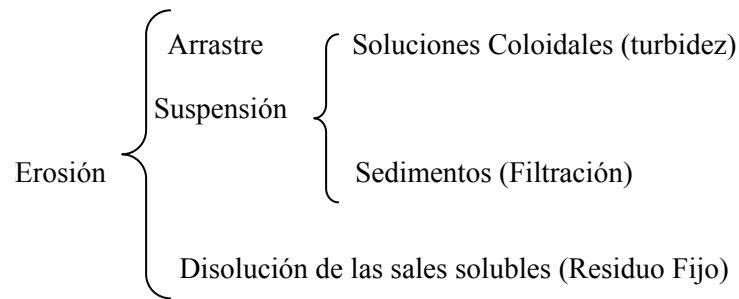
Esta es provocada por partículas de arcilla, margas, limo, sales de hierro, materia orgánica finamente dividida, etc., todas ellas de un tamaño que puede variar desde coloidal hasta partículas relativamente gruesas (diámetros del orden del milimicrón hasta de varias décimas de milímetro). Esta es una forma (por otra parte, un poco ambigua) de distinguir la turbidez del sedimento. En efecto, se llama sedimento al material que debido a su tamaño se deposita rápidamente.

El índice de filtrabilidad viene dado por la variación de la velocidad de filtración para un volumen dado de agua, suponiendo constante la superficie filtrante y la carga.

Inverso del índice de filtrabilidad es el poder colmante. En resumen todas las aguas que discurren por la superficie de la tierra, ejercen una acción de transporte, la cual se realiza por tres caminos arrastre, suspensión y disolución.

Las dos primeras se dan con las partículas insolubles y la ultima sobre sustancias capaces de disolverse.

Las partículas en suspensión a su vez se pueden dividir, dependiendo del tamaño en las que son capaces de formar suspensiones estables, aun en el agua en reposo y las que no las forman, y solo se encuentran en suspensión cuando el agua esta en movimiento. Por lo que respecta al arrastre, la partícula puede pasar en un momento dado de ser arrastrada a ser suspendida o viceversa dependiendo para un mismo tamaño, de la velocidad del agua. De este modo se tiene:



La relación existente entre la erosión, el transporte y el deposito, con arreglo a la velocidad y al tamaño de las partículas, viene dado por el diagrama de SUNDBORG (Fig. 3.1)

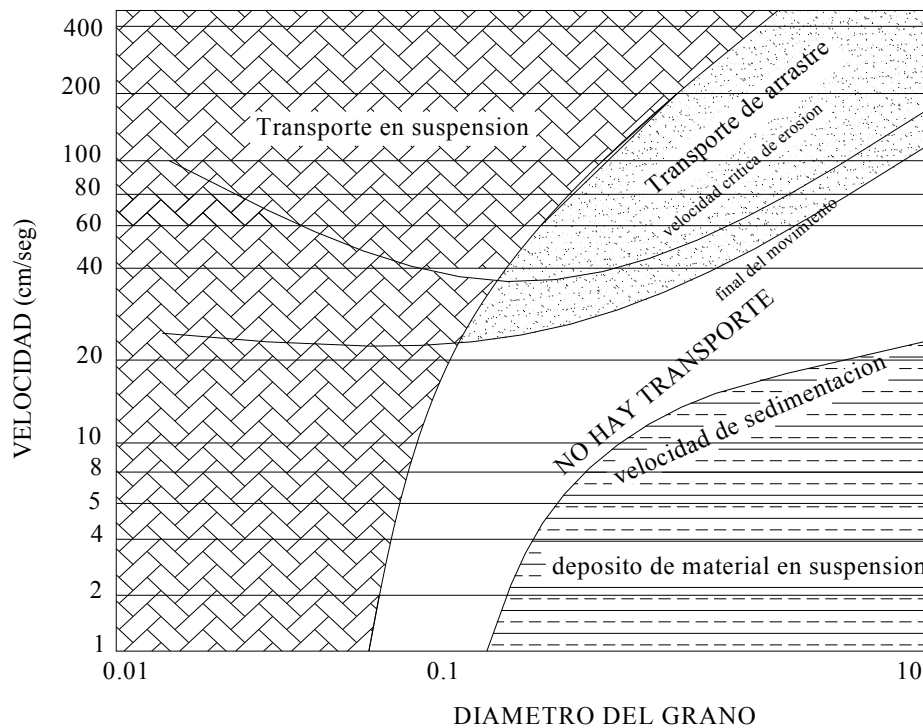


FIGURA 3.1: Relación entre la corriente de paso y características del sedimento de materiales de densidad de 2.65 gr/cm para velocidades de 1 m sobre el fondo (Grafico de Sundborg, modificado por ALLEN).



Ahora se estudiarán las características de la materia en suspensión de las aguas que se encuentran en la naturaleza

Las partículas de dimensiones coloidales se comportan de modo independiente de la velocidad, permaneciendo indefinidamente en suspensión hasta que flocculan.

3.2 SIGNIFICADO SANITARIO

La materia en suspensión o material sólido en suspensión son comunes en fuentes de agua contaminada y varía en su composición desde lodo, hasta materia orgánica, dependiendo de la fuente, estos sólidos en suspensión pueden crear riesgos adicionales a la salud, además de generar olores y sabores desagradables, los ríos, lagos y pozos poco contaminados son generalmente turbios.

Por lo que se refiere a la potabilidad, algunas normas indican *que no debe presentar una turbidez superior a 6 ppm*. En circunstancias excepcionales se tolera hasta 12 ppm. No es una característica peligrosa, pero no es recomendable desde el punto de vista del sabor y de la apariencia.

La turbidez es indeseable, incluso para las aguas destinadas a usos industriales, con excepción de algunos condensadores de superficie.

El límite de turbidez en la industria varía con la naturaleza de la misma y el destino que se pretenda dar al agua.

En la fabricación de pulpa de papel, por ejemplo, para productos de alta calidad son tolerables hasta 5 ppm, y hasta 25 ppm, para otros de más baja calidad. Incluso para refrigeración se requieren determinadas condiciones de turbidez.

En general, éstas dependen de cada proceso en particular.

3.3 MEDICION Y LABORATORIO

3.3.1 TURBIDEZ: Se ha pretendido efectuar la medida de la materia en suspensión por medio de la **turbidez**, no obstante ser dos conceptos totalmente distintos,



FIGURA 3.2 Turbidez de un río

Para las partículas muy finas, la absorción de luz se calcula por la fórmula de RALEYCH:

$$I = I_0 \times e^{-\frac{KNd^2}{\lambda^4}}$$

En la que

I = intensidad de la luz emergente

I₀ = intensidad de la luz incidente

N = número de partículas por unidad de volumen

d = diámetro de las partículas

λ = longitud de onda de la luz incidente

Tampoco se puede establecer una relación entre turbidez y cantidad de materia que la produce, ya que la turbidez es una propiedad óptica de las partículas que son capaces de formar un coloide estable.

La materia en suspensión, por el contrario está constituida por partículas de dimensiones muchos mayores. Según esto, la medida de la turbidez debe hacerse después de haber dejado sedimentar la materia en suspensión (debido a su tamaño las partículas que la constituyen tienen una velocidad de caída apreciable y a veces considerable) durante un tiempo conveniente.

La unidad de turbidez en grados de sílice ha sido definida igual a 100 para un agua que contenga 100 mg/L de sílice pura y en un estado tal que un hilo de platino de 1 mm de diámetro cese de ser visto cuando se sitúa a 100 mm bajo la superficie de dicha agua, estando colocado el ojo del observador a 1.2 m del hilo.

Al concepto de turbidez están ligados, conceptos importantes que deben tenerse en cuenta, por ejemplo, para proyectar un abastecimiento de agua potable o una estación de tratamiento, como son: la cantidad de *materia en suspensión*, se determina mediante el filtrado de un volumen de agua determinado, (generalmente un litro).

Se tiene la necesidad de eliminar toda turbidez de un agua que se va a suministrar, tanto para la bebida y usos domésticos, como para la industria.

Para conseguir esto, deben ser clarificadas por medio de uno o varios procesos de tratamiento adecuados, por ejemplo, decantación con o sin empleo de coagulantes y filtración.

3.3.2 FLOCULACIÓN DE LAS PARTÍCULAS: La floculación se produce cuando se mezclan coloides o electrolitos de signo contrario.

Este fenómeno se realiza corrientemente en los cursos de agua, así como cuando se reúnen dos corrientes de agua cualquiera, si las sustancias en solución son diferentes y de carga eléctrica opuesta ocurre el fenómeno de la floculación.. Según SEARLE, la capacidad de floculación de algunas sales puede cifrarse del siguiente modo:

TABLA 3.1: Capacidad de floculación

HCl	30	CaCl ₂	15	KCl	3	NaCl	1
HNO ₃	28	Ca(NO ₂) ₂	10	KNO ₃	2	NaNO ₃	1
H ₂ SO ₄	20	CaSO ₄	5	K ₂ SO ₄	1	Na ₂ SO ₄	0.5

Fuente: (Catalán La Fuente)

Estos números son meramente comparativos, sin embargo estas mismas sales pueden comportarse de distinta manera frente a otras.



3.4 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1.- QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente
Editorial BLUME

2.- <http://es.wikipedia.org/wiki/Portada><http://es.wikipedia.org/wiki/Portada>



CAPITULO N° 4

CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA

4.1 ORIGEN

La conductividad eléctrica, se define como la capacidad que tienen las sales inorgánicas en disolución (electrolitos) para conducir la corriente eléctrica.

El agua pura, prácticamente no conduce la corriente, sin embargo el agua con sales disueltas conduce la corriente eléctrica. Los iones cargados positiva y negativamente son los que conducen la corriente, y la cantidad conducida dependerá del número de iones presentes y de su movilidad.

El *agua pura*, especie química definida H_2O , tiene una conductividad eléctrica muy débil, del orden de $0.05 \times 10^{-6} \text{ Ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ para un agua bidestilada sobre permanganato potásico y barita, congelada después y recogida seguidamente por fusión al abrigo del aire.

Cuando se trata de un *agua natural*, los electrólitos disueltos hacen que ésta sea más conductora, tanto más cuanto mayor sea la concentración de electrólitos disueltos, llegando como es lógico hasta un cierto límite, ya que entran en juego las interacciones iónicas o sea que en principio deben existir una relación entre la conductividad del agua y los electrólitos disueltos o sea el residuo seco.

Por diversos autores han sido propuestos factores que relacionan la conductividad con el residuo seco o con la composición química de las aguas.

En la mayoría de las soluciones acuosas, entre mayor sea la cantidad de sales disueltas, mayor será la conductividad, este efecto continúa hasta que la solución está tan llena de iones que se restringe la libertad de movimiento y la conductividad puede disminuir en lugar de aumentar, dándose casos de dos diferentes concentraciones con la misma conductividad.

Son buenos conductores: los ácidos, bases y sales inorgánicas: HCl , NaOH , NaCl , Na_2CO_3 ...etc.

Son malos conductores: Las moléculas de sustancias orgánicas que por la naturaleza de sus enlaces son no iónicas: como la sacarosa, el benceno, los hidrocarburos, los carbohidratos, etc.

La conductividad eléctrica también es definida como la propiedad natural característica de cada cuerpo que representa la facilidad con la que los electrones pueden pasar por él. Varía con la temperatura.

Esto se explica por la teoría de la disociación electrolítica (ARRHENIUS, 1887), según la cual se admite que cuando se disuelve en agua un ácido, una base o una sal, una parte variable de los mismos (la proporción de moléculas que se disocian se llama grado de disociación) se disocia espontáneamente en iones positivos y negativos.

Se sabe que al disolverse un ácido, una base o una sal en agua, se disocian en iones unos positivos llamados cationes y otros negativos llamados aniones y que esta disolución tiene la propiedad de conducir la corriente eléctrica. Pero a diferencia de cómo la conducen los metales (corriente de electrones), a los que, por no sufrir variación en la naturaleza del metal se les llama conductores de primera clase, en los electrolitos son los iones (caminantes) los que conducen la electricidad (conductores de segunda clase), dirigiéndose los cationes o iones positivos al cátodo (electrodo negativo) y los aniones o iones negativos al ánodo (electrodo positivo).



Pudiendo dichos iones moverse independientemente, dirigiéndose a los electrodos de signo opuesto como consecuencia de la acción de un campo eléctrico.

Sabemos también que la **Resistencia (R)**, de un conductor es directamente proporcional a su longitud l e inversamente proporcional a su sección s , siendo su unidad el Ohm.

$$R = \rho \times \frac{l}{s}$$

ρ : es una constante llamada resistencia específica o resistividad, característica de la sustancia conductora.

La conductividad eléctrica es el recíproco de la resistencia en ohms, medida entre las caras opuestas de un cubo de 1.0 cm de una solución acuosa a una temperatura especificada. Esta solución se comporta como un conductor eléctrico donde se pueden aplicar las leyes físicas de la resistencia



eléctrica.

Las unidades de la conductividad eléctrica son el Siemens/cm (las unidades antiguas, eran los ohms/cm que son numéricamente equivalentes al S/cm.)

$$C = \frac{I}{R} = \alpha \times \frac{s}{l}$$

α : se llama conductividad específica y es la inversa de la resistencia o resistividad

$$\alpha = \frac{1}{\rho} \text{ (Ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1}\text{)}$$

α se define como la cantidad de electricidad transportada de un electrodo al otro, en un segundo, a través de una sección de 1 cm^2 , bajo la caída de potencial de 1 volt. cm^{-1}

Si aplicamos estos conceptos a los electrolitos y sometemos a una solución de un ácido, una base o una sal o un campo eléctrico, al cerrar el circuito, circulará una corriente eléctrica. Ahora bien, todos los iones no tienen la misma movilidad, por lo que al medir la conductancia de una solución, lo que apreciamos es la movilidad del conjunto de los iones presentes. Esta conductancia depende no solamente de la cantidad de electrolito disuelto (concentración), sino también de los electrodos (tamaño y distancia entre ellos).

Se denomina conductividad de un electrolito a la conductancia que presenta el volumen del mismo, comprendido entre la unidad de superficie de dos electrodos separados por la unidad de longitud (generalmente es 1 cm^2 de superficie a 1 cm de distancia. Esta conductividad dependerá de la concentración (número de iones existentes) y de la velocidad de desplazamiento.

Si llamamos n al número de iones por unidad volumen, $v \times a$ a la valencia y u, v , las velocidades del anión y catión respectivamente, la densidad de corriente será:

$$\text{Densidad de corriente} = n \cdot v \times a \cdot \delta (u + v)$$



Pero sabemos que la densidad de corriente es igual a la conductividad (C) por el campo eléctrico (E) y como u/E es igual a la movilidad del anión l_a y v/E la del catión la movilidad que se mide en $\text{cm}^2 \text{ seg.}^{-1} \text{ Vol.}^{-1}$, tenemos:

$$\text{Conductividad} = n \cdot v \times a \cdot \rho (l_a + l_c)$$

Si el número de moléculas que se disuelve es un mol (N), a la conductividad obtenida se le llama conductividad molar y teniendo en cuenta que N es el número de Avogadro y que $N \cdot e = \text{Faraday} = 96490 \text{ culombios}$, tenemos:

$$\text{Conductividad molar} = F \cdot v \times a (l_a + l_c)$$

La correspondiente a una disolución normal es llamada conductividad equivalente y como $va = 1$, nos queda:

$$\text{Conductividad equivalente} = F(l_a + l_c)$$

Esta conductividad equivalente crece regularmente con la dilución para los electrolitos fuertes. Sin embargo, para los electrolitos débiles varía de otra manera. Esto quiere decir que el anterior tratamiento sólo es válido cuando el electrolito está totalmente disociado.

En el caso de los electrolitos débiles, se podrá aplicar este tratamiento si multiplicamos los segundos miembros de las ecuaciones anteriores por un coeficiente llamado grado de disociación, que es igual a la relación entre las moléculas disociadas y las que se disolvieron inicialmente. De esta definición se deduce que el grado de disociación aumenta con la dilución, llegando a adquirir el valor 1 a dilución infinita.

Usualmente, las medidas de conductividad se expresan en forma de conductividad equivalente, algunas de las cuales se encuentran en la Tabla 4.1.

Se observa en la siguiente tabla que es muy poca la variación de la conductividad con la dilución para los tres primeros, es decir, para el HCl, el KCl y el NaOH. Sin embargo, para el ácido acético disminuye rápidamente los valores al aumentar la concentración, siendo éstos, por otra parte,

muy bajos. A los primeros se les llama electrolitos fuertes y a los que se comportan como el ácido acético electrolitos débiles.

TABLA 4.1: Conductividades equivalentes a 25 °C Ohms⁻¹ cm²

CONCENTRACIÓN	HCl	KCl	NaOH	CH ₃ -COOH
0.0005	422.74	147.81	246	-
0.001	421.36	146.95	245	48.53
0.005	415.80	145.55	240	22.80
0.01	412.00	141.27	237	16.20
0.02	407.24	133.34	233	11.57
0.05	399.09	133.37	227	7.36
0.10	391.32	128.96	221	5.20

Fuente: Catalán La Fuente.

4.2 INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA EN LA CONDUCTIVIDAD

La temperatura modifica mucho la conductividad de una solución, un aumento en la temperatura, disminuye la viscosidad del agua y permite que los iones se muevan más rápidamente, conduciendo más electricidad. Este efecto de la temperatura es diferente para cada ión, pero típicamente para soluciones acuosas diluidas, la conductividad varía de 1 a 4 % por cada °C.

Como ejemplo, basta señalar que una solución de KCl que contenga 10 mili equivalentes por litro duplica su conductividad al pasar su temperatura de 0°C a 25°C. Este hecho nos lleva a la necesidad de reducir las medidas de la conductividad a una temperatura única, con el fin de que puedan ser comparables. Actualmente se suele tomar la temperatura de 20°C para todas las constantes físicas.

TABLA 4.2: Conductividad Eléctrica en las aguas de los ríos de Cochabamba

Localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Clima	Caudal (l/s)	Apariencia	conductividad específica
			punto	fecha	hora					
Río	Septiembre	Campero	Vertiente	18-Sep-90	09:50	20.000	Soleado	0.250	Clara	31.000
Tucma	Octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	10:00	20.000	Nublado	-	Clara	32.200



	Noviembre	Campero	Vertiente	22-Nov-90	12:40	21.500	Nublado	0.400	Turbia	36.300
	Diciembre	Campero	Vertiente	10-Dic-90	11:50	20.700	Soleado	0.750	Turbia	28.800
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	15:25	20.200	Nublado	1.000	Turbia	30.800
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	12:00	20.200	Nublado	1.000	Clara	39.600
	Marzo	Campero	Vertiente	1-Mar-91	13:30	22.200	Soleado	1.000	Clara	27.000
	Abril	Campero	Vertiente	1-Abr-91	11:30	20.000	Soleado	1.000	Clara	33.300
	Mayo	Campero	Vertiente	3-May-91	12:50	20.200	Soleado	1.000	Clara	33.500
Río Miguel Mayu	Marzo	Campero	Vertiente	3-Mar-91	12.20	17.400	Nublado	0.009	Clara	137.000
	Marzo	Campero	Grifo red	3-Mar-91	12.55	22.500	Nublado	-	Clara	151.300
	Abril	Campero	Tanque red	2-Abr-91	13:15	19.500	Soleado	-	Semi-turbia	138.900
	Mayo	Campero	Vertiente	9-May-91	12:20	14.900	Soleado	0.008	Semi-turbia	160.000
	Junio	Campero	Grifo red	7-Jun-91	08:05	17.400	Nublado	-	Clara	170.000
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	13:50	25.400	Soleado	0.060	Cristalina	175.000
Vertiente Rumi Cancha	Marzo	Campero	Grifo red	6-Mar-91	09:10	20.000	Soleado	-	Cristalina	71.200
	Abril	Campero	Grifo red	4-Abr-91	09:15	20.300	Nublado	0.350	Cristalina	71.900
	Mayo	Campero	Vertiente	7-May-91	10:34	15.200	Soleado	0.320	Cristalina	156.000
	Junio	Campero	Grifo red	3-Jun-91	15:40	18.800	Soleado	0.300	Cristalina	182.600
	Julio	Campero	Grifo red	2-Jul-91	13:12	17.500	Soleado	0.260	Cristalina	184.000
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	14:15	18.800	Soleado	0.250	Cristalina	194.000
Aguada Mayu (NP)	Abril	Campero	Tanque red	3-Abr-91	09:30	22.200	Nublado	-	Clara	830.000
	Mayo	Campero	Tanque red	5-May-91	15:00	24.200	Soleado	-	Cristalina	928.000
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	15:45	22.100	Soleado	0.077	Cristalina	936.000
	Julio	Campero	Tanque red	7-Jul-91	09:00	21.000	Soleado	0.074	Cristalina	872.000
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	08:25	17.800	Soleado	0.070	Cristalina	890.000



Aguada Mayu (B)	Mayo	Campero	Grifo red	5-May-91	15:35	23.200	Soleado	-	Cristalina	767.000
	Junio	Campero	Grifo red	1-Jun-91	16:00	22.700	Soleado	0.071	Cristalina	779.000
	Julio	Campero	Grifo red	7-Jul-91	09:30	19.000	Soleado	0.070	Cristalina	783.000
	Agosto	Campero	Grifo red	4-Ago-91	08:55	17.000	Soleado	0.068	Cristalina	793.000
Quebrada Rumi Aguada	Septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-90	10:00	23.000	Soleado	0.110	Clara	775.000
	Octubre	Campero	Vertiente	19-Oct-90	11:30	20.000	Nublado	-	Clara	742.000
	Julio	Campero	Vertiente	7-Jul-91	10:10	19.000	Soleado	0.125	Clara	724.000
	Agosto	Campero	Vertiente	4-Ago-91	09:35	17.800	Soleado	0.125	Clara	755.000
Cerca do	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	11:35	25.000	Soleado	++	Clara	854.000
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	11:15	19.400	Nublado	++	Clara	394.000
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	14:10	21.400	Soleado	++	Turbia	83.400
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	12:25	25.000	Soleado	++	Clara	414.000
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	19:50	22.500	Nublado	++	Clara	411.000
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	11:00	22.300	Nublado	++	Cristalina	417.000

Fuente: (C.A.S.A.)

De la anterior tabla podemos ver que los valores de la conductividad puede variar según la temperatura, el clima y según la apariencia del agua.

Si observamos con detenimiento vemos que un agua de vertiente posee conductividades mucho mas bajas que las de un grifo o un tanque.

Existen tablas que permiten transformar las conductividades específicas a distintas temperaturas pero esta transformación, según se ha demostrado, no es correcta científicamente, ya que la variación de la movilidad de los iones con la temperatura es característica de cada uno de ellos y, por tanto, las variaciones de la conductividad específica dependerán de la composición iónica de la solución. A temperaturas ordinarias, se tiene:

$$x_t = x_{18^\circ} [1 + \alpha (t - 18)]$$

α es una constante que varía con el ión de la sal considerada, estando comprendido su valor entre 0.02 y 0.025 en el caso de determinadas aguas.

Cuando se trata de aguas con pH bajos, como la movilidad del ión H^+ es mucho más grande que la de ningún otro catión (de 7 a 8 veces mayor) el valor de α es mucho menor; para pH de 3.5 a 5.2 se ha calculado un valor de 0.149 a 0.0186 (BERG, 1962).

Algunos parten de la determinación de la conductividad de cada uno de los iones en la unidad de volumen del agua, ya que en estas condiciones cada ión presenta una conductividad constante característica.

CUADRO 4.3: Conductividades iónicas equivalentes a dilución infinita a 25 °C en $Ohm^{-1} cm^2$

CATIÓN	CONDUCTIVIDAD	ANIÓN	CONDUCTIVIDAD
H^+	349.52	OH^-	198.50
K^+	73.52	Br^-	78.40
NH_4^+	73.40	Cl^-	76.34
N_3^-	50.11	NO_3^-	71.44
$\frac{1}{2} Ba^{2+}$	53.64	$\frac{1}{2} SO_4^{2-}$	79.80
$\frac{1}{2} Mg^{2+}$	53.06	$CH_2 - COO^-$	40.90

Fuente: Catalán La Fuente.

Esta conductividad depende de la valencia del ión, de su masa, de la solvatación y del grado de disociación de la sal que aportan los iones.

CUADRO 4.4: Conductividades atribuidas a iones a la concentración de 1 mili equivalente por litro a 25 °C.

$Ohm^{-1} cm^2$

Ca^{2+}	52.0
Mg^{2+}	46.6
Na^+	48.9
K^+	72.0
Cl^-	75.9
SO_4^{2-}	73.9
HCO_3^-	43.6

Fuente: Catalán La Fuente.



Con arreglo estos valores, si por ejemplo, un agua contiene 1 equivalente de cloruro sódico en solución, la conductividad debería ser: $48.9 + 75.9 = 124.8 \text{ ohms cm}^2$. Sin embargo, estos valores no corresponden completamente a la realidad, ya que influyen multitud de factores (salinidad, concentración, pH de la solución, etc.)

Otros autores han tratado de encontrar un valor a la relación Residuo seco/conductividad específica, habiendo llegado a la conclusión de que en soluciones diluidas de sales unitarias, NaCl por ejemplo, existe una relación lineal. Sin embargo, cuando la concentración aumenta, la línea cambia de pendiente, siendo la magnitud y dirección de este cambio diferente para las distintas sales.

Parece ser que los factores más importantes a determinar son el número y la clase de los iones presentes, su carga relativa y su movilidad.

Esta última propiedad incluye, a su vez, una serie de factores, entre los que tenemos: tamaño y grado de hidratación de los iones, resistencia mecánica del movimiento a través del disolvente, fuerzas electrostáticas debidas al grado de concentración; algunos de estos factores varían al variar la concentración, siendo distintos para los distintos iones. Si a esto agregamos que las aguas naturales son soluciones de una mezcla de sales que contienen algunas sustancias no disociadas y que, por tanto, no son conductoras, no es de extrañar que se produzcan aberraciones en la relación citada.

Entre los muchos autores que han propuesto relaciones, se encuentran BURRIEL y ALVAREZ que proponen el valor $\text{Residuo seco (g/l)} = 0.86 \cdot 10^2 \times \text{conductividad específica (ohm}^{-1} \text{ cm}^{-1})$. GOMIS dice que los valores de esta relación oscilan entre 0.5 y 1.0 y afirma que las aguas con elevadas concentraciones de sólidos disueltos tienen relaciones mal definidas, especialmente si es grande la cantidad de sulfatos.

Como resumen podemos afirmar que los valores de la conductividad indican con bastante exactitud, para determinadas aplicaciones, la concentración de sólidos disueltos, siendo muy útiles estas medidas para determinar cambios a corto plazo que tienen lugar en la calidad de las aguas de un río o fuente y en caso de selección entre diversas clases de aguas, así como en un mismo río para estudiar la variación que sufren sus aguas a lo largo del mismo.

Presenta igualmente gran interés para el control de las aguas de alimentación de las aguas para usos industriales, control del agua desionizada, etc.

Para hallar la conductividad iónica a partir de la composición química de las aguas, GUILARD (1941) propone los factores que se encuentran en la Tabla 4.5, por los que multiplica los pesos en mg/l de los diversos iones, sumando después las conductividades halladas de los cationes y de los aniones.

CUADRO 4.5: Factores de conversión

Cl ⁻	0.27×10^{-3}
SO ₄ ⁻	0.155×10^{-3}
CO ₃ ⁻	0.2×10^{-3}
Ca ²⁺	0.387×10^{-3}
Mg ²⁺	0.55×10^{-3}
K ⁺	0.245×10^{-3}
Na ⁺	0.27×10^{-3}

Fuente: Catalán La Fuente.

4.3 IMPORTANCIA SANITARIA

Calidad del agua según su conductividad eléctrica	Concentración salina medida como conductividad eléctrica
Agua de buena calidad	Menos de 0,5 mmhos/cm
Agua de calidad media	Entre 0,5 y 1,5 mmhos/cm
Agua de calidad riesgosa	Sobre 1,5 mmhos/cm

Los riesgos de un agua de riego con una alta Conductividad Eléctrica son:

- Precipitación de sales: en la solución de riego con obstrucción de los goteros
- Daño al cultivo: por una solución demasiado concentrada en sales que produce interferencias en la absorción radical. Normalmente la concentración de sales es mayor dentro de la célula

que en el agua del suelo. Si esto no ocurre, no se produce absorción de agua y la planta se marchita

- Salinización del suelo: En especial si este ya tiene un elevado nivel de sales.

Recomendación Final

De acuerdo a lo mencionado es fundamental realizar mediciones tanto en agua de riego para fertirrigación y aplicaciones foliares ya que, podremos ser más eficientes en el proceso productivo de nuestros vegetales, logrando que todos los productos aplicados estén en su 100% para la disposición del cultivo. El ideal para esta recomendación es que sea complementada con mediciones en el recurso suelo y de esta forma asegurar el monitoreo de la parte aérea y terrestre

4.4 DETERMINACION DE LA CONDUCTIVIDAD

Fundamento

La conductividad específica (K) de un agua se define como la conductancia (o conductividad) de una columna de agua comprendida entre dos electrodos metálicos separados uno del otro 1 cm y de 1 cm² de superficie.

Para la medida de la conductividad específica K, se mide la conductividad C de una columna de agua entre dos electrodos de A cm² y separados 1 cm. Por definición:

Entonces siendo:

$K' = 1/A = \text{constante de la celda (cm}^{-1}\text{)}$.

$C = \text{conductividad medida experimentalmente (ohm}^{-1}\text{)}$.

$K = \text{conductividad específica (ohm}^{-1} \times \text{cm}^{-1}\text{)}$.

Los valores de conductividad específica sólo son función de la temperatura y de la concentración de electrolitos en el agua.

Al suministrar los resultados de la medida de conductividad, se debe indicar la temperatura a la que se realizó la medición (es bastante frecuente expresar los resultados a 20°C o 25°C).

$$C = K \times A$$

$$= C K$$

$$A$$

$$K = C \times 1 \times '$$



Instrumentación

- Conductímetro equipado con celda de conductividad y sonda de temperatura.

Procedimiento

Calibración del conductímetro.

La calibración se efectúa empleando soluciones de ClK de conductividad específica conocida.

- Sumergir la celda de conductividad en el recipiente del patrón de ClK.
- Agitar el líquido a fin de que la concentración iónica entre en los electrodos sea idéntica a la del líquido. Esta agitación permite, por otra parte, eliminar las burbujas de aire sobre los electrodos.
- Seguir las instrucciones del manual del equipo

Medida de la conductividad de la muestra.

- Introducir la celda de conductividad y la sonda de temperatura en la muestra.
- El equipo nos suministra el valor de la conductividad a la temperatura de referencia elegida y la temperatura de la muestra.

4.5 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente

2. - <http://www.lenntech.com/espanol/TDSyconductividad>

3. - <http://www.lenntech.com/home.htm>

4. - <http://arturobola.tripod.com/conducti.htm>

5. - <http://es.wikipedia.org/wiki/Conductividad>

6.- <http://www.hannachile.com/consejos/11/Efectos-Conductividad-Agua-Riego.htm>

CAPITULO N° 5

COLOR, OLOR Y SABOR. TEMPERATURA

5.1 ORIGEN DEL COLOR, OLOR Y SABOR

5.1.1 ORIGEN DEL COLOR: Todas las aguas presentan una tonalidad variable. Esta tonalidad, más o menos acusada, es el color del agua y tiene su origen en causas internas y externas.

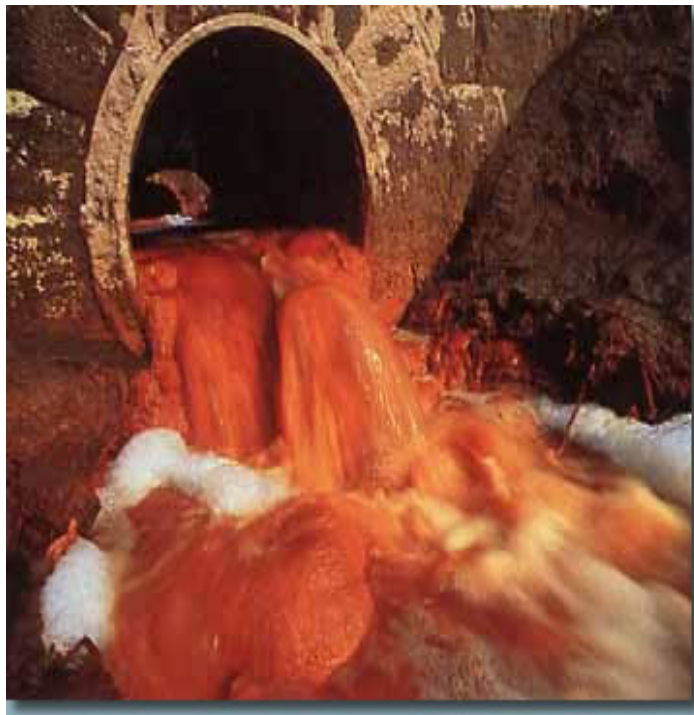


FIGURA 5.1: Color en el agua

INTERNAS, son debidas a los materiales disueltos y a los suspendidos en la misma agua. **EXTERNAS**, tienen su origen en la absorción, de las radiaciones de mayor longitud de onda.

A su vez, este color del agua es de dos tipos: el **aparente**, que es el color que presenta el agua bruta y el **verdadero**, que es el que queda después de haber separado la materia en suspensión. Las sustancias productoras de color son varias, produciendo cada una de ellas y su conjunto las diversas tonalidades que se presentan. Por ejemplo, por la absorción de radiaciones el agua puede presentar color azul, cuando por el efecto TYNDALL, es difundida por las partículas coloidales presentes en suspensión.

El color café amarillento o pardo es producido por materia orgánica diversa, hojas, turba, troncos, etc. La materia orgánica está formada por compuestos como el humus, ácidos tánicos, etc. El color es verde cuando el agua es relativamente rica en fitoplancton, clorofíceas, etc.

Es muy poco lo que se sabe acerca de la COMPOSICIÓN de la materia colorante, excepto que es probablemente una mezcla compleja de un cierto número de compuestos orgánicos en forma coloidal y que la mayoría de estos compuestos tienen carga eléctrica además negativa y pueden descargarse y flocular cuando se los someta a la acción de un campo eléctrico.

En general, las aguas que provienen de *zonas geológicas puras*, pueden caracterizarse por su color si se las contempla bajo un cierto espesor. Por ejemplo, las que provienen de la mayoría de los macizos graníticos y de rocas silíceas, presentan un color ligeramente pardo o rojizo que tiene como origen las sales de hierro que aportan estas rocas. Las aguas que provienen de macizos no calcáreos son ligeramente amarillentas y las de macizos calcáreos son verdosas. En relación con las aguas tratadas, éstas pueden presentar una coloración debida a defecto de tratamiento, es decir, que no haya sido capaz de quitarle el color. Las aguas negras recientes tienen color gris, el cual va pasando a oscuro e incluso negro cuando éstas se alteran.

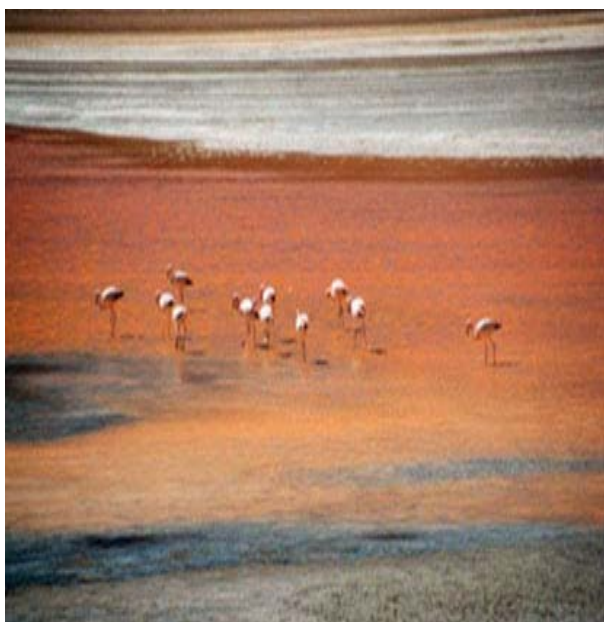


FIGURA 5.2: laguna colorada (Potosí-Uyuni)

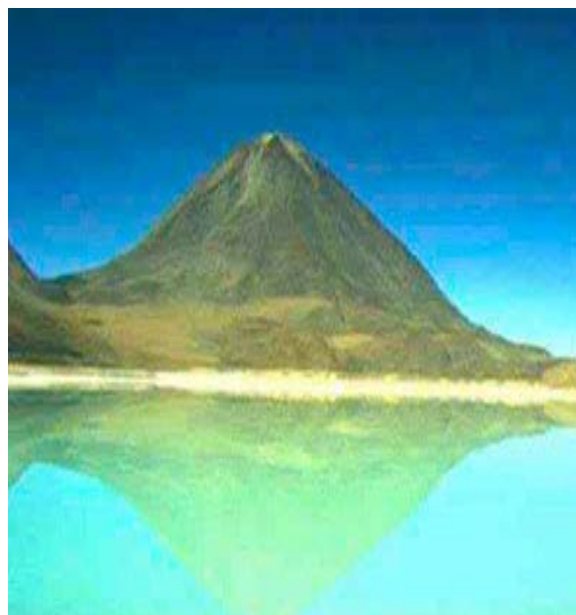


FIGURA 5.3: Laguna verde (Potosí-Uyuni)



Los desechos industriales dan a las aguas, algunas veces, colores característicos, pero en general no se puede establecer ninguna relación entre el color y la polución. Es en las aguas superficiales y en las de algunos pozos poco profundos donde se encuentra principalmente color, siendo las aguas de pozos profundos incoloras en la inmensa mayoría de los casos.

Las aguas superficiales pueden parecer altamente coloreadas debido a la presencia de materia pigmentada en suspensión, cuando en realidad el agua no tiene color. El material colorante resulta del contacto con detritus orgánico como hojas, agujas de coníferas y madera, en diversos estados de descomposición, está formado por una considerable variedad de extractos vegetales.

5.1.2 ORIGEN DEL OLOR Y SABOR: Cuando se quiere gustar algo, se debe indefectiblemente olerlo, lo que no ocurre en sentido contrario. Por eso son preferibles, desde el punto de vista de las observaciones medidas, las determinaciones del olor a las del sabor, por ser mucho más seguro oler que probar. En su forma pura, el agua no produce sensaciones olfativas.

El olor y el sabor pueden ser debidos a la presencia en el agua de compuestos químicos como, por ejemplo, de los *fenoles* y el *cloro*, o a *materias orgánicas en descomposición o ciertos organismos*. olores y sabores *muy desagradables* pueden ser causados por *esencias liberadas* en pequeñísimas cantidades por los organismos vivos (algas, hongos, etc.)

Las aguas negras domésticas recientes son prácticamente inodoras, pero cuando empiezan a descomponerse huelen fuertemente a podrido como consecuencia de la liberación de productos como el ácido sulfhídrico, indol, excremento, putrescina, etc. Igualmente puede liberarse productos malolientes en la descomposición de los vegetales, el desove de los peces, etc.

Por último, determinados productos de desechos industriales dan a las aguas negras olores característicos como por ejemplo, los productos derivados del alquitrán, los fermentos, etc. Algunos malos olores y sabores se desarrollan como consecuencia del tratamiento de depuración de las aguas (empleo de cloro y sus derivados) por formarse cloro fenoles, tricloruro de nitrógeno, etc., incrementando su intensidad otros olores y sabores. Respecto a la cantidad de sustancias necesarias para producir sabor u olor, en general bastan vestigios no determinables por los métodos clásicos de análisis para producir sabor u olor desagradable, sólo perceptible por el sentido del olfato. Al clorar el agua se producen olores, algunos de los cuales es tan intenso (rara vez se debe exclusivamente al



cloro, sino a los compuestos formados por la acción del cloro sobre la materia orgánica del agua), que basta una parte por millar de millón para ser detectable.

El olor en el agua puede utilizarse de manera subjetiva para describir cualitativamente su calidad, estado, procedencia y contenido. Aun cuando esta propiedad pueda tener un amplio espectro de posibilidades, para propósitos de calidad de aguas existen ciertos aromas característicos que tipifican algunas fuentes u orígenes, más o menos bien definidos.

Además de estos aromas típicos, existen otras fragancias que tipifican un origen en particular, pero que son menos frecuentes en los estudios de calidad de aguas.

5.2 SIGNIFICADO SANITARIO

Así por ejemplo, las aguas residuales de industrias vinícolas, de industrias cerveceras, de industrias lecheras y de empresas relacionadas con la explotación o procesamiento del petróleo, tienen olores distintivos que son fácil y rápidamente perceptibles y que deben registrarse en las libretas de campo.

En lo que respecta al agua de bebida, el color debe ser eliminado casi completamente por el proceso de tratamiento, siendo imperfecta la planta que no consiga dejar el agua por debajo de 5 mg/l. **el agua de bebida** no debe tener un color mayor de 5 mg/l. A veces se encuentra un aumento de color entre la planta de tratamiento y el consumidor, lo que puede ser debido a la existencia de **corrosiones** en el sistema de distribución.

CUADRO 5.1: Tipificación del origen del agua según su fragancia

Tipo de Olor	Tipo de Agua
Inodoro	Típico de aguas dulces y frescas
Olor metálico	Típico de aguas subterráneas
Olor a sulfuro	Típico de ARD, de MO. y en general, de sistemas anaeróbicos
Olor vegetal	Típico de aguas poco profundas, de humedales y estuarios
Olor pídrico	Típico de lixiviados de R.S. y de aguas procedentes de PTARs
Olor a pescado	Típico de aguas oceánicas y de cultivos piscícolas

Fuente: (Catalán La Fuente)



Desde el punto de vista industrial, se rechazan las aguas con color en la mayoría de los usos, dependiendo ello no solamente del proceso de fabricación, sino de la calidad exigida al producto acabado.

En general, el olor y el sabor constituyen índices de la polución de un agua. Un agua tratada debe tener una intensidad de sabor de 2 ó menos. Un agua potable debe ser capaz de permanecer en un vaso cerrado durante diez días a una temperatura de 26°C sin desarrollar ningún olor.

5.3 MEDICION Y LABORATORIO

5.3.1 MEDIDA DEL COLOR: Se considera como medida estándar para el color, el método del platino-cobalto.

Por comparación visual de la muestra con soluciones coloridas de concentraciones conocidas o discos de cristal de color calibrados previamente con las soluciones anteriores. La unidad para medición del color que se usa como estándar, es el color que produce 1 mg/l de Platino en la forma de cloroplatinato. La relación de cobalto a platino, se puede variar para igualar el matiz. La proporción Pt-Co que se utiliza en este método es normalmente la adecuada para la mayoría de las muestras.

El color puede cambiar con el pH de la muestra, por lo que es necesario, que al medir el color, se reporte también el pH de la muestra.

En caso necesario la muestra se centrifuga para eliminar la turbidez. La comparación se realiza con las soluciones que tengan colores de 5, 10, y hasta 70 unidades contenidas en tubos nessler.

Existe también el método espectrofotométrico, el cual se usa principalmente en aguas industriales contaminadas que tienen colores poco usuales, y que no pueden ser igualados por este método.

(Standard methods for the examination of water and waste water publicado por la APHA. Método 206/9-85. Método espectrofotométrico para determinar color en el agua 1985).

La eliminación o reducción del color se lleva a efecto en la mayoría de los casos por coagulación, sedimentación y filtración. Otras veces se emplea la cloración, aunque este tratamiento



sólo es efectivo con algunos tipos de color, por lo que antes de aplicar uno u otro tratamiento debe experimentarse en el laboratorio. En muy pocos casos el que se emplea es el carbón activo.

El olor puede ser eliminado del agua, ya sea agitándola en frío en un espacio de aire limitado o calentándola en un frasco tapado a 40 ó 50°C (adicionando un poco de sosa). Para eliminar el olor a H_2S se agrega un pequeño cristal de $CuSO_4$.

En ambos casos se produce una desgasificación con separación de las sustancias volátiles disueltas.

5.3.2. DETERMINACIÓN DE OLORES Y SABORES: Este parámetro organoléptico se puede evaluar mediante percepciones sensoriales que se realizan directamente en campo pero en caso que se quiera confirmar y cuantificar se miden nuevamente en el laboratorio mediante técnicas estándares mas precisas.

La determinación del olor se hace con el límite umbral: dilución máxima de agua inodora para hacer perceptible su olor. No existe una concentración absoluta de olor umbral debido a la variación inherente a la capacidad olfatoria individual.

La intensidad del olor se considera como la recíproca de la relación de dilución con agua libre de olor, necesaria para reducir el olor a un punto en que sea apenas perceptible. Para determinarlo se diluye el agua a examinar hasta que no presente más olor perceptible para el operador (el agua de dilución se prepara filtrando agua potable sobre carbón activo) encontrando lo que se llama “**umbral de percepción del olfato**”. El número que expresa este umbral es el cociente del volumen total de la dilución dividido por el volumen de agua necesaria para obtener un olor perceptible.

La intensidad del olor a veces se describe como muy suave, suave, distinta, decidida y muy fuerte o por números 0, 1, 2, 3, 4, 5, etc. que corresponden al número de diluciones sucesivas que se hacen hasta que se llega al umbral.

Para describir la naturaleza del olor, se han propuesto más de 20 clasificaciones. Los términos usados son: olor a pantano, enmohecido, violeta, pescado, cloro, pocilga, etc. Los Standard Methods for the Examination of Water and Sewage cetin, los olores característicos siguientes.

CUADRO 5.2: Olores característicos

Código	Naturaleza del olor	Descripción: tal como...
A	Aromático (especie)	Alcanfor, ajo, limón, espliego
AC	Pepino, cohombro	Synura
B	Balsámico (flor)	Geranio, violeta, vainilla
Vg.	Geranio	Asterionolla
Ba	Nastertium (capuchina)	Aphanizomemon
Bs	Dulzón	Coelcaphaerium
Bv	Violeta	Mallomonas
C	Química	Aguas residuales industriales o trabajos químicos
Co	Cloro	Cloro libre
Cb	Hidrocarburo	Refinería de petróleos
Cm	Medicamentoso	Fenol. Yodoformo. Clorofenol
Cs	Azufre	Ácido sulfhídrico
D	Desagradable	Pronunciado y desagradable
Df	Pescado	Uroglenopsis y Dinobryon
Dp	Pigpon	Anabaena
Ds	Séptico	Agua de alcantarilla enranciada
E	Tierra	Tierra y arcilla húmedas
Ep	Turba	Turba
F	Fecaloide	Fosa de retrote, alcantarilla
G	Hierba	Hierba aplastada
H	Enmohecido	Paja en descomposición, cueva húmeda
V	Legumbre	Raíces de legumbres, hierbas y hojas en descomposición

Fuente: Los Standard Methods for the Examination of Water and Sewage cetin

Otra unidad en materia de olor es la llamada **olfativa** y se define como el número de moléculas por centímetro cúbico que el olfato puede percibir. Se obtiene dividiendo el número a de gramos de sustancia perceptible por ml , por su peso molecular M y multiplicando este cociente por el número de Avogrado ($6,06 \cdot 10^{23}$).

La olfativa de una sustancia por tanto es: $\text{Olf.} = (a/M) \times 6.06 \times 10^{23}$

CUADRO 5.3: Olfativas de algunas sustancias

Alcohol	$30 \cdot 10^{14}$
Benceno	$41 \cdot 10^{13}$
Fenol	$26 \cdot 10^{12}$
Cresol	$50 \cdot 10^{11}$
Piridina	$31 \cdot 10^{10}$
Yodoformo	$42 \cdot 10^9$

Fuente: (Catalán La Fuente)

En general los sabores y olores de origen orgánico pueden ser eliminados por medio de carbón activo, aireación o mediante aplicación de ambos métodos combinados.

Si son de origen inorgánico (H_2S , Fe, etc.) pueden ser eliminados por aireación, filtración, cambio iónico, etc., según los casos. Sin embargo, en cada caso debe aplicarse una técnica distinta que sólo el estudio a fondo del problema permite escoger.

Entre las técnicas más utilizadas se encuentran:

- Cloración en dosis superior al punto crítico
- Ozonización
- Esterilización por cloraminas
- Tratamiento por peróxido de nitrógeno (gas) muy desodorante y decolorante
- Tratamiento con permanganato potásico en exceso, exceso que se destruye después por adición de sulfato ferroso de agua oxigenada o filtrándolo con bióxido de manganeso o con carbón activado.

5.4 TEMPERATURA

5.4.1 ORIGEN DE LA TEMPERATURA: La temperatura es otra de las constantes físicas, que tiene una importancia grande, en el desarrollo de los diversos fenómenos, que se realizan en el seno del agua como por ejemplo, en la solubilidad de los gases (entre los que es fundamental la



solubilidad del oxígeno) y de las sales, así como en las reacciones biológicas, las cuales tienen una temperatura óptima para poder realizarse, etc. El aumento de temperatura disminuye la solubilidad de gases (oxígeno) y aumenta, en general, la de las sales. Aumenta la velocidad de las reacciones del metabolismo, acelerando la putrefacción. La temperatura óptima del agua para beber está entre 10 y 14°C.

La temperatura de las aguas superficiales varía según la temperatura exterior. La oscilación termométrica del aire es mayor que la del agua, siendo ello debido al elevado calor específico de esta. La temperatura del aire es menor que la del agua por la mañana, igualándose a lo largo del día para ser mayor la del aire por la tarde.

Las temperaturas de los torrentes son, por lo general, siempre bajas.

Fuentes hipo termales o termales $t > t_m \text{ a } 4^\circ$ $\text{ó } t > t_s + 2^\circ$

Fuentes ortotermiales $t = t_m \text{ a } t_m - 4^\circ$ $\text{ó } t > t_s \pm 2^\circ$

Fuentes hipo termales $t < t_m$ $\text{ó } t < t_s - 2^\circ$

Siendo: t_m = temperatura media anual del aire

t_s = temperatura del sol

La temperatura de las aguas subterráneas depende de las del terreno que drena, pudiendo ser influenciada, entre otras causas, por la naturaleza de las rocas, siendo además función de la profundidad.

La variación está en función de la capacidad de la capa acuífera y de los aportes extraños que pueden existir, ya sea por infiltración directa, por aportes subterráneos, etc. En los terrenos poco permeables, a los pocos metros de profundidad, desaparece la influencia de la temperatura ambiente en las variaciones diarias. La variación de las temperaturas anuales se manifiesta hacia los treinta metros, siendo a esta profundidad la temperatura constante, la cual representa la media de la zona.

La temperatura del agua que circula por los terrenos muy permeables, está sometida a las mismas influencias que el agua de las capas subterráneas, dependiendo el grado geotérmico de un



punto dado de muchos factores, como consecuencia del carácter discontinuo de las rocas, influyendo el tiempo de contacto con las mismas, la circulación del aire en las cavidades, las mezclas de unas aguas con otras, etc. En todo caso, la variación de la temperatura en las aguas subterráneas, aún en el caso más desfavorable, no presentan en general oscilaciones estacionales tan grandes como la de las aguas superficiales. A una cierta profundidad es constante, creciendo a medida que se profundiza según las reglas de la geotermia.

En relación con la variación de solubilidad de los gases con la temperatura, recordemos que el coeficiente de absorción de un gas α se define como el volumen de este gas, en condiciones normales, que puede disolver un volumen de agua estando el gas a la misma presión parcial que la de la atmósfera.

Este coeficiente decrece cuando aumenta la temperatura o aumenta la concentración de sales.

La ley de GAY-LUSSAC relaciona la solubilidad de un gas λ (volumen de gas disuelto en una unidad de volumen) con el coeficiente de absorción α para una temperatura dada:

$$\lambda = \alpha \frac{(1+t)}{273.15}$$

Cuando el agua circula, estas capas superficiales se mezclan con las demás, sobre todo cuando el cause no es muy profundo, por estar sometidas en su circulación a movimiento desordenado y, como consecuencia de esto, la temperatura se uniformiza en una determinada sección del río.

Sin embargo, cuando el agua está más o menos en reposo, caso de lagos y embalses, y no existen otros movimientos que los del oleaje producido por el viento, se establece una diferenciación entre la capa superior y las inferiores, entre las que se produce un gradiente de temperatura y por tanto de densidad. Esto da origen a una **estratificación térmica**.

Los distintos casos que se presentan en esta estratificación y la importancia que las variaciones de temperatura en los distintos estratos de los lagos y embalses adquieren, en relación con el desarrollo de los fenómenos biológicos, ha hecho que éstos se hayan estudiado desde el punto de vista de su temperatura mucho más que las de las aguas de los ríos, ya que éstas presentan mucha

menos complicación, oscilando alrededor de las temperaturas del aire en las distintas estaciones del año.

5.5 SIGNIFICADO SANITARIO DE LA TEMPERATURA

Una temperatura elevada implica la aceleración de la putrefacción y, por tanto, un aumento de la demanda de oxígeno. Paralelamente disminuye la solubilidad de éste. Cuando el contenido de oxígeno disminuye por debajo de los 3 o 4 mg/l de oxígeno, es muy perjudicial para la vida de los peces.

Por lo que se refiere a las sales, en general su solubilidad aumenta con la temperatura, como puede comprobarse observando la Cuadro 5.4, donde, sin ánimo de hacerla exhaustiva, hemos puesto las principales sales que se encuentran normalmente en el agua.

CUADRO 5.4: Solubilidad de algunas sales en agua a distintas temperaturas (g/Kg de solución)

T °C	NaCl	KCl	CaCl ₂	MgCl ₂	Na ₂ SO ₄	CaSO ₄	MgSO ₄	NaNO ₃	Ca(NO ₃) ₂	Na ₂ CO ₃	NaHCO ₃
0	263.4	219	373	346	41.9	1.756	211	422	482	64.2	65.5
10	263.6	28	394	349	82.6	1.926	a+1.80 236	446		107	75.8
20	264.4	266	427	354	160.2	2.016	262	468	556	177.5	87.6
30	266.6	272	501	357	291	2.095	290	490	594	271.5	99.9
40	267.2	287	535	365	325	2.12	313	512	653	326.6 a 40° 9	112.7
50	269.1	300		370	318	2.083	334	533	730	320	126.7
60	271.4	313	578	378	312	2.015	349	555		316	140
70	273.2	326	586	385	306		371	576		314	
80	275.6	337	595	397	302		351	597			
90	278.1	350	604	410	299		345	617		305	
100	281.6	359	614	424	299	0.67	318	635			

Fuente: (Catalán La Fuente)

Las reacciones biológicas que se desarrollan en el agua son influenciadas grandemente por la temperatura, pudiendo actuar ésta sobre las poblaciones como un factor de control o como un factor letal.



En efecto, para todas las especies existe una temperatura óptima en la cual se desarrollan, temperatura que depende de la especie, de la edad, de la estación, etc. Temperaturas inferiores hacen que el metabolismo se reduzca.

Temperaturas superiores hacen que se sobre activen los procesos de síntesis y de catabolismo, adquiriendo estos últimos cierta preponderancia. Sin embargo, oscilaciones bruscas de 10 a 15°C de temperatura no son perjudiciales para los peces.

Por otra parte, se sabe que ciertas especies se reproducen solamente entre ciertos límites de temperatura. Sabemos que la temperatura es una medida del calor y se produce como consecuencia de la absorción de las radiaciones caloríficas por las capas de aguas más superficiales.

La relación con el agua de abastecimiento para la bebida, la temperatura deseable para su ingestión es de 10° a 14°C, influyendo la temperatura a que se recibe el agua en los hogares, el clima local, la profundidad a que están colocadas las arterias de distribución principal y, en determinados casos, la fuente de abastecimiento.

Por lo que respecta a las aguas residuales, la temperatura puede darnos una indicación, 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.

La temperatura normal de esta agua es ligeramente superior a la del abastecimiento, como consecuencia del calor agregado durante la utilización de las mismas.

5.6 MEDIDA DE LA TEMPERATURA

Las mediciones de la temperatura en el terreno deben incluir tanto las lecturas de temperatura del aire como del agua. Debido a una posible contaminación ambiental en caso de ruptura, no deberán utilizarse termómetros de mercurio. Las temperaturas en el terreno deberán determinarse usando un termistor. Un termistor es un dispositivo eléctrico hecho de un semiconductor sólido que tiene un alto coeficiente de resistividad a alta temperatura. La calibración del termistor deberá verificarse en el laboratorio o la oficina mediante un termómetro de la American Society for Testing and Materials (ASTM). Las lecturas de la temperatura del aire deben hacerse colocando un termistor seco en un



área sombreada protegida contra vientos fuertes, pero abierta a una circulación adecuada de aire. Evitar áreas que pudieran tener calor radiante tal como cerca de paredes metálicas o lados de vehículos. Dejar que el termistor se equilibre 3 a 5 minutos antes de registrar la temperatura. Las temperaturas del agua deben representar la temperatura media de la corriente en el momento de la observación. Un perfil de sección transversal horizontal y vertical determinará la variabilidad, si la hubiere.

Los perfiles de corrientes con temperatura altamente variable deberán tener varias lecturas promediadas para usarlas como la media y esas variaciones deberán documentarse. Las corrientes con temperaturas bastante uniforme (una variación inferior a 2 °C 95 por ciento del tiempo) en general tendrán una medición que puede hacerse y reportarse como la temperatura del caudal. En las corrientes vadeables, pararse de modo que se proyecte una sombra sobre el lugar seleccionado para medir la temperatura. Sostener el termistor por la parte superior y sumergirlo en el agua. Dejarlo estabilizarse durante 1 minuto, como mínimo y después leer y anotar la temperatura con aproximación al 0.1 °C más cercano, sin retirarlo del agua.

Cuando la temperatura no puede medirse en la corriente, deberá medirse en el recipiente utilizado para tomar las muestras de agua. Cuando se mide la temperatura de un recipiente deben satisfacerse las siguientes condiciones:

- El envase debe ser suficientemente largo para permitir una inmersión total del termistor o de la sonda.
- El recipiente debe llevarse a la misma temperatura que el agua antes de llenarse.
- El termistor o la sonda debe colocarse en el recipiente inmediatamente, antes de que cambie la temperatura.
- El recipiente debe estar a resguardo de la luz solar directa y de brisas fuertes antes y durante la medición de temperatura.
- Dejar que el termistor o la sonda de pH se equilibre durante por lo menos un minuto antes de registrar la temperatura.
- Después de hacer estas mediciones, ésta agua deberá descartarse y deberá tomarse otra muestra de agua de las muestras de agua que se envían al laboratorio.

5.7 ESTRATIFICACION TERMICA DE LAGOS Y EMBALSES:

Ya se han dicho que las radiaciones caloríficas actúan sobre las aguas que se encuentran en superficie, calentándolas, por lo tanto disminuyendo su densidad, lo que trae como consecuencia el que tiendan a permanecer en la superficie.

Cuando los lagos o embalses tienen una profundidad menor de 8 m se produce una circulación vertical en todas las estaciones, favorecida por las olas producidas por la acción del viento, lo cual contribuye a una homogenización de la temperatura, por tanto, de la densidad.

En lagos o embalses, de profundidad superiores a los 8 m, la circulación vertical no se produce mas que cuando la temperatura de las capas superiores es de 4°C o muy próxima, lo que trae como consecuencia que la densidad es mayor que la de las capas inferiores.

Esto se realiza fundamentalmente en primavera y otoño.



FIGURA 5.4: Estratificación térmica de un lago

En efecto durante el invierno, el agua del fondo esta en reposo, habiendo alcanzado una temperatura alrededor de los 4°C y siempre como es lógico, con temperaturas que dan su máxima densidad en relación con las capas superficiales. La temperatura de estas últimas podrá ser mayor o menor que 4°C , según las latitudes. Si es mayor que 4°C no habrá estratificación, estando toda la masa de agua a una temperatura sensiblemente uniforme. Cuando la temperatura de las capas superficiales es inferior a 4°C hay estratificación, pudiendo llegar a helarse.

Durante la primavera, conforme se van calentando las capas superiores (si estaban a menos de 4°C), va aumentando su densidad y por tanto se hunden, hasta que se uniformiza la temperatura. Al irse calentando las capas superiores, se van haciendo más ligeras, permaneciendo en reposo las capas inferiores a temperaturas próximas a su máxima densidad.

Cuando la temperatura del aire se enfría, lo que ocurre en otoño vuelven a hacerse más densas las capas superiores hasta que esta densidad es menor que la de las capas inferiores, lo que trae como consecuencia el que se provoque otra circulación vertical: por enfriamientos posteriores, las capas superiores se hacen más ligeras, dando lugar al reposo invernal.



FIGURA 5.5: Glaciares



En los periodos de inmovilidad, las capas superficiales tienen una temperatura sensiblemente igual a la del aire, disminuyendo la influencia de las variaciones de la temperatura de la atmósfera con la profundidad, tendiendo la temperatura de las capas inferiores a un valor constante próximo a 4°C.

Este es el fenómeno más característico de los lagos y embalses, sobre todo en los de la zona templada.

Lagos AMICTICOS son los lagos que no tienen cambios térmicos apreciables entre el exterior y el interior del agua.

Estos lagos tienen una capa de hielo permanente en superficie y en el interior una temperatura constante y baja.

Lagos MONOMICTICOS fríos son lagos cuya temperatura no sobrepasa jamás de los 4°C en las capas superficiales en la estación caliente. En la estación fría tiene una espesa capa de hielo, siendo muy poco el tiempo en que esta capa esta liquida.

Lagos DIMICTICOS son los que presentan dos periodos de estratificación, uno directo en la estación caliente y otro inverso en la estación fría y dos periodos de circulación entre los periodos de estratificación. Estos son los que se encuentran en nuestras latitudes.

Lagos MONOMICTICOS calientes, en los que la temperatura no desciende ni en superficie ni con detenimiento, por debajo de los 4°C, no teniendo mas que un periodo de estratificación directa en verano y un periodo de circulación en la estación fría.

Lagos OLIGOMICTICOS son los que tienen el agua siempre caliente a todas profundidades, siendo los periodos de circulación muy raros y sin mucha importancia. Estos son los lagos de tipo tropical.

Lagos POLIMICTICOS son los que tienen una temperatura relativamente baja en todas las profundidades, pero siempre por encima de los 4°C presentando numerosos periodos de circulación. Estos lagos se encuentran en las regiones intertropicales.

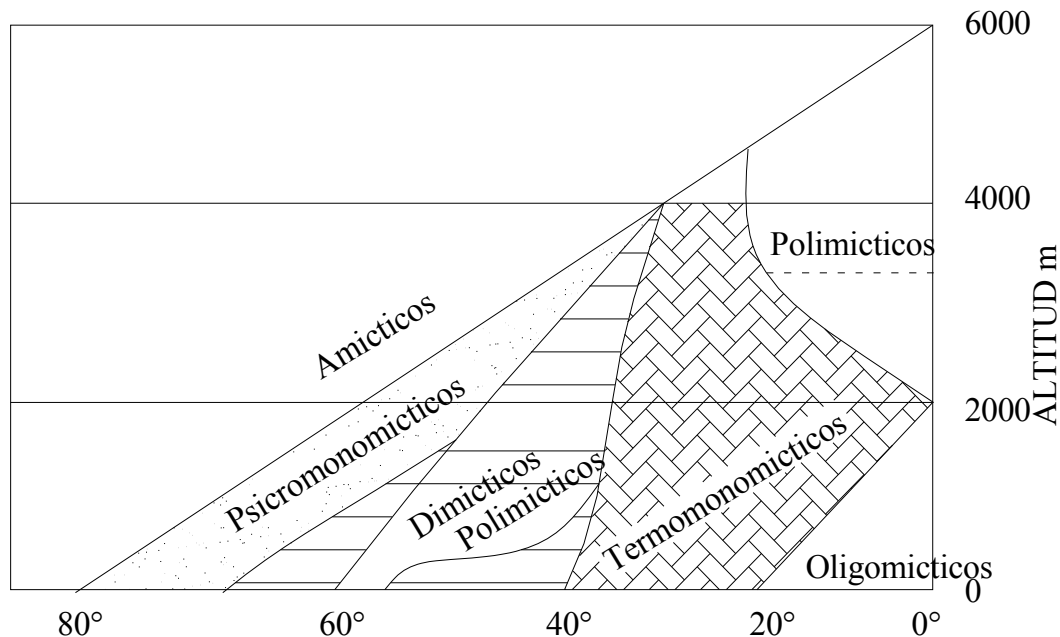


FIGURA 5.6: Repartición de los tipos de lagos con relación a las coordenadas de latitud

En la anterior figura se presenta la repartición de estos tipos de lagos en la superficie de la tierra, en función del clima, la latitud y la altitud.

WIPPLE distingue en los tipos anteriores los siguientes ordenes:

- Lagos de primer orden, en donde la temperatura con detenimiento esta siempre próxima a 4°C.
- Lagos de segundo orden, en donde la temperatura en profundidad varia ampliamente alrededor de los 4°C.
- Lagos de tercer orden, en donde no es acusada la estratificación térmica.

5.8 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1.- QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente



- 2.- http://www.digesa.minsa.gob.pe/gesta_agua1.asp
- 3.- http://www.ambientum.com/enciclopedia/aguas/2.01.18.41_1r.html
- 4.- http://pubs.usgs.gov/of/2000/ofr00-213/manual_sp/prepare.html#pH



CAPITULO N° 6

pH EN LAS AGUAS

6.1 ORIGEN DEL pH EN LAS AGUAS

El origen del pH en las aguas puede ser natural o artificial.

Como causa natural encontramos en primer lugar el ácido carbónico disuelto, el cual se forma como consecuencia de la disolución del anhídrido carbónico de la atmósfera y, más fundamentalmente, del que se encuentra en la zona de infiltración de la tierra producido por la respiración de los organismos vivos.

En este caso el pH del agua depende del contenido de ácido carbónico en relación con la mineralización total de la misma.

El ácido sulfúrico se encuentra en las aguas como causa natural, cuando éstas atraviesan terrenos de piritas o rocas volcánicas, siendo más rara la presencia de ácido clorhídrico y mucho más aún la de ácido sulfhídrico, ya que éste es inestable al aire, oxidándose.

Los ácidos orgánicos entre los que tenemos los ácidos húmicos, son también frecuentes en las aguas; estos últimos deben su origen fundamentalmente al mantillo de los bosques, el cual es lavado por el agua de escorrentía. La hidrólisis es uno de los fenómenos que producen reacción básica o ácida en las aguas.

Entre los constituyentes básicos, se encuentra fundamentalmente el carbonato cálcico.

Este compuesto condiciona el pH del agua a causa de que es capaz de reaccionar con el CO₂ disuelto para formar el bicarbonato de calcio soluble produciendo un sistema tampón.

Por lo que respecta a la polución industrial, el pH del agua puede variar como consecuencia de vertidos de determinadas industrias.

En general pueden tener acidez mineral las aguas de minas, aguas superficiales solucionadas con desechos industriales o aguas subterráneas igualmente polucionadas.



Algunas aguas de minas pueden tener reacción básica, como consecuencia de su contenido en bicarbonato cálcico y magnésico.

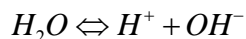
El pH influye igualmente en el control de los tratamientos químicos que se dan al agua cruda, agua de alimentación de calderas, aguas negras, etc.

6.2 pH

El pH es un indicador de la acidez de una sustancia. Está determinado por el número de iones libres de hidrógeno (H^+) en una sustancia. La acidez es una de las propiedades más importantes del agua. El agua disuelve casi todos los iones. El pH sirve como un indicador que compara algunos de los iones más solubles en agua.

El pH del agua puede variar entre 0 y 14. Cuando el pH de una sustancia es mayor de 7, es una sustancia básica. Cuando el pH de una sustancia está por debajo de 7, es una sustancia ácida. Cuanto más se aleje el pH por encima o por debajo de 7, más básica o ácida será la solución.

Se ha dicho que las moléculas de agua están parcialmente disociadas en iones H^+ e iones OH^-



Los iones hidrógeno no existen en solución, sino que nada más formarse se unen a una molécula de agua por medio de un puente de hidrógeno, para formar el ión hidroxonio H_3O^+ o sea

se tiene:



A la ecuación anterior se puede aplicar la Ley de Acción de Masas (para no alargar esta breve exposición, prescindimos de la consideración de las actividades, que por otra parte se pueden encontrar tratadas extensamente en los libros de Química).

$$K_w = \frac{\langle H_3O^+ \rangle \times \langle OH^- \rangle}{(H_2O)}$$

Siendo K_w una constante que depende de la temperatura.

Ahora bien, la concentración de los iones $[H_3O^+]$ y $[OH^-]$ es muy pequeña con relación al agua sin disociar, por lo que se puede considerar que $[H_3O^+][OH^-] = \text{constante} = K_{H_2O}$

El número de iones $[H_3O^+]$ es igual al de iones $[OH^-]$ en un agua neutra, y como para K_{H_2O} se ha encontrado un valor de $K_{H_2O} = 1.008 \times 10^{-14}$ a 25°C , tenemos que hay en un agua neutra 10^{-7} iones hidronio e igual número de iones hidroxilo. Desde SOERENSEN se utiliza la notación de pH para expresar la concentración de iones hidronio, o sea la acidez y se define como el cologaritmo de la concentración de iones hidroxonio:

$$\text{pH} = \text{colog} [H_3O^+]$$

y en el agua pura a 25°C tenemos: $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ iones H^+ /litro, o sea que:

$\text{pH} = 7$ tenemos un medio neutro

$\text{pH} < 7$ medio ácido

$\text{pH} > 7$ medio básico

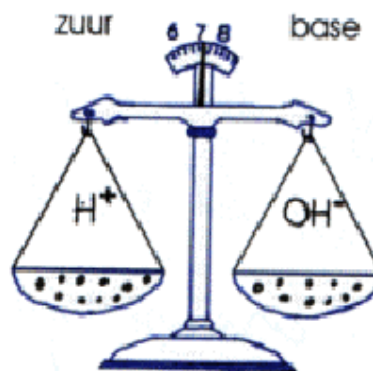


TABLA 6.1: Mediciones de pH en algunas aguas de ríos de Cochabamba

Localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Clima	Caudal (l/s)	Apariencia	pH
			punto	fecha	hora					
Río Tucumá	Septiembre	Campero	Vertiente	18-Sep-90	09:50	20.000	Soleado	0.250	Clara	6.300
	Octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	10:00	20.000	Nublado	-	Clara	7.200
	Noviembre	Campero	Vertiente	22-Nov-90	12:40	21.500	Nublado	0.400	Turbia	6.320
	Diciembre	Campero	Vertiente	10-Dic-90	11:50	20.700	Soleado	0.750	Turbia	6.600
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	15:25	20.200	Nublado	1.000	Turbia	6.060
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	12:00	20.200	Nublado	1.000	Clara	5.120
	Marzo	Campero	Vertiente	1-Mar-91	13:30	22.200	Soleado	1.000	Clara	5.000
	Abril	Campero	Vertiente	1-Abr-91	11:30	20.000	Soleado	1.000	Clara	5.070



	Mayo	Campero	Vertiente	3-May-91	12:50	20.200	Soleado	1.000	Clara	5.390
Río Huerta Mayu	Septiembre	Campero	Gal Filtrante	18-Sep-90	17:45	18.500	Soleado	12.500	Cristalina	7.400
	Octubre	Campero	Gal Filtrante	20-Oct-90	11:30	18.500	Nublado	-	Cristalina	7.900
	Noviembre	Campero	Gal Filtrante	22-Nov-90	09:45	20.100	Soleado	15.000	Cristalina	7.500
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	18:00	20.000	Lluvioso	16.000	Cristalina	7.750
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	16:45	21.600	Soleado	12.600	Cristalina	7.410
	Julio	Campero	Vertiente	3-Jul-91	12:37	13.500	Soleado	12.000	Cristalina	7.290
	Agosto	Campero	Vertiente	7-Ago-91	12:45	15.400	Soleado	12.000	Cristalina	7.520
Aguada Mayu (NP)	Abril	Campero	Tanque red	3-Abr-91	09:30	22.200	Nublado	-	Clara	7.530
	Mayo	Campero	Tanque red	5-May-91	15:00	24.200	Soleado	-	Cristalina	6.940
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	15:45	22.100	Soleado	0.077	Cristalina	6.970
	Julio	Campero	Tanque red	7-Jul-91	09:00	21.000	Soleado	0.074	Cristalina	7.500
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	08:25	17.800	Soleado	0.070	Cristalina	7.740
Quebrada Rumi Aguada	Septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-90	10:00	23.000	Soleado	0.110	Clara	7.600
	Octubre	Campero	Vertiente	19-Oct-90	11:30	20.000	Nublado	-	Clara	8.000
	Julio	Campero	Vertiente	7-Jul-91	10:10	19.000	Soleado	0.125	Clara	8.100
	Agosto	Campero	Vertiente	4-Ago-91	09:35	17.800	Soleado	0.125	Clara	7.850
Suero Mayu	Marzo	Campero	Grifo red	5-Mar-91	19:00	22.700	Nublado	-	Cristalina	7.600
	Abril	Campero	Vertiente	4-Abr-91	09:45	20.400	Nublado	0.300	Cristalina	6.990
	Mayo	Campero	Grifo red	5-May-91	16:25	20.700	Soleado	-	Cristalina	6.960
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	14:25	21.400	Soleado	0.280	Cristalina	7.080
	Julio	Campero	Grifo red	7-Jul-91	11:10	20.500	Soleado	-	Cristalina	7.600
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	10:40	15.000	Soleado	0.250	Cristalina	7.250
Chillijchi	Mayo	Campero	Grifo red	5-May-91	17:25	23.300	Nublado	-	Cristalina	6.000
	Junio	Campero	Grifo red	1-Jun-91	16:45	21.900	Soleado	0.120	Cristalina	5.220
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	13:14	18.200	Soleado	-	Cristalina	6.600
	Agosto	Campero	Grifo red	2-Ago-91	16:05	19.200	Soleado	0.110	Cristalina	6.600
Trampas	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	12:15	19.500	Nublado	0.100	Clara	8.000
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	12:20	19.200	Soleado	-	Clara	7.900
	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	12:35	19.500	Soleado	0.025	Cristalina	7.650
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:15	20.200	Soleado	0.020	Cristalina	8.080
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	12:31	17.000	Soleado	0.018	Cristalina	8.180
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	13:40	19.000	Soleado	0.015	Cristalina	8.140



Cercado	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	11:35	25.000	Soleado	++	Clara	7.300
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	11:15	19.400	Nublado	++	Clara	8.100
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	14:10	21.400	Soleado	++	Turbia	7.950
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	12:25	25.000	Soleado	++	Clara	8.070
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	19:50	22.500	Nublado	++	Clara	7.670
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	11:00	22.300	Nublado	++	Cristalina	8.380

Fuente: (C.A.S.A.)

6.3 IMPORTANCIA SANITARIA

6.3.1 INFLUENCIA DEL pH EN LAS AGUAS

El valor del pH del agua tiene influencia en muchas reacciones que se realizan en el seno de la misma.

Un agua con pH menor que 6.0 será fuertemente agresiva o corrosiva para los metales. Al aumentar las concentraciones de hidrógeno aumenta el poder corrosivo sobre el metal, acelerándose la descarga del ión hidrógeno para formar hidrógeno atómico.

La velocidad de esta reacción está regulada por la velocidad de la reacción inversa, o sea la de la oxidación que se produce sobre el hidrógeno depositado, y la velocidad de desprendimiento.

6.3.2 DETERMINACIÓN DEL pH

La determinación del pH debe hacerse “in situ”, inmediatamente después de haberse recogido la muestra, existen grandes variaciones en el transcurso del tiempo debidas a diversas causas, entre las cuales se encuentran:

- Presencia de una sobresaturación de anhídrido carbónico como consecuencia de la respiración de las plantas presentes en el agua
- Influencia del anhídrido carbónico de la atmósfera
- Reacciones químicas en el seno del agua, etc.
- En la época en que los embalses presentan estratificación, se puede observar una variación en profundidad de los valores del pH.

6.4 DETERMINACIÓN POTENCIOMÉTRICA DEL pH

El fundamento de la determinación potenciométrica del pH es el siguiente:

Se tiene una pila de concentración con dos elementos, se puede relacionar matemáticamente el potencial de esta pila con la razón de las diferentes concentraciones iónicas. En efecto, en un elemento se verificara que el trabajo eléctrico para pasar un ión del metal a la disolución es:

$$T = nFdE \text{ y el absorbido por el liquido}$$

$$T = Vd\pi$$

$n = n^\circ$ de electrones
metálicos

π = Presión osmótica de los iones

F = Faraday

V = Volumen de la disolución

Igualando lo anterior se tiene:

$$nFdE = Vd\pi ; \text{ de donde } dE = \frac{Vd\pi}{nF} \quad (1)$$

Si la solución anterior se considera como una solución ideal, se puede aplicar a la misma, la ley de los gases perfectos y se tendrá:

$$V\pi = RT \text{ de donde } V = \frac{RT}{\pi}$$

Sustituyendo este valor de V en (1) tenemos:

$$dE = dE = \frac{RTd\pi}{\pi Fn} = \frac{RTd\pi}{nF\pi} \quad E = \frac{RT}{nF} \ln \pi + K$$

En el otro elemento, por un razonamiento análogo obtenemos:

$$E' = \frac{RT}{nF} \ln \pi' + K$$

Por lo que la f.e.m. de la pila, constituida por estos dos elementos será:

$$f.e.m. = E - E' = \frac{RT}{nF} (l_a \pi - l_a \pi') = \frac{RT}{nF} l_a \frac{\pi}{\pi'} = \frac{RT}{nF} l_a \frac{C}{C'}$$

Ya que las relaciones de las presiones osmóticas son iguales a las de las concentraciones.

Finalmente:

$$f.e.m. = 2.3 \frac{RT}{nF} \log \frac{C}{C'}$$

sustituyendo R y F por su valor (R constante general de los gases y F Faraday por lo que $(\frac{2.3R}{F} \cong 0.0002)$), tenemos:

$$f.e.m. = E - E' = 0.0002T \log \frac{C}{C'}$$

si los dos elementos son de hidrogeno tenemos:

$$f.e.m. = E - E' = 0.0002T \log \frac{H^-}{H^+}$$

y si uno de los elementos es de una disolución normal de hidrogeno, es decir, que tiene un ión gramo de H^+ por litro tenemos:

$$E - E' = 0.0002 \times T \log \left(\frac{1}{H^+} \right)$$

Y por ultimo tenemos:

$$pH = \log \left(\frac{1}{(H^+)} \right) = \frac{E - E'}{0.0002T}$$

De donde se deduce que el valor del pH se obtiene dividiendo la diferencia de potencial entre los dos electrodos de una pila de concentración por un factor dependiente de la temperatura.

El pH también varía con la temperatura. Esta variación se expresa en la tabla 6.2

Tabla 6.2: variación del pH y del Kw

T °C	Kw	pH
0	0.113×10^{-14}	7.47
5	0.185×10^{-14}	7.37
10	0.292×10^{-14}	7.27
15	0.450×10^{-14}	7.17
20	0.681×10^{-14}	7.80
25	1.008×10^{-14}	7.00
30	1.468×10^{-14}	6.92
35	2.089×10^{-14}	6.84
40	2.917×10^{-14}	6.77

Fuente: (C.A.S.A.)

En el siguiente cuadro podemos ver la medida del pH usando papel tornasol:

CUADRO 6.1: Valores del pH

<i>Algunos valores comunes del pH</i>	
Sustancia/Disolución	PH
Disolución de <u>HCl</u> 1 M	0
<u>Jugo gástrico</u>	1,5
Zumo de <u>limón</u>	2,4
Refresco de <u>cola</u>	2,5
<u>Vinagre</u>	2,9
Zumo de <u>naranja</u> o <u>manzana</u>	3
<u>Cerveza</u>	4,5
<u>Café</u>	5,0
<u>Té</u>	5,5
<u>Lluvia ácida</u>	< 5,6
<u>Saliva</u> (pacientes con <u>cáncer</u>)	4,5-5,7
<u>Leche</u>	6,5
<u>Agua pura</u>	7,0
<u>Saliva humana</u>	6,5-7,4
<u>Sangre</u>	7,35 – 7,45



<u>Orina</u>	8,0
<u>Agua de mar</u>	8,0
<u>Jabón de manos</u>	9,0 – 10,0
<u>Amoníaco</u>	11,5
<u>Hipoclorito de sodio</u>	12,5
<u>Hidróxido sódico</u>	13,5

6.5 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente

2. - [http: //www.lenntech.com/espanol/TDSyconductividad](http://www.lenntech.com/espanol/TDSyconductividad)

3. - [http: //www.lenntech.com/home.htm](http://www.lenntech.com/home.htm)"

4. - [http: //arturobola.tripod.com/conducti.htm](http://arturobola.tripod.com/conducti.htm)" \l

5. - [http: //es.wikipedia.org/wiki/Conductividad](http://es.wikipedia.org/wiki/Conductividad)

CAPITULO N°7

ACIDEZ

7.1 ORIGEN

Agua que contiene una cantidad de sustancias ácidas que hacen al pH estar por debajo de 7,0.

La acidez en un agua es causada por el dióxido de carbono y/o ácidos minerales fuertes. El CO₂ se encuentra normalmente en un agua por absorción de la atmósfera o de la bio-oxidación de la materia orgánica. Debe controlarse por su carácter corrosivo si se usan tratamientos.

Una forma de expresar el carácter ácido o básico de una disolución es mediante el pH de la misma.

Se define el pH como: $\text{pH} = -\log c(\text{H}_3\text{O}^+)$ y $\text{pOH} = -\log c(\text{OH}^-)$.

Es fácil deducir que: $\text{pH} + \text{pOH} = 14$

Resumiendo:

Si	$c(\text{H}_3\text{O}^+)$	pH	medio
$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-)$	$= 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	$= 7$	neutro
$c(\text{H}_3\text{O}^+) > c(\text{OH}^-)$	$> 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	< 7	ácido
$c(\text{H}_3\text{O}^+) < c(\text{OH}^-)$	$< 1 \cdot 10^{-7} \text{ mol.L}^{-1}$	> 7	básico

Fuente: .- http://www.fq.uh.cu/dpto/qg/geografia/practica_agua%20.doc

El agua que se encuentra en la naturaleza no es pura, pues contiene gases y sales disueltas, por lo tanto su $\text{pH} \neq 7$.

Así por ejemplo la presencia de CO₂ disuelto en el agua hace que la misma sea ligeramente ácida.



La presencia de aniones disueltos en el agua como el HCO₃⁻ y el CO₃²⁻, le proporciona un carácter básico a la disolución.



El anhídrido carbónico disuelto en el agua tiene su origen fundamentalmente en el suelo agrícola y en la misma agua, ya que en la atmósfera la presión parcial que tiene es de 0.0003 a 0.0004 atmósferas, como ya hemos visto, y sin embargo en el suelo agrícola va de 0.001 a 0.1 atmósferas, lo que permite una disolución mayor, según se comprueba en el cuadro 7.2 donde se adquiere a 10 °C y a 20 °C.

CUADRO 7.2: Disolución del anhídrido carbónico.

PRESION PARCIAL	CO ₂ DISUELTO	
	10°C	20°C
0,00033 Atm.	0,76 mg/l	0,56 mg/l
0,00044 Atm.	1,02 mg/l	0,73 mg/l
0,001 Atm.	2,3 mg/l	1,7 mg/l
0,1 Atm	232,0 mg/l	169,0 mg/l

Fuente: Catalán La Fuente

El CO₂ es muy poco soluble en agua, dependiendo dicha solubilidad de la presión parcial que el mismo ejerza. Esta solubilidad viene expresada por la ecuación:

$$C = k \times P$$

Siendo:

C = la concentración del gas en mg/l.

P = la presión parcial del gas.

k = un factor de proporcionalidad que depende del mismo gas (Ley de HENRY).

Los valores de k podemos encontrar en el cuadro 9.2.

CUADRO 7.3: Valores de k para el anhídrido carbónico

T (°C)	0	2	4	6	8	10	12	14	16	18	20
K	3347	3091	2872	2681	2494	2319	2166	2033	1904	1789	1689

Fuente: Catalán La Fuente

Así la solubilidad del anhídrido carbónico para una presión parcial de 0.00033 atmósferas (0.033%) a 10°C será:

$$C = 2319 \times 0.00033 = 0.76 \text{ mg/l}$$

Y para 0.1 atmósferas a 10°C será:

$$C = 2319 \times 0.1 = 232 \text{ mg/l}$$

La mayoría del anhídrido carbónico del suelo agrícola y el que se forma en el agua, tiene su origen en la respiración de los organismos y microorganismos vivientes, y en la descomposición de la materia orgánica. En el agua, concretamente sobre todo en los lagos y embalses como consecuencia de que no se realiza la función clorofílica en las noches por la falta de luz, hay un incremento de anhídrido carbónico durante estas horas.

Las principales fuentes de anhídrido carbónico en un medio acuático son:

- *Las aguas de lluvia*, que aportan el anhídrido carbónico que disolvieron en la atmósfera.
- *Los carbonatos del suelo*, al disolverse por la acción de los ácidos.
- *La descomposición anaerobia*, de los hidratos de carbono.
- *La respiración de los organismos*.

7.2 CICLO DEL CARBONO

El carbono es un elemento básico en la formación de las moléculas de carbohidratos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos, pues todas las moléculas orgánicas están formadas por cadenas de carbonos enlazados entre sí.

La reserva fundamental de carbono, en moléculas de CO_2 que los seres vivos puedan asimilar, es la atmósfera y la hidrosfera. Este gas está en la atmósfera en una concentración de más del 0,03% y cada año aproximadamente un 5% de estas reservas de CO_2 , se consumen en los procesos de fotosíntesis, es decir que todo el anhídrido carbónico se renueva en la atmósfera cada 20 años.

La vuelta de CO_2 a la atmósfera se hace cuando en la respiración los seres vivos oxidan los alimentos produciendo CO_2 . En el conjunto de la biosfera la mayor parte de la respiración la hacen las raíces de las plantas y los organismos del suelo y no, como podría parecer, los animales más visibles.

Los seres vivos acuáticos toman el CO_2 del agua. La solubilidad de este gas en el agua es muy superior a la de otros gases, como el O_2 o el N_2 , porque reacciona con el agua formando ácido carbónico. En los ecosistemas marinos algunos organismos convierten parte del CO_2 que toman en CaCO_3 que necesitan para formar sus conchas, caparazones o masas rocosas en el caso de los arrecifes. Cuando estos organismos mueren sus caparazones se depositan en el fondo formando rocas sedimentarias calizas en el que el C queda retirado del ciclo durante miles y millones de años. Este C volverá lentamente al ciclo cuando se van disolviendo las rocas.

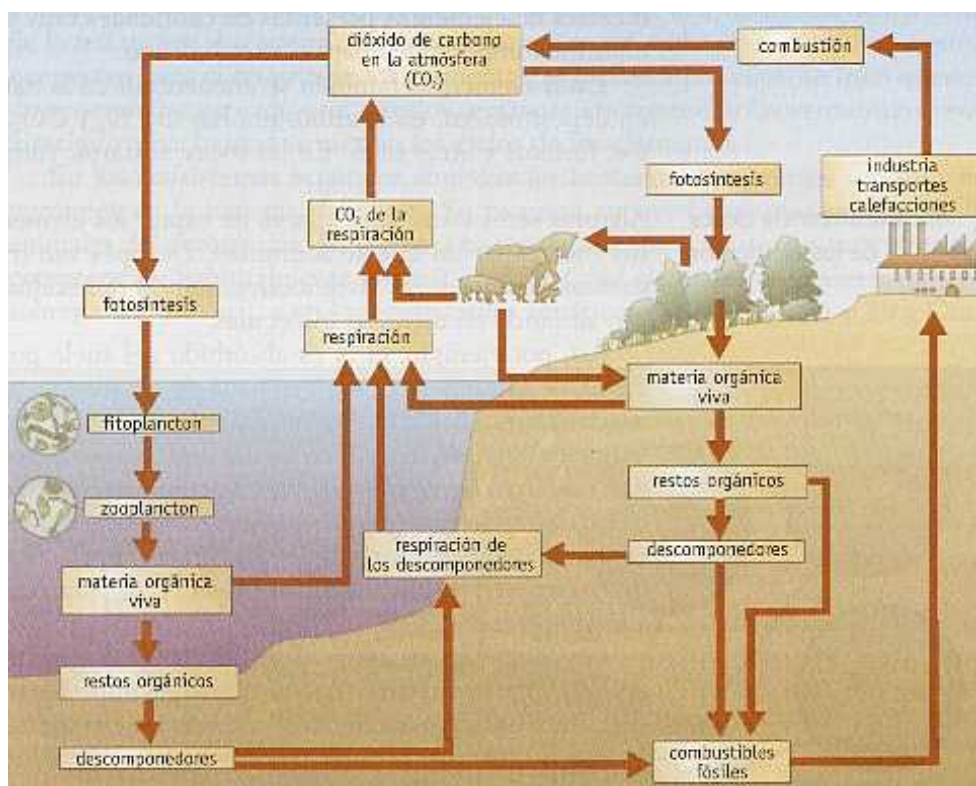


FIGURA 7.1: El Ciclo del Carbono.

El anhídrido carbónico disuelto en el agua y los diversos compuestos que forma en la misma, juegan un papel muy importante en la química del agua, siendo fundamental el conocimiento de su repartición entre los distintos compuestos para poder interpretar las propiedades de sus disoluciones.

7.3 SIGNIFICADO SANITARIO

Las aguas de lluvia están muy cargadas de CO_2 , principalmente después de una lluvia breve llegando a tener hasta 50 mg/l, lo que hace que, como estas aguas están muy poco mineralizadas, sean muy agresivas.

La lluvia ácida huele, se ve y se siente igual que la lluvia normal, y se podría decir que podemos bañarnos con ella sin sentir un efecto inmediato especial. El daño que produce a las personas no es directo, es más inmediato el efecto de los contaminantes que producen esta lluvia y que llegan al organismo cuando éste los respira, afectando su salud.

Casi todas las construcciones que hace el hombre como edificios, monumentos y maquinaria son corroídos por exposición prolongada a ácidos diluidos, sin embargo, sus efectos a largo plazo sobre la naturaleza son más importantes. El incremento de ácidos en el suelo acelera la velocidad de lixiviación de los nutrientes vitales como el calcio, para las plantas y la vida acuática (afecta el desarrollo de los huevos de los peces).

Los efectos de la lluvia ácida en medios acuáticos (lagos, ríos, estanques) son más evidentes, toda vez que los organismos que en ellos habitan son más vulnerables a las variaciones de pH.

CUADRO 7.1: El Ciclo del Carbono.

ORGANISMO	LÍMITE QUE SOPORTA (pH)
trucha	5.0
perca	4.5
rana	4.0
salamandra	5.0
lombriz	6.0
mosca	5.5
acocil	6.0

Fuente: SECRETARÍA DEL MEDIO AMBIENTE DEL D.F. <http://www.sma.df.gob.mx/>

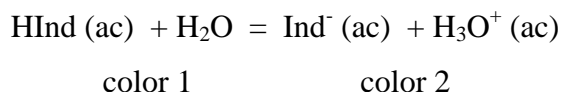
Los organismos adultos pueden ser mucho más resistentes a la acidez, no obstante, cuando los huevos o los jóvenes son afectados por ella, o cuando el alimento natural que los sostiene es abatido por la acidez, los adultos se debilitan o la población merma y puede llegar a desaparecer.

7.4 MEDICION DE LA ACIDEZ, LABORATORIO

La acidez de una disolución dependerá de la extensión de la disociación del ácido disuelto.

La acidez real o efectiva depende sólo de la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ y se determina mediante indicadores ácido – base o medidores de pH (pHmetro).

Los indicadores ácido – base son ácidos o bases orgánicos débiles que se caracterizan porque sus especies conjugadas disociadas tienen un color diferente al de las especies no disociadas.



Evidentemente este equilibrio se verá afectado por la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ que presente la disolución donde se añade el indicador.

Cuando la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ de la disolución es tal que:

$\frac{c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})} > 10$ se observa el color correspondiente a la forma Ind^- , o sea el color 2.

Si por el contrario, la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ de la disolución es tal que:

$\frac{c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})} < 0,1$ se observa el color 1.

Si $0,1 < \frac{c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})} < 10$ se observa un color intermedio entre 1 y 2 a ese intervalo de pH, donde

esto ocurre, se le llama **zona de viraje del indicador** y corresponde a un valor de $\text{pH} = \text{pK}_{\text{Hind}} \pm 1$.

Ejemplo:

Indicador		Zona de viraje	
tornasol	rojo	4,5 – 8,3	azul
rojo neutro	rojo	6,8 – 8,0	amarillo

Con un indicador ácido base se puede determinar el pH aproximado de una disolución. Así, por ejemplo si una disolución toma color rojo, cuando se le añaden gotas de rojo neutro, sólo se podrá afirmar que su $\text{pH} < 6,8$. Si se utilizan varios indicadores se puede precisar más este valor. Por ejemplo si a otra porción de esa disolución se le añaden gotas de tornasol y toma color violáceo, esto quiere decir que el pH está dentro de la zona de viraje. Como resultado de las dos observaciones se puede concluir que el pH de la disolución está entre 4,5 – 6,8.

El pH de una disolución puede ser medido con mayor exactitud usando un pHmetro, un aparato electrónico, que consta de un electrodo que se introduce en la disolución de pH desconocida. En líneas generales, el funcionamiento del pHmetro se basa en que el electrodo contiene una disolución ácida encerrada en una membrana de vidrio especial que permite la migración de los iones H_3O^+ . Si la disolución desconocida tiene un pH diferente a la disolución dentro del electrodo, se establece una diferencia de potencial, la cual se registra en la escala de pH que presenta el equipo. El pHmetro permite medir el pH con una precisión de 2 cifras decimales.

La acidez total o analítica considera la concentración total de ácido, incluye a la concentración de los iones y a la de las moléculas sin disociar y se determina por análisis volumétrico.

El análisis volumétrico es una técnica analítica, mediante la cual se puede determinar la concentración de una disolución (denominada problema), conociendo la concentración de otra disolución (denominada patrón) y los volúmenes de ambas que reaccionan.

Las valoraciones ácido – base son un ejemplo del análisis volumétrico. En las mismas es muy importante determinar el punto de equivalencia o estequiométrico, que es cuando se ha añadido disolución patrón para que reaccione exactamente con la cantidad de disolución problema o viceversa.

Este punto es frecuentemente marcado por un cambio de color que experimente un indicador ácido – base, que se añade al sistema y se denomina punto final de la valoración. Se debe escoger un indicador de modo tal que el punto final de la valoración coincida lo más posible al punto estequiométrico.

También será muy importante en el análisis volumétrico, la precisión de los instrumentos con los que se miden los volúmenes de las disoluciones, utilizándose para ello pipetas y buretas.

Para el cálculo de la concentración de la disolución problema se utiliza la ecuación de la ley fundamental de la volumetría.

$$c(X/z^*)_{\text{prob.}} \cdot V(D)_{\text{prob}} = c(X/z^*)_{\text{patrón}} \cdot V(D)_{\text{patrón}}$$

Recuerde que si el número de equivalencia $z^* = 1$ $c(X/z^*) = c(X)$

Técnica operatoria

- Anote la clave de la muestra de agua entregada.
- Determinación de acidez real
 1. Tome 4 tubos de ensayos y en cada uno añada 5 mL de agua.
 2. En uno de ellos introduzca una tira de papel universal de pH. Anote el color.
 3. En los otros añada en cada uno 2 o 3 gotas de un indicador diferente. Anote los colores observados.

4. En un vaso de precipitado de 25 mL añada 20 mL de agua y mida el pH en el pHmetro. Anote el valor.

➤ Determinación de acidez total.

1. Tome 3 erlemeyer y añada a cada uno 50 mL de la muestra de agua medida con bureta. Añada 1 gota de disolución de tiosulfato de sodio para eliminar el dicloro libre.
2. Añada a cada uno 2 o 3 gotas de metil naranja.
3. Valore con disolución patrón de ácido clorhídrico hasta que observe el primer cambio de color. Anote el volumen de ácido consumido en cada valoración.

Autopreparación.

1. Estudie lo referente a:

- Concepto de pH. Determinación experimental del mismo. Fundamento y precisión del pHmetro.
 - Acidez real y total.
 - Indicadores ácido- base. Aplicaciones.
 - Análisis volumétrico. Valoraciones ácido- base.
 - Buretas y pipetas. Usos.
2. Informe previo.
- Anotar colores y zona de viraje para los indicadores: fenoftaleína, metil naranja y bromotimol azul.
 - Plantear la ley de la volumetría para la valoración a realizar en la práctica.
 - Buscar la toxicidad y peligrosidad del HCl (ac) y las medidas de seguridad a tener en cuenta.

Informe final

Práctica de Laboratorio. Determinación de la acidez del agua.

1. Determinación de la acidez real.

Indicador	Color	pH aproximado
Fenolftaleína		
Metil naranja		
Bromotimol azul		
Papel Universal		



Muestra de agua	-----	
-----------------	-------	--

Medición de pH en el pHmetro: _____

Haga un análisis de cual de los dos métodos usados es más exacto para determinar la acidez real de una muestra.

Cálculo de $c(\text{OH}^-)$

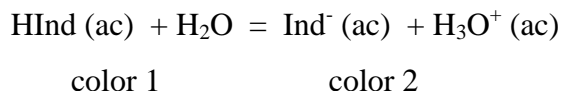
2. Determinación de la acidez total.

Concentración de la disolución patrón.		$c(\text{HCl}) =$	
Volumen de muestra usada		$V(\text{muestra}) =$	
Volumen de	Valoración 1	Valoración 2	Valoración 3
HCl(ac) consumido			
Volumen de HCl(ac) promedio		$V(D)_{\text{HCl}} =$	

La acidez de una disolución dependerá de la extensión de la disociación del ácido disuelto.

La acidez real o efectiva depende sólo de la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ y se determina mediante indicadores ácido – base o medidores de pH (pHmetro).

Los indicadores ácido – base son ácidos o bases orgánicos débiles que se caracterizan porque sus especies conjugadas disociadas tienen un color diferente al de las especies no disociadas.



Evidentemente este equilibrio se verá afectado por la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ que presente la disolución donde se añade el indicador.

Cuando la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ de la disolución es tal que:

$\frac{c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})} > 10$ se observa el color correspondiente a la forma Ind^- , o sea el color 2.

Si por el contrario, la $c(\text{H}_3\text{O}^+)$ de la disolución es tal que:

$\frac{c(\text{Ind}^-)}{c(\text{HInd})} < 0,1$ se observa el color 1.

Si $0,1 < \frac{c(Ind^-)}{c(HInd)} < 10$ se observa un color intermedio entre 1 y 2 a ese intervalo de pH, donde

esto ocurre, se le llama **zona de viraje del indicador** y corresponde a un valor de $pH = pK_{Hind} \pm 1$.

Ejemplo:

Indicador		Zona de viraje	
tornasol	rojo	4,5 – 8,3	azul
rojo neutro	rojo	6,8 – 8,0	amarillo

Con un indicador ácido base se puede determinar el pH aproximado de una disolución. Así, por ejemplo si una disolución toma color rojo, cuando se le añaden gotas de rojo neutro, sólo se podrá afirmar que su $pH < 6,8$. Si se utilizan varios indicadores se puede precisar más este valor. Por ejemplo si a otra porción de esa disolución se le añaden gotas de tornasol y toma color violáceo, esto quiere decir que el pH está dentro de la zona de viraje. Como resultado de las dos observaciones se puede concluir que el pH de la disolución está entre 4,5 – 6,8.

El pH de una disolución puede ser medido con mayor exactitud usando un **pHmetro**, un aparato electrónico, que consta de un electrodo que se introduce en la disolución de pH desconocida. En líneas generales, el funcionamiento del pHmetro se basa en que el electrodo contiene una disolución ácida encerrada en una membrana de vidrio especial que permite la migración de los iones H_3O^+ . Si la disolución desconocida tiene un pH diferente a la disolución dentro del electrodo, se establece una diferencia de potencial, la cual se registra en la escala de pH que presenta el equipo. El pHmetro permite medir el pH con una precisión de 2 cifras decimales.

La acidez total o analítica considera la concentración total de ácido, incluye a la concentración de los iones y a la de las moléculas sin disociar y se determina por análisis volumétrico.

El análisis volumétrico es una técnica analítica, mediante la cual se puede determinar la concentración de una disolución (denominada problema), conocidas la concentración de otra disolución (denominada patrón) y los volúmenes de ambas que reaccionan.

Las valoraciones ácido – base son un ejemplo del análisis volumétrico. En las mismas es muy importante determinar el punto de equivalencia o estequiométrico, que es cuando se ha añadido solución patrón para que reaccione exactamente con la cantidad de disolución problema o viceversa.

Este punto es frecuentemente marcado por un cambio de color que experimente un indicador ácido – base, que se añade al sistema y se denomina punto final de la valoración. Se debe escoger un indicador de modo tal que el punto final de la valoración coincida lo más posible al punto estequiométrico.

También será muy importante en el análisis volumétrico, la precisión de los instrumentos con los que se miden los volúmenes de las disoluciones, utilizándose para ello pipetas y buretas. Para el cálculo de la concentración de la disolución problema se utiliza la ecuación de la ley fundamental de la volumetría.

$$c(X/z^*)_{\text{prob}} \cdot V(D)_{\text{prob}} = c(X/z^*)_{\text{patrón}} \cdot V(D)_{\text{patrón}}$$

Recuerde que si el número de equivalencia $z^* = 1$ $c(X/z^*) = c(X)$

Técnica operatoria

- Anote la clave de la muestra de agua entregada.
- Determinación de acidez real
 1. Tome 4 tubos de ensayos y en cada uno añada 5 mL de agua.
 2. En uno de ellos introduzca una tira de papel universal de pH. Anote el color.
 3. En los otros añada en cada uno 2 o 3 gotas de un indicador diferente. Anote los colores observados.
 4. En un vaso de precipitado de 25 mL añada 20 mL de agua y mida el pH en el pHmetro. Anote el valor.
- Determinación de acidez total.
 4. Tome 3 erlemeyer y añada a cada uno 50 mL de la muestra de agua medida con bureta. Añada 1 gota de disolución de tiosulfato de sodio para eliminar el dicloro libre.
 5. Añada a cada uno 2 o 3 gotas de metil naranja.
 6. Valore con disolución patrón de ácido clorhídrico hasta que observe el primer cambio de color. Anote el volumen de ácido consumido en cada valoración.

Autopreparación.

3. Estudie lo referente a:
 - ❖ Concepto de pH. Determinación experimental del mismo. Fundamento y precisión del pHmetro.
 - ❖ Acidez real y total.



- ❖ Indicadores ácido- base. Aplicaciones.
 - ❖ Análisis volumétrico. Valoraciones ácido- base.
 - ❖ Buretas y pipetas. Usos.
4. Informe previo.
- ❖ Anotar colores y zona de viraje para los indicadores: fenoftaleína, metil naranja y bromotimol azul.
 - ❖ Plantear la ley de la volumetría para la valoración a realizar en la práctica.
 - ❖ Buscar la toxicidad y peligrosidad del HCl (ac) y las medidas de seguridad a tener en cuenta.

Informe final

Práctica de Laboratorio. Determinación de la acidez del agua.

Nombre: _____

Clave de la muestra: _____

3. Determinación de la acidez real.

Indicador	Color	pH aproximado
Fenolftaleína		
Metil naranja		
Bromotimol azul		
Papel Universal		
Muestra de agua	-----	

Medición de pH en el pHmetro: _____

Haga un análisis de cual de los dos métodos usados es más exacto para determinar la acidez real de una muestra.

Cálculo de $c(\text{OH})^-$

4. Determinación de la acidez total.

Concentración de la disolución patrón.		$c(\text{HCl}) =$		
Volumen de muestra usada		$V(\text{muestra}) =$		
Volumen	de	Valoración 1	Valoración 2	Valoración 3



HCl(ac) consumido			
Volumen de HCl(ac) promedio	V (D) _{HCl} =		

7.5 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente

2.- http://www.fq.uh.cu/dpto/qg/geografia/practica_agua%20.doc

3. - http://www.fq.uh.cu/dpto/qg/geografia/practica_agua%20.doc

4.- SECRETARÍA DEL MEDIO AMBIENTE DEL D.F. <http://www.sma.df.gob.mx/>

CAPITULO N° 8 ALCALINIDAD

8.1 ORIGEN

8.1.1 SALES DEL ACIDO CARBÓNICO: ALCALINIDAD.

La alcalinidad en el agua tanto natural como tratada, usualmente es causada por la presencia de iones carbonatos (CO_3^{2-}) y bicarbonatos (HCO_3^-), asociados con los cationes Na^+ , K^+ , Ca^{+2} y Mg^{+2} . (TA y TAC).

No deben confundirse los términos alcalinidad y basicidad, es decir, alcalinidad y pH. El pH es una medida de la intensidad y la alcalinidad es una indicación o medida de la capacidad de aceptar protones H^+ para alcanzar un estado determinado.

Ya hemos indicado que, en general en el estudio de la acción del anhídrido carbónico en el agua, se ponen como ejemplo únicamente las sales del calcio, aunque en un agua natural, si efectivamente el calcio es, en general el ión más abundante, no puede excluirse el que muchas veces, con el calcio se encuentra el magnesio y el sodio. El potasio es mucho más raro que exista en cantidades importantes.

Los bicarbonatos son mucho más solubles en el agua que los carbonatos, siendo los intermediarios entre estos y el gas carbónico libre.

TABLA 8.1: Análisis de Carbonatos en ríos de Cochabamba

Localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Caudal (l/s)	Unidades	Carbonatos (Carb)
			punto	fecha	hora				
Río Miguel Mayu	Marzo	Campero	Vertiente	3-Mar-91	12:20	17.400	0.009	mg/L	12.000
	Marzo	Campero	Grifo red	3-Mar-91	12:55	22.500	-	mgCaCO ₃ /L	17.000
	Abril	Campero	Tanque red	2-Abr-91	13:15	19.500	-	mgCaCO ₃ /L	14.000
	Mayo	Campero	Vertiente	9-May-91	12:20	14.900	0.008	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Junio	Campero	Grifo red	7-Jun-91	08:05	17.400	-	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	13:50	25.400	0.060	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Junio	Campero	Grifo red	1-Jun-91	16:45	21.900	0.120	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	13:14	18.200	-	mgCaCO ₃ /L	0.000
Trampas								mgCaCO ₃ /L	
	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	12:15	19.500	0.100	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	12:20	19.200	-	mgCaCO ₃ /L	0.000

	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	12:35	19.500	0.025	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:15	20.200	0.020	mgCaCO ₃ /L	32.000
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	12:31	17.000	0.018	mgCaCO ₃ /L	34.000
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	13:40	19.000	0.015	mgCaCO ₃ /L	38.000
Cercado	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	11:35	25.000	++	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	11:15	19.400	++	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	14:10	21.400	++	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	12:25	25.000	++	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	19:50	22.500	++	mgCaCO ₃ /L	0.000
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	11:00	22.300	++	mgCaCO ₃ /L	10.000

Fuente: (C.A.S.A.)

Es fácil conocer las concentraciones moleculares del (H₂CO₃)

(CO₃²⁻) y (HCO₃⁻) que se encuentran en una solución. Para ello la llamaremos.

$$C = (H_2CO_3) + (CO_3^{2-}) + (HCO_3^-)$$

recordando (2) y (3)

$$K_b = \frac{(H^+)(HCO_3^-)}{(H_2CO_3)} = 4.6 \times 10^{-7} = 10^{-6.34}$$

$$K_c = \frac{(H^+)(CO_3^{2-})}{HCO_3^-} = 5.6 \times 10^{-11} = 10^{-10.25}$$

de estas tres ecuaciones se deducen los valores de (H₂CO₃), (HCO₃⁻) y (CO₃²⁻). Veamos los cálculos para cualquiera de ellos.

$$C = \frac{(H^+)(HCO_3^-)}{K_b} + \frac{(HCO_3^-) \times K_c}{H^+} + HCO_3^- = (HCO_3^-) \left(\frac{H^+}{K_b} + \frac{K_c}{H^+} + 1 \right)$$

de donde:

$$(HCO_3^-) = \frac{C}{\frac{(H^+)}{K_b} + \frac{K_c}{H^+} + 1} = \frac{C \cdot K_b \cdot H^+}{(H^+)^2 + (H^+)K_b + K_bK_c}$$

igualmente se deducen las otras dos:

estas tres ecuaciones son:

$$(H_2CO_3) = \frac{(H^+)^2 \times C}{(H^+)^2 + K_b(H^+) + K_bK_C}$$

$$(HCO_3^-) = \frac{K_b(H^+) \times C}{(H^+)^2 + K_b(H^+) + K_bK_C}$$

$$(CO_3^{2-}) = \frac{K_bK_C \times C}{(H^+)^2 + K_b(H^+) + K_bK_C}$$

Estos valores están representados, en una función del pH del medio, en la figura 8.2

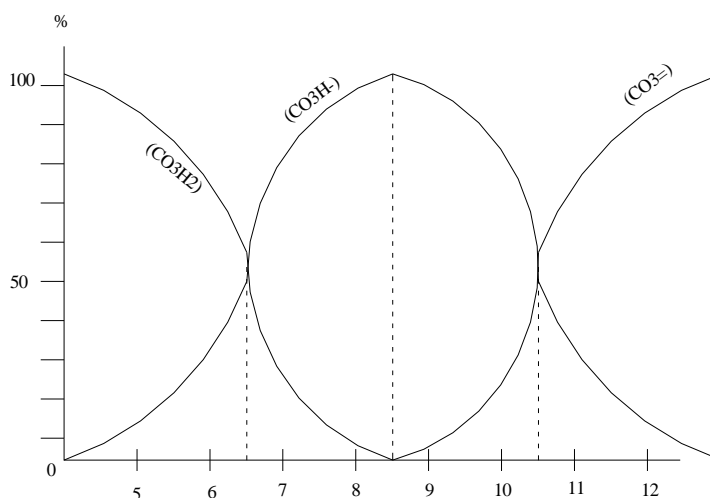


FIGURA 8.2: Valores del pH

En la cual se observa que hay simetría con relación al eje del pH de 8.3 valor que es la semisuma de los cologarismos de las constantes de disociación $K_b=10^{-6.34}$ y $K_c=10^{-10.25}$, correspondiendo este eje de simetría al máximo de concentración de HCO_3^- .

Por otra parte, se ve que el dominio de los bicarbonatos esta comprendido entre los pH 4.3 y 12.6. A un pH inferior a 4.3 no habrá en solución mas que ácido carbónico libre. Por otra parte, los carbonatos no aparecerán mas que en el momento en que desaparezca el ácido carbónico, o sea a un pH superior a 8.3 ($K_d = (Ca^{2+})(CO_3) = 0.5 \times 10^{-8} = 10^{-8.22}$).

Todo esto esta orientado en la practica a poder prever las propiedades del agua, en particular las de su poder agresivo frente a diversos materiales y en consecuencia, al tratamiento a aplicar para su corrección.

Para poder resolver este problema, se deben conocer los datos analíticos siguientes:

- pH.
- Anhídrido carbónico de los bicarbonatos.
- Anhídrido carbónico de los carbonatos.
- Anhídrido carbónico libre.
- Anhídrido carbónico total.
- Calcio total.
- Residuo seco.

El estudio del sistema agua-ácido carbónico-carbonato-bicarbonato de calcio caracterizado por los valores que adquiere el pH y la alcalinidad, nos permite comprender mejor las relaciones que existe entre las diferentes formas de anhídrido carbónico.

En efecto, ya hemos visto que la concentración de iones Ca^{2+} en una solución en la que existe un exceso de carbonato cálcico sólido, depende de la concentración de iones carbonato. Por otra parte cuando se disuelve el carbonato cálcico en agua pura se disocia, siendo la totalidad de los iones calcio disueltos igual a la de las diferentes formas de anhídrido carbónico, pudiéndose por tanto escribir:

$$(\text{Ca}^{2+}) = (\text{CO}_3^{=}) + (\text{HCO}_3^{-}) + (\text{CO}_2)$$

A partir de esta expresión se puede calcular la concentración del ión calcio presente. En efecto, sustituyendo tenemos:

$$(\text{Ca}^{2+}) = (\text{CO}_3^{-}) + (\text{HCO}_3^{-}) + \frac{(\text{H}^{+})(\text{HCO}_3^{-})}{K_b} + \frac{(\text{H}^{+})(\text{HCO}_3^{-})}{K_a K_b}$$

Siendo:

$$(\text{CO}_2) = \frac{(\text{H}_2\text{CO}_3)}{K_a K_b}$$

Sustituyendo a continuación primero (HCO_3^{-}) tenemos:

$$\text{Ca}^{++}) = (\text{CO}_3^{-}) + \frac{\text{CO}_3^{-}(\text{H}^{+})}{K_c} + \frac{(\text{CO}_3^{-})(\text{H}^{+})^2}{K_b K_c} + \frac{(\text{CO}_3^{-})(\text{H}^{+})^2}{K_a K_b K_c}$$

Si tenemos en cuenta que: $(\text{Ca}^{2+})(\text{CO}_3^{=}) = K_d$ nos que da, finalmente.

$$(\text{Ca}^{++})^2 = K_d \left[1 - \frac{\text{H}^{+}}{K_c} + \frac{(\text{H}^{+})^2}{K_b K_c} + \frac{(\text{H}^{+})^2}{K_a K_b K_c} \right] = K_d \left[1 + \frac{\text{H}^{+}}{K_c} + (\text{H}^{+})^2 \left(\frac{1 + K_d}{K_a K_b K_c} \right) \right]$$

Ka podemos despreciarla por ser muy pequeña por lo que:

$$\frac{1 + K_d}{K_a K_b K_c} = \frac{1}{K_a K_b K_c} + \frac{K_d}{K_a K_b K_c} \approx \frac{1}{K_b K_c}$$

Por lo que finalmente tenemos:

$$(Ca^{++}) = \sqrt{K_d \left[1 + \frac{(H^+)}{K_c} + \frac{(H^+)^2}{K_b K_c} \right]}$$

SCHMITT dibujó la curva $Ca^{++} = f(pH)$ la cual se encuentra en la figura 5.3 junto con las curvas de disolución del carbonato cálcico y la de evolución de un agua cualquiera en contacto con el carbonato cálcico y la de la evolución de un agua cualquiera en contacto con el carbonato cálcico.

Esta gráfica permite estudiar las relaciones existentes entre las distintas formas de anhídrido carbónico. En efecto, la evolución de cualquier agua, ya sea produciendo una disolución o un depósito, ya acompañada siempre de una variación del pH de la solución, la que a su vez va acompañada de una variación de contenido de iones calcio.

En la misma se ve, por otra parte, que dos aguas de características diferentes, pueden tener la misma agresividad a , aunque su pH sea diferente.

Todos estos cálculos y razonamientos están hechos para aguas ideales. En el caso de aguas naturales, tendríamos que considerar actividades en lugar de concentraciones y entonces las curvas de evolución serán ligeramente diferentes aunque el fenómeno se desarrollaría de una forma semejante, desplazándose la curva de equilibrio un poco hacia la derecha, aplastándose hacia el eje horizontal las curvas de evolución.

Según esto, la agresividad de un agua no depende solamente de su contenido en anhídrido carbónico libre, sino también de su pH, de la salinidad y de la concentración de ión calcio.

Las aguas naturales de superficie tienden en ausencia de fenómenos biológicos secundarios y cuando se encuentra suficiente ión calcio disuelto, a estar en equilibrio con el anhídrido carbónico atmosférico tendiendo a tener un pH comprendido entre 8.2 y 8.4 o sea que tienden al punto N de la figura. Si no hay solución calcio suficiente, las aguas serán agresivas.

8.2 pH DE EQUILIBRIO

A fin de conocer las condiciones en que se encuentra un agua que tiene en disolución anhídrido carbónico, se han propuesto diversos ábacos y formulas para calcular el pH de equilibrio.

LANGELIER, para aguas cuyo pH es menor que 9.5, ha propuesto la formula siguiente, en la que tiene en cuenta todas las sales disueltas:

$$\text{pH} = C - (\log \text{Alc} + \log \text{CaO})$$

en la que C es una constante que depende de la temperatura y que adquiere los valores de 11.89 a 0°C; 11.63 a 10°C; y 11.38 a 20°C. Alc es la alcalinidad en mg/l de CaO y CaO es el contenido en calcio expresado en oxido de calcio mg/l.

8.3 SIGNIFICADO SANITARIO

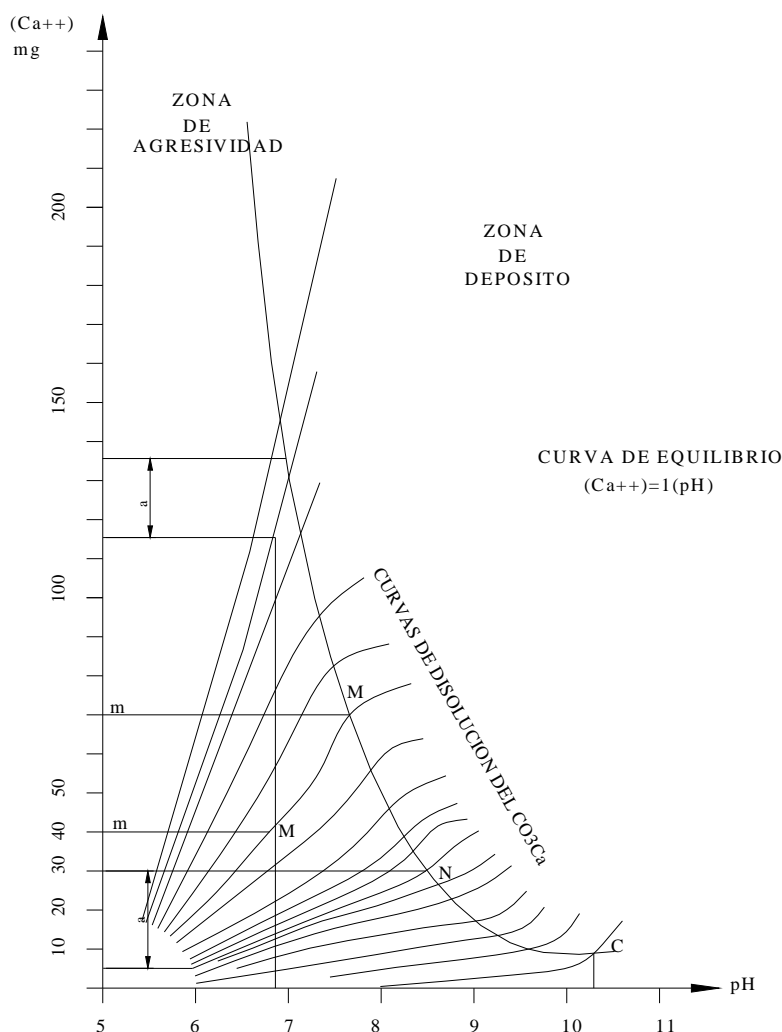


FIGURA 8.3: Curvas de equilibrio y evolución de una solución de CaCO_3 bajo sus diversas formas según Schmitt (1955).

TILLMANS ha propuesto la formula siguiente:

$$pH = 7 - \log \left(\frac{3CO_2 \text{ libre}}{0.61(Alc)} \right)$$

Donde el CO₂ libre esta expresado en mg/l de anhídrido carbónico y la alcalinidad en mg/l de carbonato cálcico.

En el cuadro 8.2 se presentan valores calculados para el pH de equilibrio a partir de soluciones puras de bicarbonato cálcico, realizado por TILLMANS

TABLA 8.2: tabla de los valores de TILLMANS

HCO ₃ ⁻ (mg/l CO ₂)	TAC	H ₂ CO ₃ (mg/l CO ₂)	Ph equil	HCO ₃ ⁻ (mg/l CO ₂)	TAC	H ₂ CO ₃ (mg/l CO ₂)	Ph equil	HCO ₃ ⁻ (mg/l CO ₂)	TAC	H ₂ CO ₃ (mg/l CO ₂)	pH equil
5	1,1	0	9,9	77,5	17,6	10,4	7,54	140	31,8	76,4	6,93
15	3,4	0,25	8,44	80	18,1	11,5	7,51	142,5	32,4	80,5	6,92
17,5	4	0,4	8,31	82,5	18,7	12,8	7,47	145	33	85	6,9
20	4,5	0,5	8,26	85	19,3	14,1	7,44	147,5	33,5	89,1	
22,5	5	0,6	8,23	87,5	19,9	15,6	7,41	150	34,1	93,5	
25	5,7	0,75	8,19	90	20,5	17,2	7,38	152,5	34,7	98	
27,5	6,3	0,9	8,16	92,5	21	19	7,35	155	35,2	103	6,85
30	6,8	1	8,14	95	21,6	20,75	7,33	157,5	35,8	107,5	
32,5	7,4	1,2	8,1	97,5	22,2	22,75	7,3	160	36,4	112,5	6,82
35	8	1,4	8,07	100	22,7	25	7,27	162,5	37	117,5	6,81
37,5	8,5	1,6	8,04	102,5	23,3	27,3	7,24	165	37,5	122,5	
40	9,1	1,75	8,02	105	23,8	29,8	7,22	167,5	38,1	127,6	6,79
42,5	9,7	2,1	7,97	107,5	24,4	32,3	7,19	170	38,6	132,9	6,77
45	10,2	2,4	7,94	110	25	36	7,16	172,5	39,2	138	6,76
47,5	10,8	2,7	7,91	112,5	25,6	37,8	7,14	175	39,8	148,8	6,75
50	11,4	3	7,89	115	26,1	40,75	7,12	177,5	40,4	149,1	6,74
52,5	11,9	3,5	7,84	117,5	26,7	43,8	7,1	180	41	154,5	6,73
55	12,5	3,9	7,81	120	27,3	47	7,07	182,5	41,5	160	6,72
57,5	13	4,25	7,79	122,5	27,9	50,2	7,05	185	42	165,6	6,72
60	13,6	4,8	7,76	125	28,4	54	7,03	187,5	42,6	171	6,71
62,5	14,2	5,25	7,74	127,5	29	57,4	7,01	190	43,2	176,6	6,69
65	14,8	6	7,7	130	29,6	61	6,99	192,5	43,8	182,3	6,69
67,5	15,3	6,75	7,67	132,5	30,1	64,7	6,98	195	44,4	188	6,68
70	15,9	7,5	7,64	135	30,7	68,5	6,96	197,5	44,9	194	6,68
72,5	16,5	8,3	7,61	137,5	31,3	72,3	6,95	200	45,5	199,5	6,69
75	17	9,25	7,57								

Fuente: (Catalán La Fuente.)

8.4 INDICE DE SATURACION

Calculando el pH teórico LANGELIER define un índice de agresividad (que será por definición el pH de saturación) y un índice de saturación. Esto se define como la diferencia entre el pH de saturación y el medido en el agua:

$$i_s = \text{pH medido} - \text{pH saturación}$$

El valor de pH de saturación depende del valor de la relación de los iones calcio a la alcalinidad. Si este pH es inferior al medido el índice de saturación será positivo y el agua será incrustante. Si ocurre lo contrario el agua será agresiva.

8.5 ESTUDIO GRAFICO DEL EQUILIBRIO CARBÓNICO EN EL AGUA

han sido muchos los autores que se han dedicado a estudiar el equilibrio carbónico de un agua.

El gráfico de HOOVER y LANGUELIER permite conocer el pH de saturación según la definición anterior dada por LANGUELIER, teniendo en cuenta la temperatura y la mineralización total del agua, para usar este diagrama se empieza por buscar en la columna I el valor de la temperatura y en abscisas la salinidad total en función del residuo seco, expresado en mg/l. El punto hallado se une con el que representa el contenido en mg/l. Esta recta cortara a la escala auxiliar II en un punto el cual, a su vez, se une por una segunda recta al valor de la alcalinidad expresada en mg/l de CaCO_3 (TAC) (escala V). El punto de intersección de esta segunda recta con la escala IV da el valor del pH de saturación (pH), lo que nos permita calcular el índice de saturación i_s .

Ejemplo: si tenemos dos aguas con los valores de 7.3 y 8.5 para el pH y de 8.2 y 7.5 para el pH de saturación, el índice de saturación valdrá.

pH de agua	pH s	i_s
7,3	8,2	0,0 (agresiva)
8,5	7,7	0,8 (incrustante)

Las aguas de lluvia están muy cargadas de CO_2 , principalmente después de una lluvia breve llegando a tener hasta 50 mg/l, lo que hace que, como estas aguas están muy poco mineralizadas, sean muy agresivas.



En las aguas superficiales, el contenido de CO_2 esta en general, en equilibrio con el de la atmósfera.

En las aguas de los lagos, el contenido es variable, dependiendo de la temperatura, de la estación, de la agitación por el viento, de la profundidad, etc., así como de la cantidad de vegetación del mismo, e incluso de la hora en que se haga la determinación.

En las aguas subterráneas normales, el contenido de CO_2 es pequeño, siendo más abundante en las rocas graníticas, en las que se encuentra niveles relativamente heredados de CO_2 libre por la falta de roca básica para neutralizarla.

Con respecto al CO_2 combinado, depende del contenido en bases, siendo las aguas superficiales las que forman estalactitas, estalagmitas, aguas incrustantes, tobas.

En las aguas subterráneas normales el contenido en CO_2 combinado varia entre 90 y 270 m/l sobrepasando raramente los 300 mg/l.

En la industria, el problema de la carbonatación de las aguas reviste una gran importancia para la industria, así como para las aguas destinadas a usos domésticos, ya que las que contienen cantidades apreciables de bicarbonato cálcico al hervir, precipitan carbonato cálcico.

Un contenido elevado de CO_2 libre para un agua de alimentación tiene el inconveniente de solubilizar impurezas que molestan (por ejemplo ataca al plomo).

No hay que perder de vista que un contenido mínimo de las aguas de consumo en ácido carbónico es favorable y da al agua un sabor agradable.

Se suele considerar agresiva un agua, cuando presenta contenidos superiores a los siguientes, en CO_2 libre valorado con sosa y fenolftaleína expresando la alcalinidad total en CaCO_3 .

8.6 MEDICION DE LA ALCALINIDAD, LABORATORIO

La alcalinidad se determina por titulación de la muestra con una solución valorada de un ácido fuerte como el HCl, mediante dos puntos sucesivos de equivalencia, indicados ya sea por medios potenciométricos o por medio del cambio de color utilizando dos indicadores ácido-base adecuados.

Almacenaje de la muestra.

La muestra de deberá analizar de inmediato. Los resultados de muestras almacenadas no son representativos.



Campo de aplicación

Este método, es aplicable para la determinación de la alcalinidad de carbonatos y bicarbonatos, en aguas naturales, domésticas, industriales y residuales.

La medición de la alcalinidad, sirve para fijar los parámetros del tratamiento químico del agua, así como ayudarnos al control de la corrosión y la incrustación en los sistemas que utilizan agua como materia prima o en su proceso.

Principios

En este método, la alcalinidad se determina por titulación de la muestra con una solución valorada de un ácido fuerte como el HCl, mediante dos puntos sucesivos de equivalencia, indicados por medio del cambio de color de dos indicadores ácido-base adecuados.



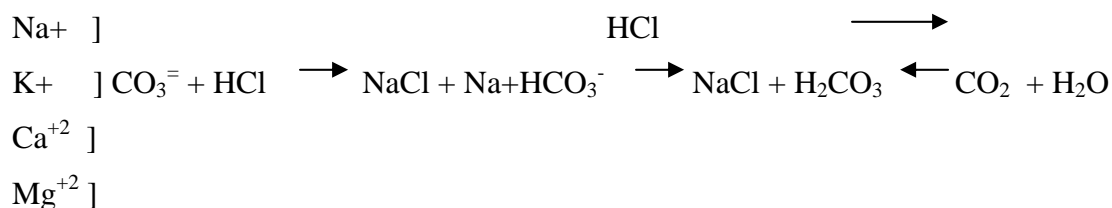
Cuando se le agrega a la muestra de agua indicador de fenolftaleína y aparece un color rosa, esto indica que la muestra tiene un pH mayor que 8.3 y es indicativo de la presencia de carbonatos.

Se procede a titular con HCl valorado, hasta que el color rosa vire a incoloro, con esto, se titula la mitad del CO_3^{2-} .

Enseguida se agregan unas gotas de indicador de azul bromofenol, apareciendo una coloración azul y se continua titulado con HCl hasta la aparición de una coloración verde.

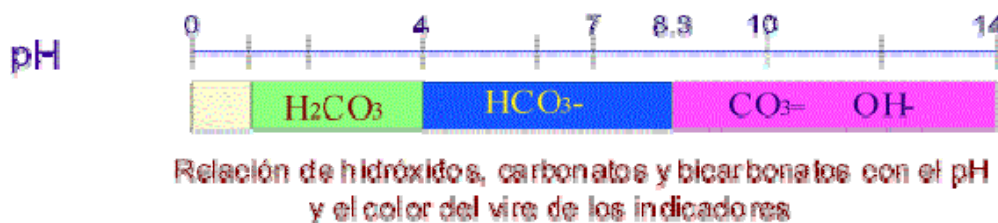
Con esto, se titula los bicarbonatos (HCO_3^-) y la mitad restante de los carbonatos (CO_3^{2-}).

Si las muestras de agua tienen un pH menor que 8.3 la titulación se lleva a cabo en una sola etapa. Se agregan unas gotas de indicador de azul de bromofenol, apareciendo una coloración azul y se procede a titular con solución de HCl hasta la aparición de un color verde con eso se titula los HCO_3^- .



Interferencias

El color de la muestra, alta concentración de cloro y la formación de precipitados al titular la muestra, interfieren, ya que pueden enmascarar el cambio de color del indicador.



Aparatos

En este método no se requieren aparatos especiales.

Material :

- 2 Matraces volumétricos de 1000 ml.
- 2 Matraces volumétricos de 100 ml.
- 1 Cápsula de porcelana
- 1 Soporte con pinzas para bureta
- 1 Bureta de 25 ml.
- 1 Pipeta de 5 ml.
- 2 Gotero
- 2 Matraces Erlenmeyer de 125 ml.

Reactivos

Agua destilada:

Agua que cumpla la especificación ASTM D 1193 tipo I, además, deberá estar libre de CO_2 y tener un pH a 25 °C entre 6.2 y 7.2

Fenolftaleína (0.25%):

Disolver 0.25 g de fenolftaleína en 100 ml de etanol al 50 %

Azul de bromofenol (0.04%):

Disolver 0.04 gr. de azul de bromofenol en 15 ml. NaOH 0.01N y aforar a 100 ml con agua destilada.



Solución de HCl 0.01N.

Diluir 0.83 ml. de HCl al 37 % en agua destilada y aforar a 1000 ml con agua destilada.

Solución de Na₂CO₃ 0.01 N.

Na₂CO₃ secado a 110 °C por dos horas.

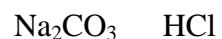
Disolver 0.530 g de Na₂CO₃ en agua destilada y aforar a 1000 ml

Estandarización

Valoración de la solución de HCl :

Colocar 15.0 ml de la solución de Na₂CO₃ 0.01N en un matraz Erlenmeyer de 125 ml. y agregar 3 gotas de azul de bromofenol. La muestra adquiere un color azul, titular con solución de HCl hasta que aparezca un color verde.

Calcular la normalidad:



$$V_1 \times N_1 = V_2 \times N_2$$

$$N_2 = \frac{V_1 \times N_1}{V_2}$$

Donde:

V1 = Volumen de la solución de Na₂CO₃

N1 = Normalidad de la solución de Na₂CO₃

V2 = Volumen de la solución de HCl gastado en la titulación

N2 = Normalidad de la solución de HCl

Procedimiento

- Colocar 5 ml de muestra de agua en un matraz Erlenmeyer de 125 ml.
- Agregar 3 gotas de indicador fenolftaleína al 0.25%
- Si aparece un color rosa, titular con HCl 0.01N hasta un vire incoloro, si no aparece el color rosa, reportar carbonatos igual a cero.
- Calcular CO₃⁼
- Agregar 3 gotas de azul de bromofenol 0.04% al mismo matraz apareciendo un color azul Continuar titulando con HCl 0.01N hasta la aparición de un color verde
- Calcular HCO₃⁻



Cálculos

$$meq/l.de.CO_3 = \frac{2V \times N \times 1000}{ml.de.muestra}$$

Dónde:

V= ml de HCl gastados

N= Normalidad del HCl usado

$$meq/l.de.HCO_3 = \frac{(T - 2V) \times N \times 1000}{ml.de.muestra}$$

Dónde :

T = ml. de HCl gastado en las 2 titulaciones

V = ml. gastados en la primera titulación

N = Normalidad del HCl

8.7 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente

2. - <http://es.wikipedia.org/Carbono>

3. - [http://es.wikipedia.org/wiki/Carbono 14"](http://es.wikipedia.org/wiki/Carbono_14)

4. - <http://es.wikipedia.org/wiki/Carbono/compuestos>

5. - <http://es.wikipedia.org/ciclodelcarbono>

6.- <http://www.avantel.net/~arbolag/html/carbo.htm>

7.- American Society for testing and Materials. Annual book of Standards 1994

Determinación de Alcalinidad del agua.

Metodo ASTM D 1067-92

Standard methods for the examination of water and waste water publicado por la APHA.

Determinación de Alcalinidad en agua, Método 2320 B - 1995

CAPITULO N° 9

DUREZA

9.1 ORIGEN

9.1.1 DUREZA DE LAS AGUAS.

Cuando un agua es referida como agua “dura” esto simplemente significa, que contiene más minerales que un agua normal.

La dureza define la cantidad de sales presentes en el agua. Por ejemplo, en los suelos de arenisca, basalto y granito las aguas son muy blandas, mientras que en las aguas que proceden de los suelos de cal, yeso y dolomita son duras.

La dureza total es un componente muy significativo en la calidad del agua. En definitiva, llamamos dureza total a la suma de las durezas individuales debidas a los iones de calcio, estroncio, bario y magnesio en forma de carbonatos o bicarbonato.

Esta dureza se debe a la existencia de determinados cationes en solución cuya acción sobre los jabones de sodio y potasio produce un precipitado, al reaccionar el jabón soluble con dichos cationes para formar un jabón insoluble.

Esto inhibe la formación de espuma capaz de englobar grasas, partículas de polvo, etc. Entorpeciendo la capacidad limpiadora del jabón, por lo que cuando se emplean aguas duras para lavar, es necesario gastar mas jabón, ya que el que primero se disuelve se transforma en sal insoluble y precipita. En general, por cada 10mg/l de CaCO_3 de un agua se desperdician aproximadamente 120 mg/l de jabón.

TABLA 9.1: Contenido de dureza en algunos ríos de Cochabamba

Localización	Mes	Provincia	Muestreo		T H ₂ O (°C)	Cauda l (l/s)	Unidades	Dureza (Du)
			punto	fecha				
Río Tucma	Septiembre	Campero	Vertiente	18-Sep-90	20.000	0.250	mgCaCO ₃ /L	12.000
	Octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	20.000	-	mgCaCO ₃ /L	14.000
	Noviembre	Campero	Vertiente	22-Nov-90	21.500	0.400	mgCaCO ₃ /L	13.000
	Diciembre	Campero	Vertiente	10-Dic-90	20.700	0.750	mgCaCO ₃ /L	6.500
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	20.200	1.000	mgCaCO ₃ /L	9.000
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	20.200	1.000	mgCaCO ₃ /L	12.160

	Marzo	Campero	Vertiente	1-Mar-91	22.200	1.000	mgCaCO ₃ /L	11.400
	Abril	Campero	Vertiente	1-Abr-91	20.000	1.000	mgCaCO ₃ /L	7.070
Río Miguel Mayu	Marzo	Campero	Vertiente	3-Mar-91	17.400	0.009	mgCaCO ₃ /L	53.690
	Marzo	Campero	Grifo red	3-Mar-91	22.500	-	mgCaCO ₃ /L	56.740
	Abril	Campero	Tanque red	2-Abr-91	19.500	-	mgCaCO ₃ /L	50.500
	Mayo	Campero	Vertiente	9-May-91	14.900	0.008	mgCaCO ₃ /L	56.470
	Junio	Campero	Grifo red	7-Jun-91	17.400	-	mgCaCO ₃ /L	57.500
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	25.400	0.060	mgCaCO ₃ /L	59.790
Aguada Mayu (NP)	Abril	Campero	Tanque red	3-Abr-91	22.200	-	mgCaCO ₃ /L	377.740
	Mayo	Campero	Tanque red	5-May-91	24.200	-	mgCaCO ₃ /L	370.670
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	22.100	0.077	mgCaCO ₃ /L	363.600
	Julio	Campero	Tanque red	7-Jul-91	21.000	0.074	mgCaCO ₃ /L	358.550
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	17.800	0.070	mgCaCO ₃ /L	360.000
Cercado	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	25.000	++	mgCaCO ₃ /L	150.000
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	19.400	++	mgCaCO ₃ /L	150.000
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	21.400	++	mgCaCO ₃ /L	34.000
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	25.000	++	mgCaCO ₃ /L	148.910
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	22.500	++	mgCaCO ₃ /L	148.910
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	22.300	++	mgCaCO ₃ /L	153.520

Fuente: (C.A.S.A.)

Son varios los cationes que presentan esta propiedad, aunque los que fundamentalmente se encuentran en el agua son el calcio y el magnesio, que son los que consideramos.

Sin embargo, en la dureza de un agua puede influir la acidez mineral, el hierro soluble, el aluminio, el manganeso, el zinc, el estroncio. etc.

9.1.2 FORMAS DE EXPRESAR LA DUREZA.

Existen diversas formas de expresar la dureza de un agua, dependiendo de los diferentes países. En Bolivia se expresa de la CaCO₃ o CaO.

A veces para las aguas que se van a utilizar en la industria, es practica común expresar los distintos iones presentes en el agua como equivalentes de CaCO₃.

Los factores de conversión de los distintos iones presentes en CaCO₃ o los de CaCO₃ en los distintos iones se encuentran en la siguiente tabla 6.3

TABLA 9.3: Carbonato Cálcico factores de conversión

iones	nombre	Para expresarlo en CaCO_3 multiplicar por	Para expresar el CaCO_3 en el ión correspondiente multiplicar por	iones	nombre	Para expresarlo en CaCO_3 multiplicar por	Para expresar el CaCO_3 en el ión correspondiente multiplicar por
Ca	calcio	2,5	0,4	MgCl	cloruro de magnesio	1,05	0,952
Mg	magnesio	4,12	0,243	Mg(OH) ₂	hidróxido de magnesio	1,72	0,583
Na	sodio	2,17	0,46	Mg(NO ₂) ₂	nitrato de magnesio	0,674	1,48
K	potasio	1,28	0,782	MgO	óxido de magnesio	2,48	0,403
HCO ₃	bicarbonato	0,82	1,22	MgSO ₄	sulfato de magnesio	0,831	1,2
CO ₂	carbonato	1,66	0,6	NaHCO ₃	bicarbonato sódico	0,596	1,68
OH	hidróxido	2,94	0,34	Na ₂ CO	carbonato sódico	0,944	1,06
Cl	cloruro	1,41	0,706	NaCl	cloruro sódico	0,856	1,17
NO ₃	nitrato	0,807	1,24	NaOH	hidróxido sódico	1,25	0,8
SO ₄	sulfato	1,04	0,96	NaNO ₃	nitrato sódico	0,588	1,76
Ca(HCO ₂) ₃	bicarbonato de calcio	0,617	1,62	Na ₂ O	óxido de sodio	1,81	0,629
CaCl ₂	cloruro de calcio	0,902	1,11	Na ₂ SO ₄	sulfato sódico	0,705	1,42
Ca(OH) ₂	hidróxido de calcio	1,35	0,74	Cal viva	cal viva, 90% CaO	1,61	0,622
Ca(NO ₂) ₂	nitrato de calcio	0,61	1,64	Cal hidratada	cal hidratada 93% Ca(OH) ₂	1,26	0,706
CaO	óxido de calcio	1,79	0,56	Sosa	sosa	0,936	1,07
CaSO ₄	sulfato de calcio	0,735	1,36	Sosa cáustica	sosa cáustica	1,23	0,81
Mg(HCO ₃) ₂	bicarbonato de magnesio	0,684	1,46	H ₂ SO ₄ 100%	ácido sulfúrico	1,02	0,956
MgCO ₃	carbonato de magnesio	1,19	0,843				

Fuente: (Catalán La Fuente)

Interpretación de la Dureza:

<u>Dureza como CaCO_3</u>	<u>Interpretación</u>
0-75	agua suave
75-150	agua poco dura
150-300	agua dura
> 300	agua muy dura

Según esto, la dureza se suele representar con la notación TH (título hidrotimétrico) y la alcalinidad con las notaciones TA y TAC (título alcalino métrico) TA corresponde a la valoración de la alcalinidad con la fenolftaleína, o sea, la mitad de los carbonatos y todos los hidróxidos.

TAC corresponde a la valoración con la heliantina, cuando ha virado todo el carbonato, o sea, que con estas dos valoraciones se conocen los hidróxidos, carbonatos y bicarbonatos alcalinos y alcalinotérreos. (El viraje de la fenolftaleína se realiza a un pH de 8.3 y el de la heliantina a pH de 4.5).

9.2 CLASE DE DUREZA: TEMPORAL Y PERMANENTE.

Dureza Temporal: Esta determinada por el contenido de carbonatos y bicarbonatos de calcio y magnesio. Puede ser eliminada por ebullición del agua y posterior eliminación de precipitados formados por filtración, también se le conoce como "Dureza de Carbonatos".

Dureza Permanente: está determinada por todas las sales de calcio y magnesio excepto carbonatos y bicarbonatos. No puede ser eliminada por ebullición del agua y también se le conoce como "Dureza de No carbonatos".

Aunque modernamente se tiende a prescindir de las distintas expresiones de la dureza, indicando únicamente la cantidad de calcio y magnesio presente en un agua en mg/l (esto se debe fundamentalmente a la comodidad que implica la determinación de estos iones por medio de las complexonas), creemos es interesante aun, indicar aquí lo que se entiende por las distintas clases de durezas.

Se llama dureza total a la que da la totalidad de las sales de calcio y magnesio disueltas en un agua, expresadas en carbonato cálcico.



9.3 EFECTOS ECONOMICOS DE LA DUREZA DE LAS AGUAS

Ya hemos dicho que, en general, que por cada grado de dureza (10 mg/l de CaCO_3) se desperdician 120 mg de jabón.

En esto se fundaban los métodos antiguos (BOUTRON y BOUDET, CLARK) para la determinación de la dureza en las aguas, ya que la destrucción del jabón (por precipitación de las sales cálcicas y magnésicas, impidiendo por tanto el que se forme espuma mientras persistan estos iones en solución) es directamente proporcional a la dureza.

Debido a la dureza excesiva de muchas aguas diariamente se desperdician en el mundo toneladas y toneladas de jabón y detergente en las industrias de lavado, agua para usos domésticos, etc.

En la tabla 9.3 presentamos el desperdicio a partes iguales de jabón y detergente y de jabón puro causado por 1000 litros de agua con diferentes grados de dureza.

En general, toda el agua que se usa en el lavado no entra en contacto directo con el jabón, ya que una parte considerable se usa para el aclarado, después que la destrucción del jabón y de los detergentes ha tenido lugar. Para la confección de la tabla 9.3 (nosotros únicamente hemos pasado los datos a unidades del sistema métrico) NORDEL calculo que solamente un 25% del total del agua usada se ponía en contacto intimo con el jabón.

TABLA 9.3 : Cantidades de jabón y detergente y de jabón puro que se desperdician por cada grado de dureza de una determinada agua.

CaCO ₃ mg/l	Dureza	Desperdicio por 1000 lts. De agua	
		Partes iguales de jabón y detergente en gramos	Jabón puro en gramos
5	0,5	120	95
10	1	240	190
20	2	480	380
30	3	720	570
40	4	960	760
50	5	1200	950
100	10	2400	1900
200	20	4800	3800

Fuente: (Catalán La Fuente)

En ella consideramos que por cada grado de dureza se desperdician 240 gramos de partes iguales de jabón y detergente por cada 1000 litros de agua y 190 gramos de jabón puro. Según se ve en esta tabla, se puede calcular la importancia económica que tiene el que se traten las aguas que van a ser usadas para fines de lavado, a fin de reducir la dureza, siendo importante consignar que es mucho mas barato el tratamiento de ablandamiento que el costo del jabón que se consumen en exceso.

9.4 ABLANDAMIENTO DE LAS AGUAS (REDUCCION DE LA DUREZA CALCICA Y MAGNESICA)

El ablandamiento de un agua se basa en la transformación de los productos solubles que son responsables de la dureza del agua, en compuestos insolubles con el concurso de compuestos químicos o resinas.

Estos compuestos químicos se utilizan en caliente y en frío. También se realiza el ablandamiento por intercambio iónico. Los dos primeros son procedimientos químicos, los

cuales están basados en la formación de un precipitado en el agua a tratar, como consecuencia de producirse una reacción química entre los reactivos añadidos y las sustancias en solución.

En estos casos se produce un estado de sobresaturación con relación al carbonato cálcico e hidróxido magnésico, sobrepasándose en producto de solubilidad y produciéndose la precipitación, lográndose como consecuencia, una disminución de ión calcio y magnesio o de ambos a la vez.

En la eliminación de la dureza temporal por ebullición, ocurre que parte de las sustancias en solución ven alterado su equilibrio químico en el agua, por efecto del calor (descomposición térmica de los bicarbonatos). Las reacciones que se realizan son las siguientes:



Un agua de alimentación debe endulzarse cuando se cumple que:

$$\frac{A \times Dt}{100} \geq Da$$

En la que:

A= tanto por ciento del agua de alimentación.

Dt= dureza total del agua bruta.

Da= dureza admisible del agua de alimentación.

Si los grados hidrotimétricos que se van a eliminar son.

$$\frac{A \times Dt}{100} - Da$$

($Da > Dr$; Dr = dureza residual del agua tratada), la fracción de agua que se debe someter a tratamiento será:

$$f = \frac{100(A \times Dt - 100 Da)}{ADr - 100 Dr}$$

(Este calculo se aplica fundamentalmente al agua de alimentación de caderas de media y débil mineralización).

a) ABLANDAMIENTO EN FRÍO.

Para el tratamiento químico en frío se utiliza la cal, el hidróxido sódico y el carbonato sódico, siendo las siguientes las reacciones que se realizan:

- a) $\text{Ca}^{++} + 2\text{HCO}_3^- + \text{Ca}^{++} + 2\text{OH}^- \Rightarrow 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Ca}^{++} + \text{SO}_4^{--} + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{--} \Rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{--}$
- c) $\text{Ca}^{++} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{--} \Rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$
- d) $\text{Mg}^{++} + 2\text{HCO}_3^- + \text{Ca}^{++} + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- e) $\text{Mg}^{++} + \text{SO}_4^{--} + \text{Ca}^{++} + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{CaSO}_4 \downarrow$
- f) $\text{Mg}^{++} + 2\text{Cl}^- + \text{Ca}^{++} + 2\text{OH}^- \Rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Ca}^{++} + 2\text{Cl}^-$

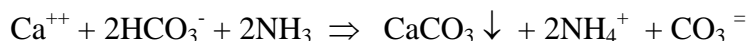
O sea, que se añade cal apagada (a), (d), (e) y (f) o carbonato sódico (b) y (c) en cantidades exactas para reaccionar con los bicarbonatos de calcio (a) o de magnesio (d), para precipitar en el primer caso carbonato cálcico y en el segundo carbonato cálcico e hidróxido magnésico.

Cuando la sal es sulfato magnésico, precipita hidróxido magnésico y sulfato cálcico (e) y cuando es cloruro magnésico precipita solo cloruro magnésico (f).

Si la sal que se encuentra en solución, responsable de la dureza del agua, es sulfato o cloruro cálcico, se trata con carbonato sódico, precipitando carbonato cálcico (b) y (c), quedando en solución iones sodio y sulfato o cloruro, según los casos.

Los precipitados así obtenidos se eliminan fácilmente por decantación o filtración.

Para ablandar aguas destinadas a usos domésticos se emplean a veces disolución de amoníaco o de hidróxido sódico, realizándose las reacciones siguientes:

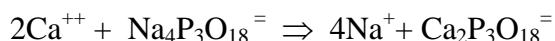


b) ABLANDAMIENTO EN CALIENTE.

Este se realiza elevando la temperatura de las aguas hasta un punto tal en que las soluciones son favorables para una mayor reducción de la dureza, permitiendo variaciones en el tratamiento que realizadas en frío no serian económicas.

c) FORMACIÓN DE IONES COMPLEJOS.

También puede depurarse el agua mediante la formación de iones complejos. Entre estos se encuentran el hexametáfosfato sódico $\text{Na}_2(\text{Na}_4\text{P}_3\text{O}_{18})$ el cual reacciona con el ión calcio, según la reacción siguiente:



Formándose un ión complejo $\text{Ca}_2\text{P}_3\text{O}_{18}^{=}$, el cual hace que disminuya su concentración en solución, reduciendo por tanto la dureza del agua.

d) ABLANDAMIENTO DEL AGUA POR MEDIO DE CAMBIADORES DE IONES.

Hacia el año 1935 aparecieron las resinas sintéticas que son polímeros de numerosos productos sólidos de naturaleza orgánica y que no solo intercambian cationes, sino también aniones.

En general los llamaremos cambiadores, que, como hemos visto pueden ser de dos clases, cationicos y aniónicos. Entre los cationicos se encuentran el ciclo sodio-calcio y el calcio hidrogeno y entre los aniónicos se encuentran los débilmente básicos, los de basicidad intermedia y los fuertemente básicos.

El proceso de intercambio de ciclo-calcio tiene la ventaja de que elimina completamente la dureza pero no reduce los sólidos totales ni la alcalinidad. Sin embargo, el ciclo hidrogeno además de eliminar completamente la dureza, reduce la alcalinidad a un nivel determinado y los sólidos totales a una cantidad igual a la alcalinidad.

El intercambio ciclo sodio-calcio es generalmente descrito como ablandamiento por zeolitas de sodio, el intercambio de ión hidrogeno, descrito como zeolitas de hidrogeno y por ultimo, el intercambio aniónico, el cual puede ser débilmente básico, de basicidad intermedia o fuertemente básico.

Veamos un poco a detalle cada uno de ellos:

Ciclo sodio-calcio o zeolita sódica.- la operación de suavizar con zeolita consiste en pasar el agua que se ha de ablandar a través de un lecho de producto natural o artificial que posee la propiedad de retener el calcio, el magnesio, el hierro y el manganeso del agua, reaplazándolos por sodio y potasio.

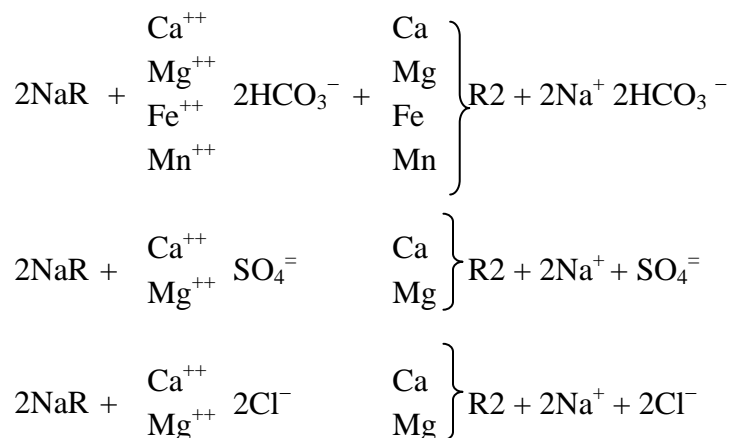
En la tabla siguiente se encuentran las formulas de algunas zeolitas naturales.

Thomsonita $(\text{Na}_2\text{O}, \text{CaO}) \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2 \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$

Natrolita $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{SiO}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$

Laumotita $\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot 4 \text{H}_2\text{O}$

Las reacciones que se producen son las siguientes (R= resina):



La capacidad de absorción de los cationes monovalentes y bivalentes por las zeolitas varia de unos a otros, aumentando en general con el peso atómico, de tal suerte que para los alcalinos es: $\text{Cs}^+ > \text{Rb}^+ > \text{K}^+ < \text{NH}_4^+ < \text{Na}^+ < \text{Li}^+$ y para los alcalinotérreos $\text{Ba}^{++} > \text{Sr}^{++} > \text{Ca}^{++} > \text{Mg}^{++}$, siendo mayor el poder de absorción para los bivalentes.

Regeneración.- en el proceso de ablandamiento de un agua por medio de la zeolita sódica, llega un momento en que esta se agota por haberse transformado en zeolita cálcica o magnésica. Para su regeneración, la sustancia que mas se usa es la sal común o cloruro sódico.

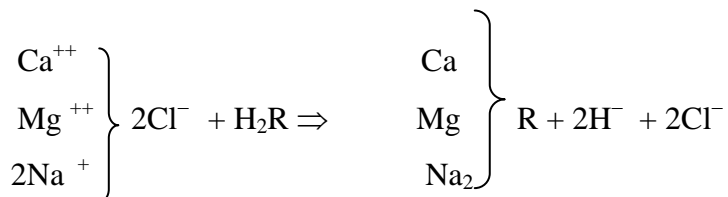
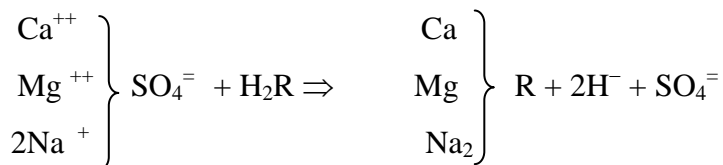
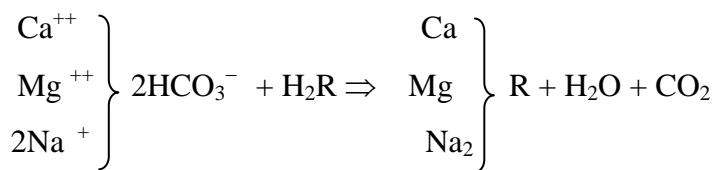
e) CICLO CATIÓNICO DE HIDROGENO.

En el ciclo descrito anteriormente, el sodio se intercambiaba por los iones calcio y magnesio, lo que tenía por resultado la obtención de un agua blanda pero con un contenido de sólidos totales disueltos ligeramente superior al que contenía el agua primitiva, ya que los aniones permanecen invariables y en el intercambio de los cationes 23 partes de sodio se reemplazan por 20 de calcio o por 12 de magnesio.

En el proceso de intercambio ciclo hidrogeno se eliminan, además de calcio y magnesio, el sodio, sustituyéndose todos ellos por hidrogeno.

Las resinas cambiadoras de cationes son polímeros con grupos ácidos que se obtienen sulfonando ciertos carbones o resinas polifenolcarboxilicas entre otras. Sobre las cadenas se fijan los radicales $\text{SO}_3\text{H}-\text{CO}_2\text{H}-\text{OH}$, los cuales intercambian H por los cationes presentes en la solución de agua.

Las reacciones son las siguientes:



En el caso particular de que el agua a tratar no tuviese disueltos nada mas que bicarbonatos, al someterla a la acción de una resina ciclo hidrogeno y luego eliminar el anhídrido carbónico, nos encontramos con agua en la que no hay disuelto nada (agua desionizada).

Si se encuentran en el agua cloruros y/o sulfatos, tendremos en el agua ablandada ácido clorhídrico y/o sulfúrico. Como es lógico, esta agua no se podrá utilizar de inmediato, teniendo que prever la neutralización del ácido libre presente, lo cual se podrá realizar con sosa.

Es frecuente realizar también la neutralización del agua tratada con agua cruda o bien con otra agua que se haya tratado a su vez con un intercambiado catiónico ciclo sodio (mas adelante trataremos del caso de la desmineralización).

El porcentaje de agua tratada con resina ciclo hidrogeno que se ha de mezclar con agua cruda o tratada con resina ciclo sodio, lo da la formula siguiente:

$$\% H_2R = \frac{Al_1 - Al_2}{Al_2 + A_c}$$

En la que:

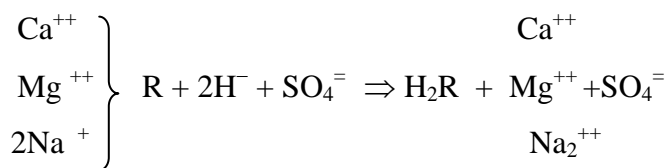
Al_1 es la alcalinidad inicial del agua cruda o tratada con resina ciclo sodio, al anaranjado de metilo.

Al_2 alcalinidad final deseada.

A_c acidez mineral libre del agua a neutralizar (la alcalinidad y la acidez se expresan en p.p.m. de carbonato cálcico equivalente).

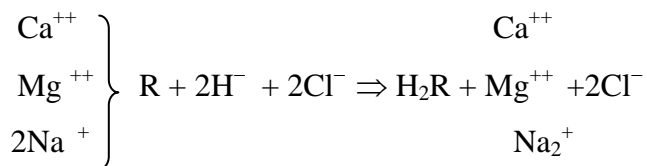
Regeneración.- la regeneración, como hemos dicho anteriormente, se hace con ácido sulfúrico y con clorhídrico, siendo el primero el mas usado en razón de su economía.

Las reacciones que se realizan son:



Hay que tener en cuenta que como el CaSO_4 es muy poco soluble, la solución regenerante debe ser lo suficientemente diluida (2% de H_2SO_4 aproximadamente en la mayoría de los casos) para que la concentración de esta sal no sobrepase el producto de solubilidad y precipite en la resina.

Con el ácido clorhídrico se tiene.



dosis regenerante.- la cantidad teórica de ácido sulfúrico de 66° B (93.2% de ácido sulfúrico) que se necesitara por kilogramo de cationes expresados en carbonato cálcico, se obtiene por medio de la formula siguiente:

$$\text{CaCO}_3 : \frac{\text{H}_2\text{SO}_4}{0.932} = 1000 : x$$

$$100 : \frac{98.1}{0.932} = 1000 : x$$

De donde $x = 1.052$ gr.

En la practica es necesario agregar un ligero exceso de regenerante, exceso que depende del tipo de resina empleada.

Cuando se emplea ácido clorhídrico, las dosis suelen ser de 2 a 4 veces mayores que la teórica.

Resinas ciclo aniónico.- los intercambiadores anionicos pueden ser débilmente básicos, de basicidad intermedia y fuertemente básicos. Todos ellos son polímeros básicos poliamino-formaldehído o guanidina formaldehído, llevando la red del polímero uno de los grupos- NH_2 - NHCH_3 - $\text{N}(\text{CH}_3)_2$, etc., los cuales reaccionan de igual modo que el hidróxido amónico.

Las características particulares de los diferentes cambiadores anionicos pueden encontrarse en cualquier tratado especializado. No son tan estables como los cationicos.

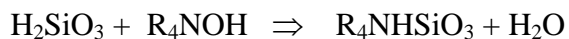
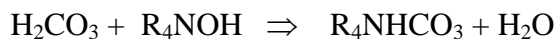
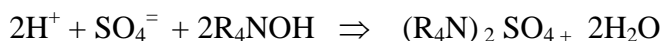
Los intercambiadores anionicos débilmente básicos eliminan solamente ácidos fuertes. los primeros que se emplearon, hacia el año 1937, fueron resinas alifáticas amínicas.

Las reacciones que se realizan en los intercambiadores son los siguientes:



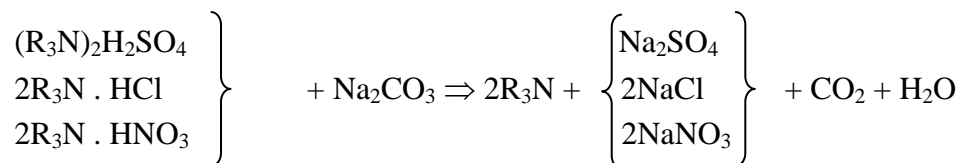
O sea, que los ácidos sulfúrico, clorhídrico y nítrico reaccionan con el intercambiador aniónico débilmente básico, para dar un intercambiador aniónico hidrosulfato, hidrocioruro o hidronitrato, respectivamente. Todos estos, al final de cada ciclo, se regeneran con carbonato sódico.

Los fuertemente básicos pueden eliminar tanto los ácidos fuertes como los débiles. Las reacciones que se realizan son los siguientes:

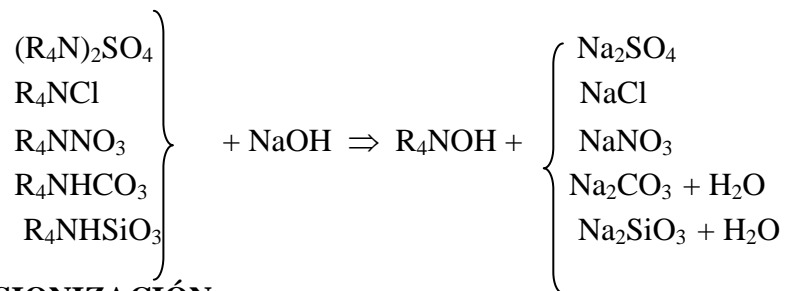


Dando, respectivamente, el intercambiador amónico sulfato, cloruro, nitrato, bicarbonato y silicato. Todos estos, al final de cada ciclo, se regeneran con hidróxido sódico.

Regeneración.- las reacciones de regeneración son las siguientes: débilmente básicos:



Fuertemente básicos:



f) DESIONIZACIÓN.

Para la eliminación completa de las sales disueltas en el agua, disponemos actualmente de dos procedimientos: desmineralización por intercambio iónico y destilación. Ambos procedimientos nos producen agua exenta de iones disueltos o sea agua desionizada o desmineralizada.

En general el proceso a grandes rasgos consiste en eliminar los cationes con un intercambiador catiónico ciclo hidrogeno y los aniones con un intercambiador aniónico.

El problema reside en realizar el proceso en dos o mas pasos, según las características, tanto del agua a tratar como de las impuestas por el uso que se va a hacer de ella después de tratada (economía del proceso), que vendrá a su vez impuesta por la posibilidad de regeneración fácil y económica, costo y durabilidad de la resina, etc.

9.5 SIGNIFICADO SANITARIO.

Aun no se conocen con claridad los efectos que las aguas blandas y duras tienen sobre el organismo, aunque algunos estudios epidemiológicos establecen que en las zonas donde el agua es blanda, se producen mayores casos de enfermedades cardiovasculares.

Debido a la importancia que adquiere el conocimiento del contenido de calcio y magnesio de un agua, desde el punto de vista industrial, así como para la alimentación de calderas por la propiedad ya enunciada anteriormente de producir incrustaciones, han sido muchos los estudios realizados desde el punto de vista del tratamiento y acondicionamiento de las aguas con el fin de, eliminando parte del calcio y magnesio existente (ablandamiento), hacerlas aptas para el uso a que se las destine.

En agua potable El límite máximo permisible es de 300 mg/l de dureza.

En agua para calderas El límite es de 0 mg/l de dureza

Cuando el agua contiene una cantidad significativa de calcio y magnesio, es llamada agua dura. El agua dura es conocida por taponar las tuberías y complicar la disolución de detergentes en agua.

Clasificación	Dureza (mg CaCO_3 /l)
Blandas	0 - 100
Moderadamente duras	101 - 200
Duras	200 - 300
Muy duras	> 300

9.6 MEDICION DE LA DUREZA MEDIANTE VOLUMETRIA COMPLEJOMETRICA

OBJETIVOS

- Aplicar los principios básicos de las volumetrías complejométricas en la determinación de la dureza de una muestra de agua.
- Reforzar los conceptos relacionados con soluciones buffer.
- Preparar una solución EDTA 0.01F
- Determinar la dureza total, la dureza debida al magnesio, la dureza debida al calcio, de la muestra de agua.
- Aplicar el concepto estadístico de desviación estándar para evaluar la precisión de resultados obtenidos.

aspectos teoricos

Dureza . La dureza del agua se define como la suma de las concentraciones de calcio y magnesio, expresadas como CaCO_3 en mg/L. El rango de dureza varia entre 0 y cientos de mg/L, dependiendo de la fuente de agua y el tratamiento a que haya sido sometida.



Volumetrías complejométricas. En las volumetrías complejométricas se mide el volumen de solución tipo, necesario para formar un complejo con un catión metálico del compuesto que se analiza.

Muchos cationes metálicos reaccionan con especies dadoras de electrones llamadas ligandos, para formar compuestos de coordinación o complejos. El ligando debe tener por lo menos un par de electrones sin compartir.

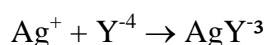
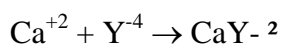
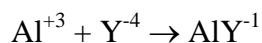
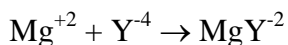
Los complejos llamados quelatos, se producen por la coordinación de un catión y un ligando, en los que el catión (metálico) es parte de uno o varios anillos de cinco o seis miembros.

Los compuestos orgánicos más conocidos que forman quelatos utilizables en análisis cuantitativo son el ácido nitrilotriacético, el ácido etilendiaminotetraacético (EDTA) y la sal disódica del EDTA; estos compuestos se conocen comercialmente con los nombres de Titriplex I, II, y III respectivamente; también se utilizan los nombres de Complexonas, Vercenos o Secuestrenos.

El más empleado de los anteriores compuestos es la sal disódica del EDTA, por la facilidad de disolución en agua; la solución se prepara por el método directo dado el carácter de reactivo tipo primario de la sal disódica.

El ácido etilendiaminotetraacético EDTA contiene cuatro hidrógenos ácidos; por esa razón se representa también como H₄Y.

El EDTA forma complejos estables con la mayoría de los cationes y entra siempre en relación molar 1:1 en la fórmula del complejo, independiente de la carga del catión, como se muestra en las siguientes reacciones:



Los iones formados en las reacciones anteriores son incoloros, de tal manera que para determinar el punto final se emplean indicadores llamados metalcrómicos. Estos tienen la propiedad

de formar complejos con cationes como el Ca^{+2} y el Mg^{+2} , de distinto color al que presenta el indicador libre. Estos indicadores son ácidos débiles que se representan como Hin .

Determinación de la dureza total. El colorante utilizado para determinar la dureza total del agua (debida al calcio y al magnesio), es el negro de eriocromo T. Este colorante es triprótico y existe inicialmente como anión divalente de color azul HIn^{-2} a pH 10. A la muestra se le adiciona solución buffer de pH 10 +0.1, para mantener la estabilidad de los complejos formados; no puede incrementarse el pH de este valor, por cuanto precipitan el CaCO_3 o el $\text{Mg}(\text{OH})_2$, además porque el indicador cambia de color a pH elevado, obteniéndose In^{-3} de color naranja.

La reacción del indicador con los iones M^{+2} ($\text{Ca}^{+2} + \text{Mg}^{+2}$) presentes en la solución que se valora es del siguiente tipo:



Color azul Color rojo

Al adicionar EDTA a la solución que contiene la muestra con el indicador, el EDTA se combina primero con el Ca^{+2} y luego con el Mg^{+2} , ya que el complejo EDTA- Ca^{+2} , es más estable que el complejo EDTA- Mg^{+2} , mediante las siguientes reacciones:



Determinación de la dureza debida al calcio. El calcio y el magnesio son ambos acomplexados por el EDTA a pH 10; la determinación de la dureza debida únicamente al calcio se hace a pH elevado (12-13), en este rango de pH, el magnesio precipita como $\text{Mg}(\text{OH})_2$ y no interviene en la reacción; además el indicador utilizado para esta determinación solo se combina con el calcio.

El indicador *murexida* se emplea para determinar la dureza debida al Ca^{+2} , vira de rojo claro (cuando forma el complejo con el Ca^{+2}) a violeta (cuando está libre).

Determinación de la dureza debida al magnesio. La diferencia entre la dureza total y la dureza cálcica (expresada ambas como mg/L de CaCO_3), da directamente la dureza magnésica.

aspectos teoricos por consultar.

- Escriba las fórmulas molecular y estructural del EDTA y la sal disódica del EDTA.



- El ácido etilendiaminotetraacético EDTA se representa también como H_4Y . Escriba la fórmula molecular de Y^{4-} .
- Describa la preparación de 250ml de EDTA 0.01F a partir de $Na_2H_2Y \cdot 2H_2O$; la sal disódica tiene un exceso de humedad de 0.3%.
- Escriba el valor de las constantes K_1 , K_2 , K_3 , y K_4 del EDTA; ¿qué información deduce con respecto al valor de esas constantes?.

materiales, reactivos y equipos

Materiales. 1 probeta de 100ml, 1 pipeta de 1ml, 2 erlenmeyer de 250ml, 1 bureta de 25ml, 1 vidrio reloj, 1 balón aforado de 250ml, 1 frasco lavador, 1 agitador de vidrio, 1 embudo de vidrio, 1 balón aforado de 100ml.

Reactivos. Indicador preparado de negro de eriocromo T, trietanolamina, solución de trietanolamina al 30% (V/V), solución buffer de pH 10, NH_3 6N, titriplex III (mantenido en estufa durante 2 horas a $105^\circ C$ enfriado en un desecador), HCL 6N, indicador preparado de murexida, solución de KOH al 20% (P/V).

Preparación del indicador negro de eriocromo T. Coloque en un vaso de precipitados de 100ml, 15ml de trietanolamina y 5 ml de etanol; adicione 0.1g de negro de eriocromo T sólido y disuelva; almacene en un recipiente.

Preparación de la solución buffer de pH 10. Coloque en un vaso de precipitados de 100ml, 7g de NH_4CL y disuélvalos en 57ml de amoníaco concentrado; complete a 100ml con agua destilada, almacene en un recipiente.

Preparación del indicador murexida. Mezcle 0.1g de murexida (purpurato de amonio) con 25g de KCL. Almacene en un recipiente.

Equipos. Pehachímetro, balanza analítica.

procedimiento

Preparación de la solución de EDTA 0.01F. Pese en un vidrio reloj la cantidad necesaria de la sal disódica del EDTA para preparar 250ml de la solución 0.01F.



En un balón aforado de 250ml, coloque 50ml de agua destilada, transfiera el EDTA al balón con la ayuda de un embudo y de un frasco lavador, agite hasta que el EDTA se haya disuelto (el EDTA se disuelve lentamente); una vez disuelto complete a volumen con agua destilada.

Determinación de la dureza total de la muestra de agua. Mida 100ml de la muestra en un balón aforado de 100ml y colóquelos en un erlenmeyer de 250ml, ajuste el pH entre 7 y 10 mediante la adición de NH_3 6N o HCL 6N. Adicione 1ml de la solución buffer de pH 10 y 2 gotas de indicador negro de eriocromo T; agite.

Adicione lentamente desde una bureta la solución de EDTA; continúe la titulación hasta que el color de la solución cambie de rojo a azul. Calcule la dureza del agua como el promedio de dos valoraciones que no difieran en más de 0.2ml.

Determinación de la dureza cálcica de la muestra de agua. Mida 100ml de la muestra de agua en un balón aforado de 100ml y colóquelos en un erlenmeyer de 250ml; agregue 2-3 gotas de la solución de trietanolamina al 30% (V/V); agregue aproximadamente 4ml de la solución de KOH al 20% (P/V); agite y ajuste el pH de la solución entre 12 y 13 con la solución de KOH; adicione aproximadamente 0.1g del indicador murexida. Titule con la solución de EDTA hasta que el color de la solución cambie de rojo a violeta. Calcule la dureza debida al calcio como el promedio de dos valoraciones que no difieran en mas de 0.2ml.

9.7 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

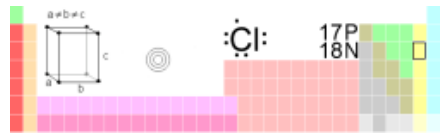

1. - QUIMICA DEL AGUA
José G. Catalán La fuente.
2. - WebElements.com Fluorine
3. - <http://es.wikipedia.org/wiki/Fl%C3%Baor>

CAPITULO N°10

EL CLORO

10.1 ORIGEN DEL CLORO EN LAS AGUAS

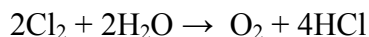
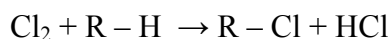
CUADRO 10.1: Características del Cloro

CLORO	GENERAL	
	Nombre, símbolo, número	Cloro, Cl, 17
	Serie Química	Halógenos
	Grupo, Periodo, Bloque	17,3,p
	Densidad	3,214 kg/m ³
	Apariencia El cloro, amarillo verdoso.	amarillo verdoso 

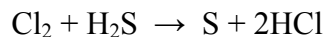
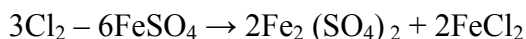
En la Química del Agua tiene fundamental importancia como macro constituyente el ión cloruro ya que el cloruro sódico es una de las más abundantes en la corteza terrestre, siendo además extraordinariamente soluble.

El cloro no es un constituyente natural de las aguas y si se encuentra en ella es porque se ha introducido con el fin de lograr la desinfección de las mismas.

A las materias orgánicas las clora o las oxida, según las siguientes reacciones.



y las materias minerales reductoras, las oxida.



La oxidación de las materias orgánicas es muy lenta, mientras que la de las materias minerales es rapidísima.

El cloro se agrega a las aguas naturales a fin de aprovechar su acción germicida, para lograr una desinfección de la misma y mediante un ligero exceso, prevenir futuras contaminaciones.

El cloro reacciona con muchos compuestos de los presentes en las aguas negras, dando productos muy diversos.



Si se agrega una pequeña cantidad, reaccionara primero con el ácido sulfhídrico y el hierro ferroso, reacción, que como hemos dicho, se realiza de una manera instantánea, no lográndose ninguna desinfección. Si la cantidad de cloro que se agrega es mayor, de tal forma que reaccione con todos los compuestos reductores presentes, cualquier exceso sobre esta cantidad tendera a formar compuestos orgánicos clorados que tienen una ligera acción desinfectante, llegando, si la cantidad de cloro añadido es mayor, a reaccionar con los compuestos nitrogenados para formar cloraminas, de un poder desinfectante grande, como luego veremos.

La cloración puede hacerse de tal manera que se logre una desinfección, pero no una esterilización.

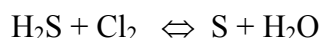
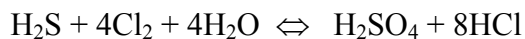
El cloro es utilizado para matar bacterias dañinas en el agua de beber y en el agua de las piscinas. También se utiliza como parte del proceso sanitario en el tratamiento de desechos industriales y aguas residuales.

Aparte de este olor producido por el cloro, la cloración del agua puede ser origen de malos olores y de sabores son debidos a la formación de cloro fenoles, los cuales se forman cuando el agua contiene trazas de fenoles, ya que este sabor (sabor a medicamentos) se manifiesta a concentraciones del orden de 0.0002 mg/l (THRESH).

10.2 PARA QUE SE CLORAN LAS AGUAS

Si, en general cada vez se tiende mas a clorar todas las aguas de bebida, principalmente por el aumento descomunal de la polución, no debemos olvidar que para paliar esta, en cierto modo debemos empezar por clorar las aguas negras a fin de lograr la protección de los abastecimientos públicos, la pesca, las playas, evitando los peligros que los baños en aguas contaminadas pueden reportar respecto a la propagación de las enfermedades, evitar su propagación no utilizando esta agua para riegos, contribuir a combatir la corrosión, evitar el desarrollo de la vegetación en las atarjeas, impedir malos olores, facilitar la eliminación de la grasa, ayudar al tratamiento de algunos residuos industriales, reducir la DBO, retardar la putrefacción de las aguas negras, etc.

Además, las aguas industriales se suelen clorar para la oxidación de los sulfuros, procedimientos costosos ya que es muy grande la cantidad de cloro requerida para realizar esta operación, según se observa en las reacciones siguientes:





Osea, que para oxidar una p.p.m. de ácido sulfhídrico a sulfato hacen falta 8.33 p.p.m. de cloro y para oxidarla azufre 2.08 p.p.m.

Este procedimiento es útil cuando se trata de eliminar residuos de sulfhídrico.

10.3 SIGNIFICADO SANITARIO

El cloro provoca irritación en el sistema respiratorio, especialmente en niños y personas mayores. En estado gas irrita las mucosas y en estado líquido quema la piel. Se puede detectar en el aire por su olor a partir de 3,5 p.p.m, siendo mortal a partir de unos 1000 p.p.m.

Una exposición aguda a altas (pero no letales) concentraciones de cloro puede provocar edema pulmonar, o líquido en los pulmones. Una exposición crónica a concentraciones de bajo nivel debilita los pulmones aumentando la susceptibilidad a otras enfermedades pulmonares.

En muchos países se fija como límite de exposición en el trabajo para este gas 0,5 p.p.m (media de 8 horas diarias, 40 horas a la semana.

Es mas pesado que el aire y no es ni combustible ni explosivo.

Para su utilización en la desinfección del agua se puede emplear al estado elemental, en forma de cloraminas, como ácido hipocloroso, hipoclorito de sosa, o como peróxido de cloro. Se presenta en el comercio en forma de gas, como cal clorada con un 33% de cloro en peso, como HTH (hipoclorito de alta graduación) de 67%, etc.

El cloro que se agrega al agua para su desinfección, actúa sobre las materias orgánicas y sobre los minerales.

En las aguas negras, se produce los efectos siguientes:

- Reduce temporalmente el número de bacterias presentes.
- Reduce la demanda de oxígeno de un 10% a un 40%, según el tipo de aguas negras.
- Disminuye la producción de anhídrido carbónico.
- Aumenta la turbidez y modifica el potencial de óxido - reducción.

Sin embargo, el cloro no actúa sobre las esporas y bacterias protegidas por la materia orgánica (entre otras las formas intestinales). Estas después, de la cloración, pueden multiplicarse rápidamente, por encontrar un medio mas favorable que el anterior.

La cloración de las aguas negras se realiza para proteger los abastecimientos públicos, la pesca, los baños y las playas, evitando la propagación de enfermedades.

Esta práctica evita el desarrollo de vegetación en las atarjeas, previene la putrefacción de los



lodos, facilita la eliminación de las grasas, ayuda al tratamiento de algunos residuos industriales, a compartir la formación de espumas en los tanques de digestión, impide los malos olores, etc.

El blanqueador para uso en el hogar puede liberar cloro gaseoso si se mezcla con otros productos de limpieza.

Sobre el organismo humano, su acción es nula cuando se ingieren pequeñas cantidades, habiéndose realizado experiencias en las que se ha llegado a ingerir hasta 50 p.p.m. durante cortos periodos de tiempo sin haber aparecido trastornos.

En las piscinas, los bañistas asiduos pueden sufrir irritación de la mucosa nasal y de la conjuntiva cuando es exagerado el nivel de cloro. Por ello, este nivel en las piscinas no debe sobrepasar de 1.5 a 2 p.p.m.

Para que la cloración resulte eficaz es necesaria una distribución homogénea del cloro en el agua y que la dosis sea adecuada, para obtener un agua tratada inocua. A partir de 0,1 a 0,2 p.p.m. de cloro libre residual en el agua, ya se percibe sabor, percibiéndose antes cuanto mayor sea la dureza y temperatura del agua.

Por tanto, se establece que no debe contener mas de 0.1 p.p.m. de cloro libre. Cuando esta cantidad es mayor, es aconsejable beberla muy fría o eliminar el cloro restante tratando el agua con hiposulfito de sosa, sulfitos o filtrándola a través de carbón activo.

En efecto una gota de agua de cloro a un agua que contenga una solución de 0.01 a 0.02 mg/l de fenol (esta agua no tiene sabor), el agua sobrante tiene un sabor medicamentoso muy fuerte.

El cloro a niveles usuales no ejerce acción corrosiva alguna, pero a niveles mayores ejerce esta acción sobre las canalizaciones o piezas metálicas en contacto con el agua tratada. En las aguas negras el cloro contribuye a disminuir el poder corrosivo de estas.

10.4 MEDICION Y LABORATORIO

Pero siempre manteniendo una concentración que va de 0.06 a 0.1 p.p.m. que además de no causar molestias ni olfativas ni de sabor, mantienen un margen de seguridad suficiente.

En lo que representa a las aguas negras, la experiencia demuestra que se logra la desinfección si se agrega cloro suficiente para que al cabo de 15 minutos quede una concentración de 0.5 p.p.m. apoyándose en esto, se define la desinfección de las aguas negras como sigue “ un agua negra estará desinfectada cuando agregando una cierta cantidad de cloro queda 0.5 p.p.m. libre después de 15 minutos.”



CONCENTRACIÓN DE GERMICIDA

Otra definición de la desinfección de las aguas negras dice que: “ es la disminución de la concentración de organismos coliformes, de manera que el 50%, a lo sumo, de una serie de muestras del efluente, no contenga mas de un organismo coliforme por c.c.”

En general, los efectos germicidas son directamente proporcionales a la concentración del cloro, aunque hay que tener en cuenta que dos aguas negras que tengan la misma concentración de microorganismos pueden necesitar cantidades distintas de cloro, debido al distinto contenido en

FORMA DE UTILIZAR EL CLORO PARA LA COLORACIÓN.

Ya hemos visto que el cloro se introduce en el agua a fin de producir su desinfección, bien como cloro liquido o bien como compuestos del tipo de la cal clorada, hipoclorito, etc. Si se determina el cloro activo de estos compuestos, obtendremos el poder de oxidación del mismo. Para expresarlo se usa el termino “cloro utilizable” y se valora en grados cloro métricos, que se definen como la cantidad de kilogramos de hipoclorito que tiene el mismo poder oxidante que un Kg de cloro.



Este compuesto es capaz de oxidar a los fenoles, por lo que elimina el sabor de sus compuestos clorados, siendo su eficacia superior a la de la coloración al punto de saturación.

La *supercoloración* se hace muchas veces al final del tratamiento y consiste en inyectar cloro a un nivel mas elevado que el punto de saturación. Con este proceder se logra, en la mayoría de los casos, producir una oxidación casi total de las materias reductoras, decoloración del agua, eliminación de los sabores y olores desagradables, etc. Tiene el inconveniente de que produce un agua con un olor muy pronunciado al cloro.

Otro método es el de las *cloraminas*. Ya hemos dicho como, al clorar un agua, se forman compuestos clorados con la materia orgánica, y que si unos no tienen poder desinfectante alguno, otros sin embargo, influyen de una manera eficaz en el tratamiento del agua. En este grupo se encuentran las cloraminas.

La obtención de unas u otras cloraminas esta influenciada por el pH. En efecto, el Cl_3N se forma a $\text{pH} \leq 3$, la NHCl_2 a pH comprendidos entre 3 y 5 y al monoclорamina a $\text{pH} \geq 8$.

NIVEL DE CLORO APLICADO.

La acción de las cloraminas disminuye el poder bactericida del cloro pero sin embargo aumenta la



duración del mismo, por lo que se muestra favorable para el tratamiento de aguas en determinadas circunstancias. Desde que se inicio la coloración de las aguas, se han desarrollado diversas tendencias en lo que se refiere al nivel de cloro residual dejado en las aguas, a fin de mantener un margen de seguridad.

Se ha demostrado que la coloración a bajos niveles es la responsable de la aparición de malos olores o sabores, sea por la presencia de algas, sea por productos químicos que polucionan las aguas.

Por esto, se preconiza que, después del tratamiento, el agua presente de 0.1 a 0.2 p.p.m. de cloro residual.

Para lograr una desinfección muy eficaz se practica la coloración sobrepasando con mucho el nivel del índice de cloro y neutralizando después el exceso, teniendo siempre en cuenta el factor tiempo de contacto, ya que si este es insuficiente, la eficacia de la depuración se reduce mucho.

En resumen, para llegar a una conclusión en lo que a este se refiere, se debe tener en cuenta todos los factores enumerados anteriormente.

10.5 CANTIDAD DE CLORO LIBRE A UTILIZAR.

La cantidad de cloro libre a utilizar para la desinfección del agua se determina mediante dos métodos, llamados:

- Índice del cloro o demanda de cloro.
- Breack-point o punto de ruptura.
- **DEMANDA DE CLORO**, es la cantidad mínima de cloro con que es necesario tratar un agua para que, después de haber producido una desinfección queden ligeros vestigios de cloro libre al cabo de un determinado tiempo, (generalmente de dos horas).

Al incorporar el cloro al agua, reacciona con las sustancias que ésta contiene, quedando menos cloro en disposición de actuar como desinfectante. Entre estas sustancias destacan el manganeso, hierro, nitritos, sulfhídrico y diferentes materias orgánicas, las cuales, además de consumir cloro, producen compuestos orgánicos clorados que pueden ser la causa de olores y sabores desagradables. Otra sustancia presente, a veces ,en el agua y que reacciona de una forma muy particular con el cloro es el amoníaco. En este caso se forman compuestos denominados cloraminas, las cuales poseen poder desinfectante, aunque en menor grado que el cloro.



Si se continúa añadiendo cloro en exceso, de manera que reaccione con todas las sustancias presentes, llegará un momento en que el cloro sobrante aparecerá como cloro residual libre, que es el que realmente actúa ahora como agente desinfectante.

La demanda de cloro es la diferencia entre la dosis de cloro añadida y el contenido de cloro residual al cabo de un tiempo de contacto suficiente para completar las reacciones antes expuestas.

El control perfecto de la desinfección, se efectúa mediante los correspondientes exámenes bacteriológicos del agua, pero para un control más rápido del contenido en cloro libre y combinado de un agua tratada, se determina la concentración de cloro residual mediante el método del DPD, o bien por yodometría y valoración con tiosulfato sódico; también, en instalaciones importantes suelen emplearse instrumentos automáticos de medida permanente, mediante determinaciones colorimétricas o determinaciones amperométricas.

El cloro presente en el agua tratada que se conoce como «cloro residual», puede presentarse como «cloro residual libre» o como «cloro residual combinado».

El cloro residual libre está constituido esencialmente por el ácido hipocloroso y el ión hipoclorito; y el cloro residual combinado lo forman generalmente las cloraminas.

➤ **EL PUNTO DE RUPTURA O BREACK-POINT**, es la dosis del cloro a partir de la cual se destruyen los compuestos formados por el cloro y la materia orgánica.

El primero se basa en que, ya hemos visto, el cloro que se introduce en el agua se combina con las materias orgánicas presentes en la misma.

Se le determina experimentalmente por aproximación, utilizando una serie de frascos que contienen el agua a examinar.

Se introducen cantidades crecientes de cloro y después de media hora se ve cual es el primer frasco que da indicios de cloro libre, siendo la demanda de cloro igual al cloro que se introdujo en este.

En una coloración, la diferencia entre la demanda de cloro y la dosis de cloro libre que permanece en el agua se llama cloro “eficaz”.

El punto de ruptura se utiliza igualmente para determinar la cantidad de cloro gas o equivalente que se necesita para esterilizar un agua determinada.

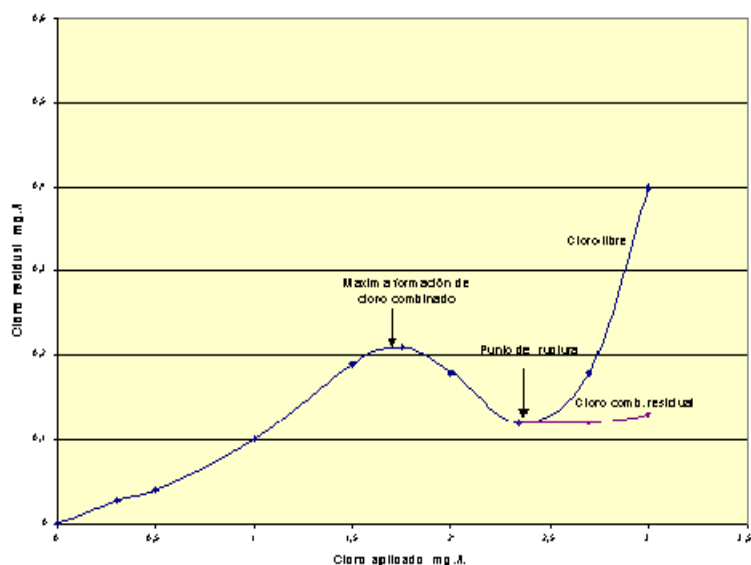


FIGURA 10.1: Punto de Ruptura

La forma de la curva depende del tiempo de contacto del cloro con el agua y del pH. El tiempo de contacto se suele considerar de dos horas (a veces una hora) y el pH óptimo debe estar comprendido entre 5 y 9 siendo el óptimo para la reacción entre el cloro y el amoníaco el comprendido entre 6.5 y 8.5.

La interpretación es la siguiente. Cuando se clora un agua que contiene amoníaco, se forman primeramente mono y dicloraminas, que como ya hemos dicho se dosifican como cloro libre.

Nuevas adiciones de cloro provocan la oxidación de las cloraminas, transformando el nitrógeno amoniacal en nitrógeno molecular y nítrico, pasando el cloro en este tramo a ión cloruro el cual, como sabemos, es bacteriológicamente inactivo. Es el punto de ruptura a partir del cual nuevas adiciones de cloro provocan, como en las curvas anteriores, un aumento proporcional del cloro residual.

El cloro residual deberá analizarse en muestras tomadas corriente abajo de descargas de efluentes clorados o en áreas donde se sospeche presencia de cloro. El cloro tienen un efecto sobre muestras de microorganismos coliformes fecales, BOD, cianuro y pesticidas/herbicidas. Si hay presencia de cloro en las muestras destinadas a analizarse para detectar BOD, cianuro o pesticidas/herbicidas, las muestras deberán tratarse con tiosulfato de sodio para eliminar el cloro. El cloro residual debe analizarse en una muestra tomada al azar usando la titulación de sulfuro de



amonio ferroso (SAF) *N,N*-dietil-*p*-fenilenediamina (DPD) o usando el procedimiento clorimétrico DPD.

Procedimiento de titulación de cloro residual DPD-SAF:

Una solución estándar de SAF debe hacerse nuevamente cada vez y almacenarse en un lugar frío y oscuro. Se recomienda llevar cantidades pequeñas de la solución estándar al campo de acción y reemplazarla diariamente. A continuación se presenta el procedimiento para hacer SAF:

Hacer una pequeña cantidad (1:3) ácido sulfúrico (H_2SO_4) agregando 5 mL de H_2SO_4 concentrada a 15 mL de agua en un vaso de precipitado de 200 ml PRECAUCIÓN: AGREGAR SIEMPRE EL ÁCIDO AL AGUA. Se necesita un vaso de precipitado grande para que se disipe el calor generado por la mezcla del ácido con el agua. Esta solución puede almacenarse en una botella de vidrio color ámbar.

En un matraz de aforación de 1,000-mL, agregar aproximadamente 500 mL de agua destilada y después agregar un mL de (1:3) H_2SO_4 . Agregar 1.106 g de cristales de SAF a esta solución. Después de que los cristales estén completamente disueltos, agregar suficiente agua destilada para llevar el volumen a exactamente 1,000 mL. Transferir la solución SAF a una botella de plástico oscuro. Invertir la botella varias veces para mezclar la solución. Almacenarla en un lugar oscuro y fresco.

ANÁLISIS PARA DETERMINAR EL CLORO RESIDUAL

Agregar el contenido de cuatro almohadillas de DPD en polvo para el análisis de cloro total. Si se encuentra presencia de cloro, se formará un color rojo o rosado. Altos residuos de cloro podrían producir un color rojo, seguido por un color amarillo. Si esto ocurre, realizar el análisis usando un volumen menor de muestra diluida en 100 mL con agua destilada.

Llenar una pipeta con SAF y titular hasta que desaparezca el color rojo. Anotar el volumen de SAF usado. No prestar atención a la reaparición del color rosado después de unos minutos.

Si se encuentra manganeso en la muestra, interferirá con el análisis residual de cloro y deberá corregirse. Tomar el mismo volumen de muestra (100 mL) y agregar 0.5 mL de solución de arsenito de sodio (5 g/l) y cuatro almohadillas de DPD en polvo para un análisis de cloro total. Esperar 3 minutos, después titular hasta que desaparezca el color rojo y anotar el volumen de SAF utilizado.



Para calcular el cloro residual, utilizar la siguiente fórmula:

$\text{mg/l de cloro total} = \text{mL FAS usado} \times 100 \text{ mL de muestra usada.}$

El cloro residual deberá analizarse en muestras tomadas corriente abajo de descargas de efluentes clorados o en áreas donde se sospeche presencia de cloro. El cloro tienen un efecto sobre muestras de microorganismos coliformes fecales, BOD, cianuro y pesticidas/herbicidas. Si hay presencia de cloro en las muestras destinadas a analizarse para detectar BOD, cianuro o pesticidas/herbicidas, las muestras deberán tratarse con tiosulfato de sodio para eliminar el cloro. El cloro residual debe analizarse en una muestra tomada al azar usando la titulación de sulfuro de amonio ferroso (SAF) *N,N*-dietil-*p*-fenilenediamina (DPD) o usando el procedimiento clorimétrico DPD.

Procedimiento de titulación de cloro residual DPD-SAF:

Una solución estándar de SAF debe hacerse nuevamente cada vez y almacenarse en un lugar frío y oscuro. Se recomienda llevar cantidades pequeñas de la solución estándar al campo de acción y reemplazarla diariamente. A continuación se presenta el procedimiento para hacer SAF:

Hacer una pequeña cantidad (1:3) ácido sulfúrico (H_2SO_4) agregando 5 mL de H_2SO_4 concentrada a 15 mL de agua en un vaso de precipitado de 200 ml **PRECAUCIÓN: AGREGAR SIEMPRE EL ÁCIDO AL AGUA.** Se necesita un vaso de precipitado grande para que se disipe el calor generado por la mezcla del ácido con el agua. Esta solución puede almacenarse en una botella de vidrio color ámbar.

En un matraz de aforación de 1,000-mL, agregar aproximadamente 500 mL de agua destilada y después agregar un mL de (1:3) H_2SO_4 . Agregar 1.106 g de cristales de SAF a esta solución. Después de que los cristales estén completamente disueltos, agregar suficiente agua destilada para llevar el volumen a exactamente 1,000 mL. Transferir la solución SAF a una botella de plástico oscuro. Invertir la botella varias veces para mezclar la solución. Almacenarla en un lugar oscuro y fresco.

Análisis para Determinar el Cloro Residual

Agregar el contenido de cuatro almohadillas de DPD en polvo para el análisis de cloro total. Si se encuentra presencia de cloro, se formará un color rojo o rosado. Altos residuos de cloro



podrían producir un color rojo, seguido por un color amarillo. Si esto ocurre, realizar el análisis usando un volumen menor de muestra diluida en 100 mL con agua destilada.

Llenar una pipeta con SAF y titular hasta que desaparezca el color rojo. Anotar el volumen de SAF usado. No prestar atención a la reaparición del color rosado después de unos minutos.

Si se encuentra manganeso en la muestra, interferirá con el análisis residual de cloro y deberá corregirse. Tomar el mismo volumen de muestra (100 mL) y agregar 0.5 mL de solución de arsenito de sodio (5 g/l) y cuatro almohadillas de DPD en polvo para un análisis de cloro total. Esperar 3 minutos, después titular hasta que desaparezca el color rojo y anotar el volumen de SAF utilizado.

Para calcular el cloro residual, utilizar la siguiente fórmula:

$$\text{mg/l de cloro total} = \text{mL FAS usado} \times 100 \text{ mL de muestra usada.}$$

10.5 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán Lafuente.

Editorial BLUME

2.- http://pubs.usgs.gov/of/2000/ofr00-213/manual_sp/prepare.html#pH

CAPITULO N°11

HALOGENOS

11.1 INTRODUCCION.

Se llama halógenos los elementos que ocupan la columna séptima del sistema periódico. Estos elementos son flúor, cloro, bromo, yodo. Todos ellos tienen siete electrones en la capa externa, siendo su estructura electrónica y alguna de sus características las que se encuentran en el siguiente cuadro.

TABLA 11.1: Halógenos

ELEMENTOS	NUMERO DE ELECTRONES EN CADA CAPA					NUMERO ATOMICO	PESO ATOMICO	RADIO IONICO EN A
	K	L	M	N	O			
Flúor	2	7				9	19	1.36
Cloro	2	8	7			17	35.46	1.81
Bromo	2	8	18	7		35	79.02	1.95
Yodo	2	5	18	18	7	53	126.9	2.18

Fuente: (Catalán La Fuente)

Poseen una electronegatividad $\geq 2,5$ según la escala de Pauling, presentando el flúor la mayor electronegatividad, y disminuyendo ésta al bajar en el grupo. Son elementos oxidantes (disminuyendo esta característica al bajar en el grupo), y el flúor es capaz de llevar a la mayor parte de los elementos al mayor estado de oxidación que presentan.

Los dos primeros elementos son gases, el flúor de color amarillo pálido y el cloro, amarillo verdoso, el bromo es líquido de color pardo rojizo y el yodo es sólido de color violeta.

Como su nombre indica (halógeno = productor de sales), tienden a formar sales tomando un electrón y pasando a formar el ión haluro, F^- , Cl^- , Br^- , I^- . También pueden compartir electrones, actuando entonces con las valencias 1, 3, 5, y 7 para formar los oxácidos correspondientes.

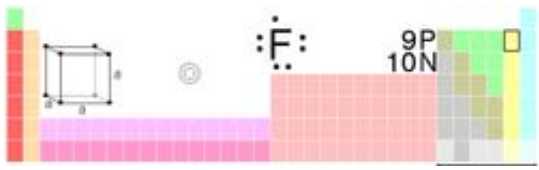

La reactividad o capacidad de combinación con otros elementos es tan grande en los halógenos que rara vez aparecen libres en la naturaleza. Se encuentran principalmente en forma de

sales disueltas en el agua de mar o en extensos depósitos salinos originados en épocas geológicas antiguas por evaporación de mares interiores.

En la Química del Agua tiene fundamental importancia como macroconstituyente el ión cloruro ya que el cloruro sódico es una de las mas abundantes en la corteza terrestre, siendo además extraordinariamente soluble. Los otros tres (F, Br e I) se encuentran como microconstituyentes. Todos juegan un papel en la mineralización del agua.

11.1.1 FLUOR.

CUADRO 11.2: Flúor

FLUOR	GENERAL	
	Nombre, símbolo, número	Flúor, F, 9
	Serie Química	Halógenos
	Grupo, Periodo, Bloque	17, 2, p
	Apariencia	gas pálido verde-amarillo 

Fuente: (Catalán La Fuente)

En disolución acuosa, el flúor se presenta normalmente en forma de ión fluoruro, F^- . Otras formas son fluorocomplejos como el $[FeF_4]^-$, o el H_2F^+ .

El flúor es un elemento químico esencial para el ser humano.

El flúor en las aguas procede de los minerales fluorados, como la Fluorina CaF_2 , la criolita Al_2F_6 , $6NaF$, el fluorapatita $CaF_2 \cdot 3Ca_3(PO_4)_2$, etc.

El contenido medio de las rocas es del orden de 0.01 a 0.02 %.

La gran dispersión de este elemento expresa su presencia en las aguas subterráneas pero no hay relación estrecha entre el contenido en fluoruros y la naturaleza de los terrenos atravesados (SCHOELLER).

Los fluoruros son compuestos en los que el ión fluoruro se combina con algún resto cargado positivamente.

El flúor es un oligoelemento en mamíferos en su forma de fluoruro. Se acumula en huesos y dientes dándoles una mayor resistencia. Se añaden fluoruros en pequeñas cantidades en pastas dentales y en aguas de consumo para evitar la aparición de caries.

Si el agua contiene poco flúor o nada, se ha puesto en practica fluorar el agua, a fin de que tenga la cantidad deseada. Este procedimiento tiene muchos detractores que opina de fluorar el agua es añadir un medicamento a la misma, lo cual si a unos puede beneficiar, a otros puede perjudicar, siendo mucho mas racional fluorar el agua de las personas que por diagnostico medico lo precisen.

En el mercado se encuentran distintos productos para la fluoración de las aguas, como fluoruro sódico, ácido fluorhídrico, ácido hidrofluosilicico, silicofluoruro, etc.

11.1.2 CLORUROS.

El ión cloruro es uno de los iones que están siempre presentes en las aguas, dependiendo su concentración de los terrenos drenados y pudiéndose encontrar entre limites muy amplios.

En las aguas subterráneas oscila entre 10 y 20 mg/l.

Estas cantidades son muy pequeñas sobre todo si se comparan con el contenido del agua de mar, en el cual alcanza un 2.7 mg/l aproximadamente de cloruro sódico.

Por ello en las aguas continentales, excepto en casos de aguas saladas, no son los cloruros sino los sulfatos y los carbonatos los principales responsables de la salinidad de las mismas.

TABLA 11.3: Cloruros presentes en los ríos de concentración

Localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Clima	Caudal (l/s)	Unidades	Cloruros (Cl)
			punto	fecha	hora					
Río Huerta Mayu	Septiembre	Campero	Gal Filtrante	18-Sep-90	17:45	18.500	Soleado	12.500	mgCl/L	2.460
	Octubre	Campero	Gal Filtrante	20-Oct-90	11:30	18.500	Nublado	-	mgCl/L	2.950
	Noviembre	Campero	Gal Filtrante	22-Nov-90	09:45	20.100	Soleado	15.000	mgCl/L	3.830
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	18:00	20.000	Lluvioso	16.000	mgCl/L	2.190
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	16:45	21.600	Soleado	12.600	mgCl/L	2.130
	Julio	Campero	Vertiente	3-Jul-91	12:37	13.500	Soleado	12.000	mgCl/L	3.210
	Agosto	Campero	Vertiente	7-Ago-91	12:45	15.400	Soleado	12.000	mgCl/L	3.490
Río Olleria	Mayo	Campero	Tanque red	9-May-91	13:35	22.600	Soleado	-	mgCl/L	3.800

	Junio	Campero	Grifo red	3-Jun-91	14:15	20.800	Soleado	-	mgCl/L	4.520
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	10:25	19.000	Soleado	0.100	mgCl/L	5.890
	Agosto	Campero	Tanque red	6-Ago-91	12:00	19.800	Soleado	-	mgCl/L	5.490
Aguada Mayu (NP)	Abril	Campero	Tanque red	3-Abr-91	09:30	22.200	Nublado	-	mgCl/L	6.890
	Mayo	Campero	Tanque red	5-May-91	15:00	24.200	Soleado	-	mgCl/L	6.180
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	15:45	22.100	Soleado	0.077	mgCl/L	7.130
	Julio	Campero	Tanque red	7-Jul-91	09:00	21.000	Soleado	0.074	mgCl/L	6.420
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	08:25	17.800	Soleado	0.070	mgCl/L	6.490
	Agosto	Campero	Grifo red	2-Ago-91	16:05	19.200	Soleado	0.110	mgCl/L	2.500
	Agosto	Campero	Grifo red	2-Ago-91	16:05	19.200	Soleado	0.110	mgCl/L	2.500
Ch'allar	septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-91	15:30	18.300	Soleado	0.050	mgCl/L	2.460
	octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	18:35	21.000	Nublado	-	mgCl/L	3.450
	noviembre	Campero	Vertiente	24-Nov-90	09:15	18.400	Soleado	-	mgCl/L	5.320
	diciembre	Campero	Vertiente	14-Dic-90	11:20	18.400	Nublado	0.033	mgCl/L	4.780
	enero	Campero	Vertiente	5-Ene-91	11:35	19.000	Nublado	0.040	mgCl/L	1.600
	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	13:15	18.200	Nublado	-	mgCl/L	1.980
	Julio	Campero	Vertiente	4-Jul-91	11:52	14.000	Soleado	0.045	mgCl/L	3.750
	Agosto	Campero	Vertiente	3-Ago-91	14:04	16.500	Soleado	-	mgCl/L	3.990
Tako Tako	Marzo	Campero	Grifo red	4-Mar-91	14:05	23.200	Soleado	-	mgCl/L	2.480
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	13:00	20.700	Nublado	0.200	mgCl/L	2.950
	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	11:45	20.700	Soleado	0.200	mgCl/L	4.040
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:50	21.700	Soleado	0.180	mgCl/L	4.040
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	11:15	17.700	Nublado	0.180	mgCl/L	4.280
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	14:40	19.500	Soleado	0.170	mgCl/L	4.350

Fuente: (C.A.S.A.)

El origen de los cloruros de las mismas es debido a intercambios de mares actuales o antiguos. En efecto, la concentración de las aguas dulces por agua de mar (pozos o ríos), el lavado de terrenos salados de origen marino o llegar a la superficie del suelo sales por capilaridad que pasan a las aguas.

La concentración de las rocas, las evaporíticas, es otro de los cloruros.

El agua de lluvia, sobre todo en la costa, tiene una cantidad importante de cloruros. Es un hecho la concentración de los pozos profundos, situados cerca de la costa, por



agua del mar o por ríos de agua salada. Para que en los pozos haya concentración por agua del mar es necesario que la profundidad del pozo y el nivel del agua en el mismo, este por debajo del nivel del mar, además de que la estructura geológica del terreno, sea tal que permita la concentración del agua.

A veces, aunque se cumplan las condiciones anteriores, no hay normalmente concentración, hasta que no son muchos los pozos perforados y se ha extraído una cantidad de agua, tal que altere el equilibrio interior de la misma.

concentraci

Entendemos por tal la intensidad con la cual un agua es susceptible de corroer un material o entrar en concentración con el. Lo primero que debe hacerse es establecer una relación a que se considera un agua agresiva.

Las aguas concentradas son agresivas, entre otras razones, porque en presencia de cloruro sódico ciertas sales son mucho mas solubles que en el agua pura. A partir de una cierta concentración puede ejercer una acción disolvente sobre los compuestos del cemento, ya que el ión cloruro es un ión mal bloqueado en estos compuestos, jugando un papel agresivo muy importante. Además, pueden ejercer una acción corrosiva sobre las tuberías de F.G.

11.1.3 BROMUROS Y YODUROS

Las aguas de bebidas en general no contienen cantidades importantes de estos elementos, ya que se encuentran en el orden de miligramos por litro, encontrándose en general en mayor cantidad en las aguas subterráneas.

Los bromuros actúan médicamente como sedantes, y el bromuro de plata se utiliza como un elemento fundamental en las placas fotográficas.

El yodo es un sólido que se presenta en la naturaleza disuelto en el agua de mar, algas, algunos mariscos, salmueras y en minerales raros de las salitreras de Chile.

11.2 SIGNIFICADO SANITARIO

La presencia de flúor en las aguas ha adquirido una gran importancia desde que se descubrió que, en presencia de proporciones de mas de 1.5 mg/l, produce en el esmalte de los dientes unas



motas coloreadas en amarillo, marrón o negro (fluorosis), siendo especialmente sensibles a esta lesión los niños pequeños, aunque no se manifiesta esta enfermedad hasta los diez años, siendo entonces irreversible.

A raíz de descubrirse dicha enfermedad, se llevaron a cabo multitud de trabajos de investigación tratando de conocer el mecanismo de la misma, descubriéndose que si los contenidos de 1 mg/l o mas eran nocivos, cuando dejan de ingerirse o las cantidades son ínfimas en la ración alimenticia (agua mas alimentos) se producen un incremento de las caries dental.

Según esto, es muy importante tener en cuenta el contenido de flúor, en los alimentos como en el agua y si esta contiene cantidades superiores a 1.5 mg/l debe someterse a un tratamiento defluorante.

Eliminación del flúor.

La eliminación del flúor es siempre difícil, empleándose entre otros los procedimientos siguientes:

- Sulfato de aluminio a dosis elevadas.
- Filtración sobre carbón activo (pH inferior a 3).
- Ablandamiento del agua con cal con suficiente cantidad de magnesio para absorber el flúor.
- Fosfato tricálcico.
- Intercambio de cationes.
- Apatita $3 \text{Ca}(\text{PO}_4)_2$.

Cloruros en las aguas de bebida.

A veces, puede haber un incremento esporádico del contenido en cloruros como consecuencia de poluciones, en particular procedentes de la orina del hombre y de los animales, que contienen por termino medio 5 gr./l de ión cloruro. Este hecho se ha pretendido utilizar como una indicación de la polución con aguas negras humanas; sin embargo, estos resultados no ofrecen una gran confianza, sobre todo cuando existen pruebas más exactas para poder dictaminar una contaminación.

El incremento de cloruros en un agua, puede ser también motivado por ciertos desechos industriales, como los de las fabricas de helados, salado de carnes, etc.

Con respecto a la cantidad de cloruros en el agua destinada a la bebida, ya hemos indicado como un agua que contiene unos 400mg/l de cloruro sódico no tiene gusto salino, manifestándose este a partir de los 500 mg/l pudiendo soportar el organismo humano hasta 2500 mg/l de esta sal.

El grave inconveniente que presentan los cloruros es el sabor desagradable que dan al agua. Prácticamente, su efecto nocivo es nulo, por lo que en el control de un agua se atenderá mas a los cambios bruscos de contenido, que a la cantidad de cloruro presente, ya que un salto brusco supondría una polución del agua, bien por efecto de aguas residuales o de aguas negras de origen humano o animal.

Por ello, el limite fijado por las distintas reglamentaciones es amplísimo, dependiendo de la salinidad de las aguas del país.

Eliminación de los cloruros.

Como los cloruros son sustancias inorgánicas en solución, no actúan sobre ellos los procesos biológicos. Tampoco la sedimentación tiene influencia apreciable en su contenido en el agua.



FIGURA 11.1: Cloruros en las aguas de mar



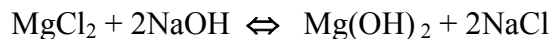
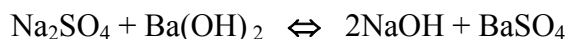
La eliminación de los cloruros del agua de mar, a fin de transformar esta en potable, se realiza cuando se trata de pequeñas cantidades (estuche para desalar) por medio de cambiadores de iones. Se suele presentar en el comercio un estuche que contiene una pastilla formada por una zeolita de plata, una pequeña cantidad de hidróxido de bario, u poco de carbón activo y un dispersante. Estas pastillas son de tal tamaño que pueden potabilizar cada una de ellas un cuarto de litro aproximadamente de agua de mar.

Las reacciones que se realizan son:

a) Zeolita de plata.



b) Hidróxido de bario.



c) El carbón activado, es un poderoso absorbente y el dispersante ayuda a que la pastilla se desintegra al ponerse en contacto con el agua.

Para caudales importantes se realizan hoy en día montajes de grandes plantas potabilizadoras en lugares donde no hay o escasea el agua potable, siendo los procedimientos de desmineralización mas importantes los siguientes:

- Destilación en uno o varios pisos.
- Congelación.
- Cambiadores de iones.
- Electrodialisis.
- Ósmosis inversa.
- Formación de hidratos.



➤ Extracción con disolvente.

En las obras especializadas se puede estudiar con detalle la descripción de estos métodos y sus variantes.

Presencia de Yodo

Es un desinfectante enérgico que se utiliza también en el tratamiento de la gota, en la industria de productos químicos y en catalizadores. Su ausencia en las dietas humanas produce bocio endémico, por lo cual debe ser agregado a la sal común. Se obtiene principalmente de salmueras. El yodo, cuya presencia en el organismo humano resulta esencial y cuyo defecto produce bocio, se emplea como antiséptico en caso de heridas y quemaduras.

Las relaciones de estos oligoelementos con la nutrición, fundamentalmente en relación con el contenido en yodo y el desarrollo del bocio endémico en algunas regiones, no dependen solamente del contenido en yodo de las aguas, sino que, además influyen otros factores.

En el organismo humano, el yodo está localizado en gran parte en la tiroides, siendo la ración cotidiana alrededor de tres microgramos por kilogramos de peso

11.3 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán Lafuente.

2. - WebElements.com - Fluorine

3. - <http://es.wikipedia.org/wiki/Fl%C3%BAor>



CAPITULO N°12

GRUPOS PRIMERO Y SEGUNDO DEL SISTEMA PERIODICO

12.1 ORIGEN

Sistema periódico o Tabla periódica, esquema de todos los elementos químicos dispuestos por orden de número atómico creciente y en una forma que refleja la estructura de los elementos. Los elementos están ordenados en siete hileras horizontales, llamadas periodos, y en 18 columnas verticales, llamadas grupos. El primer periodo, que contiene dos elementos, el hidrógeno y el helio, y los dos periodos siguientes, cada uno con ocho elementos, se llaman periodos cortos. Los periodos restantes, llamados periodos largos, contienen 18 elementos en el caso de los periodos 4 y 5, o 32 elementos en el del periodo 6. El periodo largo 7 incluye el grupo de los actínidos, que ha sido completado sintetizando núcleos radiactivos más allá del elemento 92, el uranio.

12.2 GRUPO PRIMERO

Los elementos representativos del primer grupo del sistema periódicos (metales alcalinos) son litio, sodio, rubidio y cesio, siendo su estructura electrónica y algunas de sus características las que figuran en la tabla 12.1.

TABLA 12.1: Grupo primero de la tabla periódica

ELEMENTOS	NUMERO DE ELECTRONES EN CADA CAPA						NUMERO ATOMICO	PESO ATOMICO	RADIO IONICO EN A
	K	L	M	N	O	P			
Litio	2	1					3	6.94	0.6
Sodio	2	8	1				11	22.997	0.95
Potasio	2	8	8	1			19	39.096	1.33
Rubidio	2	8	18	8	1		37	85.48	1.48
Cesio	2	8	18	18	8	1	55	132.91	1.69

Fuente: (Catalán La Fuente)

Todos ellos tienen un electrón en la capa externa, el cual pierden con extraordinaria facilidad, hasta tal punto que estos son los más electropositivos de los elementos.

Merced a esta propiedad, la importancia de estos elementos radica fundamentalmente en sus compuestos, especialmente los de sodio y potasio, que son los que tienen interés en la química del agua.

TABLA 12.2: Solubilidad en agua de los compuestos de Sodio y Potasio.

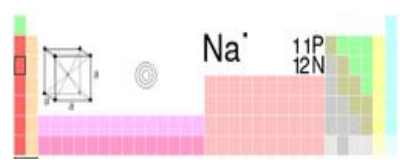


	gr./100cc de agua	moles / litro de disolución		gr./100cc de agua	moles / litro de disolución
Sodio bromuro	89,1	6,9	potasio bromuro	65,8	4,6
sodio carbonato	19,3	1,8	potasio carbonato	111	6,3
sodio clorato	97,16	6,4	potasio clorato	6,6	0,52
sodio cloruro	35,9	5,4	potasio cloruro	33,9	4
sodio fluoruro	4,49	1,07	potasio hidróxido	110	14,6
sodio hidróxido	107,5	20	potasio yoduro	142	6,2
sodio yoduro	177,9	8,1	potasio nitrato	29,6	2,4
sodio nitrato	86,1	7,1	potasio sulfato	11,1	0,6
sodio sulfato	16,83	1,15			

12.3 SODIO Y POTASIO.

12.3.1 SODIO.

El **sodio** es un elemento químico de símbolo **Na** y número atómico 11, fue descubierto por Sir Humphrey Davy. Es un metal alcalino blando, untuoso, de color plateado muy abundante en la naturaleza, encontrándose en la sal marina y el mineral alita. Es muy reactivo, arde con llama amarilla, se oxida en el aire y reacciona violentamente con el agua.

CUADRO 12.1: Sodio.

SODIO	GENERAL	
	Nombre, símbolo, número	Sodio, Na, 11
	Serie Química	Metales Alcalinos
	Grupo, Periodo, Bloque	1,3,s
	Densidad, dureza(Mohs)	968 Kg/m ³ ; 0,5
	Apariencia	 Blanco plateado
		

Al igual que otros metales alcalinos el sodio es un metal blando, ligero y de color plateado que no se encuentra libre en la naturaleza. El sodio flota en el agua descomponiéndola, desprendiendo hidrógeno y formando un hidróxido. En las condiciones apropiadas reacciona espontáneamente en el agua. Normalmente no arde en contacto con el aire por debajo de 388 K (115 °C).


El sodio esta siempre en las aguas en mayor concentración que el potasio, salvo muy raras excepciones. esto se debe a que el potasio es absorbido por la arcilla para transformarse en Illita aumentando constantemente la relación Na/K la cual tiene en general u valor del orden de 10.

En general los altos contenidos de sodio van acompañados por contenidos elevados de fluoruros.

12.3.2 POTASIO.

El **potasio** es un elemento químico de la tabla periódica cuyo símbolo es K (del latín *Kalium*) y cuyo número atómico es 19. Es un metal alcalino, blanco-plateado que abunda en la naturaleza, en los elementos relacionados con el agua salada y otros minerales. Se oxida rápidamente en el aire, es muy reactivo, especialmente en agua, y se parece químicamente al sodio. Es un elemento químico esencial.

CUADRO 12.2: Potasio.

POTASIO	GENERAL	
	Nombre, símbolo, número	Potasio, K, 19
	Serie Química	Metales Alcalinos
	Grupo, Periodo, Bloque	1, 4 ,s
	Densidad, dureza(Mohs)	856 Kg/m ³ ; 0,4
	Apariencia	 Blanco plateado





Este elemento tampoco se encuentra libre en la naturaleza. Sin embargo, combinado, se encuentran en gran abundancia en rocas constituidas por silicatos complejos (feldespatos, ortosa, etc.) y otras. A veces, en grandes cantidades, se forma de sulfatos, nitratos, cloruros, carbonatos, bórax, etc. Estando también muy difundido por la superficie de la tierra.

TABLA 12.3: Contenido de Potasio en algunos ríos de Cochabamba

Localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Caudal (l/s)	Unidades	Potasio (K)
			punto	fecha	hora				
Río Huerta Mayu	Septiembre	Campero	Gal Filtrante	18-Sep-90	17:45	18.500	12.500	mgK/L	0.650
	Octubre	Campero	Gal Filtrante	20-Oct-90	11:30	18.500	-	mgK/L	0.700
	Noviembre	Campero	Gal Filtrante	22-Nov-90	09:45	20.100	15.000	mgK/L	0.770
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	18:00	20.000	16.000	mgK/L	0.460
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	16:45	21.600	12.600	mgK/L	0.420
	Julio	Campero	Vertiente	3-Jul-91	12:37	13.500	12.000	mgK/L	0.500
	Agosto	Campero	Vertiente	7-Ago-91	12:45	15.400	12.000	mgK/L	0.580
Río Ollería	Mayo	Campero	Tanque red	9-May-91	13:35	22.600	-	mgK/L	1.470
	Junio	Campero	Grifo red	3-Jun-91	14:15	20.800	-	mgK/L	0.930
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	10:25	19.000	0.100	mgK/L	0.980
	Agosto	Campero	Tanque red	6-Ago-91	12:00	19.800	-	mgK/L	1.080
Vertiente Rumi Cancha	Marzo	Campero	Grifo red	6-Mar-91	09:10	20.000	-	mgK/L	0.880
	Abril	Campero	Grifo red	4-Abr-91	09:15	20.300	0.350	mgK/L	0.630
	Mayo	Campero	Vertiente	7-May-91	10:34	15.200	0.320	mgK/L	1.080
	Junio	Campero	Grifo red	3-Jun-91	15:40	18.800	0.300	mgK/L	1.380
	Julio	Campero	Grifo red	2-Jul-91	13:12	17.500	0.260	mgK/L	1.480
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	14:15	18.800	0.250	mgK/L	1.680
Quebrada Rumi Aguada	Septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-90	10:00	23.000	0.110	mgK/L	2.000
	Octubre	Campero	Vertiente	19-Oct-90	11:30	20.000	-	mgK/L	2.200
	Julio	Campero	Vertiente	7-Jul-91	10:10	19.000	0.125	mgK/L	2.160
	Agosto	Campero	Vertiente	4-Ago-91	09:35	17.800	0.125	mgK/L	1.870
Suero Mayu	Marzo	Campero	Grifo red	5-Mar-91	19:00	22.700	-	mgK/L	0.680
	Abril	Campero	Vertiente	4-Abr-91	09:45	20.400	0.300	mgK/L	0.580
	Mayo	Campero	Grifo red	5-May-91	16:25	20.700	-	mgK/L	0.680
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	14:25	21.400	0.280	mgK/L	0.680
	Julio	Campero	Grifo red	7-Jul-91	11:10	20.500	-	mgK/L	0.580
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	10:40	15.000	0.250	mgK/L	0.690



Trampas	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	12:15	19.500	0.100	mgK/L	1.570
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	12:20	19.200	-	mgK/L	1.800
	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	12:35	19.500	0.025	mgK/L	1.180
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:15	20.200	0.020	mgK/L	2.360
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	12:31	17.000	0.018	mgK/L	1.670
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	13:40	19.000	0.015	mgK/L	1.370
Tako Tako	Marzo	Campero	Grifo red	4-Mar-91	14:05	23.200	-	mgK/L	3.250
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	13:00	20.700	0.200	mgK/L	2.260
	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	11:45	20.700	0.200	mgK/L	2.560
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:50	21.700	0.180	mgK/L	3.050
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	11:15	17.700	0.180	mgK/L	2.850
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	14:40	19.500	0.170	mgK/L	2.060
	Abril	Mizque	río	1-Abr-91	11:40	18.800	108.000	mgK/L	0.590
Cercado	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	11:35	25.000	++	mgK/L	2.210
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	11:15	19.400	++	mgK/L	2.360
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	14:10	21.400	++	mgK/L	2.930
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	12:25	25.000	++	mgK/L	2.360
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	19:50	22.500	++	mgK/L	3.050
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	14:40	19.500	0.170	mgK/L	2.26

Fuente: (C.A.S.A.)

El potasio sólido reacciona violentamente con el agua, más incluso que el sodio, por lo que se ha de conservar inmerso en un líquido apropiado como aceite o queroseno. El potasio Mantiene el equilibrio ácido-base y junto con el sodio, el potasio regulariza la cantidad y el reparto normal del agua en el organismo.

12.4 IRREGULARIDADES.

La presencia de cantidades notables de sodio en las aguas no ejerce acción nociva sobre el organismo humano. Solamente si este contenido es elevado, produce un efecto laxante, sobre todo si va acompañado de cantidades notables de ión sulfato.

Cuando el contenido de un agua en sodio o en potasio sufre un incremento brusco, ello puede ser indicio de contaminación. En el caso del sodio, podemos sospechar la contaminación



por la orina de los mamíferos, lo que traerá como consecuencia un aumento a la vez de ión cloruro. El potasio puede ser indicio de una contaminación por aguas de industria remolachera.

El incremento de sodio es también notable en las aguas que se han tratado por permutitas ciclo sodio-calcio a fin de ablandarlas.

Cuando se efectúa la medida de la radioactividad de un agua, es necesaria la determinación del ión potasio, ya que habrá que corregir la radioactividad propia del isótopo de este elemento de peso atómico 40.

El promedio normal de Sodio (Na) intercambiable en los adultos sanos es de 41 meq./kg, mientras que la cantidad total de sodio corporal es de 58 meq./kg.

Por lo tanto, aproximadamente 17 meq./kg. no están disponibles para intercambio. Por otro lado la gran mayoría de este sodio no intercambiable se encuentra en la malla cristalina de la hidroxiapatita de los huesos.

La distribución del Na^+ y K^+ en el cuerpo se da a continuación y la misma es principalmente extracelular:

CUADRO 12.3: Distribución del sodio y potasio en el cuerpo

Componente	Cantidad (% del total)	
	Na	K
Intracelular total	9.0	89.6
Extracelular total	91.0	10.4
Plasma	11.2	0.4
Líquido intestinal	29.0	1.0
Tejido conectivo denso y cartílagos	11.7	0.4
Huesos	36.5	7.6
Localizaciones transcelulares	2.6	1.0

12.5 GRUPO SEGUNDO.

TABLA 12.4: Grupo segundo de la tabla periódica

ELEMENTOS	NUMERO DE ELECTRONES EN CADA CAPA							NUMERO ATOMICO	PESO ATOMICO	RADIO IONICO EN A
	K	L	M	N	O	P	Q			
Berilio	2	2						4	9.02	0.31
Magnesio	2	8	2					12	24.32	0.65
Calcio	2	8	8	2				20	40.08	0.99
Estroncio	2	8	18	8	2			38	87.63	1.13
Bario	2	8	18	18	8	2		56	137.36	1.35
Radio	2	8	18	32	18	8	2	88	226.05	

El berilio no tiene ninguna importancia en la química del agua. El estroncio y el bario tienen interés muy limitado.

El magnesio y el calcio son elementos mayoritarios en las aguas, jugando ambos un papel muy importante, tanto en la alimentación como en las que se destinan a usos industriales, por sus concentración y por los fenómenos físico-químicos a que dan lugar ya que como veremos, la dureza de un agua se debe fundamentalmente a su contenido en calcio y magnesio.

TABLA 12.5: La solubilidad de estas sales

	gr./100cc de agua	moles/litro de disolución		gr./100cc de agua	moles/litro de disolución
magnesio carbonato	0,1	0,011	Calcio sulfato	0,2	0,014
magnesio cloruro	56	5,1	Estroncio carbonato	0,0011	0,00007
magnesio hidróxido	0,001	0,0002	Estroncio cloruro	52,7	3,1
magnesio sulfato	35,2	2,8	Estroncio hidróxido	0,77	0,063
Calcio Bromuro	143	5,2	Estroncio sulfato	0,011	0,0006
Calcio carbonato	0,0013	0,00013	Bario Carbonato	0,0022	0,00011
Calcio cloruro	72	5,26	Bario cloruro	35,2	1,7
Calcio fluoruro	0,0016	0,0002	Bario hidróxido	3,7	0,216
Calcio hidróxido	0,17	0,023	Bario yoduro	201,36	3,8
Calcio yoduro	202,8	4,86	Bario sulfato	0,00023	0,00001
Calcio nitrato	125,8	5,37			

Como se puede observar, la mayoría de estas sales son insolubles en el agua. Los hidróxidos, carbonatos, fluoruros y sulfatos (salvo el magnesio) son muy poco solubles. La

solubilidad de los sulfatos y carbonatos disminuye al aumentar el peso atómico del metal, mientras que la solubilidad de los hidróxidos aumenta.


12.6 MAGNESIO.

El **magnesio** es el elemento químico de símbolo **Mg** y número atómico 12. Es el séptimo elemento en abundancia constituyendo del orden del 2% de la corteza terrestre y el tercero más abundante disuelto en el agua de mar. Se emplea primordialmente como elemento de aleación.

El magnesio no está libre en la naturaleza. Se encuentra combinado, como carbonato MgCO_3 , constituyendo el mineral llamado magnesita o giobertita. Como sulfato y cloruro formando parte de sales dobles en diversos yacimientos. Los silicatos son corrientes, estando entre los principales: el talco piedra de jabón de fórmula $\text{H}_2\text{Mg}_3(\text{SiO}_3)_4$. El asbesto $\text{Mg}_3\text{Ca}(\text{SiO}_3)_4$, la sepiolita o espuma de mar de fórmula $\text{Mg}_2\text{Si}_3\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, la serpentina $\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_7 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ y el olivino o peridoto Mg_2SiO_4 .

El magnesio es el séptimo elemento más abundante en la corteza terrestre, sin embargo como ya habíamos dicho no se encuentra libre, aunque entra en la composición de más de 60 minerales.

CUADRO 12.4: Magnesio.

MAGNESIO	GENERAL	
	Nombre, símbolo, número	Magnesio, Mg, 12
	Serie Química	Metales alcalinotérreos
	Grupo, Periodo, Bloque	2, 3, s
	Densidad, dureza(Mohs)	1738 Kg/m ³ ; 2.5
	Apariencia	 Blanco plateado

La salmuera subterránea contiene un 3% de MgCl_2 .

Se encuentra generalmente en las aguas en cantidades mucho menores que el calcio pero su importancia biológica es grande, ya que es indispensable en el desarrollo de ciertos sistemas enzimáticos, actuando igualmente en la constitución de los huesos.

Una persona adulta debe de tomar por termino medio de 200 a 300 mg, ahora bien, la ingesta diaria de magnesio debe estar entre los 300 y 350 mg./día para los hombres, 280 mg/día para las mujeres y entre 320 a 350 mg/día para las embarazadas. Por día si la cantidad de magnesio es muy grande, puede estar calculada, como laxante e incluso adquirir un sabor amargo, sobre todo cuando el contenido de ión sulfato es muy notable.

Este macromineral es componente del sistema óseo, de la dentadura y de muchas enzimas. En general el contenido de magnesio aumenta a lo largo de los ríos en relación con los otros cationes y en particular con el calcio.

TABLA 12.6: Contenido de magnesio en distintos ríos de Cochabamba

localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Cauda l (l/s)	Unidades	Magnesio (Mg)
			punto	fecha	hora				
Río Tucumá	Septiembre	Campero	Vertiente	18-Sep-90	09:50	20.000	0.250	mgMg/L	1.220
	Octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	10:00	20.000	-	mgMg/L	1.680
	Noviembre	Campero	Vertiente	22-Nov-90	12:40	21.500	0.400	mgMg/L	1.440
	Diciembre	Campero	Vertiente	10-Dic-90	11:50	20.700	0.750	mgMg/L	0.850
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	15:25	20.200	1.000	mgMg/L	1.100
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	12:00	20.200	1.000	mgMg/L	1.730
	Marzo	Campero	Vertiente	1-Mar-91	13:30	22.200	1.000	mgMg/L	1.230
	Abril	Campero	Vertiente	1-Abr-91	11:30	20.000	1.000	mgMg/L	1.860
	Mayo	Campero	Vertiente	3-May-91	12:50	20.200	1.000	mgMg/L	1.320
Río Miguel Mayu	Marzo	Campero	Vertiente	3-Mar-91	12:20	17.400	0.009	mgMg/L	4.700
	Marzo	Campero	Grifo red	3-Mar-91	12:55	22.500	-	mgMg/L	5.190
	Abril	Campero	Tanque red	2-Abr-91	13:15	19.500	-	mgMg/L	3.940
	Mayo	Campero	Vertiente	9-May-91	12:20	14.900	0.008	mgMg/L	5.910
	Junio	Campero	Grifo red	7-Jun-91	08:05	17.400	-	mgMg/L	5.970
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	13:50	25.400	0.060	mgMg/L	5.910
	Suero	Campero	Grifo red	5-Mar-91	19:00	22.700	-	mgMg/L	18.540



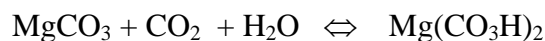
Mayu	Abril	Campero	Vertiente	4-Abr-91	09:45	20.400	0.300	mgMg/L	19.960
	Mayo	Campero	Grifo red	5-May-91	16:25	20.700	-	mgMg/L	17.740
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	14:25	21.400	0.280	mgMg/L	16.510
	Julio	Campero	Grifo red	7-Jul-91	11:10	20.500	-	mgMg/L	17.740
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	10:40	15.000	0.250	mgMg/L	17.990
Trampas	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	12:15	19.500	0.100	mgMg/L	12.010
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	12:20	19.200	-	mgMg/L	11.580
	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	12:35	19.500	0.025	mgMg/L	17.730
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:15	20.200	0.020	mgMg/L	19.710
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	12:31	17.000	0.018	mgMg/L	18.230
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	13:40	19.000	0.015	mgMg/L	20.700
Ch'allar	septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-91	15:30	18.300	0.050	mgMg/L	15.250
	octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	18:35	21.000	-	mgMg/L	15.860
	noviembre	Campero	Vertiente	24-Nov-90	09:15	18.400	-	mgMg/L	17.810
	diciembre	Campero	Vertiente	14-Dic-90	11:20	18.400	0.033	mgMg/L	17.560
	enero	Campero	Vertiente	5-Ene-91	11:35	19.000	0.040	mgMg/L	16.840
	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	13:15	18.200	-	mgMg/L	16.190
	Julio	Campero	Vertiente	4-Jul-91	11:52	14.000	0.045	mgMg/L	15.030
	Agosto	Campero	Vertiente	3-Ago-91	14:04	16.500	-	mgMg/L	17.000
Río Tucma	Septiembre	Mizque	río	18-Sep-90	10:00	21.200	122.50 0	mgMg/L	1.090
	Noviembre	Mizque	río	21-Nov-90	12:45	21.900	++	mgMg/L	0.850
	Diciembre	Mizque	río	10-Dic-90	12:10	25.000	-	mgMg/L	0.980
	Enero	Mizque	río	2-Ene-91	15:29	21.200	81.000	mgMg/L	0.730
	Febrero	Mizque	río	2-Feb-91	12:05	19.400	262.00 0	mgMg/L	0.860
	Marzo	Mizque	río	1-Mar-91	13:45	24.500	290.00 0	mgMg/L	1.230
	Abril	Mizque	río	1-Abr-91	11:40	18.800	108.00 0	mgMg/L	0.490
Cercado	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	11:35	25.000	++	mgMg/L	20.000
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	11:15	19.400	++	mgMg/L	19.030
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	14:10	21.400	++	mgMg/L	4.270
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	12:25	25.000	++	mgMg/L	17.550
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	19:50	22.500	++	mgMg/L	16.810
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	11:00	22.300	++	mgMg/L	17.000

Fuente: (C.A.S.A.)

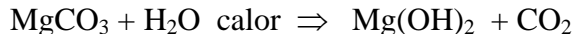


12.6.1 AGUAS PARA LA BEBIDA Y USOS DOMÉSTICOS. AGRICULTURA. INDUSTRIA.

En los capítulos correspondientes se hablara con detalle de la influencia de este ión. En relación con la utilización del agua en la industria es de interés notar que entre las sales de magnesio que se pueden encontrar en las aguas esta el bicarbonato. Esta disolución se forma por la acción del agua que esta cargada de anhídrido carbónico libre sobre minerales que contengan carbonato magnésico (dolomita, magnesita, etc.), verificándose la reacción siguiente:

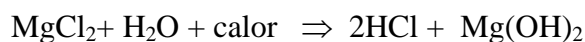


Al aumentar la temperatura, la reacción se desplaza hacia la izquierda, o dicho de otro modo, la solubilidad decrece, formándose carbonato magnésico el cual, cuando la temperatura sigue aumentando se descompone a su vez para formar hidróxido magnésico, de baja solubilidad con desprendimiento de CO_2 .



Esto ocurre en las aguas para calderas, cuyo contenido en magnesio es muy grande, formándose incrustaciones de hidróxido de magnesio.

El sulfato de magnesio se encuentra en la naturaleza con el nombre Epsomita ($\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) o de Kieserita ($\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$), etc. Siendo una sal muy soluble en agua. El vapor de agua de calderas que contenga cantidades notables de esta sal es muy corrosivo.



12.7 CALCIO.

No existe libre en la naturaleza. Combinado se encuentra en gran abundancia como sales de los ácidos sulfhídrico y carbónico principalmente. Como carbonato cálcico se encuentra entre otras la piedra caliza, la creta, el mármol, el espato de Islandia, el aragonito, las estalagmitas



y las estalagmitas, etc. Como sulfato cálcico se encuentra el yeso y la anhidrita. Como fluoruro de calcio se encuentra el mineral llamado fluorita o espato flúor, CaF_2 , y como fosfato el apatito y la fosforita, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

TABLA 12.7: Contenido de Calcio en diferentes ríos de Cochabamba

Localizacion	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Caudal (l/s)	Unidades	Calcio (Ca)
			punto	fecha	hora				
Río Tucma	Septiembre	Campero	Vertiente	18-Sep-90	09:50	20.000	0.250	mgCa/L	2.800
	Octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	10:00	20.000	-	mgCa/L	2.810
	Noviembre	Campero	Vertiente	22-Nov-90	12:40	21.500	0.400	mgCa/L	2.810
	Diciembre	Campero	Vertiente	10-Dic-90	11:50	20.700	0.750	mgCa/L	1.200
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	15:25	20.200	1.000	mgCa/L	1.800
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	12:00	20.200	1.000	mgCa/L	2.030
	Marzo	Campero	Vertiente	1-Mar-91	13:30	22.200	1.000	mgCa/L	2.440
	Abril	Campero	Vertiente	1-Abr-91	11:30	20.000	1.000	mgCa/L	1.410
	Mayo	Campero	Vertiente	3-May-91	12:50	20.200	1.000	mgCa/L	2.610
Río Huerta Mayu	Septiembre	Campero	Gal Filtrante	18-Sep-90	17:45	18.500	12.500	mgCa/L	8.020
	Octubre	Campero	Gal Filtrante	20-Oct-90	11:30	18.500	-	mgCa/L	8.820
	Noviembre	Campero	Gal Filtrante	22-Nov-90	09:45	20.100	15.000	mgCa/L	0.610
	Enero	Campero	Vertiente	2-Ene-91	18:00	20.000	16.000	mgCa/L	4.810
	Febrero	Campero	Vertiente	2-Feb-91	16:45	21.600	12.600	mgCa/L	4.470
	Julio	Campero	Vertiente	3-Jul-91	12:37	13.500	12.000	mgCa/L	5.610
	Agosto	Campero	Vertiente	7-Ago-91	12:45	15.400	12.000	mgCa/L	7.210
Río Ollería	Mayo	Campero	Tanque red	9-May-91	13:35	22.600	-	mgCa/L	40.480

Fuente: (C.A.S.A.)

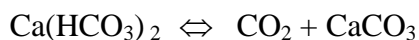
Se encuentra en las aguas en cantidades mucho mayores que el magnesio siendo, salvo muy raras excepciones, el catión mas abundante. A las aguas pasa o bien por simple disolución, cuando tiene su origen en los yesos o los silicatos, o bien por ataque de las calizas o dolomitas, por la acción del anhídrido carbónico.

Es, después de los cuatro elementos organógenos (oxígeno, carbono, hidrógeno, nitrógeno), el mas abundante en el organismo humano 48% de materia seca del mismo es calcio, necesitando este recibir un aporte diario de un gramo de calcio. Esto hace que aunque el



vehículo fundamental para ingerirlo sean los alimentos sólidos y la leche, su contenido en el agua también influye, desde este punto de vista, para el estado sanitario de la población que lo consume.

En general, y excepto cuando el origen del calcio sea de forma mayoritaria la disolución de los sulfatos, se cumple que el contenido de ión calcio a lo largo de un río sigue una pauta análoga a la de los iones carbonato mas bicarbonato. En este caso los por cientos de calcio con relación a los de los otros cationes van disminuyendo progresivamente, y esto es así ya que el máximo porcentaje de ión bicarbonato en las aguas de los ríos se presenta siempre en la cabecera, disminuyendo después a lo largo de su curso por formarse ión carbonato, el cual cuando esta en cantidades suficientes rebasa el producto de la solubilidad del carbonato cálcico y precipita.



Un proceso parecido es el que da lugar a la constitución de las estalagmitas y estalagtitas, formadas en las cuevas con el curso de las aguas subterráneas ricas en anhídrido carbónico, que al atravesar terrenos calcáreos solubilizaron la caliza formando bicarbonato cálcico. Al salir de la atmósfera se desprende anhídrido carbónico por efecto de la presión parcial del gas, precipitando carbonato cálcico. Este es el mismo caso que se produce en la formación de tobas calcáreas.

12.7.1 AGUAS PARA LA BEBIDA Y USOS DOMÉSTICOS.

Las normas bolivianas indican la cantidad conveniente es 180 mg/l y el máximo permisible por la O.M.S. indica los limites de 75 y 200 mg/l, respectivamente.

12.7.2 AGUAS PARA RIEGO.

Por lo que respecta a la concentración de calcio en las aguas para riego ya se ha escrito sobre ello en el capítulo correspondiente.



12.7.3 AGUAS PARA INDUSTRIAS.

En multitud de industrias se necesita producir vapor de agua para el desarrollo de muchos procesos de fabricación. Por otra parte la dureza del agua es un factor que limita el uso de la misma en determinadas industrias, así como en las calderas. De todas maneras, hay que tener en cuenta que la calidad requerida para alimentar un determinado tipo de caldera, no es necesariamente la misma que la que se precisa para alimentar otro tipo distinto, lo que quiere decir que en cada caso, debe hacerse un estudio particular de la calidad requerida.

Las sales calcáreas mas comunes presentes en el agua son: el carbonato y el bicarbonato cálcico. En el capitulo de los carbonatos y bicarbonatos ya hemos hablado extensamente de estas sales y de los equilibrios que producen. Pueden dar origen a incrustaciones en las calderas.

12.8 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente.

Editorial Blume

CAPITULO N°13

NITROGENO Y SUS COMPUESTOS

13.1 ORIGEN

Elemento químico de número atómico 7, con símbolo N, en condiciones normales forma un gas biatómico (nitrógeno biatómico o molecular) que constituye del orden del 78% del aire atmosférico.

TABLA 13.1: Grupo del Nitrógeno

ELEMENTOS	NUMERO DE ELECTRONES EN CADA CAPA						NUMERO ATOMICO	PESO ATOMICO
	K	L	M	N	O	P		
Nitrógeno	2	5					7	14.008
Arsénico	2	8	5				15	30.98
Fósforo	2	8	18	5			33	74.91
Antimonio	2	8	18	18	5		51	121.73
Bismuto	2	8	18	32	18	5	83	200.8

Fuente: (Catalán La Fuente)

Las valencias que predominan son: -3,3 y 5

El amoníaco se emplea con posterioridad en la fabricación de fertilizantes y ácido nítrico.

Las sales del ácido nítrico incluyen importantes compuestos como el nitrato de potasio (nitro o salitre empleado en la fabricación de pólvora) y el nitrato de amonio fertilizante. Se puede encontrar principalmente como N_2O , NO y NO_2 , los llamados NO_x . También forma otras combinaciones con oxígeno tales como N_2O_3 y N_2O_5 (anhídridos), "precursores" de los ácidos nitroso y nítrico. Con hidrógeno forma amoníaco (NH_3), compuesto gaseoso en condiciones normales.

NITROGENO.

Elemento químico, símbolo N, número atómico 7, peso atómico 14.0067; es un gas en condiciones normales. El nitrógeno molecular es el principal constituyente de la atmósfera (78%



por volumen de aire seco). Esta concentración es resultado del balance entre la fijación del nitrógeno atmosférico por acción bacteriana, eléctrica (relámpagos) y química (industrial) y su liberación a través de la descomposición de materias orgánicas por bacterias o por combustión.

En estado combinado, el nitrógeno se presenta en diversas formas. Es constituyente de todas las proteínas (vegetales y animales), así como también de muchos materiales orgánicos. Su principal fuente mineral es el nitrato de sodio.

Gran parte del interés industrial en el nitrógeno se debe a la importancia de los compuestos nitrogenados en la agricultura y en la industria química; de ahí la importancia de los procesos para convertirlo en otros. El nitrógeno difiere de todos los demás en sus propiedades, ya que es un gas inerte, mientras que el fósforo es un sólido blanco muy activo, incluso a bajas temperaturas.

Propiedades

- Gas incoloro, inodoro, insípido compuesto por moléculas de N_2
- Punto de fusión es de -210°C
- Punto de ebullición normal es de -196°C

El elemento exhibe todos los estadios de oxidación desde +5 hasta -3, los estados +5, 0 y -3 son los mas comunes (HNO_3 , N_2 y HN_2) y estables.

En la química del agua son los compuestos de nitrógeno (NH_4^+ , NO_2^- , NO_3^- , así como el nitrógeno orgánico) los que juegan un papel importante.

En efecto, el nitrógeno, como hemos visto, actúa fundamentalmente con las valencias, -3, 3 y 5, por lo que en disolución en el agua, aparecerá con una u otra valencia según que el medio sea oxidante o reductor o cuando este en presencia de otros organismos, que sean capaces de provocar la transformación en uno u otro compuesto.

No se conocen aun bien las reacciones que se realizan entre los distintos compuestos, siendo una de estas químicas ($\text{NO}_2 + 1/2\text{O} \Rightarrow \text{NO}_3^-$) y otras bioquímicas ($\text{NO}_3^- \Rightarrow \text{NO}_2^- \Rightarrow \text{NH}_3$).

Los compuestos nitrogenados del agua provienen fundamentalmente de los compuestos orgánicos vegetales, pero en esencia el nitrógeno que es un elemento relativamente poco abundante en la superficie del globo, proviene fundamentalmente de la atmósfera de donde continuamente lo están extrayendo los seres vivos para realizar sus metabolismos.

El nitrógeno mineral proviene, fundamentalmente de la atmósfera. Una parte muy pequeña llega a la tierra en forma de nitrógeno nítrico y amoniacal como consecuencia del lavado de la misma. La mayor parte es de origen atmosférico, pero asimilado gracias a las bacterias y a ciertos vegetales, los cuales transforman el nitrógeno molecular y el nitrógeno nítrico en nitrógeno orgánico (compuestos orgánicos nitrogenados).

El nitrógeno del suelo, ya sea en forma amoniacal, ya en la de nítritos o nitratos, así como el que esta formado parte de los tejidos animales o vegetales, vuelve a la atmósfera por acción de las bacterias o por la combustión de los tejidos orgánicos. El nitrógeno nítrico difícilmente se puede acumular en depósitos en la tierra por su extraordinaria solubilidad.

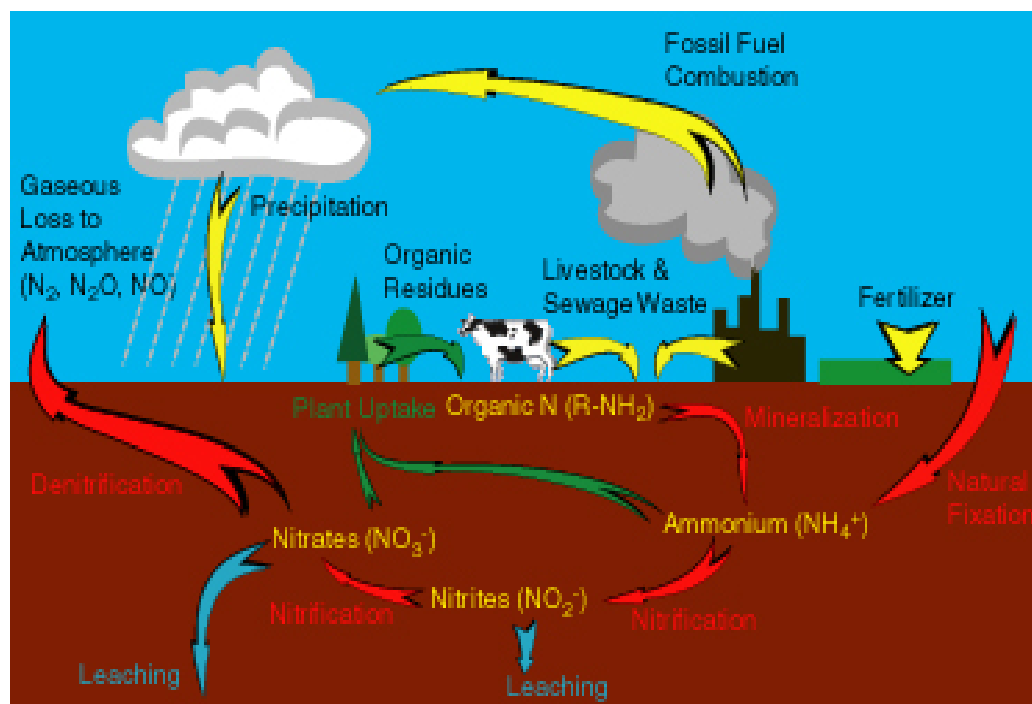


FIGURA 13.1: Ciclo del Nitrógeno

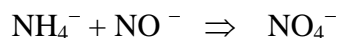


En lo que respecta al agua, la polución por los desechos de la vida humana o animal, aguas negras fundamentalmente, así como el lavado de los terrenos en los que se producen fermentaciones, elaborándose por acción de las bacterias los productos de degradación más diversos, hace que se produzca la impotabilidad de las mismas, ya que se pueden introducir en ellas microbios patógenos. Merced a esto, es muy importante en un agua la investigación de los productos de degradación de las materias organobiológicas, ya que la presencia de ión amonio o de nitritos será un índice de contaminación probable del agua, haciéndola impotable o sospechosa de estar contaminada.

En un agua natural se encuentran, además del nitrógeno molecular disuelto, los compuestos nitrogenados siguientes: amoníaco, nitritos, nitratos y moléculas orgánicas nitrogenadas (ácidos, aminoácidos, urea, hidroxilamina, aminas, derivados de la piridina, etc.)

NITRÓGENO AMONICAL.

En este compuesto, el nitrógeno actúa con valencia de -3 o sea que se encuentra en el estadio mas bajo de reducción. Es el producto final de la reducción de las sustancias orgánicas e inorgánicas nitrogenadas, proviniendo del nitrógeno atmosférico, por fijación química, de las proteínas animales o vegetales por putrefacción mediante acción bacteriana, o por ultimo, por reducción de los nitritos. Se encuentra en cantidades notables cuando el medio es fuertemente reductor. En medio oxidante, el ión amonio se transforma en nitrito, pasando por hiponítrico.



El agua de lluvia contiene trazas de amoníaco que tiene su origen en la atmósfera.

También hay amoníaco en las aguas que han sufrido un contacto reciente con materias orgánicas en putrefacción.

En lo que respecta a las aguas subterráneas, no se puede preveer nada. A veces, aguas subterráneas de buena calidad contienen trazas de amoníaco, lo que se puede explicar por fenómenos de desnitrificación, por reducción, realizado o bien por medio de bacterias o por sales



ferrosas presentes en el agua. Igualmente pueden prevenir del lavado de materias vegetales, entre ellas las de los terrenos turbosos.

El agua que contiene amoníaco y que tiene este origen es potable, aunque frecuentemente tiene un sabor y un olor a cieno lo que la hace repugnante para ingerirla.

Las aguas subterráneas poco profundas, en general tiene siempre amoníaco. Ahora bien, si con el ión amonio se encuentra en el agua nitrógeno albuminoideo o iones nitrosos, fosfato o grandes cantidades de ión cloruro, es síntoma de que el agua ha sufrido una contaminación reciente de origen animal.

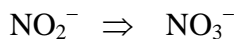
La presencia de amoníaco en un agua favorece la multiplicación de los microbios (el ión amonio es un alimento muy nutritivo), por lo que cuando este compuesto este presente, será muy elevado el numero total de bacterias.

NITRÓGENO NITROSO.

Los nitritos pueden estar presentes en las aguas, o bien por la oxidación del amoníaco o por la reducción, bacteriana o no, de los nitratos. En el primer caso, es casi seguro que su presencia se deba a una contaminación reciente, aunque haya desaparecido el amoníaco. De aguas que contengan nitritos se debe sospechar con respecto a la potabilidad. Aparece en un medio cuando el potencial redox tiene un valor entre 0.45 y 0.40 voltios se realiza la reacción.



Cuando el potencial es mayor de 0.45 voltios, se oxida pasando a nitratos.



En las aguas superficiales, se encuentra este ión en las que están polucionadas con aguas negras o residuos orgánicos y que están en periodo de auto depuración.



En las aguas subterráneas, sobre todo en las aguas de origen profundo, se puede encontrar a veces nitritos como consecuencia de que están en un medio reductor con valores comprendidos entre los óptimos para la conservación y estabilización de estos iones. Sin embargo, esto raramente ocurre, ya que este medio reductor no se da frecuentemente. Igualmente, cuando el agua que contiene nitratos está en contacto con metales fácilmente atacables, ya sea a pH alcalino o a pH ácido, se pueden presentar los nitritos.

Es interesante señalar que muchas veces un aumento grande de nitritos en un agua puede ser índice de una contaminación por gasolina. En efecto, cuando la gasolina se derrama en el suelo, es descompuesta primero por el oxígeno del aire que se encuentra en la capa de infiltración del suelo y cuando este falta, lo toma de los nitratos, los cuales son transformados en nitritos.

NITRÓGENO NÍTRICO.

Los nitratos pueden estar presentes en las aguas, o bien por disolución de rocas que lo contengan, lo que ocurre raramente o bien por oxidación bacteriana de las materias orgánicas, principalmente de las eliminadas por los animales.

A veces son utilizados inmediatamente por los organismos, tendiendo a desaparecer en medios reductores por formarse nitritos o amoníaco.

Se encuentran en las aguas superficiales en muy débiles proporciones. En las aguas subterráneas puede llegar a tener contenidos de hasta 60 mg/l y a veces mas.

Desde el punto de vista de la potabilidad, los nitratos no son nocivos, comunicando al agua un sabor agradable.

Ahora bien, por su posibilidad de reducirse a nitritos, las aguas que tienen un contenido excesivo de nitratos no se deben tomar y menos los niños, porque en el medio gástrico de los mismos se desarrolla una abundante flora bacteriana reductora, capaz de reducir los nitratos a nitritos, lo que puede provocar cianosis.

FOSFATOS.

El fósforo es otro de los elementos que juegan un papel importante en el desarrollo de la vida en el seno del agua, ya que si por una parte es imprescindible para el desarrollo de la misma, por otra, cuando su concentración aumenta, actúa de inhibidor del desenvolvimiento de ciertas especies. El fósforo disuelto en el agua puede proceder, o bien de ciertas rocas, como el apatito, o del lavado de los suelos, en cuyo caso puede tener su origen en un pozo negro o un estercolero. Actualmente existe una fuente de fósforo artificial, los detergentes polifosfatados.

La forma asimilable del fósforo es el ión fosfato, aunque en el agua a veces se encuentran compuestos fosforados en estado coloidal o en forma de fósforo elemento.

TABLA 13.2: Contenido de Fosfatos en diversos ríos

Muestreo	May-96	Jul-96	Sep-96	Oct-96	Nov-96	Ene-97	Abr-97	Jun-97
A	0.12	0.26		0.1	0	1	0.1	1.4
B	1.76	0.26	0.13	0.15	0.18	0.88	1.03	3.5
C	0.69	0.6	0.86	0.11	0.14	1.1	0.79	3
D	0.13	1.68	0.09	0.08	0.03	1.7	0.43	3.7
E	-	0.44	0.11	0.1	0	0.9	0.35	11.9
F	-	-	-	-	0.04	-	0.25	13.3
G	0.87	2.55	0.03	0.06	0.15	1.1	0.1	10.3
H	0.13	0.26	0.04	0.04	0.17	2.2	0.86	6.4
I	0	0.18		0.03	0.16	1.4	1.2	3.2
promedio	0.62	0.78	0.21	0.08	0.12	1.29	0.57	6.30

Fuente: (C.A.S.A.)

13.2 SIGNIFICADO SANITARIO

Las aguas superficiales, si están bien aireadas, no deben contener normalmente amoníaco. Ahora bien, si se consideran los tramos aguas abajo de aglomeraciones humanas, donde se descargan aguas negras, tienen siempre amoníaco, llegando a veces hasta 4mg/l y un mas. En los embalses estratificados, el contenido de ión amonio varia en profundidad.

En general, la **presencia de amoníaco** libre o de ión amonio es generalmente considerado como una prueba química de una contaminación reciente y peligrosa.



En este caso, el contenido de amonio en el agua no debe sobrepasar nunca de 0.5 a 0.6 mg/l de este ión.

Las normas de potabilidad de aguas proscriben la presencia de amonio, tanto por reacción directa, como el que se dosifica por destilación o el albuminoide.

El **nitrógeno nitroso** impotabiliza el agua. Además de que su presencia indica una polución con la consiguiente presencia de microorganismos patógenos, presenta una cierta toxicidad como consecuencia de su acción metahemoglobizante e hipotensiva.

El **contenido en fósforo** de las aguas puede variar desde 0.001 mg/l a 200 mg/l y es uno de los factores a tener en cuenta cuando hay un desarrollo exuberante de algas en una conducción de agua.

Las normas de potabilidad nos dicen en general nada sobre el contenido de fosfatos, las normas Bolivianas indican que no debe existir cantidad alguna.

13.3 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La Fuente.

2.- <http://es.wikipedia.org/wiki/nitrógeno>.

3. - <http://www.lenntech.com/espanol/tabla-peiodica/N.htm>

4. - <http://www.prodigyweb.net.mx/degcorp/Quimica/Nitrogeno.htmToxFAQs™>

5.- <http://www.monografias.com/trabajos14/ciclos-quimicos/ciclos-quimicos.shtml>

6.- http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?mid=98&l=s&c3=



CAPITULO N° 14

AZUFRE Y SUS COMPUESTOS

14.1 ORIGEN

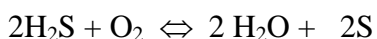
El azufre se encuentra en sulfuros y sulfatos e incluso en forma nativa. Es un elemento químico esencial para todos los organismos y necesario para muchos aminoácidos y por consiguiente también para las proteínas.

CUADRO 14.1: Azufre

AZUFRE		GENERAL	
		Nombre, símbolo, número	Azufre, S, 16
		Serie Química	No Metal
		Grupo, Periodo, Bloque	16 (VIA), 3, p
		disociación, dureza (MOHS)	1960 kg/m ³ , 2
		Apariencia	amarillo limón 

Fuente: (Catalán La Fuente)

El azufre no es soluble en el agua, encontrándose muy raras veces en forma de azufre coloidal, como consecuencia de la reducción de los sulfatos o de los sulfuros:



Los compuestos de azufre que se encuentran en Disociación son: el Hidrógeno sulfurado y los sulfuros, los sulfitos, los tiosulfitos y los sulfatos.

En las aguas Disociadas, como ya hemos dicho, se realiza una serie de fenómenos en los cuales determinados elementos se presentan en diferentes estados, realizándose el llamado ciclo del azufre.

Se extrae sulfatos de las rocas, los que recirculan en los ecosistemas. En los lodos reducidos, el azufre recircula gracias a las bacterias reductoras del azufre que reducen sulfatos y otros compuestos similares, y a las bacterias desnitrificantes, que oxidan sulfuros.

El H₂S que regresa a la atmósfera se oxida espontáneamente es acarreado por la lluvia. Los sulfuros presentes en combustibles fósiles y rocas sedimentarias son oxidados finalmente a ser

empleados como combustible por el hombre, debido a movimientos de la corteza terrestre, y a la intemperización, respectivamente.

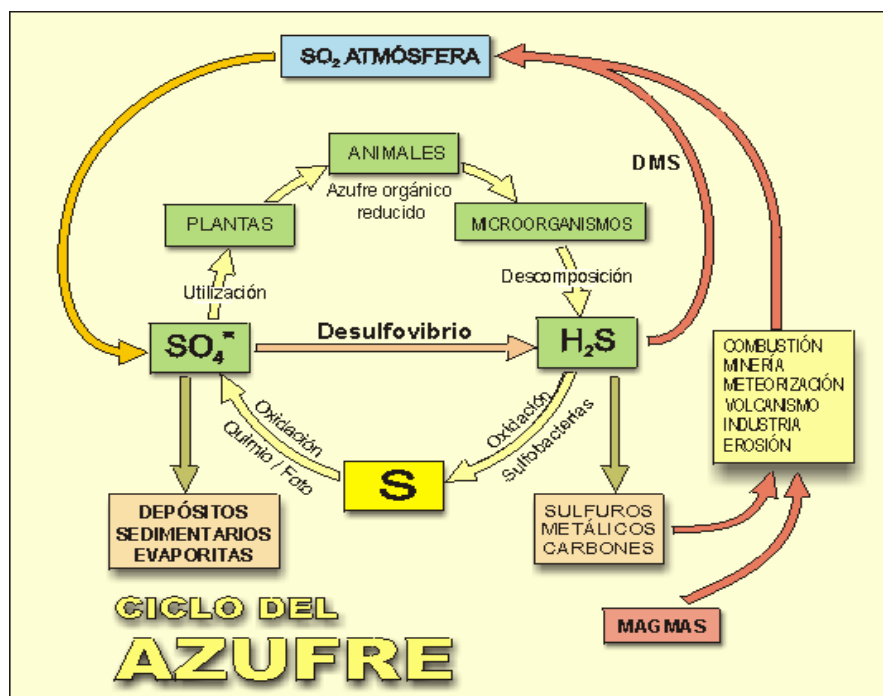


FIGURA 14.1: Ciclo del Azufre

Hemos dicho que el hidrogeno sulfurado es muy tóxico, siendo en grado mucho menor el HS^- . Por lo tanto las aguas que tengan hidrogeno sulfurado serán muy tóxicas a pH ácidos, incluso para las bacterias. La toxicidad disminuirá extraordinariamente a pH básicos.

El hidrogeno sulfurado no se encuentra en general en las aguas superficiales, excepto en las aguas negras, como ya sabemos los compuestos en los cuales el azufre actúa con valencia inferior se oxidan muy fácilmente en contacto con el oxígeno del aire y de la luz, para formar un ultimo extremo del ión sulfato. Por esto, el sulfuro de hidrogeno solo se encuentra donde se pueda formar cuando las condiciones del medio sean favorables, por ejemplo, en los procesos de descomposición de las turbas, en los medios reductores en los que los sulfatos pasan a sulfuros por acción de las bacterias, en las aguas negras, etc. También puede tener un origen geológico.

Una vez formado el hidrogeno sulfurado, para que se mantenga en solución depende de diversos factores, como el potencial Redox (la reducción de los sulfatos se realiza a potenciales comprendidos entre $E = 0.06$ y 0.10 volt.), el pH, etc.

Se encuentra también en el fondo de los embalses recientemente construidos y en el de



algunos lagos. Igualmente en los ríos que soportan una carga grande de aguas negras, cuando se encuentra en proceso de putrefacción, por una polución industrial, en las aguas mineromedicinales sulfhídricas, etc. Es en estas ultimas donde el anión sulfuro adquiere una extraordinaria importancia.

Muchos de los olores desagradables de la materia orgánica se deben a compuestos que contienen azufre como el sulfuro de hidrógeno. Disuelto en agua es ácido ($pK_{a1} = 7,00$, $pK_{a2} = 12,92$) y reacciona con los metales.

14.1.1 TIOCIANATOS.

Su presencia indica siempre una polución, como consecuencia del uso de insecticidas de ésteres tiocianidos o tiocianacéticos. No tienen importancia por ellos mismos, como no sea cuando se clora el agua que los contiene, porque en presencia de cloro se forma el cloruro de cianógeno $(CN)_2CL_2$ que es muy tóxico, con una acción irritante bastante acusada, llegando a ser nocivo para el hombre cuando se encuentra en dosis un poco altas.

14.1.2 SULFATOS.

Los sulfatos son las sales o los ésteres del ácido sulfúrico. Contienen como unidad común un átomo de azufre en el centro de un tetraedro formado por cuatro átomos de oxígeno

Los sulfatos inorgánicos son las sales del ácido sulfúrico. En la naturaleza se encuentran en forma de yeso (sulfato cálcico dihidratado $CaSO_4 \cdot 2 H_2O$), barita (sulfato de bario) o sulfato sódico (Na_2SO_4). Por oxidación se forma de los sulfuros de muchos elementos cuando estos entren en contacto con el oxígeno del aire.

El ión sulfato es uno de los iones que contribuyen a la salinidad de las aguas, encontrándose en la mayoría de las aguas naturales.

Algunas aguas no lo contienen y otras llegan a tener hasta 2 gr./l e incluso mas, dependiendo principalmente de los terrenos que hayan drenado.

El origen de los sulfatos es debido fundamentalmente a la disolución de los yesos $CaSO_4 \cdot 2H_2O$. También pueden provenir de la oxidación de los sulfuros(piritas), los cuales darán ión sulfato o ácido sulfúrico libre, según la riqueza del agua en ión calcio.

Los sulfatos son los elementos principales de las aguas continentales, después de los bicarbonatos y los silicatos, siendo muy importante el conocimiento del contenido de este ión en las aguas naturales susceptibles a ser utilizadas.

14.1.3 SULFUROS

El sulfuro de hidrógeno o hidrogeno sulfurado (H_2S) es el compuesto más importante que contiene sólo hidrógeno y azufre.

Es un gas incoloro que tiene un olor fétido (semejante al de los huevos podridos) y es muchísimo más venenoso que el monóxido de carbono, pero se advierte su presencia (por su olor) antes de que alcance concentraciones peligrosas

El hidrogeno sulfurado es un gas muy soluble en el agua se disuelve de 3.5 a 7 gr. Por litro en condiciones normales. En el cuadro 10.2 se presenta la solubilidad a distintas temperaturas.

Así, la solubilidad de H_2S para una presión parcial de 0.003 Atm. A $10^\circ C$, será:

$$5.112 \times 0.003 = 15.336 \text{ mg / l}$$

en un diácido y sus constantes de Disociación son:

$$k_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 0.91 \cdot 10^{-7}$$

$$k_2 = \frac{[H^+][S^{2-}]}{[HS^-]} = 10^{-15}$$

TABLA 14.1: Solubilidad del H_2S en agua a distintas temperaturas

T °C	H_2S	T °C	H_2S
0	7,027	10	5,112
2	6,589	12	4,823
4	6,178	14	4,556
6	5,795	16	4,309
8	5,441	18	4,086
		20	3,929

Fuente: (Catalán La Fuente)

Lo que nos dice que la primera Disociación es la más importante.

A $pH=7$, la relación $\frac{H_2S}{HS^-}$ es sensiblemente igual a la unidad, aumentando a medida que disminuye el pH , como por otra parte, la alcalinidad esta especialmente relacionada, con el

contenido de sales alcalinotérreas, podemos concluir que en las aguas que contengan hidrogeno sulfurado habrá una relación cuantitativa entre el contenido de H_2S , HS^- y la alcalinidad.



FIGURA 14.2: Aguas contaminadas con Azufre

En las aguas negras, el ácido sulfhídrico presente, es el resultado de la descomposición anaerobia de los compuestos que contienen azufre (cistina, cisteína, metionina, etc.).

El agua para la bebida no debe tener ni hidrogeno sulfurado ni ión sulfuro.

14.2 SIGNIFICADO SANITARIO

14.2.1 EFECTOS DEL AZUFRE SOBRE LA SALUD

El azufre se puede encontrar frecuentemente en la naturaleza en forma de sulfuros. Durante diversos procesos se añaden al medio ambiente enlaces de azufre dañinos para los animales y los hombres.

Estos enlaces de azufre dañinos también se forman en la naturaleza durante diversas reacciones, sobre todo cuando se han añadido sustancias que no están presentes de forma natural.



Los compuestos del azufre presentan un olor desagradable y a menudo son altamente tóxicos. En general las sustancias sulfurosas pueden tener los siguientes efectos en la salud humana:

- Efectos neurológicos y cambios comporta mentales
- Alteración de la circulación sanguínea
- Daños cardiacos
- Efectos en los ojos y en la vista
- Fallos reproductores
- Daños al sistema inmunitario
- Desórdenes estomacales y gastrointestinales
- Daños en las funciones del hígado y los riñones
- Defectos en la audición
- Alteraciones del metabolismo hormonal
- Efectos dermatológicos
- Asfixia y embolia pulmonar

Con respecto a las obras publicas, sabemos que las aguas que contienen 300 mg/l o mas del ión sulfato son perjudiciales (aguas selenitosas), por atacar al cemento al formarse la sal llamada Candlot-Michaelis, conocida como cáncer del cemento, de formula probable Al_2O_3 , 3CaO , 3CaSO_4 , $3\text{OH}_2\text{O}$. Esta sal se forma al ponerse en contacto el sulfato cálcico y el aluminato tricálcico, descomponiéndose electrolíticamente y destruyendo el hormigón, la estabilidad es reforzada por el NaCl y el NaSO_4 pero el MgSO_4 y el Na_2CO_3 lo destruyen.

En general, todos los sulfatos presentes en las aguas están en forma de sales alcalinas o alcalinotérreas.

Los sulfatos de calcio y magnesio contribuyen a la dureza del agua, constituyendo la dureza permanente.

Desde el punto de vista del agua para la bebida, una dosis grande de ión sulfato puede ser causa de trastornos gastrointestinales, sobre todo en los niños. El sulfato magnésico comunica al agua un sabor amargo.

La O.M.S. da como concentración limite, para que una agua sea apta para la bebida, 400 mg/l de ión sulfato, pudiendo, sin embargo, el organismo humano puede soportar dosis mucho más elevadas.

Los estándares para agua potable del servicio de salud pública tienen un límite máximo de



250 ppm de sulfatos, ya que a valores superiores tiene una acción "purgante".

Los límites de concentración, arriba de los cuales se percibe un sabor amargo en el agua son: Para el sulfato de magnesio 400 a 600 ppm y para el sulfato de calcio son de 250 a 400 ppm. La presencia de sulfatos es ventajosa en la industria cervecera, ya que le confiere un sabor deseable al producto.

En los sistemas de agua para uso doméstico, los sulfatos no producen un incremento en la corrosión de los accesorios metálicos, pero cuando las concentraciones son superiores a 200 p.p.m, se incrementa la cantidad de plomo disuelto proveniente de las tuberías de plomo.

Algunos ríos presentan variaciones muy grandes en su contenido de sulfatos de unos a otros meses, con valores de irregularidad que alcanzan las mayores: 31, 20 y 16.

14.3 MEDICIÓN Y LABORATORIO

14.3.1 DETERMINACIÓN DE SULFATOS

14.3.1.1 ALMACENAJE DE LA MUESTRA.

Hay que anotar, que si la muestra contiene materia orgánica y cierto tipo de bacterias (sulfato reductoras), los sulfatos son reducidos por las bacterias a sulfuros.

Para evitar lo anterior, las muestras que tengan alta contaminación, se deben almacenar en refrigeración o tratadas con un poco de formaldehído.

Si la muestra contiene sulfitos, estos reaccionan a un pH superior a 8.0, con el oxígeno disuelto del agua y pasan a sulfatos, se evita esta reacción, ajustando el pH de la muestra a niveles inferiores a 8.0.

Aparte de los casos especiales mencionados, la muestra no requiere de un almacenaje especial.

14.3.1.2 CAMPO DE APLICACIÓN

Este método analiza sulfatos en un intervalo de 0 a 25 p.p.m, en muestras de agua de uso doméstico, industrial y agrícola.

Si la concentración de sulfatos es superior a 25 p.p.m, se diluye según sea necesario.

14.3.1.3 PRINCIPIOS

La muestra es tratada con cloruro de bario, en medio ácido, formándose un precipitado blanco de sulfato de bario, se requiere de un solvente acondicionador, que contiene glicerina y alcohol.

Para modificar la viscosidad de la muestra y así permitir que el precipitado de BaSO_4 se mantenga en suspensión, produciendo valores de turbidez estables.

La turbidez de este precipitado se mide en un espectrofotómetro a una longitud de onda de 420 m.m. y con una celda de 1 cm.

14.3.1.4 INTERFERENCIAS.

En este método las principales interferencias son los sólidos suspendidos, materia orgánica y sílice, las cuales pueden ser eliminadas por filtración antes del análisis de sulfatos.

14.3.1.5 APARATOS

Cualquier espectrofotómetro que se pueda operar a una longitud de onda de 420 manómetros, con celdas de 1 cm (Spectronic-20).

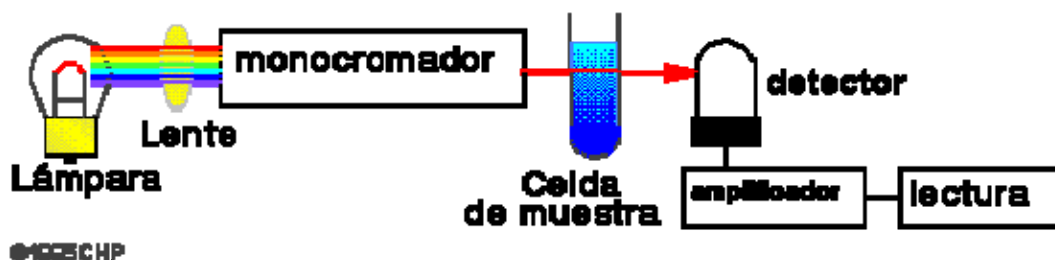


TABLA 14.2: Sulfatos presentes en los ríos de Cochabamba

Localización	Mes	Provincia	Muestreo			T H ₂ O (°C)	Caudal (l/s)	Unidades	Sulfatos (Sulf)
			punto	fecha	hora				
Río Miguel Mayu	Marzo	Campero	Vertiente	3-Mar-91	12:20	17.400	0.009	mgSO ₄ ²⁻ /L	15.270
	Marzo	Campero	Grifo red	3-Mar-91	12:55	22.500	-	mgSO ₄ ²⁻ /L	16.960
	Abril	Campero	Tanque red	2-Abr-91	13:15	19.500	-	mgSO ₄ ²⁻ /L	16.160
	Mayo	Campero	Vertiente	9-May-91	12:20	14.900	0.008	mgSO ₄ ²⁻ /L	15.710
	Junio	Campero	Grifo red	7-Jun-91	08:05	17.400	-	mgSO ₄ ²⁻ /L	15.810
	Agosto	Campero	Grifo red	5-Ago-91	13:50	25.400	0.060	mgSO ₄ ²⁻ /L	16.700
Quebrada Rumi Aguada	Septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-90	10:00	23.000	0.110	mgSO ₄ ²⁻ /L	140.360
	Octubre	Campero	Vertiente	19-Oct-90	11:30	20.000	-	mgSO ₄ ²⁻ /L	135.850
	Julio	Campero	Vertiente	7-Jul-91	10:10	19.000	0.125	mgSO ₄ ²⁻ /L	115.530
	Agosto	Campero	Vertiente	4-Ago-91	09:35	17.800	0.125	mgSO ₄ ²⁻ /L	130.350
Suero Mayu	Marzo	Campero	Grifo red	5-Mar-91	19:00	22.700	-	mgSO ₄ ²⁻ /L	58.570
	Abril	Campero	Vertiente	4-Abr-91	09:45	20.400	0.300	mgSO ₄ ²⁻ /L	56.700

	Mayo	Campero	Grifo red	5-May-91	16:25	20.700	-	mgSO ₄ ⁼ /L	57.440
	Junio	Campero	Tanque red	1-Jun-91	14:25	21.400	0.280	mgSO ₄ ⁼ /L	58.690
	Julio	Campero	Grifo red	7-Jul-91	11:10	20.500	-	mgSO ₄ ⁼ /L	55.430
	Agosto	Campero	Tanque red	4-Ago-91	10:40	15.000	0.250	mgSO ₄ ⁼ /L	58.280
	Agosto	Campero	Grifo red	2-Ago-91	16:05	19.200	0.110	mgSO ₄ ⁼ /L	5.960
Trampas	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	12:15	19.500	0.100	mgSO ₄ ⁼ /L	22.870
	Abril	Campero	Vertiente	3-Abr-91	12:20	19.200	-	mgSO ₄ ⁼ /L	23.300
	Mayo	Campero	Vertiente	5-May-91	12:35	19.500	0.025	mgSO ₄ ⁼ /L	24.920
	Junio	Campero	Grifo red	2-Jun-91	11:15	20.200	0.020	mgSO ₄ ⁼ /L	29.260
	Julio	Campero	Grifo red	4-Jul-91	12:31	17.000	0.018	mgSO ₄ ⁼ /L	26.210
	Agosto	Campero	Grifo red	3-Ago-91	13:40	19.000	0.015	mgSO ₄ ⁼ /L	30.090
Ch'allar	septiembre	Campero	Vertiente	20-Sep-91	15:30	18.300	0.050	mgSO ₄ ⁼ /L	59.660
	octubre	Campero	Vertiente	20-Oct-90	18:35	21.000	-	mgSO ₄ ⁼ /L	79.980
	noviembre	Campero	Vertiente	24-Nov-90	09:15	18.400	-	mgSO ₄ ⁼ /L	71.340
	diciembre	Campero	Vertiente	14-Dic-90	11:20	18.400	0.033	mgSO ₄ ⁼ /L	65.600
	enero	Campero	Vertiente	5-Ene-91	11:35	19.000	0.040	mgSO ₄ ⁼ /L	55.910
	Marzo	Campero	Vertiente	4-Mar-91	13:15	18.200	-	mgSO ₄ ⁼ /L	44.980
	Julio	Campero	Vertiente	4-Jul-91	11:52	14.000	0.045	mgSO ₄ ⁼ /L	50.860
	Agosto	Campero	Vertiente	3-Ago-91	14:04	16.500	-	mgSO ₄ ⁼ /L	47.670
	Abril	Mizque	río	1-Abr-91	11:40	18.800	108.000	mgSO ₄ ⁼ /L	12.000
Cercado	Noviembre	Campero	río	24-Nov-90	11:35	25.000	++	mgSO ₄ ⁼ /L	140.000
	Diciembre	Campero	río	13-Dic-90	11:15	19.400	++	mgSO ₄ ⁼ /L	136.800
	Enero	Campero	río	5-Ene-91	14:10	21.400	++	mgSO ₄ ⁼ /L	33.200
	Febrero	Campero	río	4-Feb-91	12:25	25.000	++	mgSO ₄ ⁼ /L	132.400
	Marzo	Campero	río	6-Mar-91	19:50	22.500	++	mgSO ₄ ⁼ /L	128.000
	Abril	Campero	río	4-Abr-91	11:00	22.300	++	mgSO ₄ ⁼ /L	126.000

Fuente: (C.A.S.A)

Podemos ver que la cantidad de sulfatos es bastante mayor que en otros.

Al igual que hacíamos en la materia en suspensión y para el residuo fijo, calculamos para el sulfato el coeficiente selenitoso, dividiendo el incremento en sulfatos de una estación de muestreo a la siguiente a lo largo de la estación del río por su distancia en kilómetros, expresando en mg/l y por kilómetro el resultado.

El hidrogeno sulfurado se elimina por simple aireación y por cloración. La presencia de hidrogeno sulfurado facilita el desarrollo de las bacterias, por lo que las aguas que lo contengan serán agresivas.



14.4 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente
Editorial BLUME

2. - MILLER Jr., G. Tyler. Ecología y Medio Ambiente. Iberoamericana. Pág. 91, 113 – 115.

3. - <http://es.wikipedia.org/azufre>

4. - [http://es.wikipedia.org/ciclo del azufre](http://es.wikipedia.org/ciclo%20del%20azufre)



CAPITULO N° 15

MICROBIOLOGIA

15.1 ORIGEN

Los miembros de la familia Enterobacteriaceae son bacilo negativos, inmóviles o móviles con flagelos. Peritricos se desarrollan en medios artificiales y todas las especies forman ácido o ácido y gas a partir de glucosa. Su composición antigénica es un mosaico que interrelaciona serológicamente varios géneros y aun familias, muchas de estas bacterias son parásitos de animales y otros patógenos.

Para enjuiciar la calidad de las aguas se recorre a parámetro físico químico y biológico. Los parámetros bacteriológicos tienen mayor importancia para dictámenes higiénicos; es preciso hallar el número de gérmenes saprófilos o de coli y de bacterias procedentes del intestino humano como indicadores de la contaminación.

Conviene destacar la importancia que tienen las cifras de coliformes, pertenecientes a las enterobacterias que fermentan lactosa con producción de gas y ácido. Para determinar el número de estas bacterias se suele emplear un medio selectivo.

MARCO TEÓRICO

BACTERIA COLIFORME:

Incluyen E. Coli y otras bacterias que se asemejan morfológica y fisiológicamente. Estos M.O. con frecuencia difieren entre si en características pequeñas. Las bacterias coliforme suelen encontrarse en el aparato intestinal del hombre y animal. E. Coli, rara vez se encuentra fuera del intestino

Las bacterias coliformes son bacilos cortos, gram negativos que fermentan la lactosa y forman ácido y gas.

Son anaeróbios facultativos, se multiplican a mayor rapidez a temperatura entre 30 y 37 °C, crecen a gran abundancias en medios corrientes, como caldo y agar. La colonia de E. Coli en agar E.M.B (eosina y azul de metileno) tienen 2 a 4 mm de diámetro, un centro grande de color oscuro e incluso negro, y tienen brillo verde metálico cuando se observan con luz refleja.



Se han creado otras pruebas para diferenciar tipos de bacterias coliformes, suelen emplearse 4 y se han juntado sus iniciales en la palabra nemotécnica IMViC (Indol, Rojo Metilo (R.M.), Borges – Proskauer (V: P) y utilizada de citrato.

La reacción de IMViC de algunas bacterias coliformes como E.coli ++ --, significa que el M: O: produce Indol y es positivo al rojo metilo y negativo al V.P.

Hay 16 combinaciones posibles de resultados prueba negativa y positiva.

Se considera que todas las bacterias coliformes, tienen importancia en el H₂O desde el punto de vista sanitario aunque muchos autores han tratado de diferenciar el tipo fecal (e.coli) y el no fecal (A: aurogenes)

15.2 SIGNIFICADO SANITARIO

Experimento # 1:

"Contaje de aeróbios totales"

La muestra tomada en una tubería o H₂O de chorro, después de haber agregado 10 ml de esta muestra al envase que contenía 0,1 de peptona y con dilución de 10^{-1} , 10^{-2} y 10^{-3} , rotulada como Am (10^{-1} , 10^{-2} y 10^{-3}).

Aquí en este experimento se realizó el paso de siembra en profundidad.

El resultado dio negativo, no hubo presencia de bacteria aeróbios, por lo tanto el contaje de bacterias aerobias totales, no fue posible por lo antes ya mencionado.

Después se dejó por 24 horas mas y tampoco se observó ningún crecimiento, o sea, dio negativa la prueba, es decir, no se determinó la presencia de aeróbios en los experimentos realizados.

Descartamos las placas, pero antes realizamos una inoculación con E.coli; una placa y un tubo.

El agar empleado fue el agar para el recuento.

Este resultado nos indica que la muestra tomada cumple con la norma COVENIN 2614-1994 (1ª revisión) que dice:



5.2.1: es envase previamente esterilizado, debe destaparse únicamente en el momento preciso de la captación y finalizado esta deberá cerrar de inmediato

5.2.2: durante la toma de muestra, el envase deberá sujetarse por la base y evitar cualquier contacto extremo que contamine la tapa o la boca del mismo.

También está H₂O, cumple con las normas COVENIN, donde dice en 3.2, que el H₂O tratado es aquella que ha sido sometida a uno o varios procesos químicos o físicos para su adecuación como H₂O potable.

Experimento # 2

(Coliformes totales)

En esta experiencia la siguientes 6 placas fueron rotuladas (10^{-1} , 10^{-2} y 10^{-3}), con Agar violeta Rojo Billis (VRBA), a esta placas le agregamos 1 ml de la muestra (a cada una de las 6 placas).

Estas placas la incubamos x 24 horas a 37 °C, aquí no se presentaron crecimiento de coliforme; el cual nos indica, que el H₂O tratado este experimento está debidamente saneada, como lo estipula la norma COVENIN, que el H₂O potable debe ser limpia, fresca, sin sabores ni olores desagradables o que cause rechazo de quien la consume.

Esta prueba dio negativa, no hubo crecimiento de bacterias coliforme, por lo ya señalado anteriormente por lo que se considera que el agua es de calidad o como lo dice COVENIN: agua de calidad es la expresión de todos los factores físicos, químicos y microbiológicos que están presentes en el H₂O. Si la prueba fuese positiva, las colonias tienen que ser roja, dada por los pigmentos.

La finalidad de esta experiencia es de observar crecimiento de coliformes totales, en este caso la *Escherichia coli* que es la especie clásica de este grupo.

Experimento # 3

Número Mas Probable de Coliformes (NMP)

En este experimento, agarramos 9 tubos con caldo nutriente amarillo, le agregamos 1 ml de la muestra agregada en los envase de 0,1 peptona y rotulada 10^{-1} ; 10^{-2} ; 10^{-3} .



Cada tubo tiene un tubo Durjam invertido en su interior, si en el interior de este tubo, después de 24 horas no hay formación de gas la prueba es negativa, no hubo crecimiento de presunto coliforme, y efectivamente este fue el resultado obtenido, no hubo presencia de gas en el interior del tubo Durjam.

Nota: cada tubo contenía 10 ml de caldo L.S.T.

Con respecto a N.M.P de coliforme COVENIN dice en 7.2.3, se considera tubo positivo en la prueba presuntiva aquellas que presenten cualquier cantidad de gas en el tubo Durham y / o Turbiedad después de 24 a 48 horas de incubación.

Este resultado no fue el nuestro, pero para demostrar lo señalado anteriormente, que si no hay presencia de gas, es porque la prueba es negativa, según COVENIN, o sea, que el H₂O utilizada para este análisis ha sido adecuadamente físico o químico analizada, para considerarla agua potable.

Cabe destacar que la estimación del N.M.P., se basa en la presunción de que las bacterias se hallan naturalmente distribuida en un medio líquido.

Experimento # 4

NMP de estreptococos fecales:

Aquí se procedió igual que el experimento # 3, pero aquí se utilizó caldo glucosado (color rojo) cuando la prueba resulta positiva cambia de un color púrpura a amarilla, pero como no hubo reacción de este microorganismo no presentó el color ya señalado, por lo que se puede indicar que no hubo crecimiento de estreptococos fecales.

A pesar de que el medio estaba nutrido con 0,1 peptona, no se presentó crecimiento, ya que H₂O está totalmente curada, por los medios requeridos por COVENIN y el desarrollo está totalmente inhibido.

También hay que tener en cuenta que esto es posible, cuando se cumple con las normas o pasos necesarios para una buena toma de muestras para analizar.

Nota: Los estreptococos fecales son bacterias entéricas que viven en el intestino de los animales de sangre caliente u del hombre, debido a que *S. Fecalis* abunda en el intestino grueso del hombre, su presencia en los H₂O significa contaminación fecal.



Experimento # 5:

Numeración de organismos mediante técnicas de filtración

Para este experimento se trabajó con agar MacKonkey. Aquí se hace pasar parte de la muestra por una membrana de filtración de acetato de celulosa con poros y diámetro tal (0,45 diámetro) que capte la bacteria en tanto que permita el paso libre del H₂O.

La membrana de filtración se coloca asépticamente con una pinza en una caja de Petri en un cojincillo absorbente con una solución nutritiva, y se incuba a 37 °C a 24 horas.

Después se examina la muestra con un contador de colonias, estas colonias deben ser verdes violáceas con resplandor metálico (bacterias coliformes).

Cabe decir que este experimento fue realizado por la técnica Nubia de Pérez, fue demostrativo, dio positivo, pero como la prueba anterior nos dieron negativas no lo consideramos como punto de discusión.

El H₂O tomada para este análisis fue del grupo 6, los resultados de ellos todos dieron positivos.

15.3 MEDICION Y LABORATORIO

15.3.1 DETERMINACIÓN DE LAS MATERIAS ORGÁNICAS PUTRESCIBLES.

Se llama insuficiencia de oxígeno o déficit de oxígeno de un agua, al peso del mismo necesario para alcanzar la saturación a la temperatura considerada. Se expresa en mg/l.

Demanda de oxígeno de un agua, es la cantidad de oxígeno (mg/l) consumido por un agua durante un cierto tiempo.

La cantidad de materias orgánicas putrescibles se puede determinar por tres procedimientos.

1. Pérdida de peso al rojo.
2. Demanda química de oxígeno (D.Q.O.)
3. Demanda bioquímica de oxígeno (D.B.O.)

La primera se realiza por combustión, la segunda por vía química y la tercera por intermedio de las bacterias. Las tres oxidan la materia orgánica fijando el oxígeno, siendo las dos últimas las que más se usan. Tienen sus ventajas e inconvenientes, no existiendo ninguna relación entre los resultados de las mismas, ya que los efectos varían de una muestra de agua polucionada a otra.

15.3.2 PERDIDA DE PESO AL ROJO.

Se realiza por evaporación de un volumen determinado de agua y su posterior calcinación del residuo seco hallado, al rojo en crisol de platino. La diferencia entre el residuo seco hallado a 110°C y el residuo a calcinación (materias minerales más materias orgánicas en el primer caso y materias minerales en el segundo) nos dará el peso de materias orgánicas.

Para una valoración real de este ensayo, debemos tener en cuenta la estabilidad de las sales presentes en el residuo seco a distintas temperaturas.

15.3.3 DEMANDA QUÍMICA DE OXÍGENO. (D.Q.O.)

Llamada también demanda inmediata, es la cantidad de oxígeno consumido por los cuerpos reductores presentes en un agua sin intervención de los organismos vivos. Se ideó a fin de soslayar las dificultades que presenta la D.B.O., fundamentalmente en lo que se refiere al tiempo, a la constante K de velocidad de aireación y a la demanda total en la primera fase L.

Por otro lado también se define como la cantidad de oxígeno expresado en mg/l. Consumido por las materias oxidables en las condiciones de ensayo, contenidas en 1 litro de agua. Se simboliza D.Q.O.

Esta determinación, no representa lo que realmente ocurre en la naturaleza y por sobre todo no hace una distinción entre sustancias biodegradables y no degradables.

Esta técnica se suele hacer con dicromato. Para ello se añade una determinada cantidad de oxidante al agua y se determina el que se ha consumido.

La determinación del oxígeno consumido con permanganato potásico puede considerarse como una forma de la determinación de la D.Q.O.. se puede hacer, o bien hirviendo la muestra durante diez minutos o bien haciendo un ensayo más prolongado dejando la muestra con el oxidante durante cuatro horas a 27°C. Como se ve fácilmente, los resultados de esta última

prueba son mas bajos que a ebullición, dando esta en general valores cuatro veces mayores que aquel.

La determinación se puede hacer en medio alcalino o en medio ácido. En el primer caso se dosifican las materias orgánicas de origen animal, es decir, la urea, los ácidos aminados, etc., y en medio ácido la materia orgánica de origen vegetal como los ácidos húmicos.

Esta determinación se debe realizar cuando se hace un análisis de potabilidad, observándose, según lo anterior, que la oxidabilidad en medio alcalino es la que tiene una significación real, por ser las materias orgánicas de origen animal las que indican la posibilidad de existencia de microorganismos de origen patógeno. Como regla general, cuando el medio ácido, debemos sospechar de esa agua.

Existe otra forma de estudiar el poder reductor de un agua y es mediante la *demanda de cloro*, o índice de cloro, la cual no se efectúa mas que con vistas a un tratamiento de cloración de un agua.

15.3.4 DEMANDA BIOQUÍMICA DE OXIGENO (D.B.O.)

La D.B.O. representa la cantidad de oxígeno consumido por los gérmenes aerobios para asegurar la descomposición dentro de condiciones bien especificadas de las materias orgánicas contenidas en el agua a analizar. El fundamento del método, consiste en medir la cantidad de O_2 disuelto en un medio de incubación al comienzo y al final de un período de 5 días, durante el cual la muestra es mantenida al abrigo del aire, a 20° C, y en la oscuridad para inhibir la eventual formación de O_2 por las algas.

La D.B.O. en las aguas polucionadas es la cantidad de oxígeno en mg/l necesarios para descomponer la materia orgánica presente, por acción bioquímica aerobia.

Esta demanda de oxígeno, la ejercen tres clases de materiales: carbonados, nitrogenados y ciertos compuestos químicos reductores.

La transformación biológica de la materia orgánica se realiza en dos etapas. En la primera, se oxidan principalmente los compuestos carbonados y en la segunda los nitrogenados. Aquella empieza inmediatamente y termina aproximadamente a los veinte días a 20°C. La segunda no comienza antes de los diez días a 20°C y se prolonga por su periodo mas largo.

Esto queda aclarado en la figura 18.1 en la que se representan las curvas de la demanda bioquímica de oxígeno de las aguas usadas a 9°C a 20°C y a 30°C según THERIAULT.

Se ve que la clase de sustancias depende la forma en que se ejerce la demanda. El punto final puede tardar en alcanzarse mucho tiempo. Por esto se ha aceptado, como regla general, el periodo de cinco días de incubación, a la temperatura de 20°C.

La demanda bioquímica de oxígeno es la prueba mas importante que se emplea para determinar una polución. Es una prueba que se reduce a números un fenómeno natural, muy sencillo en teoría, pero en esencia muy complejo.

El calculo se efectúa determinando el contenido de oxígeno de una muestra semejante, conservada durante este tiempo en un frasco cerrado fuera del contacto del aire a 20°C. La diferencia entre los dos contenidos representa la DBO₅. En la practica, las aguas muy polucionadas necesitan en los cinco días cantidades de oxígeno mucho mayores que las que contiene la muestra, por lo que, para que la determinación pueda realizarse, hace falta añadir a una segunda muestra una cantidad de agua pura saturada de oxígeno, a fin de que quede en la muestra algo de oxígeno después de cinco días (, método de dilucion). La determinación se hace midiendo ambos oxígenos disueltos inmediatamente y después del periodo de cinco días de incubación.

Este método se basa en la formula siguiente:

$$\text{mg/ l de oxígeno (D.B.O.)} = (D_1 - D_2) / P$$

En donde:

D₁ es el oxígeno disuelto en la muestra diluida después de la preaireación.

D₂ es el oxígeno disuelto en la muestra diluida después de la incubación.

P es la fracción decimal de la muestra de agua polucionada.

Desde su introducción, el método de la dilucion ha sido objeto de estudio a fin de tratar de mejorar su seguridad y reproducibilidad, no habiéndose llegado aun a los resultados plenamente satisfactorios, debido principalmente a la diversidad de sustancias que se pueden dar en un agua polucionada, lo que trae como consecuencia que nos encontramos con distintos tipos de muestras, introduciendo grandes errores cuando queremos someterlas todas ellas a la misma prueba

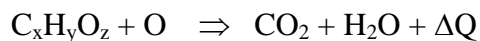
bioquímica. Como ejemplo consideremos dos muestras de aguas, una polucionada por aguas negras y otras por aguas residuales industriales. En la segunda no deben normalmente existir bacterias, por lo que la prueba de la D.B.O. aplicada a ambas será completamente distinta.

En realidad no disponemos de ninguna determinación que nos permita comparar la polución de ambas aguas.

Si realizamos una prueba de D.B.O. usando solamente hidratos de carbono, se verifican las reacciones siguientes:

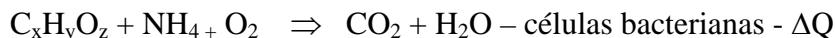
Oxidación de los hidratos de carbono:

Bacteria



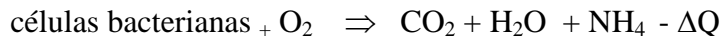
Síntesis de la materia celular:

Bacteria



Oxidación del material celular.

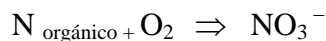
Bacteria



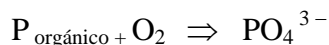
Todas estas reacciones son exotérmicas ΔQ representa el calor de reacción.

Cuando están presentes N, P y S en el material orgánico se realizan las reacciones siguientes.

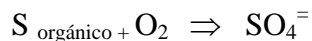
Bacteria



Bacteria



Bacteria



La utilización del oxígeno en la oxidación biológica esta íntimamente relacionada con el mantenimiento y crecimiento de los organismos vivos. En efecto, las fuentes de alimento orgánico no solo suministran los elementos necesarios para la nutrición, sino también la energía que precian, la cual se libera, como ya hemos visto anteriormente, por la oxidación biológica.

Es evidente, que la D.B.O. no puede representar la carga poluente total, dado que ciertas moléculas pueden ser difíciles o imposible de ser asimiladas por los microorganismos utilizados o porque el tiempo de incubación ha sido insuficiente y no ha podido cumplirse la oxidación total aún cuando la carga contaminante sea esencialmente asimilable.

Es por ello, que toda expresión de D.B.O. debe ir acompañada de una determinación de D.Q.O. (expresada igualmente en mg/l. de O_2) y que representa la cantidad de O_2 necesario para oxidar la materia orgánica disuelta en la fase líquida. Este valor expresa el equivalente oxígeno la cantidad de materia orgánica presente. Su comparación con el valor de la D.B.O., es muy ventajosa en la estimación de la biodegradabilidad.

15.3.5 PODER AUTODEPURADOR

Desde hace mucho tiempo se sabe que si las aguas de un río se impurifican en un punto determinado del mismo, vuelven a recobrar su pureza inicial, sin intervención de la mano del hombre, en otro punto o menos alejado del primero, aguas abajo, según la carga polucionante admitida. Esta autodepuracion del medio ambiente, se expresa popularmente por el refrán “agua corriente no mata a la gente, agua sin correr puede suceder”.

El poder autodepurador es uno de los mas importantes conceptos en el estudio cualitativo del control de la purificación de las aguas usadas.

Se define como “eliminación de impurezas, principalmente biológicas, por medio de las bacterias, plantas y animales”.

Esta definición es muy ambigua ya que al decir “por medio de las bacterias, plantas y animales” abarca dos tipos de transformación: la autotrofa y la heterótrofa.

Las bacterias, hongos, etc. Que realizan las transformaciones heterótrofes, realizan un proceso exoenergetico (biodegradación), destruyendo las moléculas mas gruesas y llevándolas a

los componentes elementales (mineralización) aprovechando la energía liberada en estas reacciones.

Por el contrario, las plantas que contienen clorofila, que realizan transformaciones autótrofas, efectúan un proceso endoenergético (síntesis) formando los productos finales producidos por los organismos heterótrofos mediante la oxidación y produciendo a su costa la sustancia celular bioquímicamente estable, viviente, gracias a la síntesis orgánica y con intervención de la de la luz. Químicamente, las sustancias vuelven a estar en su estado mas reducido.

Según lo anteriormente dicho, podríamos definir el poder autodepurador como “la capacidad de un agua para eliminar las impurezas que transporta”.

Esta “capacidad” implica una potencia que en ocasiones se intenta valorar cuantitativamente por medio del “rendimiento” o sea, del poder de autodepuracion que actúa por unidad de tiempo.

De acuerdo con esto con esto, podemos definir (KNOPP) el rendimiento autodepurador como “la cantidad de sustancias eliminadas por un agua en la unidad de tiempo”, siendo este el concepto que verdaderamente interesa y al que se hace referencia cuando se habla de “carga” “capacidad de carga”, etc.

Los procesos de mineralización se realizan en estrecha relación con las disponibilidades de oxígeno del agua, mientras que la síntesis clorofílica suministra oxígeno.

De una manera general podemos decir que la autodepuracion es un proceso en el que el papel preponderante lo juega el oxígeno, hasta tal punto que el poder autodepurador de un río se mide por el balance de oxígeno existente en el mismo. Este balance se podría expresar como sigue:

$$O = A + F - Q - B$$

O= velocidad de la variación en el contenido de oxígeno disuelto.

A= velocidad de transferencia del oxígeno en la superficie (aireación positiva o negativa).

F= velocidad de liberación de oxígeno por fotosíntesis.

Q = consumo químico de oxígeno.

B = consumo bioquímico de oxígeno. Este consumo consta de dos partes: uno el que se realiza en el seno del agua y otro el de los lodos del fondo.

Ahora bien, si queremos hablar del “rendimiento autodepurador” debemos distinguir entre el proceso autótrofo y el heterótrofo.

El heterótrofo (rendimiento de autodepuración oxidante) se define como “la cantidad de sustancias eliminadas de un agua en la unidad de tiempo por oxidación bioquímica” utilizándose como medida convencional para este rendimiento la D.B.O.

El autótrofo (rendimiento de la autodepuración fotosintética) se puede definir como “la cantidad de sustancia eliminadas en la unidad de tiempo por fotosíntesis” utilizándose por uno de los métodos de medida la de comparar las curvas de contenido de oxígeno durante el día y la noche.

La autodepuración se realiza en los cursos de agua, ya que las aguas residuales, tratadas o no, se dirigen a un río, el cual, como hemos visto, funciona como un verdadero organismo capaz de realizar en su seno acciones, físicas, químicas y biológicas.

Cuando un río recibe cantidades relativamente grandes de aguas residuales pueden distinguirse en el mismo tres zonas de polución, a saber: zona de degradación, zona de descomposición activa y zona de recuperación.

En la primera, o zona de degradación, se inicia la descomposición de la materia orgánica bajo la actividad bacteriana.

Las aguas en esta zona tienen aspecto sucio, disminuyendo rápidamente el contenido de oxígeno, estando cerca del 40% de saturación.

En la segunda o zona de descomposición activa, se produce ya desprendimiento de gases. Las aguas tienen un aspecto parduzco o negro apareciendo lodos flotantes. El contenido de oxígeno disuelto está muy por debajo de la zona anterior, llegando en muchos casos a ser 0.

En la tercera, o zona de recuperación, el agua va adquiriendo gradualmente sus condiciones normales a consecuencia de la elaboración de los materiales a costa del oxígeno del aire (aireación superficial A) y de la acción fotosintética de los vegetales que liberan oxígeno (F). Las aguas se van volviendo más claras, reapareciendo los vegetales verdes que en la primera



fase desaparecieron, elevándose el contenido de oxígeno progresivamente hasta su contenido normal próximo a la saturación. En la fig. 18.2 y 18.3 se representan gráficamente estas zonas.

El tiempo necesario para la re-aireación depende de la carga de las aguas negras, de la temperatura del agua, de su volumen y del carácter de la corriente.

Para el estudio de la evolución de una corriente polucionada, se calculan los coeficientes K_1 y K_2 . K_3 es la constante de desoxigenación por vía bioquímica y K_2 la de re-oxigenación por vía física.

15.4 REFERENCIAS BIBLIOGRAFICAS Y DE WEB

1. - QUIMICA DEL AGUA

José G. Catalán La fuente.

2.- "http://es.wikipedia.org/wiki/Demanda_biol%C3%B3gica_de_ox%C3%ADgeno

3. – www.drcalderonlabs.com

4.- <http://es.wikipedia.org/wiki/Plomo>

5.- <http://es.wikipedia.org/wiki/Arsenio>