

# Antecedentes sobre físico-química del agua

Autores: PhD. Aldo Saavedra Fenoglio, Universidad de Santiago de Chile,  
PhD. Hugo Valdés Riquelme, Universidad Católica del Maule, Talca / PhD. Carlos Zúñiga Espinoza, INIA La Cruz.

INFORMATIVO INIA LA CRUZ Nº 038

DOCUMENTO TÉCNICO INIA - CNR Nº 1 DE 4, AÑO 2022

## Introducción

El agua es un compuesto que posee propiedades únicas que le permiten dar soporte a la vida. Una de sus características más relevantes es la capacidad que tiene de formar enlaces denominados "puentes de hidrógeno" que tienen energías de enlace cercanas a las 5 kcal/mol, lo que se traduce en propiedades físico-químicas distintivas tales como:

- Gran capacidad solvente, lo que explica por qué el agua se "contamina" fácilmente con solutos diversos (sales disueltas, macromoléculas y coloides solubilizados o suspendidos por fenómenos de tipo eléctrico, etc.).
- Coexistencia de los tres estados físicos (gas, líquido y sólido) a temperaturas cercanas al ambiente. Esta propiedad es clave para sustentar la vida en el planeta.
- Alto punto de ebullición, a pesar de su bajo peso molecular (18,02 g/mol).
- Mayor capacidad calorífica que otros líquidos, lo que le permite amortiguar variaciones de temperaturas.
- Capacidad de solubilizar gases (oxígeno (O<sub>2</sub>), anhídrido carbónico (CO<sub>2</sub>) y ácido sulfhídrico (H<sub>2</sub>S)).
- Presencia de reacciones y equilibrios ácido-base, procesos de gran relevancia en tratamiento y purificación de aguas.

En este informativo se describen las propiedades físicas y químicas del agua (Figura 1), de importancia para el proceso de ósmosis inversa para desalinización.

## Concepto de pH, escala de pH y medición

El pH expresa la fuerza de un ácido, propiedad que depende de su grado de disociación iónica y de su concentración (ver Figura 2). Utilizando la escala de pH se pueden clasificar las disoluciones, según:

pH < 7 disolución ácida  
pH = 7 disolución neutra  
pH > 7 disolución básica

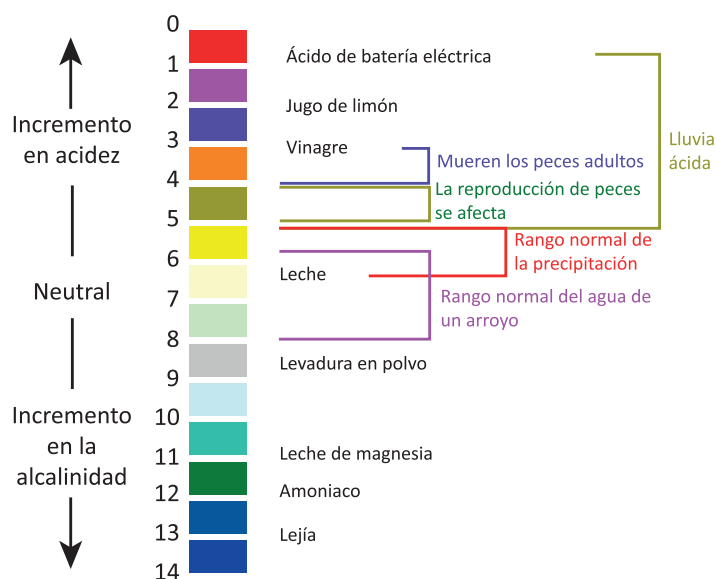


Figura 2. Esquema ejemplificado de la escala de pH.

Entre los métodos experimentales para medir el pH de una muestra de agua, se destacan: papel pH, pH de banco y pH en línea.

## Balance y equilibrio iónico, solubilidad de compuestos iónicos en agua, conductividad eléctrica

En fase líquida, una fracción de las moléculas de agua se ionizan espontáneamente produciendo un catión H<sup>+</sup> (protón) que otorga el carácter (pH) ácido al agua y un anión OH<sup>-</sup> (ion hidroxilo) que otorga el carácter (pH) básico al agua:

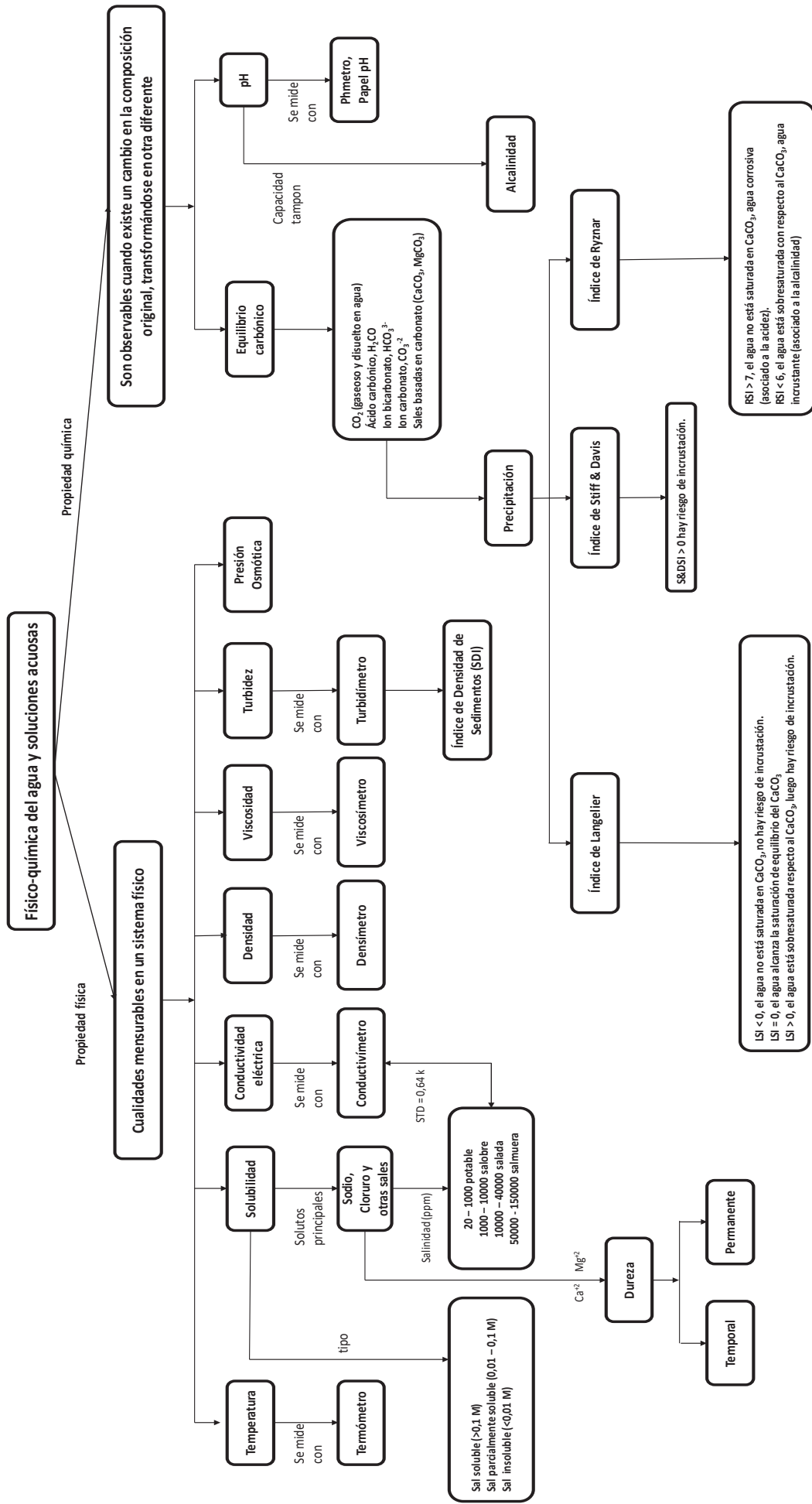
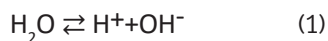


Figura 1. Mapa conceptual sobre propiedades del agua y soluciones acuosas.



A partir del producto iónico entre el catión y el anión se establece la escala de pH, que se define como:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] \quad (2)$$

De igual manera, se define el pOH:

$$\text{pOH} = -\log[\text{OH}^-] \quad (3)$$

A la temperatura de 25° C se cumple que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14 \quad (4)$$

Cuando un ácido se disuelve en agua, lo hará total o parcialmente, dependiendo de si el ácido es un electrolito fuerte o débil, respectivamente. En un ambiente acuoso, un ácido se ionizará produciendo iones H<sup>+</sup> según sea el valor de su constante equilibrio o constante de acidez (K<sub>a</sub>).

$$\text{pK}_a = -\log(\text{K}_a) \quad (5)$$

La fortaleza de un ácido (capacidad para ionizarse en agua) puede medirse mediante el valor de su pK<sub>a</sub>:

A menor pK<sub>a</sub>, mayor constante de acidez K<sub>a</sub>, mayor disociación del ácido, ácido más fuerte. Los ácidos fuertes tienen valores de pK<sub>a</sub> < 1 y están completamente disociados en agua a pH > 3,5.

Al igual que un ácido, cuando una base se disuelve en agua y dependiendo de su grado de ionización se tendrá: base fuerte y base débil.

Durante el tratamiento de aguas mediante osmosis inversa, el pH del agua es una variable que permite controlar los problemas asociados al ensuciamiento de las membranas provocados por solutos de solubilidad parcial. En este sentido:

- Si el pH > 7 se tendrá un líquido básico o incrustante.
- Si el pH < 7 se tendrá un líquido ácido o corrosivo.

Bajo estas condiciones, un pH alto favorece las precipitaciones o incrustaciones de las sales alcalinotérreas, mientras que un pH bajo favorece la corrosión del equipo.

La composición química de aguas salobres es más variada que la del agua de mar, ya que depende fuertemente de las características de suelo, estacionalidad, nivel de pluviosidad, factores geológicos, etc.

La salinidad se relaciona con el tipo y concentración de sales disueltas en un volumen determinado de agua. Esta propiedad se reporta en PSU (acrónimo en inglés de unidades prácticas de salinidad) o en partes por millón (ppm, mg/L), es decir, un agua de mar con 3,5% de salinidad es equivalente a 35 PSU = 35.000 ppm.

Los tipos de agua se pueden clasificar según su nivel de salinidad (ver Tabla 1). El contenido de sales influye en las propiedades físicas y químicas del tipo de agua.

**Tabla 1.** Tipos de agua según su salinidad (ppm).

Salinidad (ppm)	Tipo de agua	Ejemplo
0,5 - 5,0	Destilada	Agua desmineralizada
20 - 1.000	Dulce	Agua potable
1.000 - 10.000	Salobre	Río Loa
10.000 - 40.000	Salada	Océano
50.000 - 150.000	Salmuera	Mezcla para encurtidos
>150.000	Hipersalina	Mar Muerto

En la Tabla 2 se entrega, para efectos comparativos, valores aproximados de concentración de los iones más comunes en cuerpos de aguas superficiales, agua de mar y agua subterránea. Los iones y los elementos presentes en cuerpos de agua naturales se originan de procesos de mineralización y desgaste de las rocas que forman la corteza terrestre y de emanaciones del manto terrestre, a través de la actividad volcánica. El boro, incluido en la Tabla 2, cuyo nivel de concentración es relevante para cultivos agrícolas y también para consumo humano, será analizado más adelante, cuyo nivel de concentración es relevante para cultivos agrícolas y también para consumo humano. Este compuesto será analizado más adelante.

**Tabla 2.** Composiciones promedio de solutos iónicos presentes en aguas.

Iones	Agua superficial (ppm)	Agua subterránea (ppm)	Agua de mar (ppm)
<b>Aniones</b>			
Carbonato	58,5	110	140
Sulfato	15,2	250	2.750
Cloruro	25,2	40	19.400
Boro	0,1 - 20	0,5 - 15	4,0
<b>Cationes</b>			
Calcio	26,5	40	411
Magnesio	12,1	25	1.290
Sodio	110	30	10.800
Potasio	45,0	5	392

En resumen, las aguas dulces y/o salobres se diferencian del agua salada fundamentalmente en su menor contenido salino, y en particular por su baja concentración en cloruro de sodio (NaCl). Al respecto, la osmosis inversa permite separar cloruros y sodio con eficiencias superiores al 98%, obteniendo un producto (agua desalada) de bajo contenido salino total.

La salinidad total presente en una solución se puede relacionar con la conductividad eléctrica del líquido. Los iones de solutos salinos (NaCl, KCl, CaCl<sub>2</sub>, etc.) son pequeños y de carga eléctrica relativa alta, por lo que presentan una alta movilidad iónica. Cuando se impone una diferencia de potencial eléctrico se manifiesta la conductividad eléctrica.

El agua ultrapura a 20° C, tiene una conductividad eléctrica específica muy pequeña, cercana a  $0,05 \cdot 10^{-6}$  S/cm, es decir 0,05 μS/cm. Los iones de sales inorgánicas (Cl<sup>-</sup>, Na<sup>+</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>-2</sup>) disueltos en agua son relativamente buenos conductores de la corriente eléctrica. Cuando se disuelven estos electrolitos, la conductividad del agua se incrementa notablemente.

El agua de mar, cuyo contenido en NaCl es equivalente a unos 35 g/L, tiene una conductividad eléctrica cercana a los 50.000 μS/cm (Tabla 3). Algunas aguas superficiales como la del río Camarones en la región de Arica y Parinacota, presentan conductividades variables entre 2.000 y 4.000 μS/cm.

**Tabla 3.** Valores de conductividad de muestras típicas de agua, a 25° C.

Tipo de agua	STD (ppm)	Conductividad (μS/cm)
Agua ultrapura	0,05	0,08
Agua destilada	0,5 a 3	0,8 a 5
Agua desmineralizada para calderas	1 a 10	1,5 a 15
Agua potable	100 a 500	150 a 800
Agua de mar	20.000 a 55.000	32.000 a 85.000

\*STD=Sólidos totales disueltos.

Puesto que la conductividad es proporcional a la concentración de sales o salinidad del agua y su medición es fácil de realizar, durante la osmosis inversa, se monitorea la calidad del agua producto midiendo la conductividad eléctrica del líquido.

Para calcular la concentración de sólidos totales disueltos (mg/L) a partir de mediciones de la conductividad, se emplean ecuaciones lineales que multiplican la conductividad por un factor empírico. Una relación útil (aproximada) a 25° C es:

$$\text{STD} = 0,64 \cdot K \quad (6)$$

donde STD es la concentración de sólidos totales disueltos (expresada en ppm ó mg/L), K es la conductividad eléctrica en μS/cm.

## Equilibrio carbónico del agua, alcalinidad y dureza, Índice de Langelier

El sistema carbonato, que involucra interacciones aire-agua, es el equilibrio químico ácido-base más importante para el proceso de osmosis inversa. Las especies que forman parte de este sistema son:

- CO<sub>2</sub> (gaseoso y disuelto en agua)
- Ácido carbónico, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>
- Ion bicarbonato, HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>
- Ion carbonato, CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>
- Sales basadas en carbonato (CaCO<sub>3</sub>, MgCO<sub>3</sub>)

La alcalinidad de una disolución acuosa es una medida de la capacidad del agua para neutralizar ácidos, por lo tanto, la alcalinidad dice relación con la capacidad tampón, o lo que es lo mismo, la capacidad de la disolución para mantener constante el pH frente a la adición de un ácido o una base.

La alcalinidad de la mayoría de las aguas naturales está compuesta casi íntegramente por iones bicarbonato (HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>) y carbonato (CO<sub>3</sub><sup>-2</sup>), luego la determinación de la alcalinidad de una muestra de agua permite determinar la concentración de estos iones.

La forma y concentración de alcalinidad presente en el agua bajo la forma de HCO<sub>3</sub><sup>-</sup>, OH<sup>-</sup> o CO<sub>3</sub><sup>-2</sup> se determina mediante titulación con un ácido fuerte (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) o, por cálculos basados en las ecuaciones de equilibrio y en el balance de cargas.

La alcalinidad de una sustancia se expresa en equivalentes de base (OH<sup>-</sup>) por litro o en equivalentes de carbonato cálcico. La alcalinidad del agua se informa determinando cada una de las especies que aportan a la alcalinidad, convirtiéndolas a unidades de mg de CaCO<sub>3</sub>/L.

Por otro lado, el origen de la dureza está predominantemente en el contenido de calcio y magnesio del agua, aunque algunos metales como el hierro y el manganeso también forman parte de esa dureza. Es importante indicar que el denominador común de la mayor parte de los problemas del agua se deben a la presencia de dureza. La dureza del agua se refiere entonces a la presencia y concentración de cationes divalentes de calcio (Ca<sup>2+</sup>) y mag-

nesio ( $Mg^{2+}$ ) disueltos en agua, siendo independiente de la naturaleza de los aniones presentes. Se informa, por lo general, en función del carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ). Esta es una elección favorita porque el peso molecular del  $CaCO_3$  es 100 g/mol y su peso equivalente es 50 g/mol, proporcionando una unidad conveniente de intercambio para expresar a todos los iones en agua, en vez de mostrar a cada uno de ellos con su propio peso equivalente. La dureza total del agua se encuentra sumando la contribución de los cationes calcio y magnesio, ambos expresados como mg de  $CaCO_3/L$ . La dureza es un parámetro muy importante para determinar el carácter incrustante del agua (ver Tabla 4).

**Tabla 4.** Valores de dureza para los diferentes tipos de agua.

Tipo de agua	Dureza (mg/L)
Agua blanda	$\leq 17$
Agua levemente dura	$>17-60$
Agua moderadamente dura	$>60-120$
Agua dura	$>120-180$
Agua muy dura	$>180$

Para determinar la dureza total del agua se distingue entre los siguientes dos tipos: Dureza temporal (de carbonatos), y Dureza permanente (de no carbonatos) generalmente de sulfatos y cloruros.

Dependiendo de la tasa de recuperación en un sistema de osmosis inversa (OI), la concentración de sales puede aumentar considerablemente dentro de la unidad de tratamiento, pudiéndose provocar la precipitación del carbonato de calcio, sulfatos y otros compuestos que excedan su solubilidad, formándose incrustaciones en las membranas. Estas incrustaciones disminuirán la productividad del proceso e incluso generar un deterioro químico de las membranas. La capacidad potencial de precipitación se puede determinar a partir del índice de Langelier.

El índice de Langelier o LSI (Langelier Saturation Index) es una medida del grado de saturación del carbonato de calcio disuelto en agua, valor que depende de diferentes variables tales como: alcalinidad total, dureza, pH, temperatura, conductividad eléctrica o sólidos totales disueltos. El LSI se expresa como:

$$LSI = pH - pH_s \quad (7)$$

donde pH es el logaritmo negativo de la concentración de protones ( $H^+$ ) en la muestra de agua,  $pH_s$  es el denominado "pH de saturación", en el cual el agua se encuentra en equilibrio y no muestra tendencia ni a la disolución ni a la precipitación de carbonatos. Los compuestos que son importantes para deter-

minar el equilibrio del carbonato son: anhídrido carbónico gaseoso ( $CO_{2(g)}$ ), anhídrido carbónico acuoso ( $CO_{2(ac)}$ ), ácido carbónico ( $H_2CO_{3(ac)}$ ), bicarbonato ( $HCO_3^-$ ), carbonato ( $CO_3^{2-}$ ), y otros sólidos que contengan carbonato tales como el carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ) o el carbonato de magnesio ( $MgCO_3$ ).

$$pH_s = P_{Ca} + P_{alk} + C \quad (8)$$

Donde  $P_{Ca}$  es el logaritmo negativo de la concentración de ion calcio,  $P_{alk}$  es el logaritmo negativo de la alcalinidad total,  $C$  es un parámetro que depende de la concentración de sólidos disueltos totales (STD) y de la temperatura.

La expresión para calcular el LSI es:

$$LSI = pH + \log \left( \frac{K_a \cdot \gamma_{HCO_3^-} \cdot [HCO_3^-] \cdot \gamma_{Ca^{+2}} \cdot [Ca^{+2}]}{\gamma_{H^+} \cdot K_{sp}} \right) \quad (9)$$

Las constantes,  $K_a$  y  $K_{sp}$  se determinan empleando las ecuaciones, 10 y 11, válidas para el rango de temperatura entre  $5^\circ$  y  $40^\circ$  C:

$$K_a = 9,207 \cdot 10^{-13} \cdot T - 2,285 \cdot 10^{-1} \quad (10)$$

$$K_{sp} = 1,786 \cdot 10^{-5} e^{(-2,77 \cdot 10^{-2} \cdot T)} \quad (11)$$

donde  $T$  es la temperatura absoluta (K).

El índice de Langelier se aplica en aguas cuya salinidad total es menor a 10.000 (mg/L) y se emplea para expresar el riesgo potencial de incrustación debido a la precipitación de carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ).

De esta manera, los criterios son:

- $LSI < 0$ , el agua no está saturada en  $CaCO_3$ , no hay riesgo de incrustación.
- $LSI = 0$ , el agua alcanza la saturación de equilibrio del  $CaCO_3$ .
- $LSI > 0$ , el agua está sobresaturada respecto al  $CaCO_3$ , luego hay riesgo de incrustación.

## Densidad y viscosidad

La densidad se define como la proporción entre la masa y el volumen de una sustancia, de acuerdo con la ecuación siguiente:

$$\rho = \frac{m}{V} \quad (12)$$

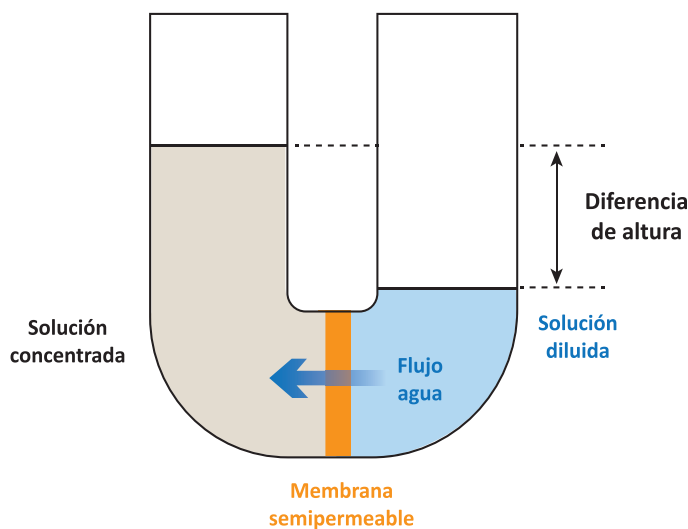
donde,  $\rho$  es la densidad ( $kg/m^3$ ),  $m$  es la masa (kg) y  $V$  es el volumen ( $m^3$ ). El agua tiene la particularidad de que la densidad a  $4^\circ$  C y 1 atm (0,01325 MPa) es  $1.000 kg/m^3$ . La densidad del

agua de mar depende de la temperatura y salinidad, donde a 20° C y 35.000 ppm es 1.025 kg/m<sup>3</sup>.

La densidad y la viscosidad son parámetros fisicoquímicos dependientes de la temperatura y en menor grado de la salinidad presente en muestras de agua. Los valores de la densidad y la viscosidad son importantes para el diseño de los pretratamientos físicos de una planta de osmosis inversa y la operación de la bomba de alta presión de osmosis inversa.

## Presión osmótica

La osmosis natural es el proceso de transporte de agua a través de una membrana semipermeable, que separa dos compartimentos, uno con agua pura y el otro con una solución acuosa de un soluto (por ejemplo cloruro de sodio). Este gradiente de concentraciones provoca naturalmente una presión osmótica que impulsa un flujo de agua desde el agua pura hasta la solución. El soluto (sal) no se transfiere a través de la membrana, de esta manera la solución se irá diluyendo gracias al aporte de agua pura (Figura 3).



**Figura 3.** Esquema del proceso de osmosis natural.

La presión osmótica ( $\pi$ ) de la solución acuosa se calcula mediante la Ecuación de Van t Hoff:

$$\pi = \phi \cdot C \cdot R \cdot T \quad (13)$$

donde,  $\pi$  es la presión osmótica de la solución (atm), C es la concentración (mol/L), R es la constante universal de los gases (0,08206 L\*atm/(mol\*K)) y T es la temperatura absoluta (K). El parámetro  $\phi$  se denomina "factor de disociación" y corresponde al número de iones que se forman cuando una molécula de soluto se solubiliza disociándose (Tabla 5).

**Tabla 5.** Solutos iónicos y factores de disociación

Soluto	Fórmula	Factor de disociación
Cloruro de Sodio	NaCl	2
Cloruro de Potasio	KCl	2
Cloruro de Calcio	CaCl <sub>2</sub>	3
Nitrato de Sodio	NaNO <sub>3</sub>	2
Azúcar (Sacarosa)	C <sub>12</sub> H <sub>22</sub> O <sub>11</sub>	1

Si se aplica una presión externa igual a la presión osmótica, se detendrá el fenómeno de osmosis natural. Ahora, si se incrementa la presión superando la presión osmótica, el agua fluirá de la solución concentrada a la solución diluida. Tal proceso se denomina osmosis inversa.

La presión osmótica es la propiedad más relevante para el proceso de osmosis inversa, puesto que se traduce en el costo energético mínimo que se debe incurrir para producir un producto (agua) con bajo contenido salino. A mayor contenido salino, mayor presión osmótica. A mayor presión osmótica, mayor presión de operación del equipo de bombeo.

## Turbidez (materia coloidal) y precipitación (ensuciamiento)

Las aguas naturales (superficiales, de pozo, agua de mar) presentan cantidades variables de micropartículas coloidales, cuyo rango de tamaños se encuentran típicamente entre 0,01 y 100  $\mu$ m. Los coloides comprenden una amplia categoría de materiales: pigmentos, materia orgánica, microorganismos, células vegetales y animales, sílice coloidal, etc. Los coloides tienen la capacidad de dispersar la luz, por lo cual le otorgan un aspecto turbio u opaco al agua. De ahí que técnicamente se habla de "turbidez". La unidad de medida de la turbidez es la NTU (Nephelometric Turbidity Unit).

La mayoría de los coloides tienen carga negativa, lo que les permite mantenerse en suspensión y no decantar. Estos materiales son un problema para las membranas de osmosis inversa debido a que se adhieren fácilmente en superficies provocando ensuciamiento. Por tal razón, deben ser removidos previamente con pretratamientos físicos (filtración multimedia) y en casos extremos mediante pretratamiento fisicoquímico (coagulación, floculación, sedimentación).

Respecto de la osmosis inversa, en términos prácticos el agua de alimentación debe presentar turbidez menor a 1 NTU, requisito indicado por los fabricantes de membranas, valor ajustable mediante los procesos de pretratamiento físico y químico.



Diversos métodos se han propuesto para medir y predecir el ensuciamiento de membranas provocado por diversos solutos presentes en el agua a tratar (denominada agua cruda) por la planta de osmosis inversa. El método que ha logrado mayor aceptación es el Índice de Densidad de Sedimentos (SDI: "silt density index").

En general, existen dos tipos de ensuciamiento de membranas de osmosis. Ambos son fenómenos superficiales porque tales membranas no tienen poros.

a) Ensuciamiento (fouling) debido a la deposición, sobre la superficie de la membrana, de coloides o partículas en suspensión, partículas orgánicas y biológicas presentes en el agua de alimentación. Se distinguen tres tipos de ensuciamiento:

- por partículas en suspensión (arena, arcilla y coloides),
- por moléculas orgánicas (aceites, grasas, ácidos húmicos/fúlvicos, surfactantes),
- por bacterias y microorganismos que al crecer y multiplicarse producen bio-películas resultando en ensuciamiento de la superficie de la membrana.

b) Incrustación (scaling) debido a la presencia de compuestos inorgánicos que pueden exceder sus límites de solubilidad durante la osmosis, precipitando sobre la superficie de la membrana. Por ejemplo,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{CaSO}_4$ ,  $\text{BaSO}_4$ , sílice y diversos hidróxidos metálicos insolubles.

El SDI es un parámetro que permite cuantificar en términos globales la carga en coloides y sólidos parcialmente solubles presentes en el agua de alimentación. Los fabricantes de membranas establecen como prerrequisito que el agua que ingresa a la osmosis debe tener un  $\text{SDI} < 5$ , como máximo. Típicamente, se recomienda un  $\text{SDI} < 3$ .

El SDI se define como la disminución de la velocidad de filtración de una muestra de agua, en porcentaje por minuto, al cabo de un tiempo de filtración definido, usualmente 15 min. Durante este tiempo, el agua es filtrada ininterrumpidamente a presión y temperatura constantes, a través de un filtro estandarizado de diámetro y tamaño medio de poro definido.

Las incrustaciones que se producen en una membrana pueden predecirse mediante cálculos de solubilidad asociados a las condiciones de operación de la osmosis inversa. Para tal efecto se pueden realizar cálculos desarrollados en planillas del tipo Excel o bien emplear programas (software) que indicarán si se producirá o no ensuciamiento en las membranas. Para calcular el scaling es necesario contar con: (1) el análisis químico del

agua a tratar y (2) el factor de recuperación de la planta de osmosis inversa. Luego, se puede estimar qué tan concentrados saldrán los solutos en la corriente del rechazo, y en caso de que excedan sus límites de solubilidad habrá una alta probabilidad de que precipiten en las membranas.

Los iones más relevantes que se consideran para realizar estos cálculos son el calcio y el bicarbonato, lo que permite predecir si habrá precipitación de carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ) utilizando el índice de Langelier (LSI) para aguas salobres ( $\text{SDT} < 10.000 \text{ mg/L}$ ) y el de Stiff and Davis (S&DSI) para aguas saladas ( $\text{SDT} > 10.000 \text{ mg/L}$ ).

## Principales cationes, aniones y sales

Sodio ( $\text{Na}^+$ ): Es el catión más frecuente en agua, de muy alta solubilidad, razón por la cual no afecta el comportamiento de la membrana, aportando exclusivamente presión osmótica a la alimentación líquida. El contenido de sodio en aguas dulces oscila entre 5 y 500 ppm. En agua de mar su concentración supera los 11.000 ppm.

Calcio ( $\text{Ca}^{+2}$ ) y Magnesio ( $\text{Mg}^{+2}$ ): presentan la dificultad de que pueden precipitar sobre las membranas al combinarse con iones sulfato y carbonato. Esto se puede controlar disminuyendo las recuperaciones o el pH a valores menores que 6, o agregando algún compuesto complejante. Las incrustaciones de  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{Mg}^{+2}$  son difíciles de remover una vez formadas. El  $\text{Mg}^{+2}$  es más soluble que el  $\text{Ca}^{+2}$ . La concentración de  $\text{Ca}^{+2}$  en aguas dulces es entre 10 y 500 ppm, y en agua de mar cerca de 400 ppm. La concentración de  $\text{Mg}^{+2}$  en aguas dulces es entre 1 y 100 ppm, y en agua de mar cerca de 1.200 ppm.

Cloruro ( $\text{Cl}^-$ ): Es una especie química muy pequeña, en consecuencia es difícil de rechazar por las membranas de osmosis inversa. Por tal razón, la selectividad (rechazo salino) de las membranas utiliza el ion cloruro como parámetro base. Al igual que el  $\text{Na}^+$ , el  $\text{Cl}^-$  aporta presión osmótica a la alimentación líquida. El  $\text{Cl}^-$  no debe confundirse con el cloro libre que se adiciona al agua para su sanitización.

Arsénico (As): Es un elemento químico ampliamente distribuido en la atmósfera, hidrósfera y biósfera. Raras veces se encuentra en estado puro en la naturaleza, generalmente está combinado con azufre, o en estado oxidado unido al oxígeno de forma trivalente o pentavalente. El arsénico en el ambiente puede formar compuestos orgánicos e inorgánicos y se encuentra en cuatro estados de oxidación: V (arseniato), III (arsenito), 0 (arsénico), III (arsina) y sus derivados metilados que forman compuestos orgánicos. El As se encuentra como especie di-

suelta en muchas aguas naturales, formando oxianiones, en concentraciones variables dependiendo de la especie, grado de oxidación y pH. En aguas superficiales las formas estables de arsénico,  $As_2O_5$  y  $As_2O_3$ , son suficientemente solubles como para sobrepasar los límites permisibles para agua potable. El arsénico es un elemento extremadamente tóxico para la salud humana, sus consecuencias dependerán tanto del modo y tiempo de exposición, como de la fuente y especie de arsénico.

Boro (B): es un elemento químico presente en aguas naturales, salobres y saladas, como ácido bórico ( $H_3BO_3$ ) y como anión (ion) borato ( $BO_3^{-3}$ ), formando un equilibrio con predominancia de la especie ácida. Los boratos tienen tendencia a polimerizar, y con ello formar compuestos de diferentes características. El ácido bórico es un ácido débil con un pKa de 9,14. Al incrementarse el pH del agua, por ejemplo superando un valor de 10, el ácido bórico se convertirá en una sal de borato. Existen zonas geográficas de Chile donde el contenido de B en aguas es alta, pudiendo incluso superar estacionalmente los 50 ppm. Relativo a la toxicidad del B en agua potable, si bien en nuestro país los niveles de B no se encuentran normados, existen estudios que indican efectos irritantes en vías respiratorias superiores, nasofaringe y ojos, de breve duración y reversibles.

## Conclusiones

El objetivo principal de la tecnología de osmosis inversa es la purificación de aguas de diferentes composiciones, proceso denominado desalación, mediante el cual se remueve sobre el 98% de la mayoría de los solutos (sales) disueltos, lo que da cuenta de su gran eficiencia. Sin embargo, esta operación se debe realizar considerando las características fisicoquímicas del agua a tratar, con el objetivo de proteger las membranas, la bomba de alta presión y el resto de los componentes de una planta de osmosis inversa.

En este sentido, el primer paso es disponer de análisis completos del agua a tratar que incluyan tipos y concentraciones de los solutos (sales) disueltos, materiales en suspensión y pH. Luego, mediante cálculos e información técnica proveniente de empresas que suministran la tecnología, se establecen proyecciones, protocolos, condiciones de operación, pretratamientos y postratamientos, para lograr que la planta opere adecuadamente y por tiempos prolongados sin presentar problemas, fallas y/o disminución de su productividad.

**INIA LA CRUZ: Chorrillos N° 86 - La Cruz, Región de Valparaíso, Chile.**  
**CNR: Av. Libertador Bernardo O'Higgins #1449, Torre I, Piso 4, Santiago**

Este informativo es un material de difusión y transferencia, que forma parte del convenio CNR/INIA "Mejoramiento en la operación de plantas de ósmosis inversa de uso en riego agrícola mediante el fortalecimiento de la capacitación, extensión y transferencia tecnológica a beneficiarios de proyectos de riego".

[www.inia.cl](http://www.inia.cl) | [www.cnr.gob.cl](http://www.cnr.gob.cl)

Año 2022  
**Informativo N° 1**



**Mejor Riego  
para Chile**