



Universitat d'Alacant  
Universidad de Alicante

Departament d'Enginyeria Química  
Departamento de Ingeniería Química

# **DETERMINACIÓN DE PARÁMETROS EN AGUAS IMPLICADAS EN PROCESOS DE DESALACIÓN.**

## **CALCULO DEL INDICE DE SATURACIÓN DE LANGELIER**

**Máster en Gestión Sostenible y Tecnologías del Agua**

**Módulo 6: Recursos no convencionales**

**Nuria Boluda Botella**

## 1. INTRODUCCIÓN.

Actualmente los procesos de membranas se utilizan en un amplio rango de aplicaciones, entre ellas cabe citar la desalación de agua para abastecimiento y para uso agrícola.

Comparándolos con otros procesos de separación podemos encontrar las siguientes ventajas y desventajas:

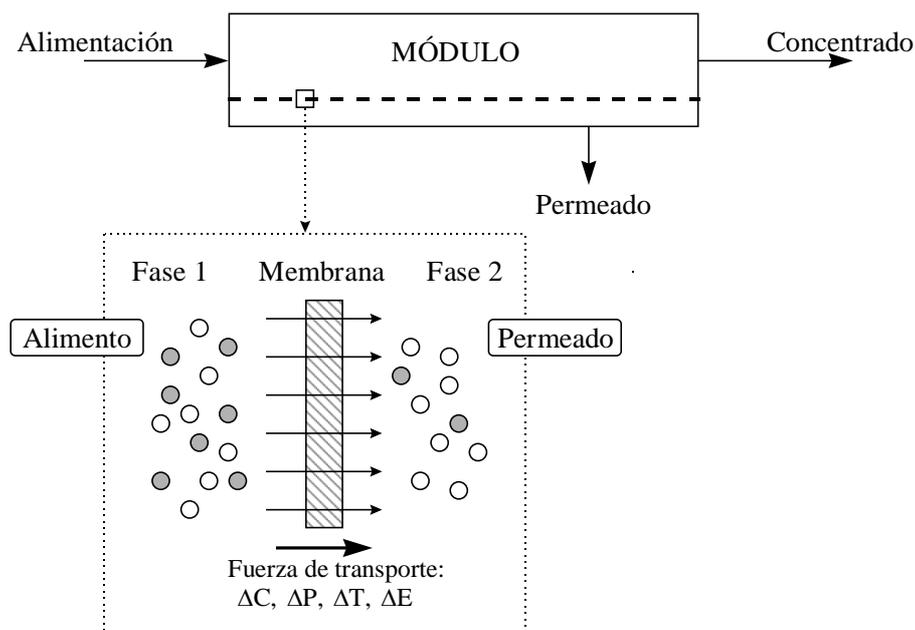
Ventajas:

- La separación se puede realizar de forma continua.
- La energía consumida suele ser baja.
- Se puede combinar fácilmente con otros procesos.
- Las propiedades de las membranas mejoran continuamente.
- No se requiere el uso de grandes cantidades de aditivos.

Desventajas:

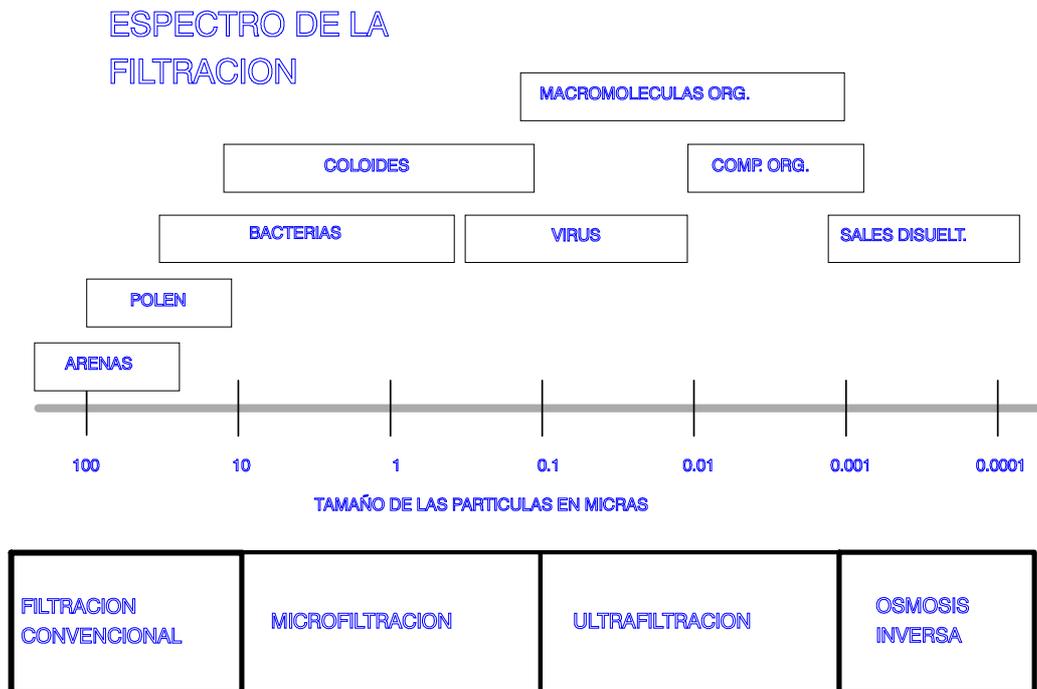
- La polarización por concentración en la interfase.
- El tiempo de vida medio.
- La baja selectividad.

Para que los procesos de membrana tengan lugar, ésta debe ser permeable a alguno de los componentes de la mezcla y además debe de existir una fuerza impulsora (como puede ser diferencia de concentración) a ambos lados de las membranas (figura 1).



**Figura 1. Esquema de proceso de membrana**

Existen diferentes procesos con membranas: filtración, microfiltración, ultrafiltración y ósmosis inversa. La diferencia fundamental en todos estos procesos es el tamaño de poro empleado en las membranas que permite eliminar diferentes tipos de sustancias en el agua a tratar, como se muestra en la figura 2



**Figura 2. Procesos de membrana**

De los cuatro procesos de membrana comentados anteriormente el más usado suele ser la ósmosis inversa (OI). Es un proceso inventado por el hombre en el que se invierte el fenómeno de la ósmosis. La ósmosis es un proceso natural que ocurre en todas las células vivas, induce a que el agua fluya por difusión desde zonas donde se encuentra relativamente pura, con baja concentración en sales, hacia zonas donde se encuentran sales en mayor concentración a través de una membrana semipermeable. El fin de la ósmosis inversa es obtener agua purificada partiendo de un caudal de agua que está relativamente impura o salada. Su fundamento consiste en aplicar a una solución salina una presión superior a su presión osmótica con el fin de forzar al agua a pasar a través de una membrana semipermeable, separándola así de las sales que contiene.

Las aguas desalinizadas obtenidas en un proceso de ósmosis inversa, y en general las sometidas a procesos de ablandamiento, pueden mostrar determinadas características que

impiden que sean aptas para consumo humano. Así, el Real Decreto 140/2003, de 7 de febrero, por el que se establecen los criterios sanitarios de la calidad del agua de consumo humano, fija un valor máximo para la conductividad de 2500  $\mu\text{S}/\text{cm}$  a 20°C y un intervalo para pH, con la indicación de que el agua en ningún momento podrá ser ni agresiva ni incrustante, puesto que el resultado de calcular el índice de Langelier deberá estar comprendido entre +/- 0,5.

Tabla 1. Parámetros relacionados con las aguas sometidas a tratamientos de ablandamiento (Real Decreto 140/2003)

<b>Parámetro</b>	<b>Valor paramétrico</b>	<b>Unidad</b>	<b>Notas</b>
Conductividad	2500	$\mu\text{S}/\text{cm}$ a 20°C	1
pH	mínimo 6,5 máximo 9,5	Unidades pH	1 y 2

Nota 1. El agua en ningún momento podrá ser ni agresiva ni incrustante. El resultado de calcular el índice de Langelier deberá estar comprendido entre +/- 0,5.

## **2. OBJETIVOS DE LAS PRÁCTICAS.**

- Determinar los parámetros: bicarbonato, calcio, pH, salinidad y TSD en aguas de distinta naturaleza implicadas en el proceso de ósmosis inversa.
- Calcular el índice de saturación de Langelier (ISL) en las aguas analizadas: agua subterránea del campus de la UA, agua desalada y de rechazo de la planta de OI y el agua de riego utilizada en el campus, mezcla de agua subterránea y desalada.

## **3. PROCEDIMIENTOS**

### **3.1. ANÁLISIS DE AGUAS IMPLICADAS EN EL PROCESO DE DESALACIÓN**

Los métodos de análisis utilizados para determinar el ISL se muestran en el Anexo I. Estas determinaciones se suelen utilizar para aguas potables, por tanto para su aplicación en aguas salobres, salmueras,...habrá que hacer diluciones con el fin de llevar el agua a los rangos adecuados para la aplicación de cada método.

### 3.2. CÁLCULO DEL ÍNDICE DE SATURACIÓN DE LANGELIER

El índice de Saturación de Langelier (ISL) se define como la diferencia entre el pH del agua y su pH de saturación (pH<sub>s</sub>):

$$\text{ISL} = \text{pH} - \text{pH}_s$$

Si  $\text{pH} > \text{pH}_s$  el agua es incrustante.

Si  $\text{pH} = \text{pH}_s$  se obtiene el equilibrio.

Si el  $\text{pH} < \text{pH}_s$  el agua es corrosiva

En la práctica se adoptan los siguientes valores:

$\text{ISL} > 0.5$ , el agua es incrustante

$\text{ISL} < -0.5$  el agua es agresiva

La determinación del pH<sub>s</sub> y el cálculo del ISL se llevarán a cabo mediante los procedimientos detallados en el Anexo II. Si es posible, también se aplicará el procedimiento gráfico (Hoover-Langelier) y se compararán los resultados.

## 4. RESULTADOS

1. Elaborar un informe con las tablas de datos y resultados obtenidos y calificar las muestras de agua como incrustante, inerte o agresiva, justificando la respuesta (adjuntar archivo EXCEL).
2. Incluir en el informe comparaciones entre los resultados para las distintas muestras analizadas así como referencias a la legislación.

## 5. FUENTES DE INFORMACIÓN

Methods of sea water analysis (3<sup>th</sup> edition), K. Grasshoff, K Kremling and M. Ehrhardt, Wiley-vch, NY 1999.

APHA-AWWA-WPCF 1998. Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater. Am. Public. Assoc., Washington DC, 20th Ed.

<http://www.aguasdealicante.es/>

<http://www.aedyr.com/>

[http://www.who.int/water\\_sanitation\\_health/es/](http://www.who.int/water_sanitation_health/es/)

[http://iq.ua.es/MedioAmbiente/Agua\\_tecnologias\\_de\\_tratamiento\\_y\\_medio\\_ambiente/Inicio.html](http://iq.ua.es/MedioAmbiente/Agua_tecnologias_de_tratamiento_y_medio_ambiente/Inicio.html)



**ANEXO I**  
(MÉTODOS DE ANÁLISIS)

## ***1. DETERMINACIÓN DEL pH DEL AGUA***

El pH es la medida convencional de la actividad de los protones, esto es, de la acidez o alcalinidad de una solución. El pH se define como:  $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$ . El pH varía de 0 a 14. Si el pH de una disolución acuosa es igual a 7, se dice que esa disolución es neutra, porque existen la misma concentración de protones que de grupos OH. Si se obtiene un valor superior la disolución es básica o alcalina, y si es inferior la disolución es ácida. En esta práctica se va a medir el pH en distintas muestras de agua.

### **1.1. MATERIAL**

- Medidor de pH o potenciómetro.
- Vasos de precipitado.
- Agua destilada.

### **1.2. PROCEDIMIENTO DE MEDIDA**

1. Conectar el instrumento a la red al menos 30 minutos antes de las medidas.
2. Quitar el tapón de entrada de aire.
3. Calibrar el pH-metro con dos disoluciones tampón a pH 7.0 y 4.01 adecuadamente aclimatadas a temperatura ambiente.
4. Realizar las medidas de las muestras, que se pondrán cada una en un vaso de precipitado.

Para utilizar los electrodos correctamente, hay que seguir la siguiente recomendación: entre medida y medida se debe retirar el electrodo de la disolución, lavarlo con agua destilada y secar su extremo suavemente con un pañuelo de papel.

## **2. DETERMINACIÓN DE LA CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA**

La medida de la conductividad eléctrica del agua permite obtener una estimación aproximadamente cuantitativa de la cantidad de sales que contiene. La conductividad específica de una disolución se puede definir como, la conductividad medida a 25° C entre electrodos de 1 cm<sup>2</sup> de sección, situados a una distancia de 1 cm. Se expresa en Siemens/cm (S/cm) y se mide por medio de un puente salino, en el cual existen dos resistencias fijas y una variable que se encuentran conectadas mediante un circuito ramificado con la celda de conductividad.

### **2.1. MATERIAL**

- Conductivímetro.
- Agitador.
- Vasos de precipitado.
- Agua destilada.

### **2.2. PROCEDIMIENTO DE MEDIDA**

Medida directa con un conductivímetro:

1. Encender el conductivímetro con el interruptor de la parte posterior.
2. Pulsar la tecla con el icono de termómetro, automáticamente aparecerá este dato que será memorizado por el aparato.
3. Lavar la celda de conductividad y la sonda de temperatura con agua destilada.
4. Calibrar la celda introduciéndola en una disolución de KCl 0.01 M.
5. Realización de la medida ( $\mu\text{S/cm}$  ó  $\text{mS/cm}$ ).

### 3. DETERMINACIÓN DE LA ALCALINIDAD DEL AGUA

#### 3.1. INTRODUCCIÓN

La alcalinidad de una muestra de agua es una medida de su capacidad para reaccionar o neutralizar iones hidronio, ( $H^+$ ), hasta un valor de pH igual a 4,5. La alcalinidad es causada principalmente por los bicarbonatos, carbonatos e hidróxidos presentes en disolución, y en menor grado por los boratos, fosfatos y silicatos, que puedan estar presentes en la muestra. En el caso del agua tanto natural como tratada, la alcalinidad usualmente se debe fundamentalmente a la presencia de iones carbonatos ( $CO_3^{2-}$ ) y bicarbonatos ( $HCO_3^-$ ), asociados con los cationes  $Na^+$ ,  $K^+$ ,  $Ca^{+2}$  y  $Mg^{+2}$ .

El sistema carbonato-carbónico se muestra a continuación con los distintos equilibrios disociativos que lo componen. En la figura 3 se muestra la dependencia de este equilibrio con el pH, que determina el desplazamiento de este equilibrio hacia uno u otro miembro de la reacción.

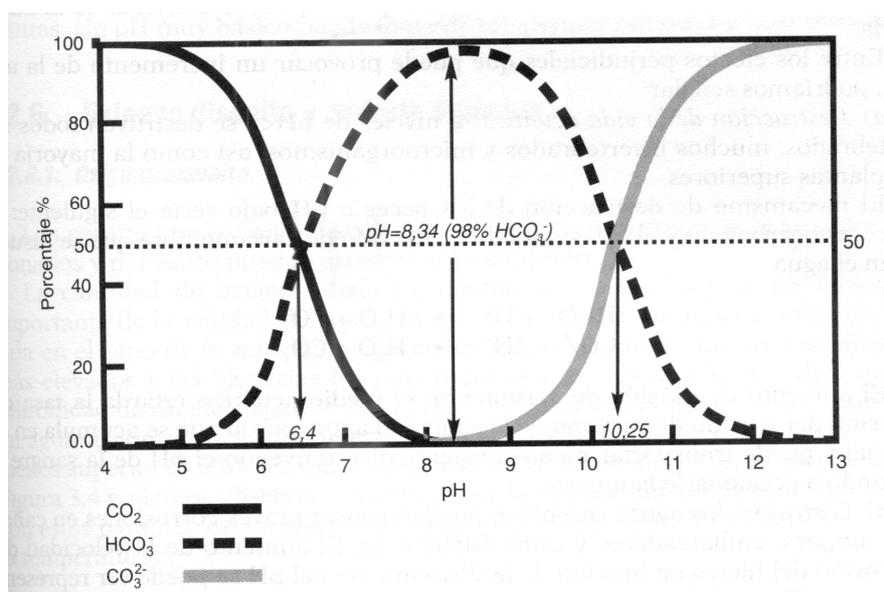
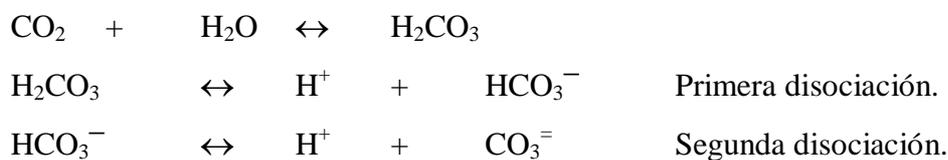


Figura 3. Sistema carbonato/bicarbonato/CO<sub>2</sub> en agua

La alcalinidad se determina por titulación de la muestra con una solución valorada de un ácido fuerte como el HCl, mediante dos puntos sucesivos de equivalencia, indicados ya sea por medios potenciométricos o por medio del cambio de color utilizando dos indicadores ácido-base adecuados. Un indicador ácido-base es un ácido o una base débil cuya forma disociada tiene diferente color que la forma sin disociar. En esta práctica se utilizará este último método.



Cuando se le agrega a la muestra de agua indicador de fenolftaleína y aparece un color rosa, esto indica que la muestra tiene un pH mayor que 8.3 y es indicativo de la presencia de carbonatos. Se procede a titular con HCl valorado, hasta que el color rosa vire a incoloro, para la determinación del  $\text{CO}_3^{2-}$ .

A continuación se agregan unas gotas del segundo indicador (naranja de metilo), y se continúa valorando con HCl hasta el siguiente viraje. De esta forma se determinan los bicarbonatos presentes ( $\text{HCO}_3^-$ ).

### 3.2. MATERIALES

- Erlenmeyer de 200 mL.
- Pipetas.
- Bureta.
- Patrón estándar de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .
- Ácido clorhídrico 0.1 N.
- Indicador de fenolftaleína.
- Indicador de naranja de metilo.

### 3.3. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

Se toman 50 mL de muestra a los que hay que añadir 2 gotas de fenolftaleína; si aparece color rosa claro es porque hay carbonatos y se han de valorar con HCl 0.1N (aunque son contadas las veces que esto ocurre).

Se añaden 2 gotas de anaranjado de metilo al 0.05 % y se sigue valorando con HCl 0.1N hasta viraje rosa-anaranjado. Se han de anotar ambos volúmenes.

Para la valoración del blanco se procede de la misma forma que para las muestras. Como blanco se utilizará agua con una conductividad menor de 1 mS.

**Reactivos:**

HCl 0.1N: Según de la riqueza del HCl concentrado del que partamos, se emplean distintos volúmenes; son los que aparecen a continuación:

HCl 32%: Se llevan 9.6 mL de éste a 1L

HCl 35%: Se llevan 8.8 mL de éste a 1L

HCl 37.5%: Se llevan 8.2 mL de éste a 1L

Esta disolución de HCl se ha de estandarizar, cada vez que se prepare, frente a una disolución patrón de 0.1N de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Para ello, en un erlenmeyer se añade una cantidad conocida de la disolución patrón de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (por ejemplo 3 mL) y se añade agua hasta completar los 50 mL y se procede del mismo modo que para las muestras. La normalidad estandarizada se calcula según la siguiente fórmula:

$$N_{\text{HCl}} = \frac{V_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 0.1}{V_{\text{HCl}}}$$

Donde:

$N_{\text{HCl}}$ : es la normalidad estandarizada del HCl.

$V_{\text{HCl}}$ : volumen (mL) de la disolución de HCl consumida hasta el viraje de la fenolftaleína y el viraje del anaranjado de metilo.

$V_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$ : volumen (mL) utilizado de la disolución patrón de 0.1 N de  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

Indicador de fenolftaleína: Se puede emplear como solución acuosa o alcohólica. Se utiliza esta última y se prepara disolviendo 0.5 g de fenolftaleína en 50 mL de alcohol etílico o isopropílico al 95% y se añaden 50 mL de agua destilada. (En caso necesario, se añade gota a gota una solución de NaOH 0.02N hasta que aparezca una leve tonalidad rosada en la solución de fenolftaleína).

Indicador anaranjado de metilo: Se disuelven 0.5 g de naranja de metilo en polvo en agua destilada y se enrasa hasta 1L.

**Cálculos:**

Para calcular la concentración en ppm (mg/L) tanto de los carbonatos como de los bicarbonatos se utilizan las siguientes expresiones:

$$\text{ppm HCO}_3^- = f * (V_{\text{HClMuestra}} - V_{\text{HClBlanco}}) * \frac{6100}{V_{\text{muestra}}}$$

$$\text{ppm CO}_3^{2-} = f * (V_{\text{HClMuestra}} - V_{\text{HClBlanco}}) * \frac{6000}{V_{\text{muestra}}}$$

Siendo

$$f = \frac{N_{\text{HCl}}}{0.1}$$

**NOTA:** En los cálculos hay que tener en cuenta que, si salen carbonatos, el volumen de HCl consumido por la muestra que hay que aplicar en la fórmula para el cálculo de bicarbonatos es el total consumido (sin haber enrasado la bureta) menos el usado para carbonatos multiplicado por dos. En caso de enrasar la bureta para valorar con el naranja de metilo se resta sólo una vez el volumen de HCl consumido por los carbonatos.

## 4. DETERMINACIÓN DEL CONTENIDO EN CALCIO

### 4.1. INTRODUCCIÓN

El calcio se determina mediante una valoración complexométrica con EDTA·Na<sub>2</sub>, de una concentración 0.1M, con ajuste previo del pH a 12 utilizando una solución de hidróxido potásico que provoca la precipitación selectiva de los iones magnesio.

### 4.2. MATERIALES

- Matraces de 100 mL.
- Pipetas.
- Bureta.
- Solución de EDTA 0.1M
- Solución de ácido calconcarboxílico

### 4.3. PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL

A 100 mL de muestra se añaden 2 mL de hidróxido de potasio. Se añaden de 5 a 10 gotas de solución de ácido calconcarboxílico y se valora con EDTA 0.1M.

#### Reactivos

Solución EDTA 0.1M: Disolver 37.23g de la sal disódica dihidratada del ácido etilendiaminotetraacético y diluir a un litro con agua destilada.

Solución de hidróxido potásico: Disolver 25g de hidróxido potásico en 100mL de agua.

Solución de ácido calconcarboxílico: Se disuelven 0.4g de ácido calconcarboxílico en 100mL de metanol. Esta solución se conserva por tiempo limitado.

#### Cálculos

El contenido en calcio expresado en mg por litro vendrá dado por la siguiente fórmula:

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{(V_1 - V_2) * 4.008 * 1000}{V_m}$$

V<sub>1</sub> = Volumen de EDTA consumido por la muestra (mL).

V<sub>2</sub> = Volumen de EDTA consumido por el blanco (mL).

V<sub>m</sub> = Volumen de la muestra (mL).

## **5. DETERMINACIÓN DE LOS SÓLIDOS TOTALES DISUELTOS (TDS, mg/L) O “RESIDUO SECO”**

### **5.1 MATERIAL**

- Cápsula de porcelana
- Estufa

### **5.2 PROCEDIMIENTO EXPERIMENTAL**

Tarar una cápsula de porcelana previamente desecada a 110 °C. Evaporar en estufa a 110 °C hasta sequedad un volumen adecuado de muestra exactamente medido de tal forma que se obtenga un residuo cuyo peso no sea inferior a 50 mg. Dejar enfriar en un desecador y pesar.

### **Cálculos**

$$\text{Residuo seco (mg/L)} = (P' - P) * 1000 / V$$

siendo:

P = Peso, en mg, de la cápsula vacía.

P' = Peso, en mg, de la cápsula conteniendo el residuo.

V = Volumen; en mL, del agua evaporada.



**ANEXO II**  
(DETERMINACIÓN DEL ISL)

## 6. CÁLCULO DEL ÍNDICE DE SATURACIÓN DE LANGELIER

### 6.1. INTRODUCCIÓN

Según el REAL DECRETO 140/2003, de 7 de febrero, por el que se establecen los criterios sanitarios de la calidad del agua de consumo humano, el agua en ningún momento podrá ser ni agresiva ni incrustante y por tanto el resultado de calcular el Índice de Langelier debería estar comprendido entre +/- 0.5 [1].

Se entiende por agresividad la intensidad con la cual un agua es susceptible de corroer un material o entrar en combinación con él. El estudio de la predicción de la agresividad de un agua ha sido siempre una preocupación para los técnicos. Autores como Langelier, Ryznart, Tillmans, Hallopeau, etc., han construido diagramas y deducido ecuaciones para tratar de resolver este problema. Uno de los parámetros clásicos de la técnica de aguas para la determinación del carácter corrosivo o incrustante de un agua es el Índice de Saturación de Langelier (ISL). Se calcula como la diferencia entre el pH del agua y el pH de saturación del carbonato ( $pH_s$ ):

$$ISL = pH - pH_s$$

Si el  $pH < pH_s$  el agua es corrosiva, si  $pH = pH_s$  se obtiene el equilibrio y si  $pH > pH_s$  el agua es incrustante. En la práctica se adoptan los siguientes valores:  $LSI > 0.5$ , el agua es incrustante y si  $LSI < 0.5$  el agua es agresiva.

La OMS indica que el agua de distribución para consumo debería tener un pH ligeramente superior al pH de saturación [2]. Como ya se ha comentado, la normativa española establece que las aguas no podrán ser ni agresivas ni incrustantes y para ello el LSI deberá estar comprendido entre  $\pm 0,5$  [1].

En los apartados siguientes se describen 2 métodos para determinar el pH de saturación de las muestras de agua.

## 6.2. DETERMINACION ANALÍTICA DEL pH DE SATURACIÓN

A continuación se incluye cómo proceder al cálculo de este índice según se indica en el libro “Manipulación de agua de consumo humano en plantas de ósmosis inversa” de Varó y col., [3], que incluyen el método empleado por el Standart Methods, método 2330 B “Indices indicating tendency of a water to precipitate CaCO<sub>3</sub> or dissolve CaCO<sub>3</sub>” [4].

En este método el pH<sub>s</sub> se calcula como se indica a continuación:

$$pH_S = pK_2 - pK_S + p[Ca_t] + p[Alc_t] + 5 pf_m$$

donde:

$K_2$  = es la constante de segunda disociación para el ácido carbónico a la temperatura del agua.

$K_s$  = es la constante de solubilidad del producto para el CaCO<sub>3</sub> a temperatura del agua.

[Ca<sub>t</sub>] = calcio total, en mol/L

[Alc<sub>t</sub>] = Alcalinidad total, equivalente/L

$f_m$  = coeficiente de actividad para especies monovalentes a temperatura especificada.

En la ecuación del pH de saturación, la  $p$  que precede a cada una de la variables designa el  $-\log_{10}$  de esa variable.

Se puede realizar el cálculo cada uno de los miembros de la ecuación:

$$pK_2 = 107,8871 + 0,03252849T - 5151,79/T - 38,92561 \log_{10}T + 563713,9/T^2$$

para un rango de temperatura de 273-373 K

$$pK_S = 171,9065 + 0,077993T - 2839,319/T - 71,595 \log_{10}T$$

para un rango de temperaturas de 273-373 K

$pf_m$  se calcula de manera aproximada con la siguiente expresión:

$$pf_m = A \frac{\sqrt{I}}{1 + \sqrt{I}} - 0.3I \quad (\text{válido para } I < 0,5)$$

siendo

$I$  = Fuerza iónica

$A = 1,82 \times 10^6 (ET)^{-1,5}$

$E$  = Constante dieléctrica,  $E = [60954/(T+116)]-68,937$

También se pueden obtener  $pK_2$ ,  $pK_S$  (calcita) y  $A$  de la tabla 2.

Tabla 2. Valores calculados para  $pK$  y  $A$  a las temperaturas seleccionadas

TABLE 2330:II. PRECALCULATED VALUES FOR  $pK$  AND  $A$  AT SELECTED TEMPERATURES

Temperature °C	$pK_s$			$pK_w$	$A$	
	$pK_2$	Calcite	Aragonite			Vaterite
5	10.55	8.39	8.24	7.77	14.73	0.494
10	10.49	8.41	8.26	7.80	14.53	0.498
15	10.43	8.43	8.28	7.84	14.34	0.502
20	10.38	8.45	8.31	7.87	14.16	0.506
25*	10.33	8.48	8.34	7.91	13.99	0.511
30	10.29	8.51	8.37	7.96	13.83	0.515
35	10.25	8.54	8.41	8.00	13.68	0.520
40	10.22	8.58	8.45	8.05	13.53	0.526
45	10.20	8.62	8.49	8.10	13.39	0.531
50	10.17	8.66	8.54	8.16	13.26	0.537
60	10.14	8.76	8.64	8.28	13.02	0.549
70	10.13	8.87	8.75	8.40	—	0.562
80	10.13	8.99	8.88	8.55	—	0.576
90	10.14	9.12	9.02	8.70	—	0.591

NOTE: All values determined from the equations of Table 2330:I.  
 $A$  is used to calculate  $pf_m$  (see Table 2330:I).

\*  $pf_m$  estimated from TDS values at 25°C care as follows:

TDS	$pf_m$
100	0.024
200	0.033
400	0.044
800	0.060
1000	0.066

**Cálculo de la fuerza iónica**

Para calcular  $I$  tenemos varias posibilidades:

a) Disponemos de un análisis completo

$[X_i]$  = concentración del componente  $i$ , moles-g/L

$[Z_i]$  = carga de la especie  $i$

$$I = 1/2 \sum [X_i] Z_i^2$$

b) Cuando sólo conocemos la conductividad eléctrica  $C$  ( $\mu\text{S}/\text{cm}$ )

$$I = 1,6 \times 10^{-5} \times C$$

c) Cuando sólo conocemos los Sólidos Disueltos Totales (SDT, mg/L)

$$I = \text{SDT}/40000$$

NOTAS:

[1] La alcalinidad  $[Alc_t] = [\text{HCO}_3^-] + 2[\text{CO}_3^{2-}] + [\text{OH}^-] - [\text{H}^+]$ , Se trata de la definición más rigurosa en términos de concentraciones molares. En la práctica, podemos despreciar los dos últimos términos de la ecuación.

[2] Para el cálculo hemos supuesto que todo el  $\text{CaCO}_3$  está en forma de calcita ya que es la forma más común en aguas naturales.

**BIBLIOGRAFÍA**

1. BOE. Real Decreto 140/2003, de 7 de febrero, por el que se establecen los criterios sanitarios de la calidad del agua de consumo humano. BOE núm. 45, de 21.2.03. (2003).
2. WHO. "Guidelines for drinking water quality", 2ª ed. Vol 2. World Health Organization, Geneve. (1996).
3. Varó, P., Chillón, M.F., Segura, M. Manipulación de agua de consumo humano en plantas de ósmosis inversa. (2011).
4. APHA-AWWA-WPCF. Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater (20<sup>th</sup> Edition). Ed Lenore S. Clesceri, Arnold E. Greemberg, Andrew D. Eaton. Washington D.C. (1998).

### **6.3. DETERMINACION DEL pH DE SATURACIÓN CON EL NOMOGRAMA DE HOOVER-LANGELIER**

1. Determinar la constante ( $pK_2 - pK_S$ ) a partir de la temperatura y de la salinidad total utilizando el gráfico de la columna 1
2. Por medio de una recta unir este punto al correspondiente a la concentración en calcio sobre la columna 3 y determinar el punto de intersección de esta recta con la columna 2 (línea pivote);
3. Con una nueva recta unir este punto al correspondiente a la alcalinidad en la columna 5;
4. Leer el valor del pH de saturación del punto donde esta recta corta la columna 4 ( $pH_s$ ).

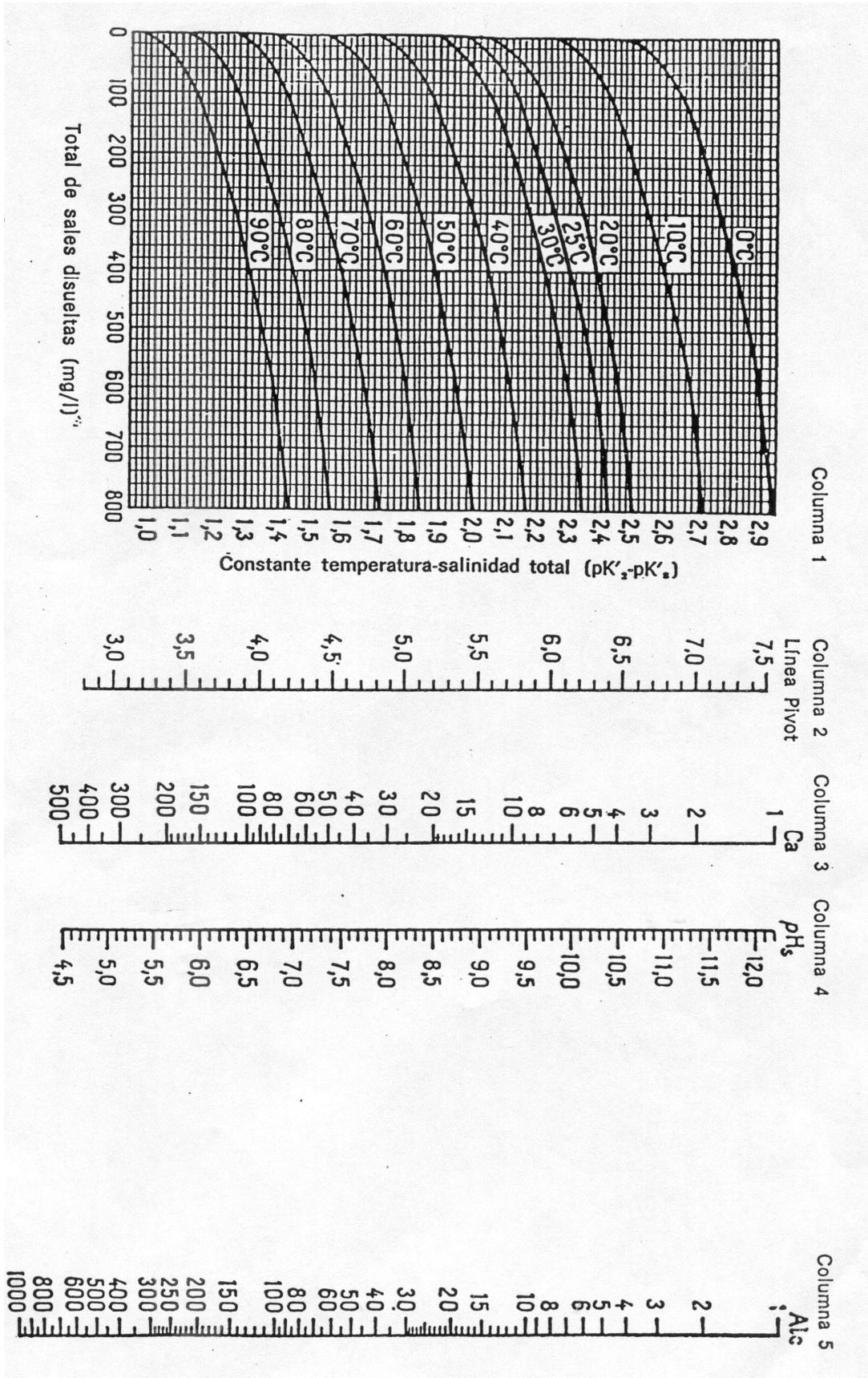


Figura 4: Nomograma para el cálculo del índice de Langelier. Diagrama de Hoover