

AE

A.T. EXPORT

Fundamentos de la Ósmosis Inversa



**Todo lo que
necesita saber
sobre la Ósmosis
Inversa**

**Teoría
Práctica
Rendimientos
Pretratamientos**



Introducción	3
Antecedentes Histórico-Científicos	4
Los Principios	5
Desarrollo. Aspectos Fundamentales	8
Principios Teóricos	10
Membranas y Módulos de Ósmosis Inversa	12
Acetato de Celulosa.	12
Poliamida.....	12
pH	14
Oxidantes	15
Temperatura.....	15
Diferencias entre Membranas.....	15
Terminología Empleada en O.I.	16
Rendimiento de los Módulos.....	17
Para 1 ETAPA.....	24
Para 2 ETAPAS	24
El Agua y sus Contaminantes.....	25
Fundamentos de la química del agua.....	26
Introducción.....	26
El ciclo hidrológico y las aguas naturales	27
Grupos de Contaminantes Acuáticos	28
Agua químicamente pura. Concepto de pH	28
Disociación de los electrólitos en soluciones acuosas	29
Disociación de ácido débil: equilibrio del carbónico.....	30
Disociación de base débil: el amoníaco	30
Producto de Solubilidad.....	31
Solubilidad del Carbonato Cálcico.....	32
Incidencia de la temperatura en los procesos en soluciones acuosas	33
Medida de la concentración en soluciones acuosas	34
Parámetros de Calidad de las Aguas.....	37
Parámetros Físicos.....	38
Sabor y Olor.....	38
Color	38
Turbidez.....	39
Conductividad y Resistividad	39
Parámetros Químicos	40
pH	40
Dureza	40
Alcalinidad	41
Coloides.....	41
Acidez mineral	41
Sólidos Disueltos	41
Sólidos en Suspensión.....	42
Sólidos Totales	42
Residuo Seco.....	42
Cloruros	42
Sulfatos.....	42

Nitratos	42
Fosfatos	42
Fluoruros.....	43
Sílice	43
Bicarbonatos y Carbonatos	43
Otros Componentes Aniónicos.....	43
Sodio	43
Potasio.....	43
Calcio.....	44
Magnesio	44
Hierro.....	44
Manganeso	44
Metales tóxicos	44
Gases Disueltos.....	45
Parámetros Biológicos.....	45
Demanda Biológica de Oxígeno (DBO).....	45
Demanda Química de Oxígeno (DQO).....	45
Carbón Orgánico Total.....	46
Parámetros Bacteriológicos.....	46
Parámetros Radiológicos.....	46
Pretratamiento de Adecuación para la Ósmosis	46
Índices de estabilidad de las Aguas Carbonato-Cálcicas	47
Aplicaciones	50
Desalinización de aguas salobres.....	51
Desalinización de agua de mar	52
Factores Económicos	52
Consumo energético.	52
Acondicionamiento Químico.....	52
Mano de obra de explotación.....	53
Mantenimiento y Recuperación.....	53
Cambio de membranas.....	53
Amortización.....	53
Conclusiones	53

Introducción

El presente escrito tiene por finalidad dar a conocer el tratamiento de aguas por **ÓSMOSIS INVERSA**.

En estos momentos bastará con definir la ósmosis, que es la base del proceso que permitirá eliminar las sales del agua:

“hacer pasar “substancias” a través de una membrana semi-permeable, sin consumo de energía exterior”

Alrededor de la **Ósmosis Inversa (O.I.)**, hay desde que se descubrió y empezó a hablar sobre ella una controversia muy importante, por ello, nosotros, como fabricantes de sistemas de ósmosis inversa creemos necesario establecer unas bases científico técnicas sobre el sistema, su utilización y los tratamientos necesarios para obtener un buen resultado.

El desarrollo tecnológico, la industrialización, el aumento de la población mundial, etc. ha provocado un aumento en la demanda de agua dulce en general y por supuesto de agua potable.

Los ríos se han ido deteriorando y lo mismo podemos decir de los acuíferos subterráneos, la calidad de las aguas freáticas ha caído de tal modo que en muchos casos es imposible utilizar dicho efluente sin un tratamiento previo, incluso para aplicaciones industriales.

Pero dado que cinco partes de la superficie de nuestro Mundo están cubiertas por las aguas cabría pensar que no tenemos problema de agua, y desde luego así será si seguimos investigando y desarrollando sistemas de reutilización, ahorro, conservación medioambiental y sobre todo sistemas de utilización del agua salada, o mejor dicho salobre, de una forma competitiva.

Es fácil entender que el coste de cualquier tratamiento de potabilización de agua salobre estará muy ligado al coste de la energía, esto implicará que en países donde la energía sea barata podremos optar por tratamientos “caros” en energía como la evaporación de aguas salobres, etc.

Pero influyen otros muchos parámetros además de la energía, disponibilidad de agua cerca, calidad del agua, tipo de proceso final, etc.

Entendamos desde este mismo momento que al referirnos a aguas salobres no lo hacemos específicamente al agua del mar, a la cual la llamaremos directamente “salada”, más adelante veremos claramente los umbrales de concentraciones de diferentes contaminantes que justifican esta clasificación.

Sin lugar a dudas el tratamiento que más se ha popularizado, tanto industrialmente como para obtención de agua potable en países con gran escasez de agua, ha sido la **Ósmosis Inversa (O.I.)**. Es un método muy sencillo en su realización, que no necesita de mano de obra especializada para su funcionamiento, que permite la amortización de las inversiones

iniciales de una forma asequible, sobre todo cuando no existen opciones diferentes, y que además está por desarrollarse mucho más en un futuro muy próximo.

Hemos anticipado que se trataba de un método sencillo en su realización, e incluso como veremos bastante fácil de explicar y de entender, pero que pese a lo que mucha gente crea, incluso técnicos y científicos no especialistas, el fenómeno osmótico no está suficientemente explicado.

Existen numerosas teorías que nos aproximan al fenómeno, está perfectamente descrito y sus resultados y puesta en práctica es totalmente conocida, pero todavía no se ha dado una explicación físico-químico-técnica totalmente convincente y que permita matemáticamente modelizar el fenómeno y poder explicarlo.

Comprendemos que para muchas personas que trabajan o vayan a trabajar con equipos de ósmosis inversa, lo único que les importa es que el sistema funcione, que por un lado entra agua salobre y aplicando una forma de energía, por el otro sale agua dulce, evidentemente este modelo es simplificado pero sirve para explicar lo que ocurre diariamente en miles de lugares en los que se aplica la ósmosis inversa.

Antecedentes Histórico-Científicos

Lo primero, y quizás lo más importante, es reseñar que a la ósmosis se le debe la vida, dicho de esta forma quizás suena muy serio, pero veremos que los primeros estudios sobre la ósmosis o como se le llamó entonces **proceso osmótico** se desarrollan en los principios de la medicina, la biología, la fisiología, etc. Nos tendremos que remontar a finales del siglo XIX, para encontrar las primeras explicaciones, por supuesto siempre basadas en el concepto de **absorción** y por lo tanto en el proceso de alimento de la célula.

Los fisiólogos en el siglo XIX , ya señalaban: **“La absorción por flujo osmótico, a través de la membrana exterior que protege a la célula, permite a ésta la alimentación y por lo mismo el mantenimiento del proceso vital de la célula o de un organismo unicelular”**.

Poco a poco, las disciplinas ligadas a la medicina y la biología, han ido dejando paso a la física, química y matemáticas en el intento de explicar el fenómeno osmótico; dado que se ligan conceptos como: concentraciones, solutos, solventes y energía. Son las leyes de equilibrio termodinámico las que más se acercan a una descripción científica del fenómeno, pero sin llegar a ella, como veremos más adelante.

Insistimos que a pesar de hacer más de 150 años que se descubrió el fenómeno de la ósmosis, su verdadero significado físico permanece oculto todavía en nuestros días.

Se han desarrollado mucho “los alrededores” del fenómeno en sí, incluso como sabemos, se han desarrollado mucho las aplicaciones del fenómeno, pero no existe una explicación científica del fenómeno que haya sido totalmente aceptada, existen, eso sí, muchas “aproximaciones” científicas.

La ósmosis aparece ligada a muchas teorías y fenómenos: teoría de las soluciones, teoría de los equilibrios termodinámicos, barreras de flujo de difusión o, mejor dicho, membranas semi-permeables, pero la realidad es que explicamos los resultados, pero no hay una teoría que explique el flujo osmótico.

Si es cierto que, como en otros muchos casos, los científicos han obviado, de momento, el porqué del fenómeno y han ido directamente al qué y con modelos totalmente predictivos han conseguido magníficas aplicaciones prácticas de un fenómeno que no sabemos explicar muy bien.

La razón de este comportamiento está en que una vez que se descubren las membranas semi-permeables y como se comportan con diferentes soluciones, es fácil proyectar con imágenes aplicaciones prácticas que la ingeniería sí que está en condiciones de llevar a cabo.

El enorme éxito de la utilización de este tipo de membranas en múltiples procesos no debe inducirnos al error de que conocemos el porqué, realmente no se conoce, se aproxima, eso sí, y llegará el día que se establecerá el modelo matemático que justifique la realidad, pero eso no ha llegado todavía.

En este punto, y antes de entrar en la historia de la ósmosis, hay que remarcar que el campo de aplicación de las membranas semi-permeables está todavía por desarrollar en su totalidad y que cada día se encontrarán aplicaciones en la industria basadas en este concepto.

Los Principios

Si tenemos en cuenta lo dicho anteriormente: **“el fenómeno osmótico es la base de la alimentación celular”**, es evidente que cualquier estudio deberá ir muy ligado al desarrollo científico y por lo tanto de las diferentes disciplinas; dado que las ciencias “nacen” como disciplinas diferentes durante el Siglo XIX (biología, química, fisicoquímica, termodinámica, etc.).

No es este escrito el soporte apropiado para realizar un examen exhaustivo del nacimiento de las diferentes ciencias, pero parece lógico que la medicina y la biología se anticipan ya que el hombre trata de resolver los problemas que le crean las enfermedades y son ciencias que avanzan, sobre todo, gracias a la observación de los fenómenos naturales y su desarrollo.

Entre 1800 y 1900 se desarrolla la biología y la medicina con Bichat (1771-1802) como precursor, en 1844 ya había establecido una nueva ciencia: la histología.

Durante ese período se produce un fuerte desarrollo científico e industrial y por lo tanto todos los investigadores buscan soporte científico para los fenómenos que están observando, buscan explicaciones en la química y sus procesos que les permita modelizar los comportamientos biológicos.

Recordemos que Louis Pasteur (1822-1895) fue el “padre” del método experimental en la medicina, y no debemos olvidar que no era médico sino biólogo, y todavía el estudio de los gérmenes y su acción sobre la vida se basa en sus principios y estudios, podemos decir que puso la química al servicio de la medicina.

Toda esta descripción del Siglo XIX es importante para nosotros desde el punto de vista que a mediados de siglo se descubre el fenómeno osmótico y su interrelación con los procesos celulares.

Sí es verdad, que la primera membrana industrial y el primer equipo de ósmosis inversa se construyó en EE.UU., como veremos más adelante, pero también es cierto que todos los estudios y desarrollos importantes en química, física, medicina, etc. durante el Siglo XIX tuvieron lugar en la vieja Europa, siempre a la sombra del desarrollo industrial y tecnológico de la industria privada.

Todavía no se le ha dado la verdadera importancia ni se ha magnificado lo suficiente el descubrimiento de Mendeleiev (1834-1907). Sí, todos estudiamos la Tabla Periódica de los Elementos, que publicó, pero lo que no se explica suficientemente es que modificó todo el pensamiento científico de la época, que evidentemente estaba equivocado, y eso no fue fácil ya que requería una modificación completa de los conocimientos y bases sobre la organización de la materia, es decir, descubrió los antecedentes de la física atómica y la química cuántica que tardarían casi 100 años en desarrollarse.

Mediado el Siglo XIX se sigue avanzando en la compartimentación de la ciencia, aparecen disciplinas como la fisicoquímica y las reacciones termoquímicas: catálisis, electrolisis, estudios del átomo y sobre todo los más importantes para el estudio de la ósmosis la física de las soluciones.

Debemos decir que la mayoría de teorías nacen del intento de comprender el comportamiento del átomo, y como lo más fácil de manejar por su reacción rápida a los cambios de temperatura eran los gases, la mayoría de experimentos estaban realizados con gases.

Thomas Graham (1805-1869) fue el padre de la química de los coloides y a la vez Raoult (1830-1901) con su Teoría de las Soluciones fueron los que sentaron las bases de la fisicoquímica como una disciplina científica. Pero recordemos que simultáneamente numerosos científicos estudiaban dentro del campo de fisiología los fenómenos de transporte celulares en plantas y animales, etc. Por lo tanto, ambas disciplinas se entremezclan: el estudio de los gases y su comportamiento en las soluciones con los estudios de la célula y sus intercambios. En ese momento está descubriéndose el fenómeno osmótico.

Ya hemos dicho que la ósmosis se basa en la Teoría de Soluciones y a pesar de que Graham fue el padre de los estudios y experimentó sobre el flujo de difusión de un gas a través de un tapón poroso, etc. (el flujo de difusión de un gas a través de un tapón poroso es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de las densidades de los gases empleados), como vemos ya está apareciendo aquel concepto: **“hacer pasar**

“sustancias” a través de una membrana semi-permeable, sin consumo de energía exterior”.

Pero fue Fick (1829-1901) quién planteándose los experimentos de Graham sobre bases cuantitativas y por analogías entre los estudios sobre conductividad eléctrica y calorífica, estableció formalmente la matemática de la difusión. Básicamente: **“la presencia de un flujo de difusión es debido a una diferencia de concentraciones”.**

Hubo en aquella época una gran conmoción cuando Fick publicó sus estudios y sus resultados, se provocaba una “revolución” sobre muchos conceptos científicos que se habían tenido hasta entonces y todos sabemos que el “inmovilismo” es inherente a determinadas sociedades.

El principal problema es que tanto Graham como Fick explicaban el fenómeno de la difusión de forma descriptiva y cuantitativa pero no eran capaces de aclarar “el porqué”, algo parecido a lo que hemos dicho al principio con la ósmosis inversa.

En la segunda mitad del Siglo XIX fue Maxwell (1831-1879), quién dio soporte al “porqué” con sus teorías sobre los movimientos moleculares, velocidades relativas, agitación, etc. todo a nivel molecular.

En todo lo anterior vemos como poco a poco estamos llegando al fenómeno osmótico que es el que nos preocupa en este escrito, pero como casi siempre en la historia de la ciencia, la observación, el experimento va muy por delante de la explicación del fenómeno en sí y su modelización físico-matemática.

Decimos esto porque el descubrimiento de la ósmosis es anterior al de la difusión y la teoría de las soluciones que son la base de la explicación del mismo.

En 1748 Nollet (1700-1770), profesor de física experimental en la Universidad de Navarra, experimentó con una “membrana” realizada a partir de la pared de la vejiga de un animal, colocando alcohol a un lado y agua al otro y comprobó que el agua fluía de un lado al otro para mezclarse con el alcohol pero EL PROCESO CONTRARIO NUNCA SE PRODUCÍA.

Es decir, Nollet en el Siglo XVIII ya descubrió la existencia de “membranas semi permeables”, y ya definió el proceso osmótico que permitía el paso de uno de los componentes de una solución pero no el de otros.

Llamó **solvente** a la sustancia capaz de atravesar la membrana y **soluto** a la que no puede fluir a través de ella.

Pero no fue capaz de explicar porqué ocurría este fenómeno, era imposible poderlo explicar con los conocimientos de la época, hacía falta que pasaran 100 años para poder explicarlo un poco mejor y sentar las bases, aunque como ya hemos dicho todavía no existe una explicación fiable ni un modelo matemático que sustente el fenómeno osmótico, como veremos.

Fue un investigador médico Henri Dutochet (1776-1847), quién realizó el descubrimiento del fenómeno osmótico a través de membranas semi permeables, y lo hizo dentro de su objetivo principal: demostrar que las leyes fundamentales de la química y la física y por lo tanto las matemáticas eran capaces de explicar los procesos básicos de la vida.

Por lo tanto podemos fijar como fecha del descubrimiento del fenómeno osmótico tal y como lo conocemos 1828, fecha en la que Dutochet publico: **“que si se tenían dos soluciones con el mismo soluto, que no puede atravesar la membrana, una a cada lado de una membrana semi permeable, el flujo osmótico ocurría siempre de la solución menos concentrada a la más concentrada y por supuesto fluía el solvente el cual provocaba una presión sobre la membrana a la que llamó *presión osmótica*”**

Había nacido la tecnología de la ósmosis inversa, pero en realidad no se sabía “porqué” el solvente se comportaba como lo hacía.

Insistimos que Dutochet llegó a estas conclusiones y descubrimientos intentando explicar los procesos que tienen lugar en la célula viva que está rodeada de una membrana semi permeable y absorbe agua por ósmosis.

Se tardaron 50 años en medir cuantitativamente la presión osmótica y fue Pfeffer (1845-1920) en 1877 quien lo hizo. Era botánico y necesitó hacerlo dentro de los estudios que realizaba sobre fotosíntesis.

Lo principal de los estudios de Pfeffer y que nos interesa resaltar es que no empleó membranas biológicas sino artificiales, seguían consolidándose las bases para la ósmosis inversa tal y como la conocemos.

Pero hasta que Van't Hoff (1852-1911) comparó la presión osmótica con la que realizaba un gas, el fenómeno de la ósmosis no salió de la mano de los fisiólogos para ir a las de los físico-químicos. Entre él y Gibbs (1839-1903) consolidaron la relación entre la ósmosis y la teoría de las soluciones, y la comparación entre la cinética de la ósmosis y la de los gases fue, como mínimo, original y atrajo el interés de la comunidad científica.

Pero eran ideas equivocadas y fueron abandonadas a principios del Siglo XX, definitivamente la presión osmótica no es el resultado del choque de las moléculas contra el tabique formado por la membrana, empieza a manejarse el concepto de **“energía química de una solución”**, se establece definitivamente la fisicoquímica como una ciencia, y las teorías termodinámicas químicas avanzan explicaciones al fenómeno osmótico, entendiendo la presión osmótica como una diferencia de energías químicas de las soluciones.

Desarrollo. Aspectos Fundamentales

Ya hemos visto e insistido una y otra vez que desde el punto de vista de los “porqué”, la ósmosis no tiene una explicación.

Describimos el fenómeno, sabemos cómo funciona y lo que hace en los seres vivos; somos capaces de predecir el desarrollo y resultado de muchos procesos osmóticos, hay quien

llega a basar la creación de la vida en nuestro planeta y el desarrollo de la misma como la evolución de los sistema unicelulares en el desarrollo de una membrana que permitiera un intercambio eficaz de materia con el entorno.

Hoy en día la termodinámica de equilibrio describe la presión osmótica y la define como la presión necesaria para mantener un sistema en equilibrio.

Pero la realidad es que dicho concepto se ha consolidado en el laboratorio y no en la naturaleza ya que en los procesos biológicos no podemos hablar equilibrio, sino de fenómenos transitorios.

Pero para nuestras necesidades, nos valdrá el concepto de presión osmótica establecido dentro del contexto de la termodinámica clásica de equilibrio.

Desde el descubrimiento de la ósmosis por Dutrochet en 1828 hasta su explicación racional por Kedem y Katchalsky en 1958 transcurrieron 130 años debatiendo la naturaleza del flujo osmótico.

La explicación racional se consiguió estableciendo una identificación hidrodinámica del flujo osmótico.

Pero en los años 60 y hasta ahora se siguen planteando incógnitas, **¿cómo explicar la mecánica donde una diferencia de concentraciones a través de una membrana produce un flujo equivalente al producido por una caída de presiones?**

La interpretación que se dio y que ha seguido hasta nuestros días es que la diferencia de presión osmótica no se puede medir porque se produce dentro de la membrana.

O lo que es lo mismo la función de la membrana es resistir internamente una caída de presión.

Numerosos científicos han estudiado y discutido sobre este tema. Los principales son Mauro y Longworth cuyos trabajos fueron analizados por Onsager y Kirwood especialistas en las teorías de los fenómenos de transporte.

Y se llegó a una explicación, única que se conoce hasta la fecha del mecanismo de la ósmosis.

La complejidad de la teoría hace que nos limitemos en este escrito a enumerar sus premisas:

- 1) En una membrana semipermeable existe la reflexión total de las moléculas del soluto y la transmisión parcial de las moléculas del solvente. Esto se produce cuando el fluido entra en la membrana.

- 2) En la interfase líquido-membrana se produce una disminución en el valor de la presión, esto se produce por una variación de la cantidad de movimiento, al excluir el soluto.
- 3) La caída de presión en la interfase puede manifestarse de tres formas distintas:
 - Estado de Equilibrio.
 - Estado Estacionario.
 - Estado Metaestable.

No es objeto de este escrito desarrollar los fundamentos científicos de lo explicado hasta ahora, bastará tomarlo como una descripción de cómo se ha llegado al descubrimiento del fenómeno osmótico y por lo tanto a la utilización de la ósmosis inversa en los tratamientos de agua que es lo que nos va a ocupar en adelante.

Principios Teóricos

La ósmosis natural o directa es conocida, como hemos visto, desde la antigüedad, y consiste en la disolución de un solvente (normalmente agua) y un soluto formado por uno o varios componentes químicos (sales) en disolución.

Si colocamos a un lado de una membrana agua pura y al otro lado agua con sales hasta que se equilibren las presiones, la diferencia de altura manométrica entre ambos niveles es lo que conocemos como presión osmótica de la disolución.



A alguien que no conoce el fenómeno de la ósmosis y por casualidad observara este fenómeno en un equipo experimental, lo primero que le llamará la atención es que la forma en que ocurre contradice el sentido común, ya que el flujo osmótico ocurre precisamente en dirección contraria a la que se espera por comparación con los sistemas hidrodinámicos.

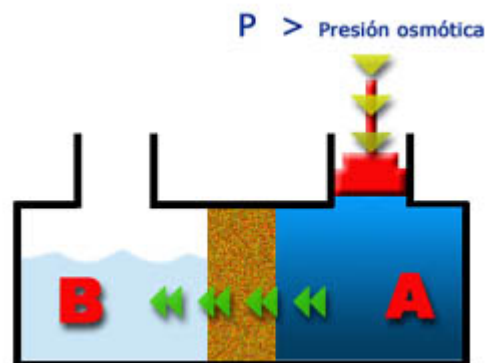
Si tenemos un sistema de vasos comunicantes separados entre sí por una barrera porosa seremos capaces de hacer una predicción del sentido del flujo del líquido entre los vasos. Transcurrirá en el sentido del vaso con mayor nivel al vaso con menor nivel hasta alcanzar el equilibrio. Similar ocurriría con un sistema en el que pusieramos en contacto dos niveles diferentes de calor, el flujo calórico iría de más a menos hasta el equilibrio.

Pero si en ese mismo experimento cambiamos en uno de los vasos el agua por agua con azúcar, es decir, por una solución, ocurrirá algo que sorprende, a pesar de que el nivel del agua sola sea menor que el del otro vaso el flujo irá desde el agua sola hacia el agua con azúcar, hasta alcanzar una diferencia de niveles en que se detendrá el flujo. Esa diferencia de niveles es la que medirá la presión osmótica.

Este es el fenómeno natural de la ósmosis. La teoría permitió plantearse qué pasaría si se aumentase la presión del lado del agua con sales (salobre), ya que si se producía el fenómeno inverso, es decir, pasaba agua limpia del lado salobre al otro (en la figura en el sentido A hacia B) dispondríamos de un sistema para eliminar sales de un agua cargada de las mismas o también para concentrar un soluto que pudiéramos precisar.

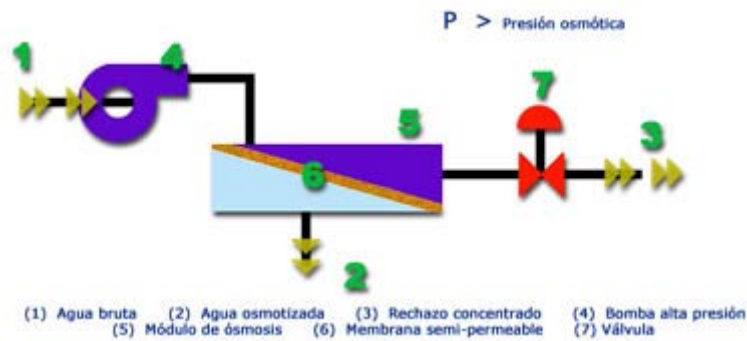
Por lo tanto si aplicamos una presión exterior, superior a su presión osmótica natural, a la solución concentrada fluye el disolvente y se produce una concentración de solutos (sales) , y en consecuencia conseguiremos disminuir la salinidad de un agua.

La presión osmótica que hay que vencer dependerá del tipo de soluto y de su concentración, como veremos más adelante, pero podemos decir que el rango de presiones estará entre 5 y 60 bar \approx 5 y 60 Kg/cm² \approx 71 y 851 lbf/in².



El fenómeno contrario a la ósmosis natural es lo que conocemos como **ÓSMOSIS INVERSA**.

Con este sistema se pueden realizar procesos de separación y/o concentración. Aplicada al agua, permite la separación del 95% de las sales disueltas, con lo cual logramos la reducción de salinidad de aguas salobres y de mar.



Membranas y Módulos de Ósmosis Inversa

Como se deduce de todo lo anterior la parte más importante del proceso es la membrana de ósmosis inversa (O.I.)

Básicamente son dos los materiales utilizados en la construcción de membranas semi-permeables para ósmosis:

Acetato de Celulosa.

En este material se fabricaron las primeras membranas utilizadas industrialmente.

Poliamida.

Dado que los métodos de fabricación y tecnología de los materiales están avanzando considerablemente en los últimos años, se están logrando membranas de tamaño de poro y permeabilidad controlada lo cual permite la separación de sustancias tanto orgánicas como inorgánicas con tamaños entre 1 y 10 Å y de peso molecular muy próximos.

Las membranas de O.I. se encuentran de forma comercial agrupadas en el interior de contenedores, normalmente cilíndricos, y dispuestas en diferentes configuraciones.

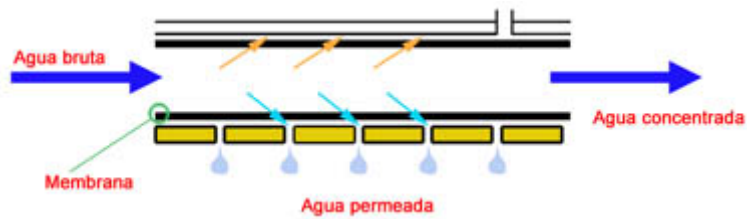
Al conjunto membrana-contenedor se le denomina MÓDULO de Ósmosis Inversa.

El contenedor tiene que ser resistente a altas presiones, recordemos que las presiones de trabajo en instalaciones de tipo industrial oscilan entre los 14 y 60 bar o lo que es lo mismo 200 y 850 lbf/in², los contenedores disponen generalmente, de tres tomas: una para el agua de entrada y otras dos para la salida del agua permeada u osmotizada y la salida de concentrados.

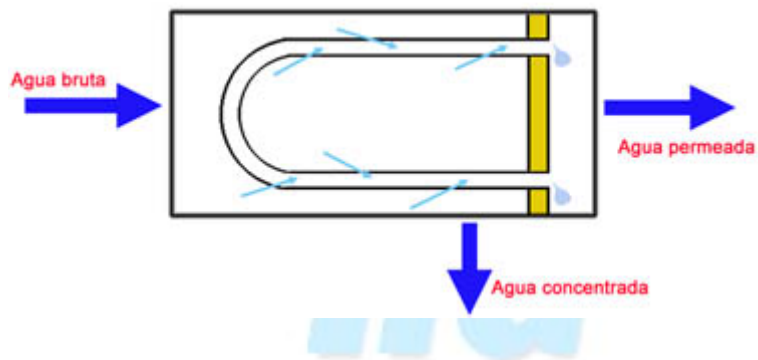
Las configuraciones comerciales más utilizadas son:

Tubular: Consisten en largos tubos porosos con longitudes que oscilan entre los 1,5 y 3 m. y con diámetros entre 0,5 y 1 pulgada, los cuales llevan, concéntricamente, en su interior la

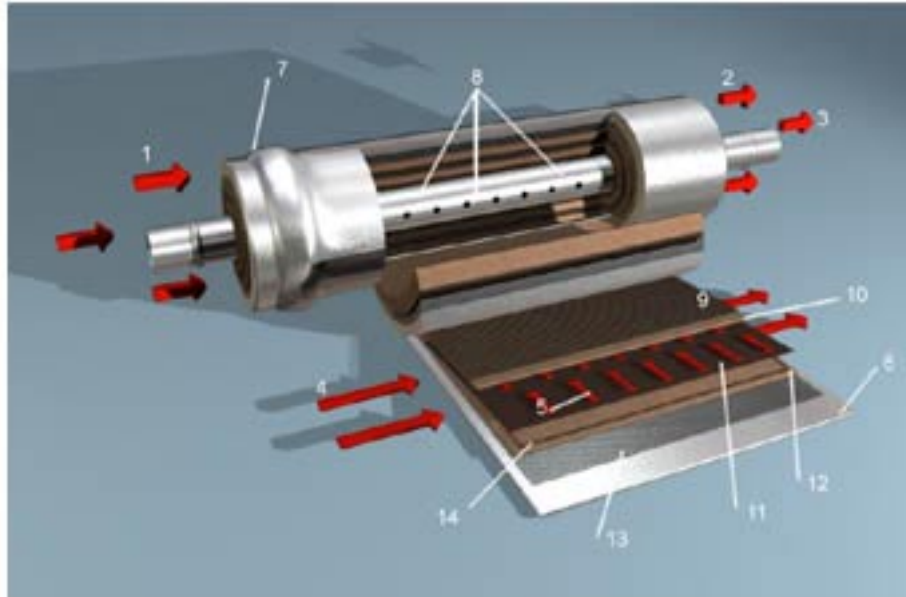
membrana. El agua bruta se hace circular por el interior, recogiendo el agua permeada entre la pared exterior de la membrana y la interior del tubo contenedor.



Fibra Hueca: Están constituidas por miles de fibras huecas (tubos capilares) formando un haz en el interior del contenedor y cuyos extremos se insertan en un soporte de resina epoxi. El diámetro exterior de estos capilares oscila entre 60 y 80 micras para la poliamida y 200 a 300 micras para el acetato. El agua es obligada a pasar a través de la pared del capilar de espesor aproximado de 20 micras.



Espirales: Consisten en hojas de membrana que se sitúan sobre un soporte poroso y un espaciador, ese conjunto se enrolla sobre un tubo de PVC que servirá como colector de agua permeada. **Hoy en día el 60% de las membranas utilizadas son de este tipo.**



- (1) Agua bruta alimentación (2) Rechazo (3) Salida de agua permeada
 (4) Flujo de agua bruta (5) Flujo de permeada (6) Material de protección
 (7) Junta de estanqueidad entre módulo y envolvente
 (8) Perforaciones de recogida de agua permeada (9) Espaciador
 (10) Membrana (11) Colector de agua permeada (12) Membrana
 (13) Espaciador (14) Línea de soldadura de las dos membranas

La razón para esta popularidad son dos ventajas apreciables:

- 1) Buena relación **área de membrana / volumen del módulo**.
- 2) Un diseño que permite ser usado en la mayoría de las aplicaciones, admite una turbiedad más de tres veces mayor que los otros sistemas, y permite trabajar con régimen turbulento.

Según los materiales en que están fabricadas las membranas, el comportamiento respecto a diferentes contenidos en el agua o diferentes parámetros indicadores de la misma es muy diferente:

pH

La poliamida es estable dentro de una gama de pH de 3 a 11, pudiendo resistir durante cortos periodos, máximo 30 minutos, un pH comprendido entre 1 y 12.

El acetato de celulosa al ser un éster orgánico está sometido a hidrólisis con pH ácido y alcalino, por lo cual la gama de trabajo óptima se encuentra con pH entre 4 y 7.

Oxidantes

La poliamida es atacada por los oxidantes, por lo que el cloro libre superior a 0,1 ppm destruye la membrana.

El acetato de celulosa resiste la acción de oxidantes pudiendo soportar cantidades de cloro libre del orden de 2 ppm.

Temperatura

El efecto que la temperatura del agua de alimentación produce en las membranas es una característica importante a tener en cuenta para el proyecto de una instalación, ya que influye considerablemente en el rendimiento.

Los rendimientos de todos los módulos están dados en unas condiciones prefijadas de salinidad, recuperación, presión y temperatura.

Para el parámetro temperatura se consideran 25 °C, favoreciendo el rendimiento las temperaturas altas hasta cierto límite.

Por cada grado centígrado de variación sobre la temperatura base, se producirá una disminución, en el caso de agua más fría, o un aumento, en el caso de agua más caliente, de 2,5 a 3% en el rendimiento de la instalación.

Las temperaturas máximas de trabajo oscilan entre los 30 °C para el acetato y 45 °C para la poliamida.

El trabajar a temperaturas altas favorece el fenómeno de compactación que sufre la membrana debido a la presión de trabajo, produciendo con el tiempo una disminución de la producción.

Diferencias entre Membranas

Dependiendo de la configuración de membranas adoptadas, también existen diferencias en los rendimientos y operación.

Una diferencia fundamental entre un módulo de fibra hueca y uno en espiral es el régimen de circulación del agua por su interior, siendo éste laminar para la fibra hueca y turbulento para la espiral.

Este fenómeno tiene mucha importancia ya que en función del régimen de flujo que vayamos a tener, exigirá en el agua de alimentación grados de filtración más rigurosos para

la fibra hueca que para la espiral, dado que la deposición de partículas sobre la superficie de la membrana se ve favorecida en régimen laminar.

Por otro lado, la facilidad de limpieza de las membranas en espiral es superior a las de fibra hueca pero, en cualquier caso, las que presentan mejores condiciones para la limpieza son las tubulares, pues permiten una limpieza mecánica, que se realiza con “pelotas” de esponja que se hacen circular por el interior de los tubos aprovechando la fuerza hidráulica.

Este tipo de módulos está recomendado para el tratamiento de líquidos muy cargados, como puede ser la concentración de jugos de frutas, caso típico en el que lo “aprovechable” es el concentrado.

Terminología Empleada en O.I.

Dado que en diferentes textos, catálogos, artículos técnicos, etc. se aprecian diferentes formas de denominar los mismos efectos, creemos conveniente establecer la terminología que emplearemos en nuestra gama de fabricados de O.I.

Permeado: Agua producida de baja salinidad.

Concentrado: Agua rechazada por la membrana y de mayor concentración que el agua de alimentación.

Recuperación u Obtención: Relación en porcentaje entre el volumen de agua permeada y la alimentación. Una instalación trabajando al 75% de recuperación producirá de cada 100 partes de la alimentación, 75 partes de permeado y 25 de concentrado. El valor en tanto por uno recibe el nombre de **Y**.

Factor de concentración: Número de veces que se concentra el agua rechazada o concentrado respecto de la alimentación.

$$FC = \frac{1}{1 - Y}$$

para una Recuperación del 75% ($Y = 0,75$)

$$FC = \frac{1}{1 - 0,75} = 4$$

TDS o Salinidad Total: Cantidad total de sales presentes.

Fuga de Sales o Fuga Iónica: Relación de porcentaje entre las sales del permeado y el TDS de la alimentación.

$$\% = \frac{\text{ppm Permeado}}{\text{ppm Alimentación}}$$

Rechazo de Sales: Porcentaje de eliminación de sales.

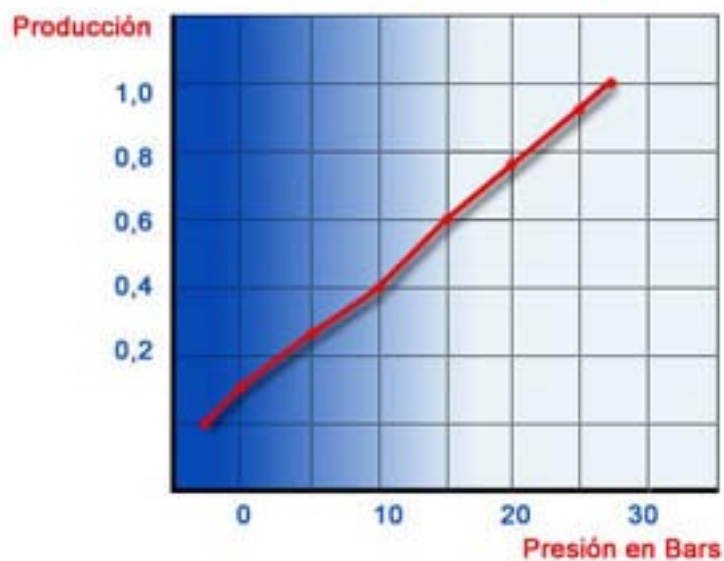
$$\% = 100 - \% \text{fuga de sales}$$

Rendimiento de los Módulos

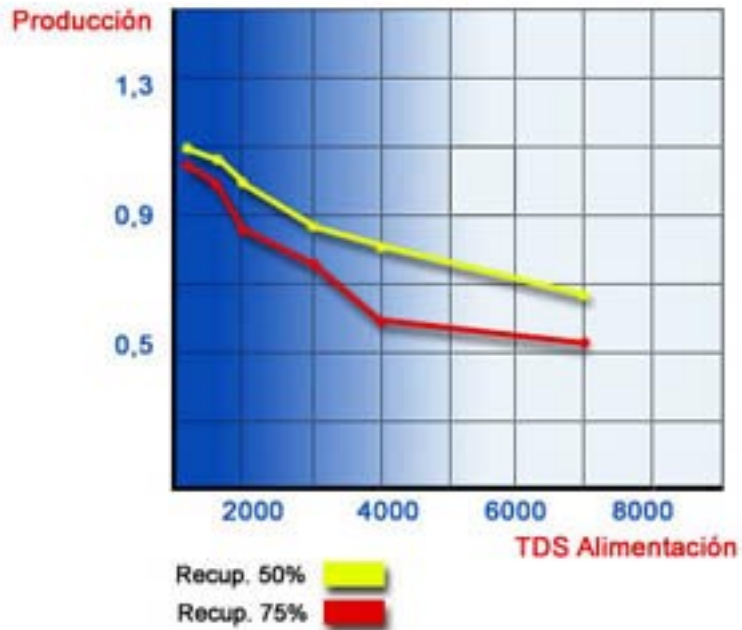
La productividad de las membranas está afectada por varios factores.

- 1) Presión de Trabajo.
- 2) Salinidad del Agua de Alimentación.
- 3) Temperatura.
- 4) Tiempo de Funcionamiento.
- 5) Recuperación

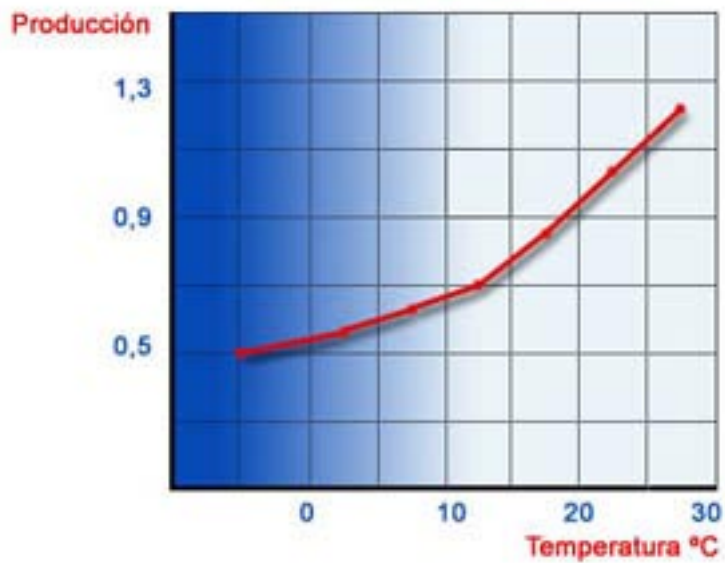
Rendimiento de los módulos



Rendimiento de los módulos



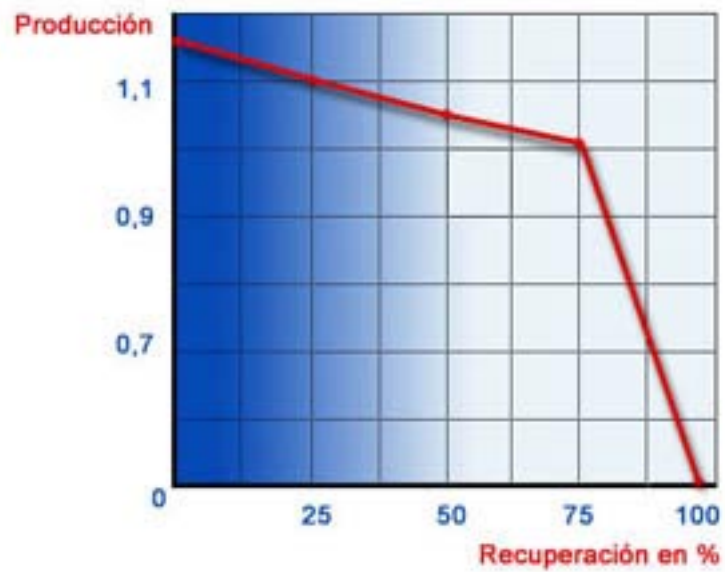
Rendimiento de los módulos



Rendimiento de los módulos



Rendimiento de módulos

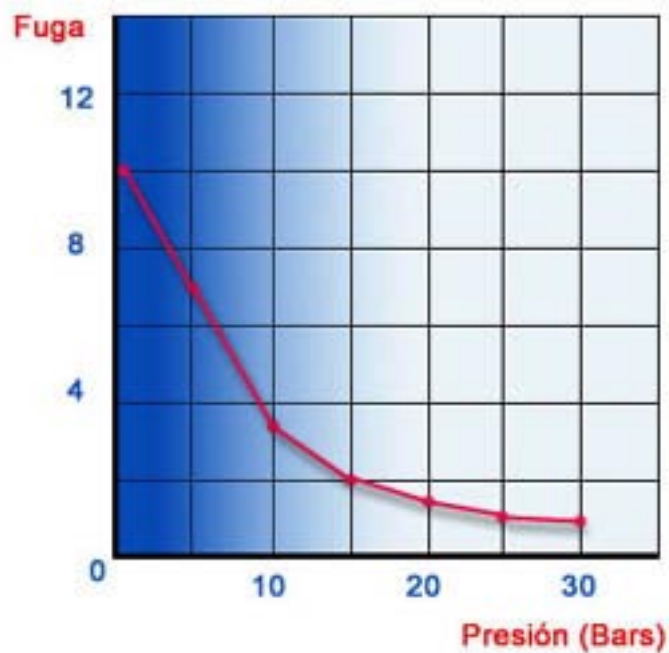


Los gráficos anteriores están calculados utilizando una membrana de fibra hueca en poliamida y en unas condiciones de trabajo de 25 °C, 28 Kg/cm², 1500 ppm NaCl de TDS y 75 % de Recuperación, como valores óptimos.

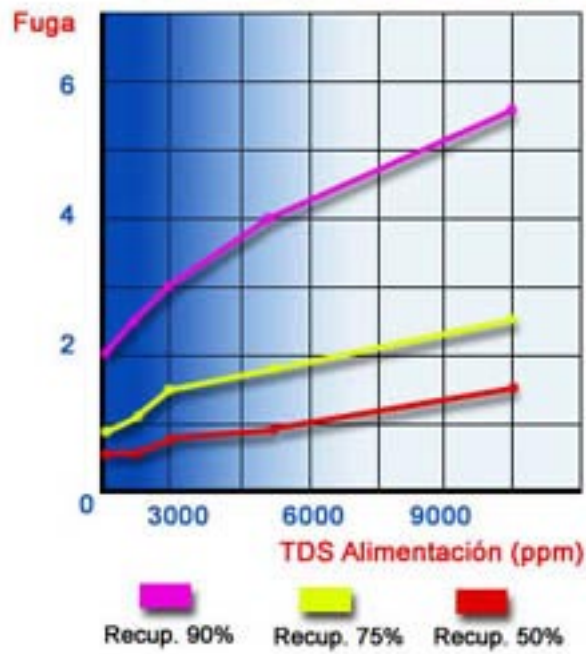
La fuga iónica de una membrana, está afectada por tres factores:

- 1) Presión de Trabajo.
- 2) Concentración de la Alimentación.
- 3) Recuperación.

Fuga iónica de una membrana



Fuga iónica de una membrana



Fuga iónica de una membrana



La fuga de sales es prácticamente constante, lo que ocurre es que el caudal de permeado varía con la presión y en consecuencia se produce una mayor o menor dilución del permeado.

El porcentaje de rechazo de los distintos iones oscila sobre los valores dados a continuación:

Sodio90 + 96%	Potasio90 + 96%
Calcio96 + 98%	Magnesio96 + 98%
Bario.....96 + 98%	Hierro.....96 + 99%
Aluminio ...96 + 98%	Cobre98 + 99%
Cloruros90 + 95%	Sulfatos96 + 98%
Nitratos.....80 + 85%	Bicarbonatos94 + 96%
Fosfatos.....98 + 99%	Cromatos90 + 98%
Fluoruros...94 + 96%	Sulfitos.....97 + 99%
Tiosulfatos. > 99%	Ferrocianuros.... > 99%
Sílice85 + 92%	

Como puede observarse, los iones monovalentes son los que más fugan. Los gases pasan inalterables por la membrana.

La tabla anterior es la que figura en nuestros catálogos y es divulgativa, por ello creemos necesario incluir en este estudio dos tablas más completas sobre la eliminación de compuestos inorgánicos y orgánicos con ósmosis inversa.

RECHAZO DE MEMBRANAS					
Inorgánicos					
Cationes			Aniones		
Nombre	Símbolo	%Rechazo	Nombre	Símbolo	%Rechazo
<i>Sodio</i>	<i>Na⁺</i>	<i>94 ÷ 96</i>	<i>Cloruro</i>	<i>Cl⁻</i>	<i>94 ÷ 95</i>
<i>Calcio</i>	<i>Ca⁺⁺</i>	<i>96 ÷ 98</i>	<i>Bicarbonato</i>	<i>HCO₃⁻</i>	<i>95 ÷ 96</i>
<i>Magnesio</i>	<i>Mg⁺⁺</i>	<i>94 ÷ 98</i>	<i>Sulfato</i>	<i>SO₄⁻</i>	<i>99⁺</i>
<i>Potasio</i>	<i>K⁺</i>	<i>94 ÷ 96</i>	<i>Nitrato</i>	<i>NO₃⁻</i>	<i>95 ÷ 96</i>
<i>Hierro</i>	<i>Fe⁺⁺</i>	<i>98 ÷ 99</i>	<i>Fluoruro</i>	<i>F</i>	<i>94 ÷ 96</i>

RECHAZO DE MEMBRANAS					
Inorgánicos					
Cationes			Aniones		
Nombre	Símbolo	%Rechazo	Nombre	Símbolo	%Rechazo
Manganeso	Mn^{++}	98 ÷ 99	Silicato	SiO_2^-	95 ÷ 97
Aluminio	Al^{+++}	99 ⁺	Fosfato	PO_4^-	99 ⁺
Amonio	NH_4^+	88 ÷ 95	Bromuro	Br^-	94 ÷ 96
Cobre	Cu^{++}	96 ÷ 99	Borato	$B_4O_7^-$	35 ÷ 70 ^{**}
Níquel	Ni^{++}	97 ÷ 99	Cromato	CrO_4^-	90 ÷ 98
Estroncio	Sr^{++}	96 ÷ 99	Cianuro	CN^-	90 ÷ 95 ^{**}
Cadmio	Cd^{++}	95 ÷ 98	Sulfito	SO_3^-	98 ÷ 99
Plata	Ag^+	94 ÷ 96	Tiosulfato	$S_2O_3^-$	99 ⁺
Arsénico	As^{+++}	90 ÷ 95	Ferrocianuro	$Fe(CN)_6^-$	99 ⁺

^{**} *Depende del pH*

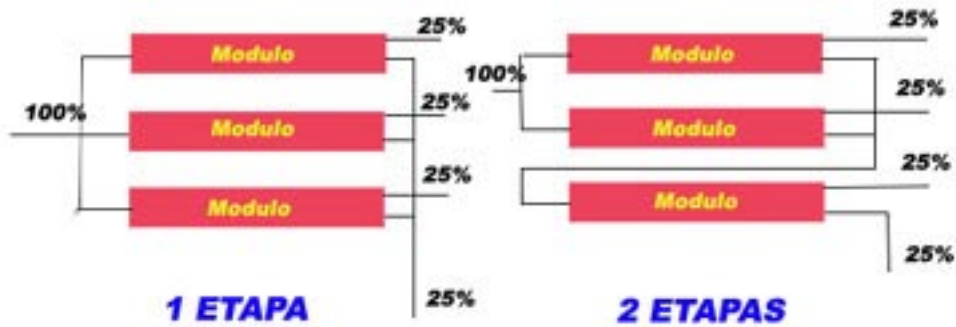
RECHAZO DE MEMBRANAS		
Orgánicos		
Nombre	Peso Molecular	%Rechazo
Sacarosa	342	100
Lactosa	360	100
Proteínas	>10.000	100
Glucosa	198	99,9
Fenol	94	93 ÷ 99 ^{**}
Ácido Acético	60	65 ÷ 70
Tinturas	400 a 900	100
Demanda Bioquímica de Oxígeno (DBO)	-----	90 ÷ 99 ^{***}
Demanda química de Oxígeno (DQO)	-----	80 ÷ 95 ^{***}
Urea	60	40 ÷ 60
Bacterias y Virus	5.000 ÷ 100.000	100 ^{***}
Pirógenos	1.000 ÷ 5.000	100 ^{***}

^{**} *Depende del pH*

^{***} *La legislación obliga a desinfectar con un oxidante químico*

Según se constata en los gráficos anteriores, si aumentamos la recuperación la productividad disminuye y la fuga de las sales aumenta.

En la práctica esto se realiza disponiendo los módulos en etapas trabajando en serie.



Veamos como varían los factores de concentración de 1 ETAPA a 2 ETAPAS

Para 1 ETAPA

$$Y_T = \frac{75}{100} * 100 = 75\%$$

$$FC = \frac{1}{1 - 0,75} = 4$$

Para 2 ETAPAS

$$Y_T = \frac{75}{100} * 100 = 75\%$$

$$Y_{1^{a} etp} = \frac{50}{100} * 100 = 50\%$$

$$Y_{2^{a} etp} = \frac{25}{50} * 100 = 50\%$$

$$FC_{etp} = \frac{1}{1 - 0,5} = 2$$

Al disponer los módulos en etapas estamos trabajando con flujo alto y baja conversión lo que disminuye la concentración de sales sobre la membrana, fenómeno conocido por “Concentración de polarización”.

En resumen, la ÓSMOSIS INVERSA es un proceso en el cual, mediante la aplicación de una presión exterior, comprendida entre 14 y 60 Kg/cm², se fuerza al agua a pasar a través de una membrana semipermeable produciéndose un permeado que contiene, aproximadamente, el 10% del total de sales presentes en el agua de alimentación.

El Agua y sus Contaminantes

El agua es una sustancia fundamental para la vida, pero también lo es en muchos de los procesos industriales como:

- Materia Prima de un proceso.
- Disolvente o diluyente de otras materias.
- Método de transporte para otras sustancias.
- Transporte de calor, vapor, agua caliente, agua de refrigeración.
- Como auxiliar (lavado, limpieza, etc.)

Pero como ya hemos dicho anteriormente el agua es un bien escaso, y cada vez más, el desarrollo industrial, el aumento de población, la variación de la climatología,... hace que el agua sea cada vez más escasa y nos tengamos que plantear mecanismos de ahorro, recuperación y reutilización.

Pero, además, el agua tal y como la encontramos en la naturaleza no es utilizable, normalmente, ni para bebida (potable) ni para su utilización en la industria, por lo tanto creemos importante revisar las diferentes formas en que nos encontramos el agua, sus contaminantes, los parámetros que nos permiten calificar su calidad y los tratamientos previos de acondicionamiento, siempre desde el punto de vista de utilizar en el proceso la ósmosis inversa.

Nos parece interesante, como principio, establecer una diferencia entre las aguas superficiales (de río) y las aguas subterráneas (de pozo), la tabla que viene a continuación refleja unos perfiles aproximados.

TIPOS DE AGUA			
Contaminante	Unidad	Agua de Río	Agua de Pozo
<i>Temperatura</i>	°C	14	9,5
<i>Turbiedad</i>	UTN	18	0,2
<i>Color</i>	mg/l Pt-Co	30	10
<i>Materias en Suspensión</i>	mg/l	25	0,35
<i>pH</i>		8	6,5
<i>TAC</i>	°Franceses	20	35
	meq/l	4	7
<i>TH</i>	°Franceses	22	80
	m/l	4,4	16
<i>de los que Ca</i>	°Franceses	17	71
<i>Mg</i>	°Franceses	5	9
<i>Cloruros</i>	mg/l Cl ⁻	25	70
<i>Sulfatos</i>	mg/l SO ₄ ⁻	18	330

TIPOS DE AGUA			
Contaminante	Unidad	Agua de Río	Agua de Pozo
<i>Hierro</i>	<i>mg/l Fe</i>	<i>1,4</i>	<i>3,5</i>
<i>Manganeso</i>	<i>mg/l Mn</i>	<i>Trazas</i>	<i>1,2</i>
<i>Amoníaco</i>	<i>mg/l NH₄⁺</i>	<i>0,7</i>	<i>1,5</i>
<i>Nitritos</i>	<i>mg/l NO₂⁻</i>	<i>0,2</i>	<i>Trazas</i>
<i>Nitratos</i>	<i>mg/l NO₃⁻</i>	<i>3</i>	<i>1</i>
<i>CO₂ libre</i>	<i>mg/l</i>	<i>4</i>	<i>135</i>
<i>Oxígeno disuelto</i>	<i>mg/l</i>	<i>9,5</i>	<i>Ausencia</i>
<i>Oxidabilidad al permanganato</i>	<i>mg/l O₂</i>	<i>7,5</i>	<i>1,5</i>

TAC = Título alcalimétrico completo (medida de la alcalinidad)

TH = Grado hidrotimétrico (medida de la dureza)

Por supuesto, los valores reflejados en la tabla de arriba son simplemente orientativos, siendo útiles para cuando un posible interesado nos diga, antes de hacer el análisis, si el agua es superficial o de pozo, así sabremos más o menos qué resultados obtendremos. Evidentemente la contaminación aguas arriba de una toma o de los mantos freáticos puede hacer cambiar sustancialmente los valores indicados.

Fundamentos de la química del agua

Introducción

El agua natural, generalmente, contiene gran número de impurezas, características del ciclo hidrológico que habrá experimentado anteriormente al momento en que la capturemos.

El agua podrá llegar a la industria o bien de una captación independiente (superficial o subterránea) o bien directamente de la red de suministro municipal de la localidad en la que se encuentre la industria, en este segundo caso, con toda seguridad el agua ya habrá sufrido tratamientos de acondicionamiento.

De todas formas, contendrá numerosas sustancias en suspensión o disueltas, que serán “contaminantes” en tanto en cuanto lo sean para el proceso en que vamos a emplear dicha agua.

Cada proceso industrial necesita el agua con unas características determinadas y que no tienen por qué ser las mismas, de hecho no lo son, y habrá numerosos procesos que tendrán que modificar la composición del agua, añadiendo determinados productos que podrían ser contaminantes para otros procesos.

Llegado este momento, creemos que debemos ampliar la tabla anterior clasificando un poco mejor las diferentes aguas según su procedencia.

Calidad Típica de algunas aguas					
Concepto	Conductividad	TSD	Na	SiO ₂	COT
Origen	μS/cm	ppm	ppm	ppm	ppm
Mar	51.000	36.000	11.000	1 ÷ 20	1 ÷ 10
Residual Urbana	600 ÷ 2.000	500 ÷ 1.500	50 ÷ 200	5 ÷ 20	100 ÷ 300
Río	100 ÷ 3.000	50 ÷ 2.000	5 ÷ 800	2 ÷ 200	10 ÷ 40
Pozo	150 ÷ 1.000	100 ÷ 600	1 ÷ 100	10 ÷ 30	< 1
Pozo salobre	1.200 ÷ 10.000	800 ÷ 6.000	150 ÷ 1.500	1 ÷ 20	1 ÷ 5
Municipal	600 ÷ 2.000	400 ÷ 1.200	15 ÷ 150	1 ÷ 6	2 ÷ 6
Química Pura 25 °C	0,0548	0	0	0	0

COT = Carbón Orgánico Total (medida del contenido de materia orgánica)

Las técnicas de tratamiento de aguas cubren una amplia variedad de diferentes procesos de tratamiento y purificación.

Para decidir qué tratamiento aplicar necesitaremos saber la calidad del agua, con los correspondientes análisis fisicoquímicos y bacteriológicos y por supuesto la aplicación a que va destinada el agua, es decir evaluaremos las impurezas presentes y las especificaciones de calidad final exigidas y con ello podremos diseñar el tratamiento.

El ciclo hidrológico y las aguas naturales

Las aguas naturales siempre contienen impurezas, incluso las aguas provenientes de lluvia que teóricamente son puras, ya que el proceso de la evaporación es un proceso purificador; sin embargo, en su caída en forma de lluvia, atraviesa aire contaminado y empieza su proceso de contaminación; además, según las características del terreno donde caiga también variará su "contaminación".

El agua de lluvia esta saturada de oxígeno, nitrógeno y dióxido de carbono y en general es ligeramente ácida (pH < 6). Esta acidez podría aumentar si atraviesa en su caída una zona con aire muy contaminado con óxidos de azufre y nitrógenos, que son contaminantes característicos del aire de zonas industriales.

Lógicamente el agua después de su caída se infiltra en el suelo, atraviesa diferentes capas y va reaccionando con los diferentes minerales que encuentra a su paso y por lo tanto aumenta el contenido de sales disueltas.

Si las aguas subterráneas permanecen mucho tiempo su contacto con la Calcita **CO₃Ca** y la Dolomita **CO₃Ca.Mg** provocará el aumento en calcio, magnesio y bicarbonatos.

Los aluminosilicatos aumentarán las concentraciones de sodio, magnesio, calcio y ácido silícico.

Si coincide que hay mucho yeso y anhidrita que son minerales a base de sulfatos, pueden llegar a hacer que domine el ión sulfato sobre el ión bicarbonato, pero eso no es lo normal.

Las aguas superficiales están mucho más expuestas a la contaminación derivada de la actividad humana y contendrán, además de materia orgánica, todo tipo de productos de origen industrial o agrícola.

Grupos de Contaminantes Acuáticos

- Gases disueltos: oxígeno, nitrógeno, dióxido de carbono, amoníaco.
- Materias en suspensión: arena, arcilla, fangos diversos, restos de vegetales, etc.
- Materias emulsionadas: aceites, hidrocarburos, suspensiones coloidales.
- Sales minerales en disolución: carbonatos, bicarbonatos, sulfatos, cloruros, nitratos, silicatos, etc., combinados con metales alcalinos, alcalinotérreos, etc.
- Materia orgánica de origen natural.
- Compuestos sintéticos y artificiales de difícil biodegradación.
- Metales pesados y tóxicos inorgánicos.
- Organismos vivos que constituyen la fauna y la flora del medio.
- Organismos patógenos de origen animal o humano.

Agua químicamente pura. Concepto de pH

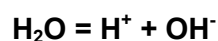
El agua pura, H_2O , no existe en estado natural pero sus propiedades fisicoquímicas son muy importantes para comprender el papel que juegan en los diferentes procesos de disoluciones.

Por su especial estructura atómica y molecular en el agua los iones se mantienen como tales con sus cargas eléctricas, positivas para los cationes y negativas para los aniones, esto hace que el agua, que en estado puro no es conductora de la electricidad con sales disueltas se convierta en conductora al permanecer los iones separados.

El agua presenta un alto poder de disolución, no sólo para los sólidos iónicos, sino también para gran cantidad de gases y líquidos y sólidos no iónicos.

“El agua es el disolvente más universal que existe”.

El agua líquida, por sí sola es un cuerpo muy débilmente ionizado, y su disociación molecular se verifica de la siguiente manera:



Siempre en función de la temperatura se cumple que el producto de las concentraciones iónicas es igual a una constante. Para 25 °C, que suele ser la temperatura de referencia, el valor de la constante es 10^{-14} ; para distinguir las unidades a las concentraciones medidas en moles/l las encerraremos en corchetes.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$$

El equilibrio iónico exige el mismo número de iones de cada clase, y en el agua pura tendremos:

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$$

Como el número de iones es muy reducido, el agua pura es aislante y prácticamente no conduce la corriente eléctrica.

Todo el que trabaja con tratamientos de agua sabe que el pH es muy importante y por ello estamos haciendo el desarrollo anterior, ya que lo importante es la concentración de iones hidrógeno $[H^+]$, pero como las cifras serían muy pequeñas y por lo tanto difíciles de manejar se define el pH como:

$$pH = -\log [H^+] = \log (1 / [H^+])$$

Y según lo anterior para el agua pura a 25°C el pH = 7.

En condiciones de acidez predominarán los iones $[H^+]$ (pH < 7) y en una solución alcalina predominarán los iones $[OH^-]$ (pH > 7).

Disociación de los electrólitos en soluciones acuosas

Las aguas subterráneas contienen sustancias disueltas por ionización de las sales, ácidos y bases. Las superficiales muestran una mezcla mucho más compleja de sustancias iónicas, moleculares y en forma de complejos.

Un ejemplo fácil e importante para el objeto de este estudio es la sal común **CINa**, que se encuentra en forma iónica y muy disociada en iones **Cl⁻** y **Na⁺**. Sin embargo el nitrógeno **N₂** o la glucosa se encuentra en forma molecular.

El hierro y en general los metales pesados pueden encontrarse en forma iónica o formando complejos con sustancias orgánicas.

Según el grado de disociación en iones, total o parcialmente disociadas las moléculas, a dichos elementos les llamaremos electrólitos fuertes o débiles respectivamente.

Un electrólito fuerte, ya que se disocia completamente en agua, es el ácido fuerte **ClH** o ácido clorhídrico, que en agua se disocia en **Cl⁻** y **H⁺**.

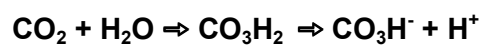
Disociación de ácido débil: equilibrio del carbónico

La disociación de los electrólitos débiles es muy importante ya que se ve muy afectada por el pH y eso influye no sólo en la contaminación del agua sino en su tratamiento posterior.

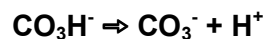
El más importante de los electrólitos débiles en los procesos de contaminación de agua es el ácido carbónico CO_3H_2 , este ácido es muy débil e inestable se forma de la combinación o interacción entre el dióxido de carbono CO_2 muy abundante en la atmósfera y el agua H_2O .

El proceso de disociación de este ácido se realiza en dos etapas y siempre mantiene un equilibrio entre sus iones ácido:

Primero a ión bicarbonato:



El ión bicarbonato se disocia a su vez a ión carbonato:



No es objeto de este estudio, pero es fácil comprender viendo las ecuaciones anteriores que añadiendo ácido fuerte a la solución, es decir, bajando el pH, ambas ecuaciones harán retroceder el sistema de derecha a izquierda y si lo que nos interesaba era eliminar el CO_2 de un agua bastará acidificar el agua en desgasificador por aireación.

Por supuesto, las aguas naturales suelen tener un pH < 8,5 y en estas condiciones el dióxido de carbono está en equilibrio y aparecen los bicarbonatos. Si incrementamos el pH, la forma de carbonato se hace predominante; todos estos procesos son muy importantes para el Pretratamiento de la ósmosis inversa como más tarde veremos.

Disociación de base débil: el amoníaco

Recordemos que estamos basando todo el estudio en el equilibrio-desequilibrio de las concentraciones de $[\text{H}^+]$ y $[\text{OH}^-]$. En el punto anterior hemos visto como afectaba la disociación de un ácido débil, veamos ahora como afectará una base débil en solución acuosa:



La situación de equilibrio para una temperatura determinada vendrá dada por la constante de disociación K, que teniendo en cuenta que siempre habrá agua sobrante, será:

$$K = \frac{[\text{NH}_4^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

En este caso la adición de ácido hará que se desplace la reacción de izquierda a derecha produciéndose más iones amonio.

Si en vez de añadir un ácido añadimos una base (álcali), tanto en el amoníaco como en el ácido carbónico los sentidos cambiarán.

Producto de Solubilidad

Una sustancia soluble en contacto con el agua se va disolviendo en su forma característica, iónica o molecular, hasta un límite en el cual alcanza la saturación.

Las solubilidades son muy variables de unas sustancias a otras.

Vamos a establecer una tabla indicando la solubilidad de algunas sales en función del catión y anión.

SOLUBILIDADES						
Anión \ Cation	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	CO ₃ H ⁻	CO ₃ ²⁻	OH ⁻
H ⁺	Soluble	Soluble	Soluble	CO ₂	CO ₂	H ₂ O
Na ⁺	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble
K ⁺	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble
Ca ⁺⁺	Soluble	Soluble	Muy Poco	Poco	Insoluble	Muy Poco
Mg ⁺⁺	Soluble	Soluble	Soluble	Soluble	Muy Poco	Insoluble
Fe ⁺⁺	Soluble	Soluble	Soluble	Poco	Muy Poco	Muy Poco
Fe ⁺⁺⁺	Soluble	Soluble	Soluble	Insoluble	Insoluble	Insoluble
Al ⁺⁺⁺	Soluble	Soluble	Soluble	--	--	Insoluble

Desde el punto de vista de la ósmosis inversa lo que no nos interesará es que se produzca precipitación de ninguna sustancia pero la precipitación de una solución iónica viene provocada por la saturación, es decir, cuando el agua ya no es capaz de disolver más sales y éstas empiezan a precipitar.

La saturación viene determinada por el producto de solubilidad **K_s**, que va en función de la presión, temperatura y fuerza iónica.

En la práctica, los comportamientos, aun siguiendo lo dicho anteriormente, no son una ciencia exacta ya que se interrelacionan diferentes iones, algunos de ellos originados por más de un electrólito disuelto y esto hace que, aunque no individualmente, sí globalmente se rebase el producto de solubilidad para alguna de las sustancias y éstas empiecen a precipitar.

Puede ocurrir y de hecho así es, que aun habiéndose sobrepasado el punto de sobresaturación no se inicia la precipitación por ausencia de lo que llamamos iniciadores.

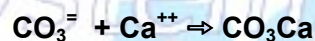
Es muy importante, desde nuestro punto de vista, tener en cuenta que la concentración de un ión determinado en una solución es la suma de las concentraciones aportadas por las distintas sustancias que liberan ese ión.

Esto lo veremos mejor con un ejemplo, supongamos que tenemos una solución saturada de sulfato cálcico SO_4Ca , que ya hemos visto en la tabla arriba reflejada que es muy poco soluble en agua; si le añadimos cloruro cálcico Cl_2Ca , mucho más soluble, el incremento de iones aportados por este compuesto hará precipitar una cierta cantidad de sulfato cálcico para mantener el valor del producto de solubilidad.

Pero, además, en todas estas reacciones la cinética del sistema es muy importante, ya que muchas veces la reacción de los iones en exceso es tan lenta que requiere tiempos de formación del precipitado superiores a la permanencia en el recipiente en el que estamos trabajando. Esto puede provocar que no alcancemos las concentraciones previstas teóricamente o que se alcancen después del recipiente, en otra etapa del proceso, esto es muy típico del carbonato cálcico, reacción de gran importancia por las incrustaciones que provocan las aguas duras.

Solubilidad del Carbonato Cálcico

El ión carbonato $\text{CO}_3^{=}$ en presencia de ión calcio Ca^{++} precipita con formación de carbonato cálcico, que como hemos visto es prácticamente insoluble y por lo tanto tiene un producto de solubilidad K_s muy bajo. La reacción es:



La ley de acción de masas nos proporciona la constante de equilibrio K:

$$K = \frac{[\text{CO}_3^{=}] * [\text{Ca}^{++}]}{[\text{CO}_3\text{Ca}]}$$

Como hay carbonato cálcico precipitado en el fondo la concentración siempre será constante, y por lo tanto el denominador que es constante si lo pasamos al primer miembro de la ecuación anterior tendremos una nueva constante a la que llamaremos producto de solubilidad:

$$K_s = [\text{CO}_3^{=}] * [\text{Ca}^{++}]$$

Llegado este punto veremos lo que supone añadir un álcali o lo que es lo mismo iones OH^- a un agua natural que contiene CO_2 disuelto en cantidades importantes (aguas subterráneas) y también cantidades importantes de ión calcio Ca^{++} .

Recordemos que el agua se disociaba en iones H^+ e iones OH^- , y que el producto de las concentraciones era constante y la base de la definición del pH.

Como aumentamos los OH^- y el producto deberá permanecer constante tendrán que disminuir los H^+ , eso significará un aumento del pH.

Al disminuir los iones hidrógeno se hará aumentar constantemente los iones bicarbonato y carbonato, por las mismas razones de constante del producto de concentraciones iónicas.

Ese aumento de iones carbonato en presencia de abundantes iones calcio, como ya hemos dicho que había, provocará que sobrepasemos el producto de solubilidad y comience la precipitación. Esta circunstancia, de las membranas de ósmosis inversa, además de disminuir el rendimiento, disminuye la vida media, por lo tanto será algo que deberemos evitar.

Pero este proceso es muy lento, como ya hemos dicho, y fácilmente no se alcanzará el valor teórico de equilibrio dentro de los períodos de residencia en los equipos de reacción.

Un dato importante es la concentración usualmente alcanzada o solubilidad efectiva que es de 35 ppm de carbonato cálcico, unas dos veces el valor teórico de equilibrio. Esto se debe a las diferentes interacciones entre los iones presentes, temperatura, presión, etc. Tampoco nos interesa, en este estudio, llegar a explicar todos los porqué, nos sirve al igual que con la ósmosis saber cómo ocurren las cosas.

Por lo anterior, en muchas instalaciones de ósmosis se añade ácido durante el Pretratamiento, para bajar el pH y evitar la precipitación; en otros tipos de tratamiento se podría añadir dióxido de carbono para provocar que el ión carbonato se transforme en bicarbonato, mucho más soluble y no precipite, la solubilidad del ión bicarbonato es de 300 a 400 ppm, por lo tanto mucho mayor.

Cuando se analiza un agua en función de los contenidos en sales y la temperatura podemos, rápidamente, conocer los productos de solubilidad y evaluar los problemas que podamos tener o no en la ósmosis.

Incidencia de la temperatura en los procesos en soluciones acuosas

La variación de la temperatura tiene incidencia sobre los diferentes parámetros fisicoquímicos y estas variaciones pueden afectar seriamente a los diferentes procesos de tratamiento.

Numerosos procesos de tratamientos de agua deben variarse en función de la temperatura del agua, si bien es cierto que siempre se establecen unas condiciones de cálculo medias y normalmente las instalaciones funcionan sin apartarse mucho de lo previsto.

Pero pongamos algún ejemplo: aguas de refrigeración de circuitos. Se hacen los cálculos para las fuertes temperaturas del verano, en invierno bajan las temperaturas y eso obliga a bajar la velocidad del agua de refrigeración, esa disminución de velocidad puede provocar precipitación y formación de depósitos no previstos.

Pero a nosotros lo que nos importa desde el punto de vista de la ósmosis es el comportamiento de las soluciones de sales en función de los cambios de temperatura.

El comportamiento de la solubilidad de las sales en función de la temperatura es un poco irregular, en algunos casos la solubilidad aumenta con la temperatura pero en otras disminuye, esto tiene que ver con la solubilidad de las formas cristalinas y estables.

Por su especial importancia en las incrustaciones, veamos unas tablas de las solubilidades a diferentes temperaturas del sulfato cálcico como anhidrita y del carbonato cálcico como calcita.

Temperatura en °C	SO ₄ Ca mg/l
40	2200
60	1600
80	1100
100	700
120	460
160	180
200	118
260	46
Temperatura en °C	CO ₃ Ca mg/l
183	25
225	14
260	11
335	8

Los bicarbonatos son muy inestables y con el aumento de temperatura se descomponen y dan lugar a carbonatos y dióxido de carbono que abandona el agua.

Medida de la concentración en soluciones acuosas

Las concentraciones de las soluciones acuosas pueden medirse en (g/l) o en moles por litro, recuerden que un mol es el peso molecular medidos en gramos y se expresará como (mol/l).

En las soluciones iónicas es más frecuente utilizar, en lugar de moles, equivalentes por litro (eq/l).

Pero como las aguas naturales y las industriales en realidad son soluciones muy diluidas, es bastante común el empleo de un nivel inferior de unidades el miligramo por litro (mg/l) que si además la densidad es próxima a 1 (lo cual para soluciones diluidas es correcto considerarlo) mg/l = ppm (partes por millón), y también se emplean los miliequivalentes por litro (meq/l).

El peso equivalente, es decir el número de gramos que forman un equivalente, es igual al peso molecular (o el peso del grupo radical) o el peso atómico dividido por la valencia.

Por ejemplo: Un mol de ácido clorhídrico da lugar a un equivalente en solución acuosa, por ser la valencia del ión cloruro (Cl⁻), la unidad. Pero un mol de ácido sulfúrico da dos equivalentes en solución, porque la valencia del ión sulfato (SO₄⁼) es doble.

El peso atómico y el peso equivalente del ión cloruro son ambos 35,5 (valencia = 1). Por la misma razón el peso del radical y el peso equivalente del ión sulfato son respectivamente 96 y 48. El peso atómico y el peso equivalente del ión aluminio (Al⁺⁺⁺) son respectivamente 27 y 9.

Uno de los problemas más importantes en el abastecimiento de aguas tanto municipales como industriales es la **dureza**, que indica el contenido en sales cálcicas y magnésicas, que hacen al agua dura o *incrustante*. El agua dura se reconoce domésticamente por cocer mal las legumbres y no hacer espumas con jabón, esta última propiedad se aprovecha para determinar rápidamente, mediante una solución jabonosa, la dureza del agua midiendo su TH.

Desde los principios de la investigación de los tratamientos de agua, Francia ha estado a la cabeza del desarrollo en este campo, por eso todavía hoy muchos países utilizan los *grados franceses* para medir la dureza. Se conoce como **grado hidrotimétrico (TH)**.

Pero, lógicamente, otros países no aceptaron esa medida como standard y crearon sus propias medidas y existen :

Grado alemán

Grado inglés

Grado americano (con diferentes variantes).

Por supuesto en cualquier manual pueden encontrar tablas de equivalencia, nosotros incluimos una que puede serles útil en algún momento.

Tabla de conversión de unidades de dureza del agua						
	iones alcalinotérreos mmol/l	iones alcalinotérreos mval/l	Grado alemán °d	ppm de CO ₃ Ca	Grado inglés °e	Grado francés °f
1 mmol/l de iones alcalinot.	1,00	2,00	5,60	100,00	7,02	10,00
1 mval de iones alcalinot.	0,50	1,00	2,80	50,00	3,51	5,00
1 grado alemán	0,18	0,357	1,00	17,8	1,25	1,78
1 ppm de CO ₃ Ca	0,01	0,020	0,056	1,00	0,0702	0,100
1 grado inglés	0,14	0,285	0,798	14,3	1,0	0,43
1 grado francés	0,10	0,200	0,560	10,0	0,702	1,00

Aunque sigue siendo muy usado expresar el TH en grados franceses (°f), poco a poco se han ido unificando los criterios y la globalización llegó también a los sistemas de medida y se internacionalizaron las formas de medir la dureza, hoy en día lo más popular es expresar la dureza en **ppm de CO₃CA**, lo cual es muy razonable ya que es el componente principal de la dureza del agua, es una medida común en cualquier país y además se ve favorecida por la facilidad de cálculo que proviene de sus valores:

Peso molecular del carbonato cálcico (CO₃Ca): 100

Peso equivalente del carbonato cálcico (CO₃Ca): 50

El grado francés equivale a 10 ppm de carbonato cálcico, eso también hizo que se popularizara ya que es muy fácil recordarlo y pasar de una medida a otra. Veamos algunas equivalencias muy usadas:

1 miliequivalente = 5 grados franceses = 50 ppm de CO_3Ca

1 grado francés = 10 ppm de CO_3Ca = 0,2 miliequivalentes

1 ppm de CO_3Ca = 0,02 miliequivalentes = 0,1 grado francés

Por último, incluiremos una tabla de Equivalencias entre diversas unidades de concentración para varias sustancias.

Equivalencia entre unidades de concentración de la dureza				
Sustancia	Peso molecular	Valores en mg/l correspondientes a		
		1 meq/l	1 grado francés	1 ppm CO_3Ca
CO_3Ca	100	50	10,00	1,00
$(\text{CO}_3\text{H})_2\text{Ca}$	162	81	16,20	1,62
SO_4Ca	136	68	13,6	1,36
Cl_2Ca	111	55,5	11,1	1,11
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	74	37	7,4	0,74
CO_3Mg	84	42	8,4	0,84
$(\text{CO}_3\text{H})_2\text{Mg}$	146	73	14,6	1,46
SO_4Mg	120	60	12,0	1,2
Cl_2Mg	95	47,5	9,5	0,95
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	58	29	5,8	0,58
CO_3Na_2	106	53	10,6	1,06
CO_3Hna	84	84	16,8	1,68
SO_4Na_2	142	71	14,2	1,42
ClNa	58,5	58,5	11,7	1,17
NaOH	40	40	8,0	0,80
PO_4Na_3	164	54,7	10,9	1,09
SiO_3Na_2	122	61	12,2	1,22
SO_4Fe	152	76	15,2	1,52
$(\text{SO}_4)_3\text{Fe}_2$	400	66,6	13,3	1,33
Cl_3Fe	162,4	54,2	10,8	1,08
$(\text{SO}_4)_3\text{Al}_2$	342	57	11,4	1,14
SO_4H_2	98	49	9,8	0,98
ClH	36,5	36,5	7,3	0,73
CO_3^-	60	30	6,0	0,60
CO_3H^-	61	61	12,2	1,22
SO_4^-	96	48	9,6	0,96
Cl^-	35,5	35,5	7,1	0,71
NO_3^-	62	62	12,4	1,24
PO_4^{-3}	95	31,7	6,6	0,63

Equivalencia entre unidades de concentración de la dureza				
Sustancia	Peso molecular	Valores en mg/l correspondientes a		
		1 meq/l	1 grado francés	1 ppm CO₃Ca
SiO ₂	60	60	12,0	1,20
SiO ₃ ⁼	76	38	7,6	0,76
Ca ⁺⁺	40	20	4,0	0,40
Mg ⁺⁺	24,3	12,2	2,4	0,24
Na ⁺	23	23	4,6	0,46
K ⁺	39,1	39,1	7,8	0,78
NH ₄ ⁺	18	18	3,6	0,36
Fe ⁺⁺	55,8	27,9	5,6	0,56
Fe ⁺⁺⁺	55,8	18,6	3,7	0,37
Al ⁺⁺⁺	27	9	1,8	0,18

La alcalinidad, que también es importante en los tratamientos del agua, se expresa por el título alcalimétrico (TA) o valor **p** y el título alcalimétrico completo (TAC) o valor **m**, no corresponde a este estudio el explicar cómo se miden estos valores.

Sin embargo, consideramos interesante incluir una tabla de correspondencia en la alcalinidad de algunas sales.

Correspondencia en la alcalinidad de algunas Sales		
Correspondencias en mg/l	1 grado TA	1 grado TAC
NaOH	8	8
CO ₃ Na ₂	21,2	10,6
CO ₃ HNa	--	16,8
CO ₃ Ca	20	10
(CO ₃ H) ₂ Ca	--	16,2
PO ₄ Na ₃ .12 H ₂ O	76	38

En ningún caso pretendemos que este Manual sobre Tratamiento de Agua y Ósmosis Inversa sirva para realizar cálculos de tratamientos, ya que hacen falta muchos más conocimientos, pero sí que nos servirá para, en cada caso, saber de qué estamos hablando y con qué nos enfrentamos.

Parámetros de Calidad de las Aguas

Los procesos disponibles para mejorar la calidad de las aguas son muchos y muy diferentes, evidentemente a nosotros sólo nos interesan en este documento aquellos que tiene que ver con la Ósmosis Inversa, pero los parámetros utilizados para conocer y evaluar la calidad de un agua son importantes y debemos describirlos.

No vamos a desarrollar los sistemas de medición de cada uno de ellos, ya que no es propio del estudio, pero si que haremos una descripción, profundizando en aquellos que son más importantes desde el punto de vista de la ósmosis.

Los parámetros se clasifican en cuatro grandes grupos:

1. Físicos
2. Químicos
3. Biológicos
4. Radiológicos

Parámetros Físicos

Sabor y Olor

Estos parámetros son determinaciones organolépticas y de determinación subjetiva, para dichas observaciones no existen instrumentos de observación, ni registro, ni unidades de medida.

Tienen un interés muy evidente en las aguas potables dedicadas al consumo humano y podemos establecer ciertas “reglas”:

Las aguas adquieren un sabor salado a partir de 300 ppm de Cl^- , y un gusto salado y amargo con más de 450 ppm de $\text{SO}_4^{=}$.

El CO_2 libre en el agua le da un gusto “picante”.

Trazas de fenoles u otros compuestos orgánicos le confieren un olor y sabor desagradables.

Color

El color es la capacidad de absorber ciertas radiaciones del espectro visible. Existen muchas causas y por ello no podemos atribuirlo a un constituyente en exclusiva, aunque algunos colores específicos dan una idea de la causa que los provoca, sobre todo en las aguas naturales.

El agua pura es bastante incolora sólo aparece como azulada en grandes espesores.

En general presenta colores inducidos por materiales orgánicos de los suelos vegetales:

- Color amarillento debido a los ácidos húmicos.
- Color rojizo, suele significar la presencia de hierro.
- Color negro indica la presencia de manganeso.

El color, por sí mismo, no descalifica a un agua como potable pero la puede hacer rechazable por estética, en aguas de proceso puede colorear el producto y en circuito cerrado algunas de las sustancias colorantes hacen que se produzcan espumas.

Las medidas de color se hacen en laboratorio por comparación, y se suelen medir en ppm de Pt, las aguas subterráneas no suelen sobrepasar las 5 ppm de Pt pero las superficiales pueden alcanzar varios cientos de ppm de Pt.

La eliminación suele hacerse por coagulación-floculación con posterior filtración o la absorción en carbón activo.

Turbidez

Es la dificultad del agua para transmitir la luz debido a materiales insolubles en suspensión, coloidales o muy finos y que se presentan principalmente en aguas superficiales, en general son muy difíciles de filtrar y pueden dar lugar a depósitos en las conducciones.

La medición se hace por comparación con la turbidez inducida por diversas sustancias, la medición en ppm de SiO_2 ha sido muy utilizada pero se aprecian variaciones según la sílice y la técnica empleadas. Otra forma es mediante célula fotoeléctrica, existen numerosos tipos de turbidímetros.

Se elimina por procesos de coagulación, decantación y filtración.

Conductividad y Resistividad

La conductividad eléctrica es la medida de la capacidad del agua para conducir la electricidad y la resistividad es la medida recíproca.

Son indicativas de la materia ionizable presente en el agua. El agua pura prácticamente no conduce la electricidad; por lo tanto la conductividad que podamos medir será consecuencia de las impurezas presentes en el agua.

Es por lo tanto un parámetro físico bastante bueno para medir la calidad de un agua, pero deben darse tres condiciones fundamentales para que sea representativa:

- No se trate de contaminación orgánica por sustancias no ionizables.
- Las mediciones se realicen a la misma temperatura.
- La composición del agua se mantenga relativamente constante.

El aparato para las mediciones se llama conductímetro, y básicamente lo que hace es medir la resistencia al paso de la corriente entre dos electrodos que se introducen en el agua, y se compara para su calibrado con una solución tampón de ClK a la misma temperatura y 20 °C.

La unidad para la resistividad es el Ohm, pero se emplea el MegaOhm por cm, la de la conductividad es el Siemens, pero como es muy grande se suele emplear el micro siemens por cm.

Incluimos una pequeña tabla que nos dará una idea según la medida o la composición del agua.

Conductividad	
Temperatura de la muestra 25 °C	Conductividad (μS/cm)
Agua Ultrapura	0,05
Agua alimentación calderas	1 a 5
Agua Potable	50 a 100
Agua de Mar	53.000
5% de NaOH	223.000
50% NaOH	150.000
10% ClH	700.000
32% de ClH	700.000
31% NO ₃ H	865.000

Parámetros Químicos

pH

Anteriormente ya hemos definido el valor pH, como la medida de la concentración de los iones hidrógeno. Nos mide la naturaleza ácida o alcalina de la solución acuosa.

La mayoría de las aguas naturales tienen un pH entre 6 y 8.

Dureza

Ya hemos profundizado con anterioridad sobre la dureza; la hemos definido e incluso tabulado en función de las sales que contiene el agua, hemos definido sus unidades de medida y las correspondientes equivalencias. La dureza, como ya sabemos, es debida a la presencia de sales de calcio y magnesio y mide la capacidad de un agua para producir incrustaciones.

Afecta tanto a las aguas domésticas como a las industriales y desde el punto de vista de la ósmosis inversa es uno de los principales parámetros que se deben controlar.

Las aguas con menos de 50 ppm de CO₃Ca se llaman **blandas**.

Hasta 100 ppm de CO₃Ca, **ligeramente duras**.

Hasta 200 ppm de CO₃Ca, **moderadamente duras**.

Y a partir de 200 ppm de CO₃Ca, **muy duras**.

Lo frecuente es encontrar aguas con menos de 300 ppm de carbonato cálcico, pero pueden llegar hasta 1000 ppm e incluso hasta 2000 ppm.

La estabilidad de las aguas duras y alcalinas se verá más adelante cuando tratemos el Índice de Langelier.

La eliminación de la dureza se hace, principalmente, por descalcificación o ablandamiento por intercambio iónico con resinas.

Alcalinidad

La alcalinidad es una medida de neutralizar ácidos. Contribuyen, principalmente, a la alcalinidad de una solución acuosa los iones bicarbonato (CO_3H^-), carbonato (CO_3^{2-}), y oxidrilo (OH^-), pero también los fosfatos, ácido silícico u otros ácidos de carácter débil.

Su presencia en el agua puede producir CO_2 en el vapor de calderas que es muy corrosivo y también puede producir espumas, arrastre de sólidos con el vapor de calderas, etc.

Se mide en las mismas unidades que la dureza.

Se corrige por decarbonatación con cal, tratamiento ácido o desmineralización por intercambio iónico.

Coloides

Es una medida del material en suspensión en el agua que, por su tamaño alrededor de 10^{-4} ÷ 10^{-5} mm, se comportan como una solución verdadera y atraviesa el papel de filtro.

Los coloides pueden ser de origen orgánico (macromoléculas de origen vegetal) o inorgánico (oligoelementos: óxidos de hierro y manganeso).

Se eliminan por floculación y coagulación, precipitación y eliminación de barros. La filtración es insuficiente y se requiere ultrafiltración.

Acidez mineral

La acidez es la capacidad para neutralizar bases. Es bastante raro que las aguas naturales presenten acidez, no así las superficiales. Es responsable de corrosión se mide en las mismas unidades que la alcalinidad y se corrige por neutralización con álcalis.

Sólidos Disueltos

Los sólidos disueltos o **salinidad total**, es una medida de la cantidad de materia disuelta en el agua.

El origen puede ser múltiple tanto en las aguas subterráneas como en las superficiales.

Para las aguas potables se fija un valor máximo deseable de 500 ppm, este dato por sí sólo no es suficiente para catalogar la bondad del agua.

El proceso de tratamiento, entre otros, es la ósmosis inversa.

Sólidos en Suspensión

Se suelen separar por filtración y decantación. Son sólidos sedimentables, no disueltos, que pueden ser retenidos por filtración. Las aguas subterráneas suelen tener menos de 1 ppm, las superficiales pueden tener mucho más dependiendo del origen y forma de captación.

Sólidos Totales

Es la suma de los dos anteriores disueltos y en suspensión.

Residuo Seco

Se llama así al peso de los materiales que quedan después de evaporar un litro del agua en cuestión. Si previamente le hemos hecho una buena filtración corresponderá al peso total de sustancias disueltas, sean volátiles o no. La temperatura a que se hace la evaporación influye en los resultados, por las transformaciones que puede haber y las pérdidas, por ejemplo, de gas carbónico CO_2 .

Cloruros

El ión cloruro Cl^- , forma sales muy solubles, suele asociarse con el ión Na^+ esto lógicamente ocurre en aguas muy salinas. Las aguas dulces contienen entre 10 y 250 ppm de cloruros, pero también se encuentran valores muy superiores fácilmente. Las aguas salobres contienen millares de ppm de cloruros, el agua de mar está alrededor de las 20.000 ppm de cloruros.

Sulfatos

El ión sulfato (SO_4^{2-}), corresponde a sales de moderadamente solubles a muy solubles. Las aguas dulces contienen entre 2 y 250 ppm y el agua de mar alrededor de 3.000 ppm. Recordemos, como ya hemos dicho, que el agua pura se satura de SO_4Ca a unas 1.500 ppm, lo que ocurre es que la presencia de otras sales de calcio aumenta la solubilidad. En cantidades bajas no perjudica seriamente al agua pero algunos centenares de ppm pueden perjudicar seriamente la resistencia del hormigón.

Nitratos

El ión nitrato (NO_3^-) forma sales muy solubles y estables. En un medio reductor puede pasar a nitritos, nitrógeno e incluso amoníaco. Las aguas *normales* contienen *menos de 10 ppm*, y el agua de mar hasta 1 ppm. Aguas con infiltraciones de zona de riego con contaminación por fertilizantes pueden tener hasta varios centenares de ppm.

Concentraciones muy elevadas en agua de bebida puede producir la *cianosis infantil*.

Su presencia junto con fosfatos, en aguas superficiales, provocan la aparición de un excesivo crecimiento de algas es lo que se conoce como *eutrofización*.

Fosfatos

El ión fosfato (PO_4^{3-}) en general forma sales muy poco solubles y precipita fácilmente como fosfato cálcico. Como procede de un ácido débil contribuye, como ya hemos visto, a la alcalinidad del agua. No suele haber en el agua más de 1 ppm, salvo en los casos de contaminación por fertilizantes.

Fluoruros

El ión fluoruro (F^-), corresponde a sales de solubilidad muy limitada, suele encontrarse en cantidades superiores a 1 ppm. Hay quien mantiene que alrededor de dicha concentración puede resultar beneficioso para la dentadura, en nuestra opinión no es aconsejable añadirlo al agua con este objeto, ya que también se almacena en el organismo y no existen estudios a largo plazo de efectos secundarios.

Sílice

La sílice, SiO_2 se encuentra en el agua disuelta como ácido silícico SiO_4H_4 y como materia coloidal; contribuye a provocar algo de alcalinidad en el agua. Las aguas naturales contienen entre 1 y 40 ppm, pudiendo llegar a las 100 ppm.

Bicarbonatos y Carbonatos

Como ya hemos visto anteriormente, existe una estrecha relación entre los iones bicarbonato CO_3H^- , carbonato CO_3^{2-} , el CO_2 gas y el CO_2 disuelto.

El equilibrio, como ya vimos, está muy afectado por el pH; todos estos iones contribuyen, fundamentalmente, a la alcalinidad del agua.

Las aguas dulces suelen contener entre 50 y 350 ppm de ión bicarbonato, y si el pH es inferior a 8,3, no habrá ión bicarbonato. El agua de mar contiene alrededor de 100 ppm de ión bicarbonato.

Otros Componentes Aniónicos

Los sulfuros, S^{2-} , y el ácido sulfhídrico son muy característicos de medios reductores, pero en general las aguas contienen menos de 1 ppm, su principal característica es que el agua tiene muy mal olor.

Los compuestos fenólicos afectan a la potabilidad, con olores y gustos especialmente desagradables, sobre todo después de un proceso de cloración.

Los detergentes son ligeramente tóxicos y presentan problemas de formación de espumas y consumen el oxígeno del agua.

Los ácidos húmicos pueden afectar a procesos de pretratamientos e intercambio iónico.

Sodio

El ión sodio, Na^+ , el primero de los componentes catiónicos que vamos tratar corresponde a sales de solubilidad muy elevada y muy difíciles de precipitar; suele estar asociado con el ión cloruro Cl^- .

El contenido en aguas dulces está entre 1 y 150 ppm, pero se pueden encontrar casos de hasta varios miles de ppm. Las aguas de mar contienen alrededor de 11.000 ppm.

Potasio

El ión potasio, K^+ , también corresponde a sales de muy alta solubilidad y difíciles de precipitar.

Las aguas dulces no suelen contener más de 10 ppm. El agua de mar contiene alrededor de 400 ppm. Vemos que son valores mucho menos importantes que los del catión sodio.

Calcio

El ión calcio, Ca^{++} , forma sales generalmente poco solubles, en algunos casos de solubilidad muy moderada pero la mayoría son muy insolubles. Ya hemos visto que precipita fácilmente como carbonato cálcico. Es el principal componente de la dureza del agua y causante de incrustaciones.

Las aguas dulces suelen contener de 10 a 250 ppm, pudiendo llegar hasta 600 ppm. El agua de mar alrededor de 400 ppm.

Magnesio

El ión magnesio, Mg^{++} , tiene propiedades muy similares a las del ión calcio, aunque sus sales son un poco más solubles y difíciles de precipitar. El hidróxido de magnesio es, sin embargo, menos soluble.

Las aguas dulces suelen contener entre 1 y 100 ppm. El agua de mar contiene alrededor de 1.300 ppm. Su aparición en el agua potable con varios centenares de ppm provoca un sabor amargo y efectos laxantes.

Hierro

Es un catión muy importante desde el punto de vista de contaminación, aparece en dos formas: ión ferroso, Fe^{++} , o más oxidado como ión férrico, Fe^{+++} . La estabilidad y aparición en una forma u otra depende del pH, condiciones oxidantes o reductoras, composición de la solución, etc. Afecta a la potabilidad de las aguas y es un inconveniente en los procesos industriales por provocar incrustaciones.

Por todo lo anterior, las aguas subterráneas sólo contienen el ión ferroso disuelto, que suele aparecer con contenidos entre 0 y 10 ppm, pero al airear el agua se precipita el hidróxido férrico de color pardo-rojizo, y se reduce el contenido a menos de 0,5 ppm. Para que parezcan contenidos de hierro de varias docenas de ppm hacen falta que el medio sea ácido.

Manganeso

El ión manganeso se comporta en la mayoría de los casos muy parecido al ión hierro, además de poder ser bivalente y trivalente positivo puede también presentarse con valencia +4 formando el MnO_2 que es insoluble. Rara vez el agua contiene más de 1 ppm y requiere un pH ácido.

La forma manganeso Mn^{++} que es la más general por aireación se oxida y precipita con un color negruzco de MnO_2 .

Metales tóxicos

Los más comunes son el arsénico, el cadmio, el plomo, el cromo, el bario y el selenio. Todos deben ser seriamente controlados en el origen de la contaminación.

Gases Disueltos

El dióxido de carbono, CO_2 , es un gas relativamente soluble que se hidroliza formando iones bicarbonato y carbonato, en función del pH del agua. Las aguas subterráneas profundas pueden contener hasta 1.500 ppm pero las superficiales se sitúan entre 1 y 30 ppm, un exceso hace que el agua sea corrosiva.

El oxígeno, O_2 , por su carácter oxidante juega un papel importante en la solubilización o precipitación de iones que presenta alguna forma insoluble, su presencia en el agua es vital para la vida superior y para la mayoría de los microorganismos.

El ácido sulfhídrico, SH_2 , causa un olor a huevos podridos y es corrosivo.

El amoníaco, NH_3 , es un indicador de contaminación del agua, y en forma no iónica es tóxico para los peces. Con la cloración produce cloraminas, también tóxicas.

Parámetros Biológicos

Estos parámetros son indicativos de la contaminación orgánica y biológica; tanto la actividad natural como la humana contribuyen a la contaminación orgánica de las aguas: la descomposición animal y vegetal, los residuos domésticos, detergentes, etc.

Este tipo de contaminación es más difícil de controlar que la química o física y además los tratamientos deben estar regulándose constantemente.

Demanda Biológica de Oxígeno (DBO)

Mide la cantidad de oxígeno consumido en la eliminación de la materia orgánica del agua mediante procesos biológicos aerobios, se suele referir al consumo en 5 días (DBO_5), también suele emplearse, pero menos el (DBO_{21}) de 21 días. Se mide en ppm de O_2 que se consume.

Las aguas subterráneas suelen contener menos de 1 ppm, un contenido superior es sinónimo de contaminación por infiltración freática. En las aguas superficiales es muy variable y dependerá de las fuentes contaminantes aguas arriba. En las aguas residuales domésticas se sitúa entre 100 y 350 ppm. En las aguas industriales puede alcanzar varios miles de ppm, como por ejemplo: fabricación de aceites, alcoholes, industria de la alimentación, etc.

Demanda Química de Oxígeno (DQO)

Mide la capacidad de consumo de un oxidante químico, dicromato, permanganato, etc..por el total de materias oxidables orgánicas e inorgánicas. Es un parámetro más rápido que el anterior ya que es de medición casi inmediata, la unidad de medida son ppm de O_2 .

Las aguas no contaminadas tienen valores de DQO de 1 a 5 ppm. Las aguas residuales domésticas están entre 260 y 600 ppm.

Hay un índice que nos indicará el tipo de vertido, aguas arriba que tenemos en el agua que estamos analizando y es la relación (DBO / DQO) si es menor de 0,2 el vertido será de tipo

inorgánico y si es mayor de 0,6 se interpretará que aguas arriba tenemos un vertido orgánico.

Carbón Orgánico Total

El COT es una medida del contenido de materia orgánica del agua. Es especialmente utilizable en pequeñas concentraciones. En presencia de un catalizador, el carbón orgánico se oxida a CO₂; últimamente se está popularizando por la rapidez en la realización del análisis.

Parámetros Bacteriológicos

Este apartado no es muy propio del estudio sobre ósmosis inversa que estamos realizando, máxime si tenemos en cuenta que además somos fabricantes de ozonizadores para desinfección y en nuestra información de ese producto desarrollamos mucho mejor estos parámetros.

De todo el mundo es conocido que el “gran enemigo” es la bacteria *Escherichia coli* y el grupo de los coliformes en su conjunto.

Generalmente se emplea un grupo de bacterias como indicadores de contaminación, esto es una práctica generalizada en todo el mundo, se supone que la NO presencia de estas bacterias hace que el agua sea potable bacteriológicamente hablando. Son:

Escherichia coli
 Streptococos fecales
 Clostridios (anaerobios y formadores de esporas).

La medición se hace empleando técnicas estadísticas “número más probable” (índice NMP) en 100 ml de agua.

Las aguas con un NMP inferior a 1 son satisfactoriamente potables.

Parámetros Radiológicos

Hasta hace poco tiempo este tipo de parámetros no era importante, pero conforme avanza el desarrollo industrial la presencia de sustancias radioactivas en el agua es un riesgo de relevancia creciente. Su importancia es más sanitaria que industrial.

Pretratamiento de Adecuación para la Ósmosis

Se entiende por Pretratamiento de una instalación de O.I. los procesos a los que debemos someter el agua con objeto de acondicionarla tanto física como químicamente para obtener el máximo rendimiento de las membranas, en producción y en duración.

El Pretratamiento del agua está encaminado a evitar la precipitación de sales sobre la membrana, el atascamiento por óxidos metálicos, materia en suspensión, microorganismos y la degradación química de la misma.

Dado que durante el proceso de O.I. se produce una concentración de sales, hay que evitar que éstas alcancen su producto de solubilidad, puesto que en ese caso precipitarían. La primera medida a tomar será trabajar a recuperaciones bajas, o lo que es lo mismo: factores de concentración bajos.

Muchas veces no se podrá emplear este sistema debido a que el agua es un bien escaso y habrá que aprovecharlo al máximo, ya que el costo de operación con factores de concentración bajos sería muy elevado.

Las sales más frecuentes que presentan problemas de precipitación son el carbonato cálcico, sulfato cálcico y la sílice.

Índices de estabilidad de las Aguas Carbonato-Cálcicas

El carbonato cálcico, se produce por descomposición del bi-carbonato cálcico y su posible precipitación se mide con el **Índice de Langelier** o con el de Ryznar, este último menos utilizado.



El principal objetivo de la utilización de estos índices es ajustar las aguas a condiciones NO incrustantes.

Como ya hemos dicho se emplean los índices de Langelier (LSI) o de Ryznar (RSI), existen otros pero realmente el único en que nos fijaremos en la ósmosis inversa será en Langelier.

Vamos a expresar ambos índices, pero insistimos desarrollaremos únicamente Langelier; ambos están basados en el cálculo del pH de saturación del carbonato cálcico (pH_s).

$$\text{pH}_s = (\text{pK}_2 - \text{pK}_s) + \text{pCa} + \text{pTAC}$$

$$\text{LSI} = \text{pH}_{(\text{medido})} - \text{pH}_s$$

$$\text{RSI} = 2\text{pH}_s - \text{pH}_{(\text{medido})}$$

Por lo tanto deberemos medir el pH del agua a considerar y calcular su pH_s de saturación, para ello necesitaremos los siguientes datos:

- Dureza Cálcica (como CO_3Ca)
- Alcalinidad total (como CO_3Ca)
- Sólidos Disueltos Totales
- Temperatura (la máxima donde podamos temer incrustaciones)

$$\text{pH}_s = 9,30 + A + B - (C + D)$$

No es objeto de este estudio explicar lo siguiente pero es importante el reflejarlo:

$$\text{LSI} = \text{pH} - \text{pH}_s \quad \text{si } \text{pH} < 10,5$$

$$\text{LSI} = \text{pH}_s - \text{pH} \quad \text{si } \text{pH} > 10,5$$

Esto significa que la tendencia a la incrustación crecerá al aumentar el pH pero esa tendencia se invierte por encima de un pH = 10,5.

Realmente esto no es importante para nuestra gama de aplicaciones de los equipos de Ósmosis Inversa RG Systems, ya que en el Pretratamiento corregiremos, siempre, el pH.

Coeficientes para el Cálculo de pH_s							
TDS ppm	A	Temp. °C	B	Dureza Cálctica (ppm CO_3Ca)	C	TAC = m (ppm CO_3Ca)	D
50	0,07	0	2,60	10	0,60	10	1,00
100	0,10	5	2,46	12	0,68	12	1,08
200	0,13	10	2,34	14	0,75	14	1,15
400	0,16	15	2,21	17	0,83	17	1,23
600	0,18	20	2,09	20	0,90	20	1,30
800	0,19	30	1,88	25	1,01	25	1,40
1000	0,20	40	1,71	30	1,06	30	1,48
2000	0,22	50	1,55	40	1,20	40	1,60
4000	0,25	60	1,40	50	1,30	50	1,70
		70	1,27	60	1,38	60	1,78
		80	1,16	80	1,51	80	1,90
				100	1,60	100	2,00
				150	1,78	150	2,18
				200	1,90	200	2,30
				300	2,08	300	2,48
				500	2,30	500	2,70
				700	2,45	700	2,85
				1000	2,60	1000	3,00

Todo lo anterior tiene una importancia relativa para nuestra forma de acometer los proyectos de tratamiento de agua mediante ósmosis inversa, cuando prevemos que pueda haber una precipitación que no nos interesa ya que dañaría las membranas procuraremos mantener el índice de Langelier (LSI) negativo y con eso es suficiente y para ello no necesitaremos ni calcular exactamente el pH_s de saturación.

Si pretendemos que el bicarbonato cálcico se mantenga en solución, sería necesario mantener una cierta cantidad de CO_2 , llamada equilibrante, para hacer retroceder la reacción de precipitación.

Langelier calculó el pH de equilibrio o de saturación (pH_s) en función de cuatro parámetros medibles en cualquier agua, y que ya hemos reflejado arriba, y llamó Índice de Langelier, como ya hemos indicado, a:

$$I_s = pH - pH_s$$

Siendo pH el medido en el agua.

Si I_s es negativo estamos ante un agua agresiva (no precipita)

Si I_s es positivo el agua es incrustante.

Interesará que el índice de Langelier sea negativo para evitar la precipitación.

En consecuencia con lo anterior, un sistema de evitar la precipitación es dosificar ácido al agua, con lo que disminuiríamos su pH, y conseguiremos que el Índice de Langelier sea negativo.

El ácido más utilizado es el sulfúrico debido a su costo, pero sin perder de vista el contenido de sulfatos, ya que añadiendo ácido sulfúrico podemos aumentar el contenido de sulfatos y sobrepasar su producto de solubilidad, en ese caso tendríamos que añadir ácido clorhídrico.

El riesgo de precipitación del sulfato cálcico se puede disminuir dosificando inhibidores o secuestrantes como los fosfonatos en dosis de 3 a 5 ppm.

Esta dosificación se debe llevar a cabo de forma correcta ya que su fallo puede afectar de forma muy notable a las membranas.

Siempre que se produzca una dosificación de inhibidores se debe dotar a la instalación de un sistema de lavado de membranas con agua ya permeada, de manera que actúe cuando la instalación se detiene puesto que, en caso contrario, se corre el riesgo de precipitación de compuestos meta-estables.

Otro sistema de evitar la precipitación del calcio es proceder a su eliminación mediante el empleo de descalcificadores.

Este sistema es sólo recomendable en pequeñas y medianas instalaciones y dependiendo de la dureza del agua que vamos a osmotizar. La dosificación de ácido resulta más económica para medianas y grandes instalaciones pero en estos casos deberemos tener en cuenta el uso que se le va a dar al agua tratada y el lugar de la instalación.

La dosificación de ácido y secuestrante requiere controles del proceso más rigurosos que la descalcificación, con lo que en el caso de tratarse de instalaciones para uso doméstico de pequeño y mediano tamaño se aconseja el uso de la descalcificación.

El hierro presente en las aguas se puede presentar de dos maneras: como Fe^{++} o como Fe^{+++} siendo el estado oxidado (Fe^{+++}) el que presenta problemas de precipitación en forma de hidróxidos, tal y como ya hemos visto más arriba.

Si el agua es de origen superficial el hierro se presentará en estado oxidado, pudiéndose, en ese caso, eliminar por filtración.

Si el agua es de origen subterráneo su tendencia será a presentarse como hierro (Fe^{++}) y podremos evitar su precipitación si protegemos el agua del contacto con el aire.

El tratamiento adecuado consiste en su eliminación por oxidación mediante cloro, permanganato, aire, etc. y posterior filtración sobre arena, antracita o arenas verdes. Hay que evitar que cualquiera de los oxidantes utilizados pueda llegar a las membranas ya que las dañaría irreversiblemente.

Otro punto a controlar es la turbidez del agua la cual se puede presentar como materia en suspensión grosera o en estado coloidal.

El estado coloidal está formado por partículas en suspensión de tamaño comprendido entre 0,3 y 1 micra, cargadas eléctricamente y que no sedimentan.

La eliminación de coloides se lleva a cabo mediante filtración sobre diferentes medios filtrantes, arena, sílex-antracita, diatomeas, etc.

En función del índice de atascamiento (obtenido por filtración sobre 0,45 micras a presión constante) puede ser necesario efectuar procesos de coagulación, sedimentación y filtración.

La presencia de microorganismos en el interior de las membranas es perjudicial dado que pueden destruir la misma (caso del acetato de celulosa), atascarla o contaminar el permeado.

El tratamiento más frecuente es la cloración del agua de aporte hasta valores de cloro residual de 0,5 a 1 ppm y asegurando un tiempo mínimo de contacto de 20 minutos.

El cloro residual debe eliminarse inmediatamente antes de entrar en las membranas para lo cual se emplean filtros de carbón activo o dosificación de reductores como el bisulfito sódico.

Otra solución, menos conocida, pero más “limpia” es el uso de pre-ozonización, se necesita menos tiempo de contacto para la desinfección y podemos ahorrar el uso de carbón activo.

Por último, se deben colocar a la entrada de las bombas de presión, prefiltros de seguridad del tipo de cartuchos con grados de filtración de 5 a 10 micras.

Aplicaciones

Atendiendo a la física del método, estamos ante un proceso de filtración a nivel molecular pero no actuando como un filtro absoluto, ya que siempre efectuamos una purga constante, el proceso actúa también como purificador y/o concentrador.

En el primer caso el líquido que nos interesa será el permeado mientras que en el segundo será el concentrado.

El sistema, trabajando como purificador, tiene sus principales aplicaciones en los siguientes campos:

Desalinización de aguas salobres.

Se considera un agua salobre la que sobrepasa los límites de salinidad de un agua potable: 500 ppm de TDS. Las aguas salobres, generalmente de origen subterráneo oscilan entre 1000 y 10000 ppm.

- a) ***Producción de agua potable para uso doméstico.***
- b) ***Producción de agua para fines agrícolas.***
Habiéndose comprobado, en determinados cultivos, que el coste del agua queda compensado por el aumento de la cosecha, en particular en el caso de las hortalizas.
- c) ***Alimentación de calderas de vapor de alta presión.***
- d) ***Pretratamiento del agua de instalaciones de desmineralización por resinas de intercambio iónico.***

Dada la tendencia al empeoramiento de las aguas, se producen disminuciones en la producción y calidad obtenida, lo cual obliga a tener que regenerar más a menudo con el consiguiente aumento del gasto de reactivos y mano de obra.

Una instalación para una producción de 30 m³ entre regeneraciones, gracias a la incorporación de una O.I. se obtuvo una producción aproximada de 300 m³ por regeneración y un aumento de calidad de 150.000 a 500.000 Ohms/cm.

Producción de agua ultra pura y estéril.

La OI no sólo elimina iones sino materia orgánica, pirógenos, bacterias, virus, etc. En consecuencia, tiene aplicación en la industria electrónica, para fabricación de semi-conductores, válvulas, circuitos impresos, etc.

Industria médica, para lavado de instrumental, hemodiálisis, etc.

Industria farmacéutica, para preparación de inyectables, reactivos, sueros, etc.

Industria química, óptica, textil, etc.

e) Aplicaciones Comerciales.

Como laboratorios, circuitos de humidificación, túneles de lavado, fabricación de hielo (transparencia), fotografía, cosmética, viveros, invernaderos, etc.

Desalinización de agua de mar.

Para la producción de agua de baja salinidad para el consumo humano o uso industrial.

Estas plantas operan con presiones de 50 a 60 Kg/cm² siendo el sistema más económico que la evaporación de múltiple efecto.

La ósmosis actuando como sistema de concentración, se aplica sobre todo en alimentación, laboratorios, recuperación de metales, etc.

Factores Económicos

El costo de explotación depende notablemente del contenido salino, pues como hemos visto se requerirán presiones de trabajo más elevadas.

Hay que destacar dos tipos de costos: costo de capital y de operación, siendo este último al que nos vamos a referir:

Consumo energético.

Es el concepto más importante en el costo del m³ de agua tratada.

El consumo depende de la presión de trabajo, porcentaje de recuperación y rendimiento de las bombas usadas.

$$Kwh / m^3 = \frac{2,7 * 10^{-2} * P}{R * Y}$$

Siendo:

P = Presión de Trabajo (Bars)

R = Rendimiento de la Bomba

Y = Recuperación

Para instalaciones medianas oscila alrededor de 3 Kwh/m³.

Acondicionamiento Químico.

El consumo de reactivos viene dado, principalmente, por la cantidad de ácido necesario para mantener el pH del agua de alimentación del orden de 5,5 a 6, y el de consumo de secuestrante que normalmente oscila entre 5 y 10 ppm.

Si el Pretratamiento emplea descalcificadores, lógicamente se deberá considerar el gasto de sal de regeneración.

$$\frac{\text{KgSal}}{\text{m}^3} = 0,029 * \frac{D}{Y}$$

Siendo:

D: Dureza en grados °HF

Y: Recuperación.

Mano de obra de explotación.

Varía en función del tamaño de la instalación y grado de sofisticación elegido, dado que se necesitará personal más o menos cualificado.

Se puede considerar entre 0,5 a 2 horas-Hombre (hH), el tiempo empleado en la vigilancia diaria de una instalación media.

Mantenimiento y Recuperación.

El mantenimiento está directamente afectado por la calidad del agua de alimentación, en particular en lo que se refiere al cambio de cartuchos y cargas filtrantes.

Los únicos elementos con partes móviles son las bombas de presión, y por lo tanto serán éstas la que mayor atención requieran. Por este concepto se viene considerando, anualmente, un valor entre el 0,5 y el 1% del costo de la instalación.

Cambio de membranas.

La vida media de las membranas se considera alrededor de tres años, pero evidentemente, su duración estará supeditada a la correcta operación de la instalación.

Amortización.

El periodo de amortización normal es de 10 años.

Conclusiones

Ha llegado el momento de recapitular sobre las razones que justifican la creciente supremacía de la ósmosis inversa.

1. Permite eliminar la mayoría de los sólidos (inorgánicos y orgánicos) disueltos en el agua (ya hemos visto en tablas que hasta un 99%)
2. Elimina los materiales suspendidos y microorganismos.
3. Realiza el proceso de purificación en una sola etapa y de forma continua.
4. Es una tecnología muy simple en su utilización (aunque no en su concepto como ya hemos visto), no requiere de mucho mantenimiento ni personal especializado.
5. Al no haber cambio de fase (versus la evaporación, etc...) se ahorra energía frente a otros sistemas.
6. Admite un proyecto modular y ampliable según las necesidades, necesita poco espacio y admite un rango muy amplio respecto al tamaño y volumen de tratamiento.
7. Su campo de aplicación es extraordinariamente extenso y aumenta día a día.
8. Abastecimiento de aguas para usos industriales y consumo de poblaciones. (Nosotros estamos especializados en lo primero).
9. Tratamiento de efluentes municipales e industriales para la recuperación de compuestos valiosos. (Aquí lo importante es el soluto y no el solvente).
10. Concentración de alimentos en la industria alimenticia: (jugo de frutas, tomate, leche, etc. (vuelve a ser lo importante el soluto y no el solvente).
11. Industria farmacéutica, separación de proteínas, virus, etc.

Dpto. Técnico de Rg systems
Zaragoza (España) a 16 de abril de 2002