

Editorial de la Universidad Tecnológica Nacional – edUTecNe

http://www.edutecne.utn.edu.ar edutecne@utn.edu.ar

© [Copyright] La Editorial de la U.T.N. recuerda que las obras publicadas en su sitio web son *de libre acceso para fines académicos y como un medio de difundir el conocimiento generado por autores universitarios*, pero que los mismos y edUTecNe se reservan el derecho de autoría a todos los fines que correspondan.

# **INDICE**

1. OBJETIVOS	2
2. INTRODUCIÓN	4
3. CONCEPTO DE LA DUREZA DEL AGUA	6
4. LAS AGUAS NATURALES	6
4.1. Agua de mar	6
4.2. Agua de río	7
4.3. Agua de lago	8
4.4. Agua subterránea	9
4.5. Purificación del agua	11
5. DUREZA DEL AGUA	11
5.1. ¿Cómo el agua adquiere la dureza?	12
5.2. Dureza permanente y temporal	14
5.2.1. Dureza permanente	14
5.2.2. Dureza temporal	14
5.3. Grados de la dureza del agua	15
5.4. Clasificación de la dureza del agua	15
5.5. Cálculo de la dureza del agua	16
5.6. Análisis de la Dureza Total del agua por titulación con EDTA	16
5.7. Consecuencias del Agua dura	21
5.8. Eliminación de la dureza	22
5.8.1. Método de cal – soda	23
5.8.2. Métodos de intercambio iónico	23
5.8.3. Intercambio iónico convencional	23
5.8.4. Intercambio iónico con precipitación in situ	24
5.8.5. Sistema electrolítico e intercambio iónico combinados	24
5.8.6. Procesos catiónicos y aniónicos en intercambiadores iónicos	24
6. Consecuencias del consumo de agua dura para la salud humana	25
7. Conceptos básicos sobre el agua para calderas	27
8. Conclusión	31
9. Bibliografía	32

# 1. OBJETIVOS

1. Definir y conceptualizar la dureza del agua.

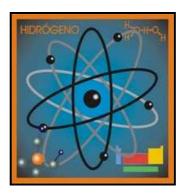


2. Describir las causas y consecuencias de la dureza del agua.

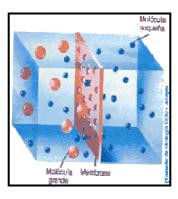




3. Conceptualizar los procesos fundamentales fisicoquímicos que intervienen en la dureza del agua.



4. Brindar los conocimientos básicos para eliminar la dureza.

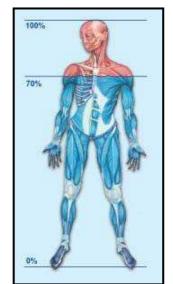


# 2. INTRODUCCIÓN

El agua es uno de los recursos naturales fundamentales, y junto con el aire, la tierra y la energía constituye los cuatro recursos básicos en que se apoya el desarrollo.

La importancia de la calidad del agua ha tenido un lento desarrollo. Hasta finales del siglo XIX no se reconoció el agua como origen de numerosas enfermedades infecciosas. Hoy en día, la importancia tanto de la cantidad como de la calidad del agua esta fuera de toda duda.

El agua es el líquido más abundante y la sustancia más común de la tierra. Cubre el 72% de la superficie terrestre. Se encuentra en la naturaleza como líquido, como sólido (hielo y nieve) y como gas (vapor de agua) en la atmósfera. Es esencial para la vida; entre un 65 y 70 % en masa del cuerpo humano es agua.



La forma más conveniente de llevar a cabo muchas reacciones químicas es hacer que transcurran en disolución y el agua es el disolvente más comúnmente utilizado con este fin. La solubilidad de las sustancias en agua y otros líquidos depende en gran parte de las fuerzas que se establecen entre las moléculas del disolvente y las del soluto.

El agua no es únicamente un buen disolvente para efectuar muchas reacciones sino que también experimenta ella misma muchas reacciones importantes.

La gran polaridad de las moléculas de agua y la existencia de enlaces de hidrógeno entre ellas son la causa del comportamiento peculiar del agua y de sus propiedades

singulares: cambios de estado y disoluciones, enlace de hidrógeno, red de hielo y propiedades como disolvente, propiedades termodinámicas, características ácidobásicas, autoionización, reacciones de hidrólisis y reacciones con distintos elementos y compuestos.

El agua pese a ser el compuesto más abundante de la naturaleza, en contra de lo que pudiera parecer, diversos factores limitan su disponibilidad para el uso humano.

El uso de los recursos naturales provoca un efecto sobre los ecosistemas de donde se extraen y en los ecosistemas en donde se utilizan. El caso del agua es uno de los ejemplos más claros: un mayor suministro de agua significa una mayor carga de aguas residuales. Si se entiende por desarrollo sostenible aquel que permita compatibilizar el uso de los recursos con la conservación de los ecosistemas.

Hay que considerar también que el hombre influye sobre el ciclo del agua de dos formas distintas, bien directamente mediante extracción de las mismas y posterior vertido de aguas contaminadas como o bien indirectamente alterando la vegetación y la calidad de las aguas.

El contenido de agua del planeta se estima en 1.300 trillones de litros. La mayor parte, un 97,23 %, la almacenan los océanos y los casquetes polares un 2,15 %; los

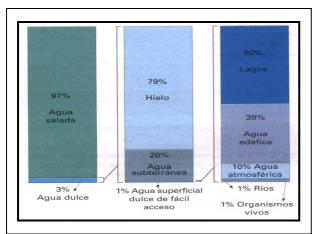
acuíferos, la verdadera reserva para el hombre, un 0,61 %. Los lagos encierran el 0,009 %, mientras que la cifra desciende en los mares interiores a un 0,008 %. La humedad del suelo acumula el 0,005 % la atmósfera el 0,001 % y los ríos tan sólo 0,0001 % del total. Esta cantidad ha estado circulando siempre por la Tierra, originando y conservando la vida en ella. Disponemos actualmente de la misma cantidad de la que disfrutaban los dinosaurios hace 65 millones de años. Por tanto, podemos concluir que para el hombre y sus actividades industriales y agrícolas, sólo resta un 0,62 % que se encuentra en lagos, ríos y agua subterráneas. La cantidad de agua disponible es ciertamente escasa, aunque mayor problema es aún su distribución irregular en el planeta.

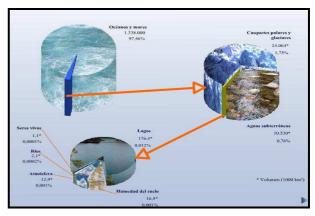


El agua, elemento fundamental, prácticamente fuente de toda vida, constituye parte integrante de todos los tejidos animales y vegetales, siendo necesaria como vehículo fundamental para el proceso de las funciones orgánicas, pero, además, es indispensable para toda una serie de usos humanos que comportan un mayor bienestar, desde la salud y la alimentación, a la industria y al esparcimiento.

El agua se encuentra en la naturaleza con diversas formas y características y cada una de ellas tiene su función dentro del gran ecosistema del planeta Tierra. La que nos interesa, principalmente, para los usos humanos, es en

forma líquida y la conocida como agua dulce, en la cual existe una gama de componentes en disolución en pequeñas proporción, que la hace más o menos apta para los distintos usos, para lo cual se han desarrollado una serie de normas que definen la calidad y tratan de regularla, desde el agua para el consumo directo o agua potable hasta el agua para usos industriales. Esta agua dulce es solo una pequeña parte del conjunto de agua que existe en la tierra y, a su vez, de ella solo es aprovechable otra pequeña parte.





Si bien existen diferencias en los porcentajes que señalan diferentes autores, se puede concluir que el agua para usos humanos es escasa

#### 3. CONCEPTO DE LA DUREZA DEL AGUA

El término dureza del agua se refiere a la cantidad de sales de calcio y magnesio disueltas en el agua. Estos minerales tienen su origen en las formaciones rocosas calcáreas, y pueden ser encontrados, en mayor o menor grado, en la mayoría de las aguas naturales. A veces se da como límite para denominar a un agua como dura una dureza superior a 120 mg CaCO<sub>3</sub>/L. Veamos que sucede con la dureza en las aguas naturales.

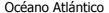
## **4. AGUAS NATURALES**

Un 97% de la gran cantidad de agua que podemos encontrar en la superficie terrestre está formando los océanos. El 2.1 % se encuentra en forma de capas de hielo y glaciares y el resto, el 0.7 %, formando los ríos, lagos y aguas subterráneas. El agua está sometida a un continuo proceso de redistribución. Se evapora de los lagos y ríos, incorporándose a la atmósfera, y luego retorna en forma de lluvia y nieve, que se desplaza por la superficie y se filtra a través de los suelos hasta que, finalmente, vuelve a los mares. En el curso de este ciclo se disuelve muchas de las sustancias de la corteza terrestre que, eventualmente se acumulan en los océanos.

## 4.1. Agua de mar

La salinidad de los océanos es ligeramente variable, pero la proporción de los diversos componentes es relativamente constante. Este hecho sólo se cumple para aguas de mar abierto. Los estuarios y las zonas costeras poco profundas, sobre todo si se trata de costas habitadas, poseen concentraciones diferentes. El Na<sup>+</sup> y el Cl<sup>-</sup> forman por sí solos alrededor del 85% del total de los solutos; si se consideran los iones positivos Na<sup>+</sup>, Mg<sup>2+</sup>, Ca<sup>2+</sup>, K<sup>+</sup> y los cuatro negativos Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> y Br<sup>-</sup>, se llega al 99,9%.







Océano Pacifico

En algunos países de clima cálido, como Israel y Kuwait, se obtiene agua dulce por destilación del agua del mar. No obstante, para la mayoría de las naciones, este procedimiento requiere mucha energía y en consecuencia mucho dinero. Debido a esto no podemos decir que el mar constituya una fuente de agua importante para el consumo del hombre, sin embargo, si constituye un inmenso almacén de muchas otras sustancias. Cada metro cúbico de agua de mar contiene 1.5 Kg de sustancias disueltas. Aunque la mayoría de las sustancias se encuentran en muy baja concentración, hay dos

sustancias importantes que se extraen comercialmente del agua del mar: el cloruro sódico (sal de mesa) y el magnesio.

Los solutos más importantes que se encuentran en el agua del mar, en miligramos por kilogramo (ppm en peso):

Aniones	ppm	Cationes	ppm	Sustancias neutras	ppm
Cl	19000				
		Na <sup>+</sup>	10500		
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	2700				
		Mg <sup>2+</sup>	<b>1350</b>		
		Ca <sup>2+</sup>	<mark>400</mark>		
		K <sup>+</sup>	380		
HCO <sub>3</sub>	140				
Br⁻	65				
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	16				
				$N_2$	10
		Sr <sup>+</sup>	8		
				$O_2$	7
				SiO <sub>2</sub> (H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub> )	6
				H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	5
F <sup>-</sup>	1				
				CO <sub>2</sub>	0.6

4.2. Agua de río

Los ríos muestran una variación muy grande en el contenido total de sales y en la composición de las mismas, dicha variación es muy superior a la que se encuentra en el agua de los mares abiertos. En general el agua de los ríos es "dulce", lo que implica que la concentración de minerales es inferior a 500 ppm. (La salinidad de agua de mar es de 35000 ppm).



Collumbia river - Dalles



Río Nilo Blanco en Khartoum

La concentración de los iones, en ppm, de algunos ríos:

Ion	Hudson	Mississippi		Collumbia	Nilo	Amazonas
	en Gree	en Baton	en Yuma	en los	Blanco en	en Obides
	Island	Rouge		Dalles	Khartoum	
HCO <sub>3</sub>	93	101	183	108	149.2	17.9
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	24	41	289	19	0.44	0.8
Cl⁻	5.0	15	113	4.9	8	2.6
NO <sub>3</sub>	1.2	1.9	1.0	0.3	0.44	
Ca <sup>2+</sup>	<mark>32</mark>	<mark>34</mark>	<mark>94</mark>	<mark>23</mark>	<mark>17.4</mark>	<mark>5.4</mark>
Mg <sup>2+</sup>	<mark>4.9</mark>	<mark>7.6</mark>	<mark>30</mark>	6.2	<b>5.2</b>	0.5
Na <sup>+</sup>	4.8	11	124	16	30.7	1.6
K <sup>+</sup>	2.0	3.1	4.4	0.0	11.8	1.8
SiO <sub>2</sub>	4.9	5.9	14	13	25.6	10.6
Total de sólidos disueltos	173	221	853	191	249	43

En la tabla se observa que la variación de la salinidad de las aguas de diversos ríos es muy grande, así como también es muy variable la naturaleza de las sales que contienen.

Lo que llama la atención es que la concentración de los iones Na<sup>+</sup> (aq) y Cl<sup>-</sup> (aq) es relativamente pequeña frente a la que se encuentra en los mares. Esta diferencia resulta aún más sorprendente si se considera que buena parte del NaCl que se encuentra en los ríos proviene directamente del mar debido al proceso de redistribución del agua en la Tierra.

En el agua de los ríos se encuentran principalmente los iones positivos  $Ca^{2+}$  y  $Mg^{2+}$  y los iones negativos bicarbonato,  $HCO_3^-$  y sulfato,  $SO_4^{2-}$ . Además hay una considerable cantidad de silicatos.

Al establecer comparaciones entre las diferentes concentraciones de las sales que se encuentran en los ríos y los océanos se postula la existencia de un equilibrio dinámico ya que los diversos iones llegan al mar en parte arrastrados por los ríos. Al mismo tiempo hay procesos biológicos y químicos que eliminan nuevamente esas especies. El mecanismo de eliminación más conocido es el que controla los iones calcio por medio de la formación de conchas calcáreas.

## 4.3. Agua de lago

Los lagos no están demasiado bien definidos, por lo tanto existe una enorme variación en la composición de sus aguas. Algunos lagos son famosos por la pureza y claridad de sus aguas. Otros, tienen un interés químico mucho mayor. Los lagos muy salados nos proporcionan algunas de las muestras más interesantes y más variadas de sustancias naturales.





Pyramid Lake - Nevada

Great Salt Lake - Utah

Existe, además, una gran cantidad de aguas subterráneas, cuya utilización aumenta constantemente para hacer frente a la creciente demanda. Su composición es más variable que la de las aguas superficiales. Además, estas aguas están expuestas a los problemas de contaminación de las aguas superficiales y a la contaminación adicional que proviene de mares y manantiales.

## Composición de algunos lagos, en ppm:

Ion	Ponds, en Bad Water, Death Valley (California)	Lago Pyramid (Nevada)	Great Salt Lake (Utah)
HCO <sub>2</sub> -	187	1390	180
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	4960	264	13590
Cl⁻	21400	1960	112900
Ca <sup>2+</sup>	<mark>1230</mark>	<mark>10</mark>	<mark>330</mark>
Mg <sup>2+</sup>	<mark>148</mark>	113	5620
Na <sup>+</sup>	14100	1630	67500
K <sup>+</sup>	594	134	3380
SiO <sub>2</sub>	49	1	
Total de sales Disueltas	42700	5510	203490

## 4.4. Agua subterránea

El agua subterránea representa una fracción importante de la masa de agua presente en cada momento en los continentes. Esta se aloja en los acuíferos bajo la superficie de la tierra. El volumen del agua subterránea es mucho más importante que la masa de agua retenida en lagos o circulante, y aunque menor al de los mayores glaciares, las masas más extensas pueden alcanzar millones de km² (como el acuífero guaraní). El agua del subsuelo es un recurso importante y de este se abastece gran parte de la población mundial, pero de difícil gestión, por su sensibilidad a la contaminación y a la sobreexplotación.





Aguas subterráneas

Es una creencia común que el agua subterránea llena cavidades y circula por galerías. Sin embargo, no siempre es así, pues puede encontrarse ocupando los intersticios (poros y grietas) del suelo, del sustrato rocoso o del sedimento sin consolidar, los cuales la contienen como una esponja. La única excepción significativa, la ofrecen las rocas solubles como las calizas y los yesos, susceptibles de sufrir el proceso llamado karstificación, en el que el agua excava simas, cavernas y otras vías de circulación, modelo que más se ajusta a la creencia popular.



Si el agua subterránea aflora en el desierto puede producir oasis, como éste en Libia.



Manantial de agua subterránea en Francia

El agua subterránea representa una fracción importante de la masa de agua presente en cada momento en los continentes. Esta se aloja en los acuíferos bajo la superficie de la tierra. El volumen del agua subterránea es mucho más importante que la masa de agua retenida en lagos o circulante, y aunque menor al de los mayores glaciares, las masas más extensas pueden alcanzar millones de km² (como el acuífero guaraní). El agua del subsuelo es un recurso importante y de este se abastece gran parte de la población mundial, pero de difícil gestión, por su sensibilidad a la contaminación y a la sobreexplotación.

El Sistema Acuífero Guaraní (SAG) constituye uno de los reservorios subterráneos de agua dulce más importantes del mundo, con una reserva estimada entre 40.000 y 50.000 km³. Se desarrolla en el ámbito de la cuenca del Río Paraná en alrededor de 1.200.000 km² y es compartido en orden de extensión territorial por Brasil, Argentina, Paraguay y Uruguay.



La superficie de color celeste en el interior del territorio limitado entre Brasil, Argentina, Paraguay y Uruguay corresponde al Acuífero "GUARANI"

## 4.5. Purificación del agua

El agua necesaria para usos domésticos, agrícolas e industriales procede de lagos, ríos y otras fuentes subterráneas. Gran parte de esta agua debe ser tratada para eliminar bacterias y otras impurezas peligrosas. Después de este tratamiento el agua no se encuentra totalmente pura, ya que todavía contiene pequeñas cantidades de sales disueltas, particularmente cloruros, sulfatos, fluoruros e hidrogenocarbonatos de sodio, potasio, magnesio y calcio. Estas sales no producen efectos nocivos en las bajas concentraciones en las que se encuentran habitualmente y además proporcionan los minerales esenciales para el organismo.

### 5. <u>Dureza del agua</u>

La dureza del agua se reconoció originalmente por la capacidad que tiene el agua para precipitar el jabón, esto es, las aguas requieren de grandes cantidades de jabón para producir espuma.

La dureza de las aguas naturales es producida sobre todo por las sales de calcio y magnesio. También llamada grado hidrotimétrico, la dureza corresponde a la suma de las concentraciones de cationes metálicos excepto los metales alcalinos y el ion hidrógeno.

En la mayoría de los casos se debe principalmente a la presencia de iones calcio y magnesio, y algunas veces otros cationes divalentes también contribuyen a la dureza como son, estroncio, hierro y manganeso, pero en menor grado ya que generalmente están contenidos en pequeñas cantidades.

Para las aguas subterráneas la dureza depende en gran medida del tipo de depósito geológico que el agua ha atravesado en su camino al acuífero. En depósitos de lecho de roca el agua es generalmente blanda (sódica) a pesar del grado de mineralización. Entonces, como regla general los acuíferos glaciales producen agua dura mientras que los acuíferos de lecho de roca producen agua blanda.

Algunas aguas subterráneas de la región semiárida pampeana contienen relativamente altos niveles de iones bicarbonatos los cuales aparecen generalmente asociados con iones sodio.

## 5.1. ¿Cómo el agua adquiere la dureza?

El agua adquiere la dureza cuando pasa a través de las formaciones geológicas que contienen los elementos minerales que la producen y por su poder solvente los disuelve e incorpora. El agua adquiere el poder solvente, debido a las condiciones ácidas que se desarrollan a su paso por la capa de suelo, donde la acción de las bacterias genera CO<sub>2</sub>, el cual existe en equilibrio con el ácido carbónico. En estas condiciones de pH bajo, el agua ataca las rocas, particularmente a la calcita (CaCO<sub>3</sub>), entrando los compuestos en solución.

El carbonato cálcico (CaCO<sub>3</sub>) es el carbonato más importante, que se presenta en la naturaleza como caliza, mármol y, en estado puro, como calcita. El CaCO<sub>3</sub> se produce como precipitado difícilmente soluble al pasar  $CO_2$  a través de una disolución de hidróxido cálcico, así como durante el fraguado del mortero de cal, que es una mezcla de arena, cal apagada [Ca  $(OH)_2$ ] y agua:

$$Ca^{2+} + 2OH^{-} + CO_2 \rightarrow CaCO_3 (Precipitado) + H_2O$$

Otros minerales importantes del tipo de los carbonatos son la dolomita (Ca, Mg)CO<sub>3</sub>, en el que la mitad de los iones  $Ca^{2+}$  han sido sustituido por iones  $Mg^{2+}$  y además el carbonato de zinc, el carbonato de manganeso y el carbonato de hierro. Los últimos constituyen minerales valiosos.

La calcita es un mineral que puede cristalizar en varias formas dando lugar a cristales generalmente blancos o incoloros, pero que a veces están teñidas de otras coloraciones. Su nombre viene del latín Calx, que significa cal viva. Es el mineral más estable que existe de carbonato de calcio, frente a los otros dos polimorfos con la misma fórmula química aunque distinta estructura cristalina: el aragonito y la vaterita, más inestables y solubles.



Fragmento de calcita



Calcita que se formó por precipitación a partir del agua que circulaba por una grieta de la roca arenisca.

Se caracteriza por su relativamente baja dureza (3 en la escala de Mohs) y por su elevada reactividad incluso con ácidos débiles, tales como el vinagre. Los cristales de calcita se encuentran frecuentemente en las grietas de las rocas ricas en CaCO3 y en las cuevas.

La calcita es el componente mayoritario de las rocas calcáreas, las cuales se utilizan para la fabricación de cemento y cal. Habitualmente cementa con rocas de piedra Caliza, Mármol y Tiza. La calcita es muy común y tiene una amplia distribución por todo el planeta, se calcula que aproximadamente el 4% en peso de la corteza terrestre es de calcita.

También es el mineral que recubre el interior de las cuevas y el componente principal de la piedra Caliza, el Mármol, la Creta y las Conchas Marinas.

La mejor propiedad para identificar a la calcita es el test del ácido, pues este mineral siempre produce efervescencia con los ácidos.





Fragmento de calcita de diferentes formas y colores

El agua que contenga CO<sub>2</sub> al tomar contacto con las formaciones de calcita, se transformará paulatinamente en hidrogenocarbonato, con lo que se disolverá:

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

El proceso real es:

$$CO_3^{2-} + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2HCO_3^{-}$$

El CaCO<sub>3</sub> se disuelve tanto más, cuanto mayor sea la cantidad de CO<sub>2</sub> que contiene el agua.

De esta forma se produce la "<u>dureza debida a los carbonatos</u>" de las aguas naturales, es decir, debida a su contenido en iones  $HCO_3$ . Las aguas subterráneas y que discurren por campos con formaciones de calcita son particularmente duras. Por el contrario, el agua de los grandes lagos suele ser relativamente blanda, puesto que las algas y las plantas superiores durante los procesos de asimilación (verano) substraen  $CO_2$  a los iones  $HCO_3$  y con ello se puede producir la precipitación del carbonato cálcico (por inversión de la reacción anterior).

## 5.2. Dureza permanente y temporal

La dureza del agua tiene una distinción compartida entre dureza temporal (o de carbonatos) y dureza permanente (o de no-carbonatos).

## 5.2.1. Dureza temporal

La dureza que se debe a los bicarbonatos y carbonatos de calcio y magnesio se denomina dureza temporal y puede eliminarse por ebullición, que al mismo tiempo esteriliza el agua.

Otra forma de explicarlo, cuando la dureza es numéricamente mayor que la suma de las alcalinidades de carbonatos y bicarbonatos, la cantidad de dureza que es su equivalente a esta suma se le llama dureza carbonatada, también llamada temporal, ya que al elevarse la temperatura del agua hasta el punto de ebullición, el calcio y el magnesio se precipitan en forma de carbonato de calcio e hidróxido de magnesio respectivamente.

La dureza temporal también puede ser eliminada por la adición del hidróxido de calcio  $(Ca(OH)_2)$ .

$$CaCO_{3(s)} + H_2O_{(l)} + CO_{2(g)} \rightleftharpoons Ca(HCO_3)_{2(aq)}$$

El carbonato de calcio es menos soluble en agua caliente que en agua fría, así que al hervir (que contribuye a la formación de carbonato) se precipitará el bicarbonato de calcio fuera de la solución, dejando el agua menos dura.

Los carbonatos pueden precipitar cuando la concentración de ácido carbónico disminuye, con lo que la dureza temporal disminuye, y si el ácido carbónico aumenta puede aumentar la solubilidad de fuentes de carbonatos, como piedras calizas, con lo que la dureza temporal aumenta. Todo esto está en relación con el pH de equilibrio de la calcita y con la alcalinidad de los carbonatos. Este proceso de disolución y precipitación es el que provoca las formaciones de estalagmitas y estalactitas.

#### 5.2.2. Dureza permanente

La dureza residual se conoce como dureza no carbónica o permanente. La dureza permanente no puede ser eliminada al hervir el agua, es usualmente causada por la presencia del sulfato de calcio y magnesio y/o cloruros en el agua, que son más solubles mientras sube la temperatura hasta cierto valor, luego la solubilidad disminuye conforme aumenta la temperatura. Puede ser eliminada utilizando el método SODA (sulfato de sodio).

Otra explicación es que la cantidad de dureza en exceso de la carbonatada se le llama dureza de no carbonatos y se distingue como permanente, es decir, no puede eliminarse por agitación térmica, sino que son necesarios procesos químicos para eliminarla del agua.

Las aguas que poseen esta dureza pueden ablandarse añadiendo carbonato de sodio y cal, o filtrándolas a través de ceolitas naturales o artificiales que absorben los iones metálicos que producen la dureza, y liberan iones sodio en el agua. Los detergentes contienen ciertos agentes separadores que inactivan las sustancias causantes de la dureza del agua.

El hierro, que produce un sabor desagradable en el agua potable, puede extraerse por medio de la ventilación y sedimentación, o pasando el agua a través de filtros de ceolita. También se puede estabilizar el hierro añadiendo ciertas sales, como los polifosfatos. El agua que se utiliza en los laboratorios, se destila o se desmineraliza pasándola a través de compuestos que absorben los iones.

## 5.3. Grados de la dureza del agua

El grado de dureza es una medida de la concentración total, en peso, del contenido de iones Ca<sup>2+</sup> y Mg<sup>2+</sup>, expresada como equivalente de carbonato de calcio y usualmente medida en partes por millón o miligramos por litro. El siguiente ejemplo ilustra como la dureza expresada como equivalente de carbonato de calcio es calculada para un agua que contiene 285 ppm de Ca y 131 ppm de Mg.

Existen grados de dureza del agua americanos, franceses, alemanes e ingleses que a continuación se mencionan con sus equivalencias en mg CaCO<sub>3</sub>/I de agua.

- ➤ Grado americano (a°): Equivale a 17,2 mg CaCO<sub>3</sub>/I de agua.
- ➤ Grado francés (°f): Equivale a 10,0 mg CaCO<sub>3</sub>/I de agua.
- ➤ Grado alemán (Deutsche Härte, °dH): Equivale a 17,9 mg CaCO<sub>3</sub>/I de agua.
- ➤ Grado inglés (°e) o grado Clark: Equivale a 14,3 mg CaCO<sub>3</sub>/I de agua.

## 5.4. Clasificación de la dureza del agua

La clasificación de la dureza del agua según los diferentes grados hidrotimétricos y su equivalencia en mg CaCO<sub>3</sub>/I de agua: Grado americano (a°), Grado francés (°f), Grado alemán (Deutsche Härte, °dH) y Grado inglés (°e) o grado Clark; es la siguiente:

Tipos de agua	a°	°f	odH	°е
Agua blanda	≤ 17	≤ 1.7	≤ 0.95	≤ 1.19
Agua levemente dura	≤ 60	≤ 6.0	≤ 3.35	≤ 4.20
Agua moderadamente dura	≤ 120	≤ 12.0	≤ 6.70	≤ 8.39
Agua dura	≤ 180	≤ 18.0	≤ 10.05	<b>≤</b> 12.59
Agua muy dura	> 180	> 18.0	> 10.05	> 12.59

En muchos países se clasifica la dureza del agua en mg/l CaCO<sub>3</sub> según los siguientes valores:

<b>Dureza</b> (mg/l CaCO <sub>3</sub> )	Tipos de agua
0 – 75	Agua blanda
75 – 150	Agua semi-dura
150 – 300	Agua dura
más de 300	Agua muy dura

Según la Organización Mundial de la Salud (OMS), la clasificación de la dureza del agua en mg/l CaCO<sub>3</sub> es:

<b>Dureza</b> (mg/l CaCO <sub>3</sub> )	Tipos de agua
0 – 60	Blanda
61 – 120	Moderadamente dura
121 – 180	Dura
> 180	Muy dura

El Código Alimentario Argentino establece una dureza máxima de 400 ppm medidas como Carbonato de Calcio para que el agua sea potable.

## 5.5. Cálculo de la dureza del agua

El contenido de iones Ca<sup>2+</sup> y Mg<sup>2+</sup> recibe el nombre de "dureza total".

Se calcula, genéricamente, a partir de la suma de las concentraciones de calcio y magnesio existentes en miligramos por cada litro de agua; que puede ser expresado en concentraciones de CaCO<sub>3</sub>.

Es decir: Dureza (mg/l de  $CaCO_3$ ) = 2,50 [ $Ca^{++}$ ] + 4,16 [ $Mg^{++}$ ].

#### Donde:

- > [Ca<sup>++</sup>]: Concentración de ión Ca<sup>++</sup> expresado en mg/l.
- > [Mg<sup>++</sup>]: Concentración de ión Mg<sup>++</sup> expresado en mg/l.

Los coeficientes se obtienen de las proporciones entre el peso molecular del  $CaCO_3$  y los pesos moleculares respectivos: 100/40 (para el  $Ca^{++}$ ); y 100/24 (para el  $[Mg^{++}]$ ).

El siguiente ejemplo ilustra como la dureza expresada como equivalente de carbonato de calcio es calculada para un agua que contiene 285 ppm de Ca y 131 ppm de Mg.

#### ➤ Para Ca:

285 x CO3Ca /Ca= 285x100/40.1=711 ppm Ca como equivalente Carbonato de Ca.

#### ➤ Para Mg:

131x CO3Ca /Mg= 131x100/24.3= 539 ppm Mg como equivalente Carbonato de Ca.

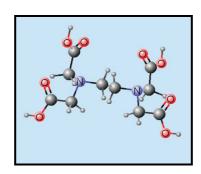
➤ Dureza total (como equivalente CO3Ca) = 711 ppm+539 ppm= 1250 ppm

### 5.6. Análisis de la Dureza Total del agua por titulación con EDTA

La dureza se puede determinar fácilmente mediante reactivos y también se puede percibir por el sabor del agua.

Algunos laboratorios, y, especialmente cuando el contenido en calcio y magnesio es bajo, realizan la determinación por espectrometría de absorción atómica.

La forma más común de medida de la dureza de las aguas es por titulación con EDTA (Ácido etilendiaminotetraacético). Este agente complejante permite valorar tanto la concentración de Ca como la de Mg.



EDTA Ácido etilendiaminotetraacético

El análisis de la Dureza Total del agua por titulación con EDTA (Ácido etilendiaminotetraacético) se desarrolla de la siguiente forma:

## ➤ Almacenaje de la muestra

La muestra puede ser recolectada y almacenada en un recipiente de plástico, bien tapado.

#### Campo de aplicación

El análisis de la dureza total en muestras de aguas es utilizado en al industria de bebidas, lavandería, fabricación de detergentes, acabados metálicos, teñido y textiles. Además en el agua potable, agua para calderas, etc.

#### ➤ Principios

Este método esta basado en la cuantificación de los iones calcio y magnesio por titulación con el EDTA y su posterior conversión a Dureza Total expresada como  $CaCO_3$ 

La muestra de agua que contiene los iones calcio y magnesio se le añade el buffer de pH 10, posteriormente, se le agrega el indicador eriocromo negro T(ENT), que hace que se forme un complejo de color púrpura, enseguida se procede a titular con EDTA (sal disódica) hasta la aparición de un color azul.

#### > Reacciones:

$$Ca^{2+} + Mg^{2+} + Buffer PH 10 ---->$$

$$Ca^{2+} + Mg^{2+} + ENT ----> [Ca-Mg-ENT] (Complejo púrpura)$$

#### > Interferencias

En la tabla se encuentran la lista de la mayor parte de las sustancias que interfieren. Sí existen más de una sustancia que interfiere, los límites dados en la tabla pueden variar. La turbidez se elimina por filtración.

Interferencias	Condición máxima sin interferir	
Aluminio	20 ppm	
Cadmio	*	
Cobalto	100 ppm	
Cobre	50 ppm	
Hierro (+3)	50 ppm	
Hierro (+2)	50 ppm	
Plomo	*	
Manganeso	1 ppm	
Níquel	100 ppm	
Zinc	*	
Polifosfatos	10 ppm	
Aclaración: * Si están presentes son titulados como dureza.		

## ➤ Aparatos

El método empleado para la cuantificación de la Dureza Total es un método volumétrico por lo que no se requieren aparatos especiales.

#### ➤ Materiales

- √ 2 matraces volumétricos de 1000 ml
- ✓ 2 matraces volumétricos de 100 ml
- √ 1 cápsula de porcelana
- √ 1 soporte con pinzas para bureta
- √ 2 matraces erlenmayer de 125 ml
- ✓ 1 pipeta de 10 ml
- √ 2 frascos goteros de 100 ml

#### ➤ Reactivos

- ✓ Solución Buffer pH 10
- ✓ Disolver 6.56 gr. de NH<sub>4</sub>Cl y 57 ml de NH<sub>4</sub>OH en agua destilada y aforar a 100 ml.
- ✓ Solución De Eriocromo Negro T
- ✓ Disolver 0.5 g de Eriocromo negro T y 4.5 gr. de clorhidrato de hidroxilamina en 100 ml de etanol.
- ✓ Solución De EDTA (sal disódica)

- ✓ Disolver 2 g de EDTA (sal disódica) más 0.05 gr de MgCl₂.6H₂O en agua destilada y aforar a 1000 ml.
- ✓ Solución de CaCl₂ 0.01 N Disolver 0.5 gr de CaCO₃ secado a 110 ° centígrados durante 2 horas y disolverlo en 10 ml de HCl 3N y aforar a 1000 ml con agua destilada.

#### > Estandarización

La estandarización del EDTA (sal disódica) se hace de la siguiente manera:

Se Coloca 5 ml de solución de  $CaCl_2$  en un matraz Erlenmayer de 125 ml, se añaden 5 gotas de solución buffer de pH 10 y 3 gotas de indicador de Eriocromo negro T, aparece un color púrpura en presencia de iones de calcio y magnesio, y se procede a titular con la solución de EDTA cuya normalidad se desea conocer, se termina hasta la aparición de un color azul.

La Normalidad del EDTA se calcula así:

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

Dónde:

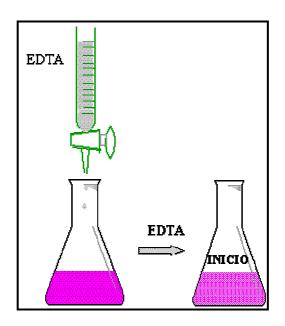
 $N_2$  = Normalidad del EDTA

 $V_1 = ml$  de solución de  $CaCl_2$ 

 $N_1$  = normalidad de la solución de  $CaCl_2V_2$  = ml gastados de EDTA

## > Procedimiento

- ✓ Colocar 5 ml de la muestra de agua en un matraz erlenmayer de 125 ml
- ✓ Agregar 5 gotas de buffer PH 10
- ✓ Añadir 3 gotas de eriocromo negro T
- ✓ Titular con EDTA (sal disódica) 0.01 N
- ✓ Vire de púrpura a azul



## > Cálculos

Dónde:

V = ml gastados de EDTA N = Normalidad del EDTA

✓ Cálculos para Magnesio:

$$meq/I Mg^{+2} = [meq/I (Ca^{+2} y Mg^{+2})]-(meq/I Ca^{+2})$$

√ Cálculos para Dureza Total: Expresada como ppm de CaCO<sub>3</sub>

mg/l de Dureza Total = 
$$[\text{meq/l }(\text{Ca}^{+2}\text{ y Mg}^{+2})]*(50)$$

√ Cálculos para Dureza de Calcio : Expresada como ppm de CaCO<sub>3</sub>

mg/I Dureza de Calcio = 
$$(\text{meq/I Ca}^{+2})^*$$
 (50)

√ Cálculos para Dureza de Magnesio: Expresada como ppm de CaCO<sub>3</sub>

mg/l Dureza de Magnesio = 
$$(\text{meq/l Mg+2})^*$$
 (50)

## > Precisión

Este método tiene un error relativo de 1.9 % y una desviación estándar relativa de 9.2 %, tal como se determinaron en un estudio interlaboratorios.

# 5.7. Consecuencias del Agua dura

Ahora sabemos que el agua dura es aquella que contiene una elevada concentración de variados compuestos minerales, principalmente carbonatos de calcio y magnesio. La precipitación de estas sales se observa generalmente cuando el agua es calentada, aunque también se da en agua fría, generando una incrustación dura que se conoce comúnmente como SARRO.

La dureza es indeseable en algunos procesos, tales como el lavado doméstico e industrial, provocando que se consuma más jabón, al producirse sales insolubles e incrustaciones en los tanques de caldera.

Cuando se lava con jabón empleando aguas naturales, se forma un precipitado debido a la presencia de calcio, magnesio y hierro. Los iones de calcio de esta agua dura se unen con los iones estearato y oleato del jabón disuelto, para formar sales insolubles, este proceso gasta el jabón y produce un sólido grumoso indeseable que permanece en la ropa. En consecuencia es conveniente eliminar los iones calcio del agua, para usarse en lavanderías.

Cuando el agua dura es usada en calentadores de agua se presenta una acción indeseable similar, el dióxido de carbono se desprende a altas temperaturas, y produce un depósito de sales de calcio o magnesio en el interior del calentador. Esto puede obstruir los tubos y también reducir la conductividad térmica.

Asimismo, el agua dura empleada como vehículo en la aplicación de herbicidas puede afectar adversamente la emulsibilidad y dispersión del herbicida en el vehículo y en consecuencia en su fitotoxicidad.

El verdadero problema del agua dura con respecto al uso y efectividad de herbicidas radica en que los iones, en especial Ca<sup>++</sup>, Mg<sup>++</sup> y Fe<sup>+++</sup> reaccionan con las sales de los herbicidas y con algunos surfactantes para formar sales insolubles, las cuales precipitan, removiendo el herbicida o surfactante de la solución (casos de glifosato, 2,4-D sal, 2,4-DB sal). La mayor ventaja sobre los jabones, derivada de los detergentes aniónicos sintéticos, es la elevada solubilidad de las sales que ellos forman con los iones del agua dura. Los jabones reaccionan con estos iones formando sales insolubles que precipitan.

Como se explico el término agua dura proviene del hecho de que no produce espuma con el jabón por lo que dificulta la limpieza, formando un residuo duro y grisáceo en las superficies, telas, piel y cabello cuando se realiza el lavado. Otra forma de evidenciar los problemas con el agua dura es la formación de SARRO en todas las superficies en contacto con el líquido.

El Código Alimentario Argentino establece una dureza máxima de 400 ppm medidas como miligramos de Carbonato de Calcio por litro de agua, para que el agua sea potable. Sin embargo, los problemas relacionados con el sarro se observan con valores muy inferiores al mencionado.

El sarro genera grandes pérdidas económicas porque obstruye y deteriora cañerías, calderas, calefones, termotanques, lavarropas, lavavajillas, cafeteras, torres

de refrigeración y cualquier otro sistema o electrodoméstico que utilice agua caliente y mancha y dificulta la limpieza de Grifería, vajilla, utensilios, vidrios, ropa, bachas, piscinas, jacuzzis, cerámicas, bañeras, etc.

En calderas y sistemas enfriados por agua, se producen incrustaciones en las tuberías y una pérdida en la eficiencia de la transferencia de calor.









CONSECUENCIAS DE LAS AGUAS DURAS

En muchos casos la dureza también le da un sabor indeseable al agua potable.

Grandes cantidades de dureza son indeseables por las razones antes expuestas y debe ser removida antes de que el agua tenga uso apropiado, en particular para las industrias de bebidas, lavanderías, acabados metálicos, teñidos y textiles entre otras.

La mayoría de los suministros de agua potable tienen un promedio de 250 mg/l de dureza. Niveles superiores a 500 mg/l son indeseables para uso doméstico.

#### 5.8. Eliminación de la dureza

Si ya se ha formado la dureza hay productos antical, aunque un método muy válido para diluir los carbonatos es aplicar un ácido débil (acético, cítrico, etc.) en los depósitos. El proceso de reducción de la dureza del agua se denomina ablandamiento del agua.

El ablandamiento más usado es la de "adición de carbonato sódico", que conlleva la eliminación de Ca<sup>2+</sup> mediante la reacción:

$$Ca^{2+}(aq) + CO_3^{2-}(aq) \longrightarrow CaCO_3$$
 (precipitado)

Un proceso para la eliminación de la dureza del agua, es la descalcificación de ésta mediante resinas de intercambio iónico. Lo más habitual es utilizar resinas de intercambio catiónico que intercambian iones sodio por los iones calcio y magnesio presentes en el agua.

Cuando se utiliza el intercambio iónico para recuperar plata, el complejo de tiosulfato de plata, de carga negativa, que se encuentra en el agua de lavado o en una mezcla de aguas de lavados residuales, se intercambia con el anión de la resina. A esto se le llama paso de agotamiento, y se realiza haciendo fluir la solución a través de una columna que contiene la resina.

La cantidad de dureza en exceso de la carbonatada, conocida como dureza de no carbonatos que se distingue como permanente, es decir, no puede eliminarse por agitación térmica, sino que son necesarios procesos químicos para eliminarla del agua. Entre estos procesos se pueden mencionar el ablandamiento con cal, cal-soda e intercambiadores iónicos como ciertas resinas.

#### 5.8.1. Método de cal - soda

El proceso de ablandamiento con cal - soda  $(Ca(OH)_2 - Na_2CO_3)$  precipita la dureza del agua. En este proceso se llevan a cabo las siguientes reacciones, las cuales se deben de tener en consideración para estimar las cantidades de cal y soda necesarias para el ablandamiento.

1. 
$$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$$

2. Ca (HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Ca (OH) 
$$_2 \rightarrow$$
 2CaCO  $_3 + 2H_2O$ 

3. Mg (HCO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + Ca (OH) 
$$_2 \rightarrow$$
 CaCO  $_3$  + MgCO<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O

4. 
$$MgCO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 + CaCO_3$$

5. 
$$2NaHCO_3 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 + Na_2CO_3 + 2H_2O$$

6. 
$$MgSO_4 + Ca(OH)_2 \rightarrow Mg(OH)_2 + CaSO_4$$

7. 
$$CaSO_4 + Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 + Na_2SO_4$$

#### 5.8.2. Métodos de intercambio iónico

Este método es una aplicación de un viejo proceso que desde hace años se ha usado para suavizar el agua doméstica. El sistema funciona mediante el intercambio de iones de una solución con los iones de carga similar de una resina.

Se utilizan tres sistemas comunes de intercambio iónico: el intercambio iónico convencional, la precipitación in situ y el circuito electrolítico de intercambio iónico (combinación de los dos primeros métodos).

## 5.8.3. Intercambio iónico convencional

La unidad de intercambio iónico colecta la plata del blanqueador-fijador. Después se relava con tiosulfato de amonio [(NH4) 2S2O3)] y, luego se desplata electrolíticamente. El efluente que sale de la unidad de desplatado se usa entonces para la siguiente etapa de relavado.

## 5.8.4. Intercambio iónico con precipitación in situ

Se utiliza ácido sulfúrico diluido para que la plata se precipite en los trozos de resina como sulfuro de plata, en vez de extraerla con un regenerador. La resina puede usarse en muchos ciclos sin que pierda su capacidad de recuperar plata. Cuando finalmente la pierde (al cabo de seis meses a un año), o cuando la plata es insuficiente para que la recuperación sea rentable, la resina se envía a un refinador de plata, que la incinera para extraer el metal.

#### 5.8.5. Sistema electrolítico e intercambio iónico combinados

Este método usa un sistema electrolítico para la recuperación primaria, y un sistema de intercambio iónico con precipitación in situ para desplatar aún más el efluente.

## 5.8.6. Procesos catiónicos y aniónicos en intercambiadores iónicos

Las formas de suavizado del agua basadas en la utilización de "intercambiadores iónicos" o "resinas de intercambio iónico" que son resinas artificiales que están formadas por una red orgánica gigante con numerosos grupos ácidos o básicos.

Los intercambiadores iónicos han sido ampliamente utilizados en la industria para la eliminación de iones que por su presencia pudieran provocar fenómenos o reacciones perjudiciales, ya sea por formación de precipitados, sabores, coloraciones y obstrucción de tuberías, roturas por calentamiento, corrosión, etc.

Estos intercambiadores también se han utilizado en aplicaciones domésticas, descalcificaciones de aguas potables utilizadas en planchas o desionización de aguas de la red pública y de hecho se conocen múltiples cartuchos y aparatos que se venden en el mercado cuyo fin es "ablandar" el agua.

En las resinas existen iones unidos a los grupos funcionales, que no se encuentran químicamente enlazados, sino que están unidos por atracción electrostática. Estos iones pueden ser reemplazados por otros del mismo signo que presenten una mayor atracción electrostática. En función del signo de estos iones, positivo o negativo, se habla de resinas catiónicas o aniónicas, respectivamente.

Si se deja que un intercambiador de iones ácido se hinche en el seno del agua se forman iones  $H_3O^+$ , los cuales quedan enlazados al resto o red cargada negativa. En los cargadores de iones de tipo básico se producen iones  $OH^-$  de forma correspondiente.

Si se deja pasar una disolución con diferentes cationes y aniones, primero a través de un cambiador de tipo ácido y después a través de uno básico, se quedarán los cationes, en lugar de los iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> ("resina catiónica"), mientras que en los cambiadores de tipo básico ("resina aniónica") son intercambiados los aniones por iones OH<sup>-</sup>. Como los iones H<sub>3</sub>O<sup>+</sup> se combinan con los iones OH<sup>-</sup> de acuerdo con el producto iónico del agua, ésta llega a quedar completamente libre de electrolitos, como consecuencia de tal intercambio.

✓ Proceso de una resina catiónica:

$$2RZ-SO_3^-H^+ + Ca2+ == (RZ-SO_3^-)_2Ca^{2+} + 2H^+$$

✓ Proceso de una resina aniónica:

$$RZ-N^{+}(CH_{3})_{3}OH^{-} + CI^{-} == RZ-N^{+}(CH_{3})_{3}CI^{-} + OH^{-}$$

✓ Si sumamos los procesos obtenemos:

$$2H^{+} + 2OH^{-} == 2H_{2}O$$

Así pues lo que se obtiene es una desionización. Sin embargo las resinas pueden actuar de forma independiente. En el caso de aguas duras, el objetivo es la eliminación de cationes, por lo que se debe aplicar una resina catiónica. Para este caso las resinas más usadas son las que cuentan con iones Na<sup>+</sup> y el proceso correspondiente es:

$$2RZ-SO_3Na^+ + Ca^{2+} == (RZ-SO_3) 2Ca^{2+} + 2Na^+$$

Estas resinas pueden ser regeneradas colocándolas en una solución de NaCl concentrada para desplazar el equilibrio hacia la izquierda. O bien se pueden usar resinas catiónicas donde el catión que se intercambia es el protón. La regeneración de estas resinas se debe hacer colocándolas en un medio ácido fuerte, normalmente HCl, que desplazan el equilibrio en sentido inverso.

## 6. Consecuencias del consumo de aguas duras para la salud humana

Hay quienes otorgan a la dureza del agua la capacidad de afectar la salud generando desde simples asperezas en la piel y/o produciendo el endurecimiento del cabello, hasta generar cálculos renales, aumentar la incidencia de ataques cardiacos, relacionarla con anomalías del sistema nervioso y varios tipos de cáncer.

Algunos estudios han demostrado que hay una débil relación inversa entre la dureza del agua y las enfermedades cardiovasculares en los hombres, por encima del nivel de 170 mg de carbonato de calcio por litro en el agua. La organización mundial de la salud ha revisado las evidencias y concluyeron que los datos eran inadecuados para permitir una recomendación para un nivel de la dureza.

Otros dicen que las aguas duras no causan problemas al cuerpo humano y son tan satisfactorias como las aguas blandas sin embargo, la aceptación del público es variable de un lugar a otro, y su sensibilidad depende del grado de dureza al que las personas estén acostumbradas. Muchos consumidores ponen objeción cuando la dureza del agua excede de 150 mg/l CaCO<sub>3.</sub>

Un estudio realizado en el Perú, cuyo objetivo fue determinar si la dureza del agua afectaba la salud de los pobladores de las irrigaciones de la parte baja del río Chili arrojó un resultado que es interesante tenerlo en cuenta.

Durante los meses de Marzo y Abril de 2008, un número representativo de residentes de las irrigaciones de La Joya-El Ramal, La Joya, Valle de Vítor, San Camilo, San Isidro y La Cano fueron encuestados acerca de la ocurrencia de cálculos renales

(litiasis); como la estadística de morbilidad urogenital por sub-categoría por grupo etáreo y sexo, proporcionado por la Dirección de Salud de Arequipa Sur. Al mismo tiempo, muestras de agua de cada irrigación, destinado al consumo, fueron tomados y analizados para determinar su dureza total de las mismas. De un total de 260 personas encuestadas de las cinco irrigaciones, 49 de ellos (18,85 %) dijeron haber padecido de litiasis.

La dureza del agua (≥300 mg/l de CaCO<sub>3</sub>) estuvo asociado a una alta prevalencia de litiasis (p=0,044). La morbilidad más alta por litiasis de cálculo al riñón y de uréter es de 28 % que corresponde a las irrigaciones de San Isidro-San Camilo, debido a que el agua de consumo humano no cuentan con ningún tipo de tratamiento potable; y en el valle de Vítor es elevado la incidencia por la enfermedad, debido a que utilizan aguas de retorno al igual que en la Irrigación La Cano.

El consumo prolongado de aguas que presentaban concentraciones > 120 mg/l de CaCO₃ presentan un factor de riesgo para el padecimiento de esta enfermedad, según estudio de Mora (2002). Lo que concordó con el estudio sobre el río Chili, que concentraciones ≥300 mg/l de CaCO₃ estuvo asociado a una alta prevalencia de litiasis. De 90 personas encuestadas en el Valle de Vítor y en La Cano, 23 dijeron haber sufrido la enfermedad; y de un total de 170 personas encuestados en La Joya-El Ramal, La Joya, San Camilo y San Isidro, sólo 26 sufrieron la enfermedad.

La morbilidad por litiasis de cálculo al riñón y de uréter, es de 9%, 28% y 13% que corresponden a las irrigaciones de La Joya-La Cano, San Isidro-San Camilo y El Valle de Vítor respectivamente, siendo más alto en el segundo grupo, debido que no cuentan con ningún tipo de tratamiento de agua de consumo humano.

Al realizar un tratamiento a nivel del laboratorio las aguas de la irrigación La Cano, se logró reducir la dureza total de 984,55 mg/l de CaCO<sub>3</sub> a 238,36 mg/l de CaCO<sub>3</sub>, así como la alcalinidad a 119,16 mg/l de CaCO<sub>3</sub>, calcio a 96,96 mg/l de CaCO<sub>3</sub> y magnesio a 141,40 mg/l de CaCO<sub>3</sub>.

Se concluyó que el consumo prolongado de aguas que presentan concentraciones mayores a 120 mg/l de CaCO<sub>3</sub>, presenta un factor de riesgo en la formación de cálculos en las vías urinarias en los pobladores de la parte baja del río Chili - Arequipa.

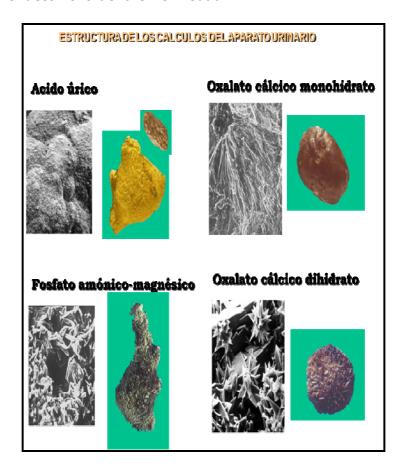
Entre las recomendaciones que surgieron en este estudio considero importante destacar algunas de ellas ya que pueden servir como guía en situaciones similares:

Hacer un pre-tratamiento de las aguas que son clasificadas como aguas muy duras, aplicando la técnica de ablandamiento con Cal - Soda, para reducir la dureza temporal y la dureza permanente respectivamente, después de este recién se recomienda el uso intercambiadores iónicos u otra técnica similar.

En caso de personas con antecedentes de cálculos en las vías urinarias, se sugiere consumir más de 8 vasos diarios de agua con niveles inferiores a 120 mg/l de CaCO<sub>3</sub>.

Es conveniente la construcción de represas para hacer el tratamiento con cal soda a las aguas duras y muy duras, debido a que estos compuestos son de bajos costos.

Efectuar estudios para definir otros factores o solutos que podrían estar involucrados en el desarrollo de la enfermedad.



#### 7. Conceptos básicos sobre el agua para calderas

Dentro de los procesos industriales de gran importancia para el Ingeniero Químico, están los procesos de tratamiento de aguas como el ablandamiento con calcarbonato, y la precipitación de fosfatos, los que se basan en los fenómenos de precipitación. Los problemas que se presentan con frecuencia en los procesos de tratamiento de agua de uso industrial, son de dos tipos: La determinación de la solución (solución/suspensión acuosa diluida de compuestos orgánicos e inorgánicos, términos usados como sinónimo de agua) saturada respecto al CaCO<sub>3 (s)</sub>, y la cantidad de productos químicos que debe adicionársele a un agua para obtener una agua tratada de una cierta composición específica (alcalinidad, pH, dureza y grado de saturación respecto al CaCO<sub>3 (s)</sub>).

Otra característica de suma importancia en la industria, reconocida posteriormente, es la producción de incrustaciones en los tubos de agua caliente, calentadores, calderas y algunas otras unidades en las que la temperatura del agua es alta.

La capacidad de consumo de jabón es de importancia desde el punto de vista económico y por la dificultad de obtener condiciones apropiadas para una limpieza óptima. Sin embargo, con los detergentes sintéticos este problema ha disminuido, por lo que, la demanda del público de aguas suavizadas en las plantas de tratamiento municipal también ha disminuido y la tendencia es hacia instalaciones de ablandamiento privadas e industriales excepto en aquellos lugares en los que la dureza es sumamente alta.

El problema de las incrustaciones no ha disminuido y es de consideración muy importante, principalmente en la industria, porque las incrustaciones pueden obstruir las tuberías a tal grado que se produzcan explosiones o que se inutilicen las unidades de los procesos industriales, resultando más económico darle a las aguas un tratamiento de ablandamiento, que sustituir tuberías, equipo, etc.

## 7.1. Problemas derivados de la utilización del agua en calderas

Los problemas más frecuentes que se presentan en las calderas por las aguas duras pueden dividirse en dos grandes grupos:

- ✓ Problemas de corrosión
- ✓ Problemas de incrustación

A continuación se describen las principales características de los problemas mencionados.

#### 7.1.1. Corrosión

Para que esta aparezca, es necesario que exista presencia de agua en forma líquida, el vapor seco con presencia de oxígeno, no es corrosivo, pero los condensados formados en un sistema de esta naturaleza son muy corrosivos.

En las líneas de vapor y condensado, se produce el ataque corrosivo más intenso en las zonas donde se acumula agua condensada. La corrosión que produce el oxígeno, suele ser severa, debido a la entrada de aire al sistema, a bajo valor de pH, el bióxido de carbono abarca por si mismo los metales del sistema y acelera la velocidad de la corrosión del oxígeno disuelto cuando se encuentra presente en el oxígeno.

El oxígeno disuelto ataca las tuberías de acero al carbono formando montículos o tubérculos, bajo los cuales se encuentra una cavidad o celda de corrosión activa: esto suele tener una coloración negra, formada por un óxido ferroso - férrico hidratado.

Una forma de corrosión que suele presentarse con cierta frecuencia en calderas, corresponde a una reacción de este tipo:

Esta reacción se debe a la acción del metal sobre calentado con el vapor.

Otra forma frecuente de corrosión, suele ser por una reacción electroquímica, en la que una corriente circula debido a una diferencia de potencial existente en la superficie metálica.

Los metales se disuelven en el área de más bajo potencial, para dar iones y liberar electrones de acuerdo a la siguiente ecuación:

En el ánodo 
$$Fe^{0}$$
 - 2  $e^{-}$  ----->  $Fe^{++}$  En el cátodo  $O_{2}$  + 2  $H_{2}O$  + 4  $e^{-}$  ----> 4  $HO^{-}$ 

Los iones HO- (oxidrilos) formados en el cátodo migran hacia el ánodo donde completan la reacción con la formación de hidróxido ferroso que precipita de la siguiente forma:

Fe 
$$^{++}$$
 + 2 OH $^{-}$  ----> (HO)<sub>2</sub> Fe

Si la concentración de hidróxido ferroso es elevada, precipitará como flóculos blancos.

El hidróxido ferroso reacciona con el oxígeno adicional contenido en el agua según las siguientes reacciones:

#### 7.1.2. Incrustación

El origen de las incrustaciones en el interior de las calderas está dado por las sales presentes en las aguas de aporte a los generadores de vapor, las incrustaciones formadas son inconvenientes debido a que poseen una conductividad térmica muy baja y se forman con mucha rapidez en los puntos de mayor transferencia de temperatura.

Por esto, las calderas incrustadas requieren un mayor gradiente térmico entre el agua y la pared metálica que las calderas con las paredes limpias.

Otro aspecto importante que debe ser considerado, es la falla de los tubos ocasionadas por sobrecalentamientos debido a la presencia de depósitos, lo que dada su naturaleza, aíslan el metal del agua que los rodea pudiendo así sobrevenir desgarros o roturas en los tubos de la unidad con los perjuicios que ello ocasiona.

Las sustancias formadoras de incrustaciones son principalmente el carbonato de calcio, hidróxido de magnesio, sulfato de calcio y sílice, esto se debe a la baja solubilidad que presentan estas sales y algunas de ellas como es el caso del sulfato de calcio, decrece con el aumento de la temperatura.

Estas incrustaciones forman depósitos duros muy adherentes y difíciles de remover. Algunas de las causas más frecuentes de este fenómeno son las siguientes:

- ✓ Excesiva concentración de sales en el interior de la unidad.
- ✓ El vapor o condensado tienen algún tipo de contaminación.
- ✓ Transporte de productos de corrosión a zonas favorables para su precipitación.
- ✓ Aplicación inapropiada de productos químicos.

Las reacciones químicas principales que se producen en el agua de calderas con las sales presentes por el agua de aporte son las siguientes:

$$Ca^{++} + 2 HCO_3 - -----> CO_3 Ca + CO_2 + H_2O$$
 $Ca^{++} + SO_4^{=} -----> SO_4Ca Ca^{++} + SiO_3^{=} -----> SiO_3Ca$ 
 $Mg^{++} + 2 CO_3 H- -----> CO_3 Mg + CO_2 + H_2O$ 
 $CO_3 Mg + 2 H_2O -----> (HO)_2 Mg + CO_2Mg^{++} + SiO_3 ----> SiO_3 Mg$ 

Una de las formas de evitar incrustaciones sobre las paredes de las calderas es tratar el agua con metafosfatos ("calgón") ya que se ha descubierto que la "adición de pequeñas cantidades de ciertos compuestos fosfatados" evita que se precipite el calcio formándose complejos quelados.

De forma semejante se comportan determinados formadores de complejos orgánicos, que pueden utilizarse también para la determinación cuantitativa de iones Ca<sup>2+</sup> y Mg<sup>2+</sup> (ácido etilendiamin-tetracético conocido como EDTA).

## 8. Conclusión

El agua es una sustancia de vital importancia para todo ser vivo, pero especialmente para el Hombre (único ser de la Tierra dotado de inteligencia "creemos"), ya que es capaz de utilizarla con fines distintos a nuestro organismo.

El Hombre a lo largo de su Historia ha vivido, casi exclusivamente, por y para su supervivencia, tal Historia se encuentra cargada de descubrimientos (algunos insólitos), inventos (algunos por casualidad) e investigaciones (algunas fracasadas).

Ante todo esto, cierto, aunque sorprendente, el ser humano se ha servido de los elementos naturales para su supervivencia, y el agua, como sustancia de la vida no podía ser menos estudiada.

La utilidad que el Hombre le ha dado al agua, podría decirse que es casi infinita, se usa en refrigeraciones, en calentadores, en planchas, calderas, disoluciones como disolvente, como bebida, como generador de electricidad, etc.

Sin embargo, no todas las propiedades del agua son buenas, nos podemos encontrar con aguas duras perjudiciales para nuestro desarrollo y salud.

# 9. BIBLIOGRAFÍA

## **Libros**

- 1. American Society for testing and Materials. Annual book of Standards 1994.
- 2. BROWN Leyma "Química de la Ciencia". 1998. 7ª Edición. Editorial Prentice Hall.
- 3. CHANG Raymond y COLLEGE Williams. "Química". 2002. 7ª Edición. Ed. MacGRAW- Hill. México D.F.
- 4. Esther Zarco Rubio, Seguridad en laboratorios, Editorial Trillas, México D.F. 1990.
- 5. Gessner, G Hawley, Diccionario de química y de productos químicos, Editorial Omega S.A., Barcelona España 1993.
- 6. Gilbert H. Ayres, Análisis Químico Cuantitativo, Editorial Harla Harper & Row Latinoamericana, México, 1982.
- 7. HERNÁNDEZ Ana Jesús. "Colectivo Estudiantil de Ecología. Temas Ecológicos de Incidencia Social". 1987. Uncea S.A. España.
- 8. HULCHINSON Thomas C. "Calidad del Medio Ambiente y la Química". México D.F.
- 9. Método ASTM D 1126-92. Determinación de dureza en agua.
- 10. Método 2340 C, 1995. Determinación de Dureza en agua.
- 11. PARRA F. "Diccionario de Ecologia, ecologismo y médio ambiente". 1984. Madrid.
- 12. RICKLEFS Robert E. "Invitación a la Ecología. La Economía de la Naturaleza." 2001. 4ª Edición. Ed. Médica Panamericana. España.
- 13. RODRÍGUEZ Roberto, Apuntes del Seminario de Agua de la Carrera de especialización y Maestría en Ingeniería Ambiental. UTN Bahía Blanca. 2010.
- 14. RODRÍGUEZ Roberto, Apuntes del Seminario de Procesos Fundamentales Físico químicos y Microbiológicos de la Carrera de especialización y Maestría en Ingeniería Ambiental. UTN Bahía Blanca. 2010.
- 15.STOCKER y SEAGER. "Química Ambiental. Contaminación del Aire y el Agua". 1989. Ed. Blume. Madrid.
- 16. Vernon L. Snoeyink, David Jeankins, Química del Agua, 5<sup>a</sup>. Reimpresión, Editorial Limusa, S.A. de C.V., México, 1999.
- 17. Willevaldo Melitón León Hancco. Impacto en la salud por consumo de agua dura en pobladores de la parte baja del río Chili, Arequipa, Perú. 2008.
- 18. WITTHEN Kenneth W., DAVIS Raymond E. y PECK M. Larry. "Química General". 1998. 5ª Edición. Ed. Concepción Fernández Madrid. España.

## Páginas web

- \* www.esi.unav.es/asignaturas/ecología/Hipertexto/10CAtm1/340DepAc.htm
- \* www.textoscientificos.com/quimica/dureza-ablandamiento-aqua
- \* www.ingenieroambiental.com
- \* www.ambiente.ecologico.com
- \* www.windows.ucar.edu
- \* www.nitralco.com.ar/informes/agua/agua.html