

# Desalcalinización del agua mediante intercambio iónico

**Dora Cortijo Herrera**

Universidad de Lima. Lima, Perú

Correo electrónico: Dcortijo@ulima.edu.pe

Recibido: 7/5/2013 / Aprobado: 25/6/2013

**RESUMEN:** Este artículo presenta el intercambio iónico como una alternativa viable y de bajo costo para reducir la alcalinidad de un agua de proceso que debe mantener un contenido mínimo de sales (bicarbonato y carbonato de calcio y magnesio) para ser utilizado en el proceso de manufactura sin producir corrosión ni incrustaciones en los sistemas de la planta. Se muestra el trabajo experimental realizado para obtener un agua en equilibrio, es decir que no produzca incrustaciones y que no sea corrosiva; asimismo, que cumpla con las concentraciones de sales deseadas por la empresa para que pueda ser utilizada para la fabricación de sus productos.

*Palabras clave:* Acidez / alcalinidad / sistema carbonato / dureza del agua / intercambio iónico

## Water dealkalization by ion exchange

**ABSTRACT:** This paper presents the ion exchange as a viable method and cost to reduce the alkalinity of process water and to keep a minimum content of salts (bicarbonate and calcium carbonate and magnesium) to be used in the manufacturing process without cause corrosion or fouling of plant systems. The paper also shows an experimental work carried out to obtain water in equilibrium, which is not producing scale and is noncorrosive likewise that meets the desired salt concentration by the company so it can be used to manufacture their products.

*KEYWORDS:* Acidity / alkalinity / carbonate system / water hardness / ion exchange

## 1. INTRODUCCIÓN

El agua es un elemento indispensable para nuestra existencia como especie, siendo asimismo un medio para nuestro desarrollo socioeconómico. Es el recurso natural más importante y la base de toda forma de vida. Siempre encontraremos en la composición química del agua natural diversos minerales y materias orgánicas disueltos según su procedencia, esto es de una fuente de agua superficial o subterránea, confiriéndole diversas características organolépticas, fisicoquímicas y bioquímicas. Siempre encontraremos que las sales presentes están en equilibrio químico, que depende de factores como el pH, la temperatura, la concentración de sales y las especies químicas. Cuando se modifica alguna característica del agua, retirándosele o adicionándosele alguna especie química o variando su temperatura, pH u otro elemento, el agua tenderá a llegar a una nueva condición de equilibrio y se obtendrá, finalmente, un tipo y una concentración de sales que no necesariamente corresponderán a las deseadas cuando se hizo la modificación.

La mayor parte de las empresas utiliza agua para sus procesos industriales o para los servicios de la planta, tales como procesos de limpieza y refrigeración, entre otros. Es una práctica usual la reducción de sus contenidos de dureza y alcalinidad para utilizarla en operaciones en las que cambiará la temperatura, por ejemplo, cuando se usa como agente de intercambio de calor o para producir vapor en calderos. Algunas empresas optan por realizar ósmosis inversa en sus aguas y luego adicionarles sales para obtener la composición deseada, una práctica muy usual que podría resultar cara e incrementar el precio final de nuestro producto y reducir los márgenes de ganancia; esto es especialmente válido cuando trabajamos en una pyme.

## 2. FUNDAMENTO TEÓRICO

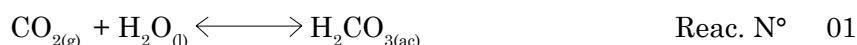
Por la interacción del agua con el medio que la contiene o que la conduce, pueden producirse incrustaciones calcáreas o corrosión, principalmente en las tuberías, tanques y equipos, dependiendo de la presencia de  $\text{CO}_2$ , la alcalinidad, el pH, la temperatura y la dureza del agua.

Para la elaboración de sus productos, algunas empresas necesitan una composición determinada de agua, principalmente en la industria alimentaria, donde es necesario que se conserven algunas sales. Para estas empresas es un reto llegar a un agua en equilibrio, que tenga

las características requeridas para ser utilizada como agua de proceso, para lo cual deben bajar las concentraciones de dureza, alcalinidad, calcio, magnesio, entre otros, sin eliminarlos por completo del agua.

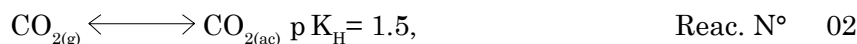
En este punto, vale primero aclarar el término ‘alcalinidad’, ya que puede haber confusión en su conceptualización. Alcalinidad se define como la capacidad de un agua para neutralizar ácidos, debido a la presencia de bases como el  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{OH}^-$ , así como también de otras bases que normalmente se encuentran en pequeñas cantidades (silicatos, fosfatos y otros).

Debemos recordar que el sistema ácido-base más importante en un agua natural es el sistema carbonato, compuesto por el  $\text{CO}_2$  gaseoso o disuelto en equilibrio con el ácido carbónico  $\text{H}_2\text{CO}_3$  según la siguiente reacción química reversible:



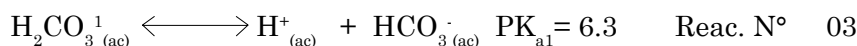
A este sistema también pertenecen los iones bicarbonato  $\text{HCO}_3^-$  y carbonato  $\text{CO}_3^{2-}$ .

A 25 °C se tienen las siguientes constantes de equilibrio:

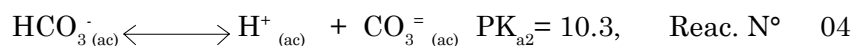


donde  $K_{\text{H}}$  es la constante de Henry

$pK_{\text{H}}$  es el logaritmo negativo de la constante de Henry



Donde  $pK_{\text{a}1}$  es el logaritmo negativo de la primera constante de disociación del ácido carbónico



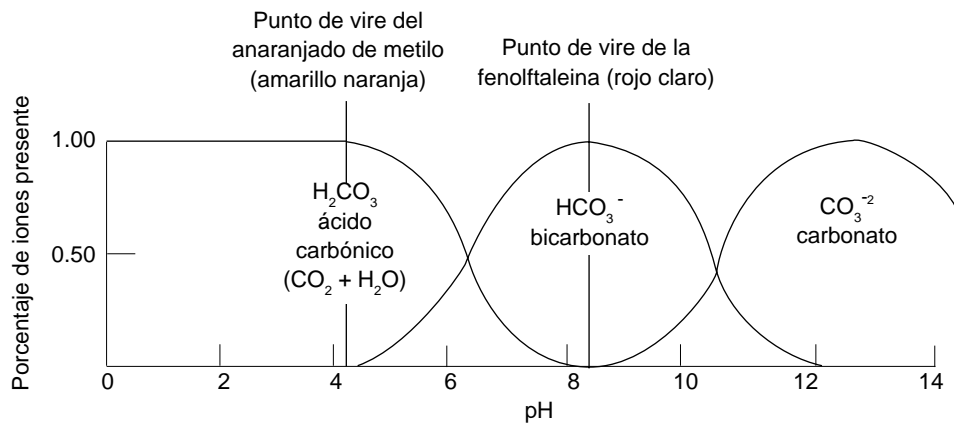
Donde  $pK_{\text{a}2}$  es el logaritmo negativo de la segunda constante de disociación del ácido carbónico.

Las tres especies químicas del sistema carbonato se pueden convertir de la una a la otra solo variando el pH del sistema (gráfico 1). Como

1  $\text{CO}_{2(\text{ac})}$  equivalente a  $\text{CO}_{2(\text{g})}$  disuelto en agua, en equilibrio con ácido carbónico, según las reacciones 01 y 02.

se ve en este gráfico, para un pH entre 8.3 y 8.4, a 25 °C, prácticamente todo el CO<sub>2</sub> ha desaparecido, siendo el HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> la mayor especie presente del sistema carbonato, y a un pH mayor que 8.4 empieza a aparecer el ion carbonato, convirtiéndose en un agua incrustante.

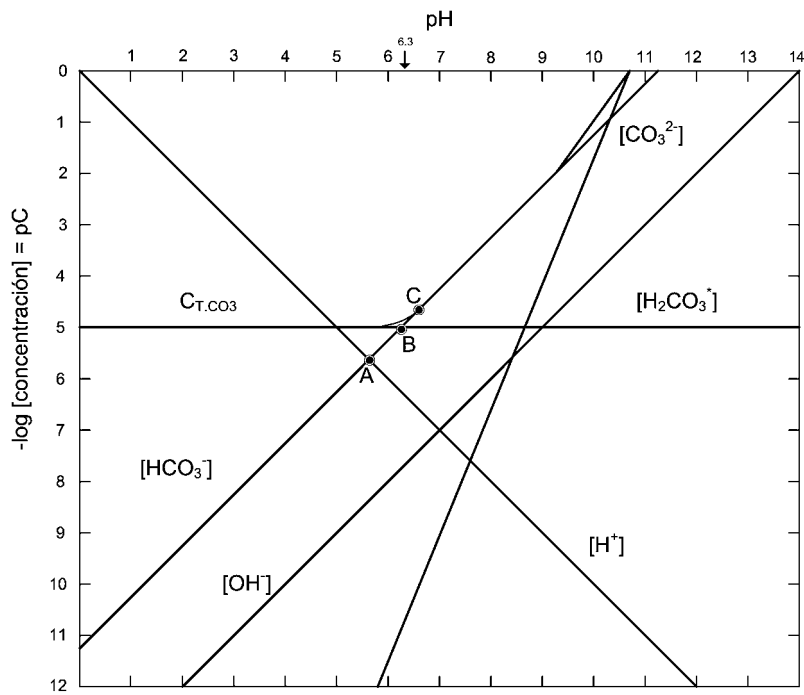
**Gráfico 1**  
**Dependencia del pH de las especies químicas del sistema carbonato**



Fuente: Water Chem. Lab. University of New Mexico, Civil Eng. Dpt.  
Elaboración propia.

Estas especies químicas pueden estar en un sistema abierto (gráfico 2) en el que puede haber intercambio de CO<sub>2</sub> con la atmósfera, o pueden estar en un sistema cerrado a la atmósfera (gráfico 3) como por ejemplo en un agua subterránea o en el lecho de un lago donde el agua no tiene intercambio de CO<sub>2</sub> con la atmósfera; también se aplica a un sistema de enfriamiento (o de calentamiento) en el que el agua circulará de manera continua por una tubería, o a un agua confinada en un tanque cerrado.

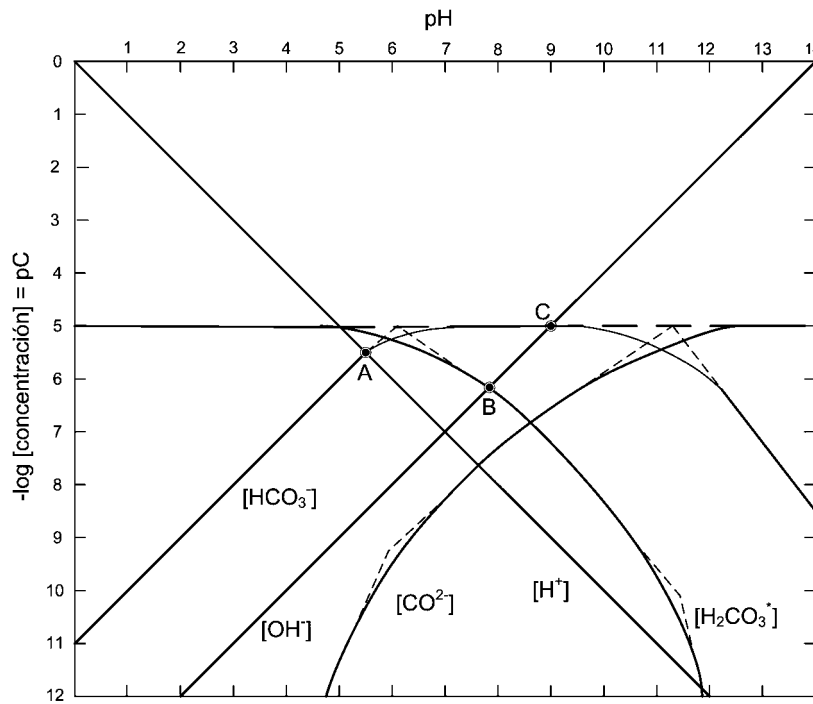
**Gráfico 2**  
**Sistema abierto**



Fuente: Snoeyink & Jenkins (1980).

Observando los gráficos 1 y 2, y considerando un sistema abierto a la atmósfera, encontramos que a un valor de pH menor que 6.3 (valor del logaritmo negativo de la primera constante de disociación del  $\text{H}_2\text{CO}_3$  a 25 °C,  $\text{PK}_{a1}$ ), la especie química predominante es el  $\text{H}_2\text{CO}_3^*$ . Estos valores de pH deben evitarse ya que corresponden a aguas corrosivas.

**Gráfico 3**  
**Sistema cerrado**



Fuente: Snoeyink & Jenkins (1980).

Para un valor de pH mayor que 6.3 pero menor que 10.3 (valor numérico del logaritmo negativo de la segunda constante de disociación del  $\text{H}_2\text{CO}_3$  a  $25^\circ\text{C}$ ,  $\text{PK}_{a2}$ ), esto es  $\text{pK}_{a1} < \text{pH} < \text{pK}_{a2}$ , la especie química predominante es el  $\text{HCO}_3^-$  y puede formarse una capa protectora de carbonato dependiendo de la temperatura de trabajo y las concentraciones de las especies químicas del ion carbonato. Para valores de pH mayores que  $\text{pK}_{a2}$  la especie química que predomina es el  $\text{CO}_3^{2-}$ . Solo analizando estos gráficos se podría inferir que a un pH bajo, el agua podría ser corrosiva y a un pH alto el agua sería incrustante.

Si observamos los gráficos 1 y 3, considerando un sistema cerrado a la atmósfera, veremos que en el punto de pH correspondiente al logaritmo negativo de la primera constante de disociación del ácido carbónico ( $\text{PK}_{a1} = 6.3$  a  $25^\circ\text{C}$ ) encontramos concentraciones iguales de las

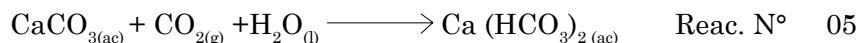
especies  $\text{HCO}_3^-$  y  $\text{H}_2\text{CO}_3$ . A valores de pH menores que 6.3, el agua es corrosiva por tener presentes concentraciones de  $\text{CO}_2$  disuelto mayores a la concentración que las de ion bicarbonato presente; y que a pH mayores que 8.3 (punto de vire de la fenolftaleína al ser titulada el agua con NaOH) empieza a aparecer el ion carbonato que tiene el potencial de formar una capa protectora en la superficie de la tubería o tanque que contiene el agua. En el punto de pH correspondiente al logaritmo negativo de la segunda constante de disociación del ácido carbónico ( $\text{PK}_{a2} = 10.3$  a  $25^\circ\text{C}$ ) encontramos concentraciones iguales de las especies  $\text{CO}_3^{2-}$  y  $\text{HCO}_3^-$ , y a valores de pH mayores de 10.3 se tienen concentraciones del ion carbonato que la hacen definitivamente incrustante.

En base a estas observaciones, y dependiendo de si estamos trabajando con un sistema abierto o con un sistema cerrado, podríamos encontrar un pH óptimo de trabajo en el cual podríamos tener la presencia de cualquiera de las especies del sistema carbonato.

### 3. CONTROL DE LA CORROSIÓN MEDIANTE EL USO DEL SISTEMA CARBONATO

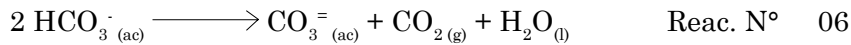
El bicarbonato de calcio es el inhibidor de corrosión más utilizado en la industria y el menos costoso por tener la propiedad de formar capas protectoras de carbonato de calcio sobre las superficies metálicas. La formación de estas capas depende de la dureza del agua y de la concentración de dióxido de carbono y esta última, a su vez, del pH y de la temperatura del agua.

Cada agua tiene una concentración de equilibrio de  $\text{CO}_2$  libre correspondiendo a una concentración de equilibrio de  $\text{HCO}_3^-$ . Si la concentración de  $\text{CO}_2$  libre es mayor que su valor en equilibrio, ocurre la disolución del carbonato de calcio según la reacción:



La deposición de una capa de carbonato de calcio es imposible en esta agua y es considerada corrosiva, pudiendo inclusive disolver capas de carbonato formadas anteriormente, siendo necesario retirar el  $\text{CO}_2$  en exceso, esto se podría lograr mediante vacío, por aireación o por tratamiento con un álcali u otro método, según el uso final al que se vaya a destinar el agua.

Cuando la concentración de  $\text{CO}_2$  está por debajo de la concentración necesaria en su punto de equilibrio, parte del ion bicarbonato se descompone según la siguiente reacción:



Con la presencia de iones  $\text{Ca}^{+2}$  se produce un precipitado de carbonato de calcio.

Cuando se tiene un agua en equilibrio, no se produce corrosión ni deposición de carbonato, definiéndose un pH de equilibrio para cada agua en particular, dependiendo de su contenido de sales, de su concentración de calcio, de la alcalinidad y de su temperatura.

#### 4. USO DE RESINAS DE INTERCAMBIO IÓNICO PARA CONTROLAR LA ALCALINIDAD DE UN AGUA Y LLEVARLA A SU PUNTO DE EQUILIBRIO

Cuando se tiene el problema de un agua incrustante, muchas empresas optan por utilizar ósmosis inversa adicionándole luego las sales necesarias para obtener la composición de equilibrio, algunas empresas optan por la electrodiálisis con el uso de membranas selectivas para corregir la composición del agua. Se podría utilizar una metodología mucho más barata basada en el intercambio iónico, que es una alternativa fácil de bajo costo para el tratamiento de aguas con alto contenido de alcalinidad. Los intercambiadores de iones cambian un ion del agua por otro, reteniéndolo temporalmente en su superficie, para luego cederlo a una solución regenerante. En un sistema por intercambio iónico, los iones no deseados del agua son reemplazados por otros iones más aceptables o menos perjudiciales.

Por ejemplo, mediante el uso de una resina catiónica fuerte regenerada con ácido, se intercambiarían todos los cationes presentes por ion hidrógeno. Esta resina convierte las sales presentes en el agua en sus correspondientes ácidos, con lo cual se obtiene un agua ácida, con un pH cercano a dos. Por ejemplo, si existiesen sales disueltas, como  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , luego de pasar por la resina de intercambio iónico trabajando en ciclo de hidrógeno (esto es, regenerada con un ácido fuerte), se convertirían en  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$  y se podría sobresaturar el agua con  $\text{CO}_2 \text{ (g)}$ , dependiendo de la alcalinidad del agua. Para evitar



que ello ocurra se debe separar el  $\text{CO}_2$  libre del agua, ya que podría ocasionar corrosión por picadura de los sistemas.

Cuando se trabaja con aguas de poco contenido de calcio y magnesio, las resinas se pueden regenerar de manera eficiente tanto con ácido clorhídrico como con ácido sulfúrico. Cuando se tienen elevadas concentraciones de calcio o de magnesio, la regeneración con ácido sulfúrico no es adecuada, ya que produce precipitaciones de sulfato de calcio sobre la resina, contribuye a la disminución de su rendimiento y reduce el flujo.

Al efectuarse una mezcla del agua así tratada con agua sin tratar se produce una reducción apreciable de la alcalinidad, no solo por dilución sino también por reacción química del ácido presente en el agua tratada con los iones carbonato y bicarbonato. Pudiéndose regular así la alcalinidad del agua producto hasta un nivel de equilibrio en el que el agua ya no sea incrustante ni corrosiva. El agua que se obtiene de la mezcla está sobresaturada en  $\text{CO}_2$ ; por ello hay que someterla a un proceso de aireación u otro para retirar el  $\text{CO}_2$  producido.

## 5. USO DE ÍNDICES DE SATURACIÓN PARA CALCULAR EL PUNTO DE EQUILIBRIO DE UN AGUA

Se puede calcular la tendencia que tiene el agua de formar una capa protectora utilizando un algoritmo empírico. En ingeniería se tienen varios índices para calcular las condiciones de estabilidad del agua; mediante ellos podremos saber si el agua tiene la tendencia a precipitar carbonatos o a disolverlos, o si el sistema carbonato está en equilibrio químico.

Los índices más utilizados son el índice de Langelier y el índice de Ryznard. Estos índices no son una medida directa de la corrosividad del agua sino de su tendencia a formar capas protectoras de carbonato de calcio. La corrosión es un fenómeno complejo cuya intensidad depende no solo de las características físicas y químicas del agua, sino también del sistema por donde fluye. Ambos dependen de la temperatura del medio en el que se está trabajando.

Todos los algoritmos utilizados para el cálculo del índice de saturación usados en la actualidad son aplicables solo en casos específicos; ninguno puede ser utilizado universalmente ya que no conside-

ran factores como la capacidad *buffer*, la conductividad del agua o su capacidad para formar complejos de iones metálicos, por ejemplo.

### 5.1 Índice de estabilidad de Langelier

Este índice fue creado por el científico Wilfred Langelier en el año 1936 para tuberías de concreto, por lo que es útil para el cálculo de la tendencia a la deposición de capas de carbonato de calcio, no así de la corrosión que podría ocasionar el agua en tuberías de hierro.

El índice de estabilidad de Langelier (LSI) se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$\text{LSI} = \text{pH} - \text{pH}_s, \quad \text{Ec. N}^\circ \quad 01$$

Donde pH es el valor de pH medido en el agua

pH<sub>s</sub> es el pH de estabilidad (o saturación)

Para valores de LSI mayores que cero, el agua se considera sobresaturada y es incrustante (precipita CaCO<sub>3</sub>). En la práctica, valores de LSI mayores que +0,5 se consideran incrustantes.

Para valores de LSI iguales que cero, corresponde a un agua en equilibrio (saturada), no se forma una capa de CaCO<sub>3</sub> precipitado ni se disuelve alguna capa de carbonato formada anteriormente. En la práctica, se consideran valores de LSI correspondientes a condiciones de equilibrio que están en un rango entre -0,5 y +0,5.

Para valores de LSI menores que cero, el agua se considera insaturada y tenderá a disolver capas de CaCO<sub>3</sub> precipitado anteriormente. En la práctica, corresponde a valores de LSI menores que -0,5.

pH<sub>s</sub> se calcula de:

$$\text{pH}_s = (\text{PKa}_2 - \text{pKs}) + \text{pCa} + \text{pAlk}, \quad \text{Ec. N}^\circ \quad 02$$

donde:

pK<sub>a2</sub> es el logaritmo negativo de la constante de la segunda disociación del ácido carbónico.

pKs es el logaritmo negativo del producto de solubilidad del  $\text{CaCO}_3$

pCa es el logaritmo negativo de la concentración de calcio

pAlk. Es el logaritmo negativo del valor de la alcalinidad

Nota:

Una alternativa para el cálculo es mediante el uso de tablas y la fórmula

$$\text{pHs} = (9.3 + A + B) - (C + D), \quad \text{Ec. N}^\circ \quad 03$$

donde:

$$A = (\text{Log}_{10} [\text{TDS}] - 1)/10 \quad (\text{TDS} : \text{sólidos disueltos totales})$$

$$B = -13.12 \times \text{Log}_{10}(\text{temperatura en } ^\circ\text{C} + 273) + 34.55$$

$$C = \text{Log}_{10} [\text{dureza cálcica}] - 0.4$$

$$D = \text{Log}_{10} [\text{alcalinidad expresada como CaCO}_3]$$

Los valores A, B, C y D se obtienen de tablas.

## 5.2 Índice de estabilidad de Ryznard

Desarrollado sobre la base de la experimentación para predecir el comportamiento del agua en tuberías de hierro, se calcula mediante la fórmula:

$$\text{RSI} = 2 \text{pHs} - \text{pH}, \quad \text{Ec. N}^\circ \quad 04$$

Donde:

pH es el valor de pH medido en el agua

pHs es el pH de estabilidad (o saturación), teniéndose que para valores de RSI de:

$6,5 < \text{RSI} < 7$ , se tendrá un agua con el sistema carbonato en equilibrio.

$\text{RSI} > 8$ , se tendrá un agua no saturada por lo que es corrosiva y tiene la tendencia de disolver cualquier capa de  $\text{CaCO}_3$  formada anteriormente.

$\text{RSI} < 6,5$  se tendrá un agua incrustante.

**Nota:** Cabe resaltar que estos índices y otros similares, que contribuyen grandemente a la ingeniería, han sido desarrollados en base a fórmulas empíricas. Solo muestran la tendencia de un agua a ser incrustante o a ser corrosiva. En este último caso, es de aplicabilidad en metales con velocidades de corrosión altas, como el hierro y el cobre, entre otros. Son de menos aplicación en metales «más estables» a la corrosión, como los diferentes tipos de acero.

## 6. CASO DE APLICACIÓN PRÁCTICA

Los conceptos analizados en este artículo y la metodología de cálculo para la determinación del potencial de incrustación o de corrosividad de un agua mediante el uso de índices de estabilidad, se aplicaron en el agua de proceso de una empresa privada que se dedica a la producción de alimentos. La gerencia de la empresa ha dado el permiso para publicar los ensayos y resultados obtenidos, pero ha solicitado que no aparezca su nombre ni el giro al que pertenece la empresa.

La planta utiliza 100m<sup>3</sup>/hora de agua con una dureza total de 455 ppm CaCO<sub>3</sub> y una alcalinidad de 200 ppm; por condiciones de proceso el agua debe contener una concentración mínima de calcio de 100 ppm. Es necesario que el agua no sea corrosiva ni incrustante.

En esta empresa se aplican de manera intensiva actividades de eficiencia energética, entre ellas la recuperación de energía mediante el uso de corrientes de producto caliente en contracorriente con agua de proceso fría, que posteriormente será utilizada en el proceso de manufactura.

Por tener un agua con alta alcalinidad, se producen precipitados de carbonato de calcio en tuberías y tanques. La empresa decidió aplicar de manera directa un ácido grado alimenticio al agua para bajar su nivel de alcalinidad, lo cual generó CO<sub>2</sub> libre, que en un principio «ayudó» a limpiar los depósitos calcáreos existentes en tuberías y tanques, pero que luego produjo corrosión por picadura en las bombas, codos y conexiones T.

La empresa solicitó que se le apoye en encontrar un agua con menor alcalinidad, de tal modo que no se produzcan incrustaciones en sus equipos, pero que el agua no sea corrosiva, manteniendo una concentración de calcio entre 100 y 200 ppm.

### 6.1 Composición química del agua utilizada en la planta

En la tabla 1 se muestra la composición química del agua de la planta, con los principales cationes y aniones presentes.

**Tabla 1**  
**Composición química del agua de la planta**

pH	7.5	
TDS	780 ppm CaCO <sub>3</sub>	
Dureza total	455 ppm CaCO <sub>3</sub>	
Alcalinidad M	200 ppm CaCO <sub>3</sub>	
Alcalinidad P	0 ppm CaCO <sub>3</sub>	
Dióxido de carbono	18 ppm CaCO <sub>3</sub>	
Calcio	150 ppm Ca	7.5 meq.
Magnesio	20 ppm Mg	1.6 meq
Sodio y potasio	20 ppm Na	0.9 meq
<b>Total de cationes</b>	<b>10 meq.</b>	
Nitratos	10 ppm NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	0.2 meq
Cloruros	89 ppm Cl <sup>-</sup>	2.3 meq
Bicarbonato	244 ppm HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	4.0 meq
Sulfato	168 ppm SO <sub>4</sub> <sup>=</sup>	3.5 meq.
<b>Total de aniones</b>	<b>10 meq.</b>	

Elaboración propia.

### 6.2 Cálculo de las condiciones de equilibrio para no tener un agua corrosiva ni incrustante

Índice de estabilidad de Ryznard deseado (RSI) = 7.0

pH con valores entre 8,3 y 8,4 para que no exista CO<sub>2</sub> libre (premisa de los gráficos 1, 2 y 3)

Calcio requerido por el proceso productivo = 100 ppm Ca = 250 ppm CaCO<sub>3</sub>

TDS = 700 (de análisis del agua original)

$$RSI = 2pH_s - pH = 2*(pCa + pAlk + pk_{a2} - pk_s) - pH,$$

$$7 = 2*(2.6 + 2.26 + pAlk) - 8.4$$

$$pAlk = 2.64,$$

$$Alk = 60$$

Esto es, se debería buscar ajustar la alcalinidad a un valor de aproximadamente 60 ppm  $\text{CaCO}_3$  para obtener un agua en equilibrio.

### 6.3 Procedimiento experimental

- Se preparó una columna de intercambio iónico empacando una bureta con resina catiónica fuerte y regenerándola con HCl. Se pasó agua de pozo a través de ella intercambiando todos sus cationes por ion hidrógeno, obteniéndose un agua ácida con un pH de 2.2.
- Se prepararon muestras de 100 mililitros de agua de pozo en matraces erlenmeyer, se tituló con el agua ácida desde una bureta hasta obtener muestras de agua con alcalinidades de 40, 50 y 60 ppm  $\text{CaCO}_3$  y se utilizaron como indicadores anaranjado de metilo y fenolftaleína; finalmente, se encontraron los porcentajes requeridos de agua de pozo/agua ácida para cada alcalinidad deseada.
- Se airearon las muestras obtenidas para eliminar el  $\text{CO}_2$  y se ajustó el pH utilizando una solución saturada de  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .
- Al calentarse la muestra de 60 ppm de alcalinidad se produjo enturbiamiento, por lo que se desechó; al calentar la muestra de 50 ppm no se mostró enturbiamiento. La muestra de 40 ppm era corrosiva, por lo que se desechó.
- Se encontró que el menor pH de equilibrio para la muestra de 50 ppm de alcalinidad era de 8.3.
- El porcentaje de mezcla para obtener un agua en equilibrio de 50 ppm de alcalinidad fue de 67% de agua de pozo con 37% de agua ácida proveniente de la resina de intercambio iónico.

**Tabla 2**  
**Composición del agua de proceso en equilibrio obtenida**  
**(67% agua de pozo y 33% de agua ácida)**

pH	8.3	
TDS	500 ppm $\text{CaCO}_3$	
Dureza total	300 ppm $\text{CaCO}_3$	
Alcalinidad total	50 ppm $\text{CaCO}_3$	
Dióxido de carbono	9 ppm $\text{CO}_2$	
Calcio	100 ppm Ca	5 meq.
Magnesio	14 ppm Mg	1 meq
Sodio y potasio	13 ppm Na	0.6 meq
	<b>Total de cationes</b>	<b>6.6 meq.</b>
Nitratos	10 ppm $\text{NO}_3^-$	0.2 meq
Cloruros	83 ppm $\text{Cl}^-$	2.3 meq
Bicarbonato	37 ppm $\text{HCO}_3^-$	0.6 meq
Sulfato	168 ppm $\text{SO}_4^{=}$	3.5 meq.
	<b>Total de aniones</b>	<b>6.6 meq.</b>

Elaboración propia.

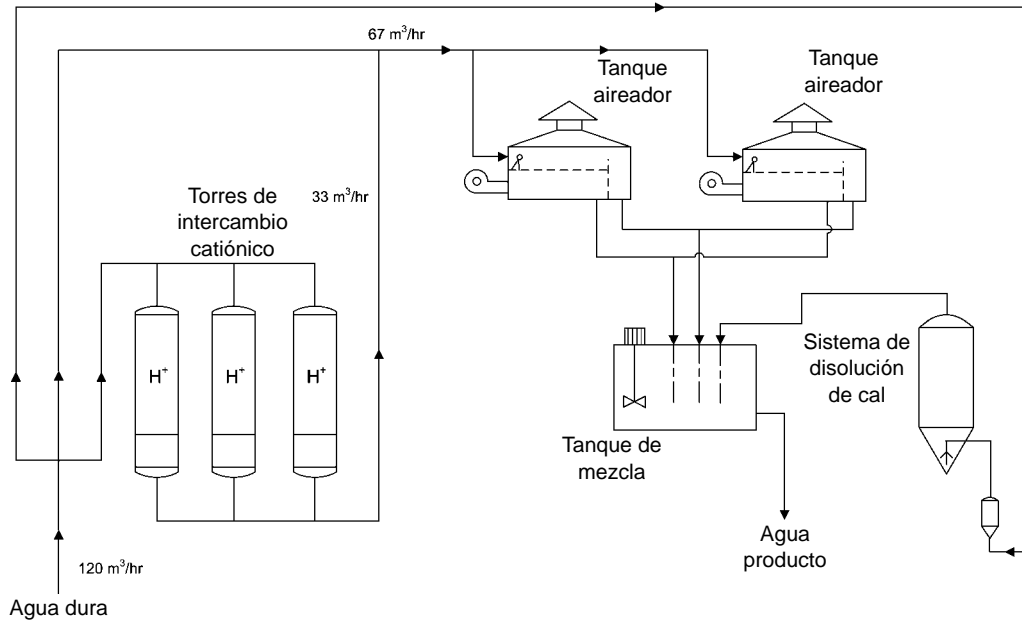
#### 6.4 Implementación de la planta de tratamiento de agua según los resultados de laboratorio obtenidos

Se compraron los siguientes equipos (figura 1):

- Dos torres aireadoras con capacidad de 100 m<sup>3</sup>/hr de agua cada una con sección cuadrada de acero recubierto interiormente con pintura resistente a la corrosión y plato de material sintético perforado con una altura de pared interna variable para una altura de espuma variable.
- Soplador de aire de 8400 m<sup>3</sup>/hr, 3000 rpm, motor trifásico.
- Sistema de filtros estériles para aire de 1 m<sup>2</sup> de área cada uno.
- Equipo de dosificación de cal para neutralización del CO<sub>2</sub> remanente.
- Sistema para control de pH con cámara para medición con flujo laminar.

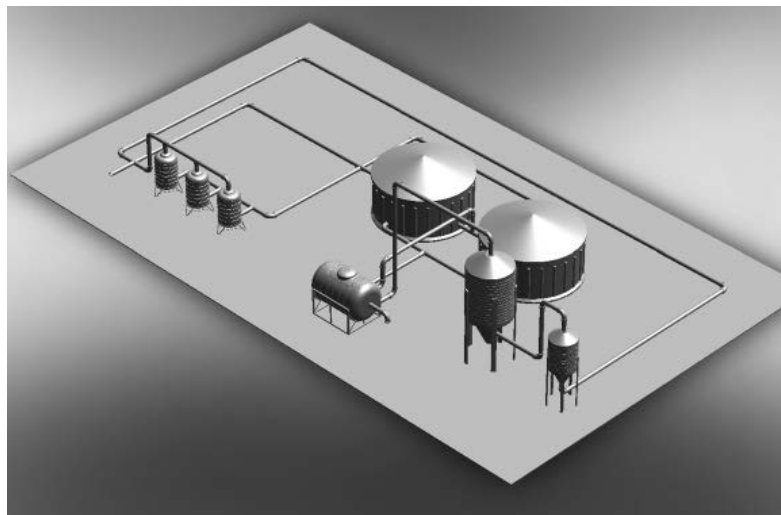
Se acondicionaron 3 intercambiadores iónicos existentes en planta y tubería, con un recubrimiento anticorrosivo interior (figuras 1 y 2).

**Figura 1**  
**Planta de tratamiento de agua**



Elaboración propia.

**Figura 2**  
**Planta de tratamiento de agua – vista 3D**



Elaboración propia.



## 7. CONCLUSIONES

- Se demostró que es viable la utilización de resinas de intercambio iónico del tipo catiónica fuerte regenerada con ácido para reducir la alcalinidad de un agua.
- De manera experimental se obtuvo un agua con las características deseadas por la empresa, empleando la metodología de cálculo analizada en el presente artículo.
- Se encontró un agua en equilibrio, esto es no corrosiva y no incrustante.
- Se demostró la aplicabilidad del índice de Ryznard para el cálculo del punto de estabilidad, así como la aplicabilidad de los gráficos del sistema carbonato en sistemas abierto y cerrado.
- Siempre que se utilice esta metodología de trabajo, será necesario usar alguna tecnología método para reducir el CO<sub>2</sub> formado.

## REFERENCIAS

- Connett, P., Beck, J., Connett, M., Limeback, H., & McRae (2013). *El agua potable*. Recuperado el 22 de marzo de 2013, de <http://www.elaguapotable.com/acondicionamiento.htm>
- Gómez, R. (2008). *Corrosión en la industria química*. Alicante: Universidad de Alicante. Recuperado el 5 de abril de 2013, de <http://rua.ua.es/dspace/bitstream/10045/8237/1/CorrTema11.pdf>.
- Gonzales, E., Parra, M. I., & Hernández, M. (2010). *Cálculo de índices de saturación de Langelier, Ryznar*. Santa Cruz de Tenerife: Fundación Centro Canario del Agua.
- Rodríguez, J., & Marín, R. *Fisicoquímica de aguas*. Recuperado el 23 de abril de 2013, de [http://books.google.com.pe/books?id=Ogt-ra9MHHwC&pg=PA258&lpg=PA258&dq=indices+de+ryznar+y+langelier&source=bl&ots=WY\\_HWsCECT&sig=7lq5jAzbWHIZE32LtA7WVGAeaJs&hl=en&sa=X&ei=mC1qUf3HFYS30QH13YGwDg&ved=0CDAQ6AEwAQ#v=onepage&q=indices%20de%20ryznar%20y%20langelier&f=false](http://books.google.com.pe/books?id=Ogt-ra9MHHwC&pg=PA258&lpg=PA258&dq=indices+de+ryznar+y+langelier&source=bl&ots=WY_HWsCECT&sig=7lq5jAzbWHIZE32LtA7WVGAeaJs&hl=en&sa=X&ei=mC1qUf3HFYS30QH13YGwDg&ved=0CDAQ6AEwAQ#v=onepage&q=indices%20de%20ryznar%20y%20langelier&f=false), pp. 256 y 258: Ediciones Díaz de Santos.

Dora Cortijo Herrera

Ros Moreno, A. (10 de junio de 2011). Índices de estabilidad de las aguas carbonato-cálcicas. Recuperado el 10 de abril de 2013, de <http://www.emagister.com/curso-agua-calidad-contaminacion-2-2/indices-estabilidad-aguas-carbonato-calcicas>.

Snoeyink, D., & Jenkins, V. (1980). *Water chemistry* (3.<sup>a</sup> ed.). Nueva York: John Wiley & Sons.