INTERPRETACION GEOQUIMICA DE LOS ANALISIS DE AGUAS*

HERMIÓN LARIOS, M.S.G.M.**

CONTENIDO

	Págs.
Introducción	51
Las aguas naturales	52
La salinidad	53
1.—Aguas dulces	54
2.—Aguas salobres	54
Aguas saladas	54
4.—Salmueras	55
5.—Amargos	55
Las aguas dulces	56
Las aguas salobres	58
Las aguas saladas	58
Las salmueras	59
Los amargos	59
La sílice	59
Los sexquióxidos	62
Bibliografía	63

INTRODUCCION

Basados en el principio de la omnipresencia de los elementos, no cabe duda de que en las aguas, si se hacen los análisis por métodos apropiados y disponiendo de tiempo y de cantidades suficientes de material se pueden encontrar la mayor parte de los elementos estables, aunque es posible que algunos no se encuentren; pero desde el punto de vista prác-

* Conferencia sustentada en la Sociedad Geológica Mexicana el 1o. de julio de 1949.

** Petrógrafo de la Gerencia de Exploración de Petróleos Mexicanos.

tico los elementos que interesan se reducen a bien pocos y sólo en casos especiales, vale la pena de buscar los elementos menos comunes.

En esta plática sólo me limitaré a discutir tres o cuatro de los constituyentes de las aguas naturales.

LAS AGUAS NATURALES

Las aguas naturales nunca son puras, pues se sabe lo difícil que es obtener un agua que pueda considerarse de alta pureza, que sólo se requiere en investigaciones muy especializadas.

Para usos ordinarios en los laboratorios y en la industria, cuando se necesita agua pura, basta el agua destilada ordinaria, en la cual las impurezas más comunes son los gases disueltos entre los cuales predomina el CO_2 , que se combina con el agua, dando lugar al ácido carbónico que es un ácido muy débil.

La concentración del ión hidrógeno a la temperatura de 18°C , es de 3.5×10^{-7} que corresponde a un pH de 6.46. Por lo que el agua destilada ordinaria tiene una reacción ligeramente ácida y una densidad ligeramente menor que la del agua pura.

El ión bicarbónico también se disocia, pero la concentración es mucho menor. A 25°C . es 4.4×10^{-11} que corresponde a un pH de 10.36. Por esto en ausencia de suficiente carbónico los carbonatos tienen una reacción alcalina y estos compuestos sólo son estables en estado sólido o cuando la concentración del ión oxhidrilo es grande.

Además del ácido carbónico, contienen oxígeno y nitrógeno. El primero se disocia ligeramente en solución, lo que le da propiedades oxidantes. El nitrógeno es completamente inerte en estas condiciones, y lo mismo se puede decir de una pequeña cantidad de argón.

Además de los gases, tienen un poco de álcalis y sílice derivados de las botellas en que se guardan y si éstas son de vidrio Pyrex, puede haber huellas de boro. Se menciona este punto porque he notado que en los análisis, con frecuencia, se trata de este elemento y hay que tener en cuenta la posibilidad de que provenga de las vasijas en que se opera.

También contienen muy pequeñas cantidades de materias orgánicas volátiles y de amoníaco.

Cuando se quiere obtener agua pura lo mejor es partir de agua destilada ordinaria, la que se vuelve a destilar y se hace pasar por una solución alcalina de permanganato de potasio, que oxida la materia orgánica y detiene el gas carbónico; luego por ácido sulfúrico, o mejor aun por ácido ortofosfórico que detiene el amoníaco. El condensador debe ser metálico, siendo el mejor el de cobre plateado o dorado y el agua refrigerante, debe estar muy caliente para disminuir la solubilidad del oxígeno. Se aconseja operar en una atmósfera de nitrógeno y el agua se guarda en frascos metálicos. Llenando estas condiciones se obtiene agua de alta pureza; pero como se dijo antes, no hay que exagerar las precauciones si el problema que se tiene entre manos no lo requiere.

LA SALINIDAD

El agua natural, según se ha dicho, nunca es pura, sino que contiene sustancias en disolución, de las cuales unas son volátiles, es decir, que si el agua se evapora, éstas se van con el vapor de agua; otras son fijas, quedando cuando el agua se evapora, a esto se le puede llamar *extracto seco*. Si este extracto se calienta, por regla general se ennegrece, debido a que contiene sustancias orgánicas, por lo cual el extracto seco pierde peso y además, puede perder algo de agua combinada con los residuos salinos y gas carbónico. A éste se le llama *residuo calcinado*. Pero éste es difícil de obtenerse a un peso constante, por lo cual en los análisis de aguas se agrega ácido sulfúrico y se calcina, con lo que se eliminan todos los ácidos volátiles y se tiene un residuo que se puede pesar con exactitud, al cual se llama *residuo sulfatado* y sirve como comprobación de que los análisis de agua han sido hechos con exactitud.

Las aguas contienen, además, productos en suspensión que se pueden eliminar por filtración o decantación de mayor o menor duración. En los análisis de aguas se procura descartar a estas sustancias y el análisis se refiere únicamente al agua clara y transparente, o a lo sumo ligeramente opalina; pues, hay aguas en las que es imposible quitar esta turbidez por medios físicos, y por supuesto que si se hace por medios químicos éstos alterarían la composición del agua.

La forma más conveniente de estimar la salinidad es por medio del análisis, haciendo la suma de todos los elementos que se encuentren y calculándolos en la forma que serían estables si se calcinaran. Con mucha frecuencia el carbónico CO_2 , que es un radical divalente se da en los análisis como el radical bicarbónico HCO_3 que es monovalente. Pero

éste no es estable y al ser evaporado o calcinado se transforma en carbonato. Otro tanto se puede decir del bórax que es una sal derivada de un radical que tenía hidrógeno, pero que se ha anhidrizado. La sal estable a la evaporación es el metaborato; y de esta manera tenemos $4\text{NaBO}_2 + 2\text{H}^+ \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{Na}^+$.

Pero la sal ácida del bórico no es estable sino que se anhidriza en la forma siguiente:

Teóricamente el residuo calcinado debería ser idéntico con la salinidad; pero debido a que en el residuo hay carbonatos de calcio e hidrocarbonato de magnesia, que pierden peso por calcinación y que además, al evaporar soluciones de sales de magnesio como el cloruro, hay hidrólisis y pérdida de ácido clorhídrico que es volátil,

y quedan en el residuo sales básicas de magnesio y aun hidróxido de magnesio, el extracto seco no es buena medida de la salinidad. Por lo tanto, y como ya se ha dicho, la salinidad se estima por la suma de los elementos encontrados, calculando los radicales en la forma estable.

La salinidad de las aguas es muy variable y puede ser desde algunos miligramos hasta varios centenares de gramos por kilogramo de agua. Con respecto a la salinidad propongo la siguiente clasificación, en la que los límites son arbitrarios, pero que está de acuerdo con el uso que generalmente se da a estos vocablos:

1.—*Aguas dulces*.—Son aquellas que contienen menos de 1,000 partes por millón (miligramos por kilogramo o gramos por tonelada). Estas a su vez se pueden dividir en dos subtipos: (1) con menos de 500 que son potables y (2) con más de 500 que son pasables.

2.—*Aguas salobres*.—Las que contienen más de 1,000 y menos de 20,000 partes por millón. Las cuales se pueden subdividir en dos subtipos: (1) hipotónicas, las que contienen menos de 5,500 p/m que se pueden tomar en casos extremos y por poco tiempo y usarse para riego; y (2) las hipertónicas que contienen mas de 5,500 p/m que no se pueden utilizar de esta manera, pues en vez de hidratar deshidratan.

3.—*Aguas saladas*.—Este es el tipo del agua del mar que contiene más de 20,000 y menos de 40,000 partes por millón.

4.—*Salmueras*.—Contiene desde más de 40,000 hasta unas 250,000 partes por millón de salinidad. Estas son aguas que precipitan sales inmediatamente al ser evaporadas y su tipo está representado por el agua de las salinas.

5.—*Amargos*.—Con más de 250 gramos por kilogramo de solución. Estas son las aguas residuales de las salinas que contienen los elementos más solubles o los que se encuentran en muy pequeñas cantidades.

La salinidad se debe expresar siempre en peso referida a peso del agua. Para las aguas dulces la unidad más conveniente es la de partes por millón (p.p.m.) que son miligramos por kilogramo o gramos por tonelada. Como la densidad de estas aguas es sensiblemente igual a la unidad, es lo mismo que decir gramos por metro cúbico o miligramos por litro. En los países de habla inglesa se acostumbra algunas veces referirse a granos por galón. Para convertir granos por galón en gramos por litro se usa el factor 17.1182.

Para las soluciones más concentradas el término más apropiado es de partes por millar. Para lo cual se puede usar el símbolo o/oo , que equivale a gramos por kilogramo y kilogramo por tonelada. Aquí ya no es muy conveniente usar el sistema mixto de gramos por litro, pues para definir una solución de este tipo es necesario tener en cuenta la densidad de la solución, y si se requiere precisión hay que decir a qué temperatura está formada la densidad y a cuál se ha medido el agua.

La densidad de estas soluciones es siempre mayor que la unidad y acostumbro escribirla o representarla por la letra D . Si este número se multiplica por 1,000 y se les resta la unidad, se obtiene una cifra que se puede también llamar densidad y que designo por la letra d (algunos autores la designan por la letra griega (sigma)). Este número representa aproximadamente la cantidad de gramos por kilogramo de solución como puede verse en la tabla 10.

Por lo anterior se ve que sólo es aproximada esta relación, pero es muy útil para saber el orden de magnitud de la concentración. Es muy fácil y rápida la determinación de la densidad y aun hay aparatos que la registran continuamente. De aquí la importancia de este dato.

Habiéndose explicado lo que es la salinidad y la manera como se entiende, vamos ahora a ver cómo varía con las condiciones del medio.

TABLA 10.—COMPARACIÓN ENTRE SALINIDAD, DENSIDAD Y DENSIDAD
ABREVIADA

Substancia	Salinidad	d	D
Cloruro de sodio	120	85.7	1.0857
Carbonato de sodio	100	102.9	1.1029
Cloruro férrico	160	142	1.142
Cloruro de magnesio	136	118.9	1.1189

LAS AGUAS DULCES

El agua de lluvia tiene una salinidad que varía de unas 10 a 90 partes por millón. Esta salinidad se compone principalmente de cloro y sodio, y expresando el cloro en NaCl forma el 70% de esta salinidad. Las variaciones en salinidad del agua de lluvia dependen principalmente de su cercanía al mar y de la dirección de los vientos por lo cual es de suponerse que ésta proviene no de sales volátiles, sino de la sal contenida en el agua del mar y arrastrada por el viento, primero en forma de gotitas y luego, cuando el agua se ha evaporado, en cristales que generalmente son submicroscópicos. Contiene, además, todas las otras sales del mar y también algo de nitrato de amonio que proviene de la combinación del amoníaco de la atmósfera con el nítrico, formado por los rayos en las épocas de tempestad, por síntesis de esta substancia.

El agua cae a la tierra con muy poca salinidad. El agua de este tipo es la que proviene de los deshielos de los ventisqueros y de las lagunas de las regiones glaciales. Como es sabido una parte escurre superficialmente, siendo la que forma las crecientes de los cursos de agua, la otra se evapora y deja en la superficie o en la capa superior del suelo sus substancias en disolución, y la tercera parte es la que percola lavando el suelo de las sales residuales y poniéndose en equilibrio con la composición de las rocas que atraviesa, la que por último viene a salir a la superficie del terreno en forma de manantiales, que son los que contribuyen principalmente al caudal permanente de los cursos de agua.

La cantidad que aparece bajo la forma de manantiales es de 10% a 50% de la precipitación; pero generalmente oscila entre 10 y 20%.

El agua de lluvia viene saturada de gas carbónico a la presión que

existe en la atmósfera. Al caer en el suelo se encuentra con una atmósfera mucho más cargada de este gas, y tiene una acción disolvente sobre el carbonato de calcio que se ha precipitado sobre el suelo por efecto del agua que anteriormente se había evaporado. Como el CaCO_3 está finalmente dividido se disuelve con toda facilidad. La cantidad de este carbonato es generalmente pequeña, y por lo tanto la salinidad sólo sube en unas cuantas partes por millón, pero la relación de sodio a calcio disminuye considerablemente.

Al percolar más adentro se pone en contacto con la roca regional y allí se producen reacciones sobre todo con los feldespatos (en las rocas ígneas, éstos forman el 60% de su masa) disolviendo sodio, potasio y calcio, que se mantienen en solución merced al carbónico; pues el carbonato de calcio tiene un producto de solubilidad muy bajo (0.87×10^{-8}). Al descomponerse los feldespatos siempre se pone una cierta cantidad de SiO_2 en solución. En las rocas ígneas más básicas, que contienen mayores cantidades de minerales ferromagnesianos, se disuelve algo de magnesia y por lo tanto las aguas contendrán más de este elemento. También, en todas las rocas existen siempre pequeñas cantidades de sulfuros, los que se oxidan a sulfatos. En las rocas sedimentarias la cantidad de carbonatos de calcio y magnesio es muy abundante, aun en las rocas que generalmente se dice no lo contienen, de manera que las aguas percolantes se cargarán de estos elementos.

Las aguas de los manantiales que salen de las rocas ígneas o pizarras cristalinas, sólo toman pequeñas cantidades de álcalis, calcio y sílice, y su contenido en sales es pequeño; generalmente está cerca de las 100 p.p.m. Estas son las mejores aguas y más blandas. Si se trata de una roca efusiva, en este caso la solubilidad de los vidrios, es generalmente mayor que la de los minerales cristalizados y la salinidad aumenta de unas 200 a 300, p.p.m. Si el manantial está en rocas sedimentarias, sobre todo si se trata de calizas, la salinidad aumenta a cerca de 500 p.p.m. Por esto las gentes que están acostumbradas al uso de aguas de rocas ígneas, cuando van a lugares de rocas sedimentarias las encuentran, como generalmente se dice, muy gruesas; y al contrario, las gentes de las regiones de caliza dicen que el agua de las regiones ígneas les sabe a agua de lluvia.

Cuando se trata de manantiales de aguas freáticas que se conocen porque su temperatura es igual a la media ambiente o con muy ligeras

diferencias con ésta, la salinidad raras veces pasa de 500 p.p.m. Después esta salinidad puede aumentar con evaporación del agua como pasa en los ríos de las regiones desérticas, en los cuales su salinidad aumenta hasta sobrepasar el límite que se ha fijado para las aguas dulces, pero muy raras veces llega a ser tan alto como para llegar al límite isotónico. Por la influencia del hombre, con frecuencia la salinidad, aumenta por causa de la irrigación de las regiones áridas, y estas aguas pueden pasar el límite isotónico, por lo que pueden llegar a ser peligrosas para ser utilizadas en los riegos aguas abajo. Su salinidad baja por dilución con las aguas de lluvia. Por esto se observa que la salinidad de las aguas de los ríos es mayor en la época de secas que en la de lluvias.

En las lagunas la salinidad es más constante y tanto más cuanto mayor sea la laguna.

La cantidad de agua contenida en la laguna, amortigua las variaciones que pueda haber por la influencia en la concentración de sus corrientes tributarias.

LAS AGUAS SALOBRES

Como ya se ha dicho se presentan en corrientes naturales, pero casi siempre sin pasar el límite isotónico. Estas aguas se encuentran en las lagunas que tienen comunicación con el mar, en las rias en donde con frecuencia el agua superficial es de una concentración muy inferior a la del fondo, circunstancia que hay que tener en cuenta cuando se trata de utilizar estas aguas. En las lagunas saladas, que están formadas por la concentración de las aguas pluviales y fluviales en cuencas cerradas, la salinidad varía mucho con la estación, porque generalmente estas lagunas tienen muy poca agua con respecto a su cuenca y por lo tanto la influencia de las avenidas es relativamente mayor. Estas se encuentran en algunos de los manantiales y pozos salados, cuyas aguas vienen de formaciones que han sido depósitos de sales o aguas connatas.

LAS AGUAS SALADAS

Proviene de los mares y océanos; en los últimos la concentración es bastante constante, sólo varía un poco con la latitud debido a las zonas de lluvia y sequía causadas por la circulación planetaria del viento. Las variaciones en los mares son causadas por la influencia del agua dulce de

los ríos como pasa en los estuarios o por la evaporación como pasa con la concentración de sal en el Mar Mediterráneo.

LAS SALMUERAS

Sólo se encuentran en algunos lagos naturales en los que se están depositando sales, como pasa en Texcoco y algunas veces y con mucha frecuencia, en las salinas, tanto naturales como artificiales.

LOS AMARGOS

Esta concentración se encuentra muy raras veces en la naturaleza. El estudio de los depósitos salinos naturales indica que sólo por excepción se llegan a estas concentraciones; en las salinas artificiales o en las naturales controladas por el hombre es donde se ven soluciones de este tipo.

Habiendo hablado de la salinidad en general, ahora voy a pasar al estudio de algunos de los elementos que la forman y precisamente voy a tratar esos que en mi concepto no son propiamente de este grupo, aunque sí contribuyen a formar el extracto seco.

LA SILICE

Las aguas naturales siempre contienen una cantidad mayor o menor de sílice, aunque algunas veces sólo se presenta en muy pequeñas cantidades. Es muy natural que esta substancia se encuentre en todas las aguas, puesto que es el elemento principal en todas las rocas, con excepción de las calizas. Pero es bien sabido que estas rocas forman una parte mínima en la corteza terrestre.

La solubilidad de la sílice aumenta con la temperatura según se ve por los datos de la tabla 11.

Como se ve la solubilidad aumenta con la temperatura y aun es volátil con el vapor de agua como lo demostraron Ernest Bühler y Alfred C. Walker, de los Laboratorios de la Bell Telephone Co., en su trabajo que presentaron en la International Union of Crystallography, en la Universidad de Harvard (Chemistry, November 1948, página 16). Se obtuvieron cristales perfectos de cuarzo, utilizables en los selectores de frecuencia, calentando sílice y agua a la temperatura de 400°C y a una presión del orden de 1,000 atmósferas, en una bomba alargada en la que se mantenía en extremo superior a una temperatura ligeramente in-

ferior a la del extremo inferior. Por este dispositivo se logró destilar la sílice de la parte más caliente y condensarla en la más fría. Se usó como semilla una lámina de cuarzo cortada en una dirección apropiada para obtener de esta manera un cristal bien orientado en la forma adecuada.

TABLA 11.—SOLUBILIDAD DE LA SÍLICE

t	Solubilidad	$\Delta s / \Delta t$
oC	p.p.m.	
0	106	3.10
25	185	3.20
50	270	3.34
100	445	3.80
150	650	4.5
200	915	5.8
250	1250	7.5
300	1700	10.5
350	2400	19.5

En las aguas ordinarias esta sustancia se encuentra en cantidades casi siempre inferiores a las que indica su solubilidad, pues es raro encontrar cantidades superiores a 80 p.p.m.

La sílice parece que siempre se encuentra en la forma de ácido ortosilícico, es decir, que el silicio siempre se encuentra ligado a cuatro oxígenos. El ácido silícico más sencillo es el $(OH)_4Si$, que es el que se llama orto; pero tiene la propiedad de anhidrizarse y de esta manera dar lugar a la formación de cadenas largas y complicadas como las que se forman en los coloides, por lo cual la sílice cae en este grupo. El tipo de moléculas formadas por la sílice es de las muy ramificadas y al solidificarse dan geles de la forma de los plásticos, que tanto se usan ahora en la industria. De manera que forman al solidificarse verdaderamente sólidos amorfos y no líquidos, de una viscosidad muy alta, como pueden considerarse algunas otras sustancias.

El ácido silícico tiene una constante de ionización en hidrógeno muy baja, por lo cual su formación es favorecida por la adición de oxidrilos, estableciéndose equilibrio entre el coloide y el ácido ionizado. Que esto es

cierto lo demuestra el hecho de que el ácido silícico se dializa muy lentamente, cosa que no sucedería si estuviera al estado coloidal.

La cantidad de sílice que puede permanecer en solución es debida en primer lugar a su solubilidad. En aguas de algunas fuentes de tipo geyseriano, se puede elevar hasta más de 1,000 p.p.m. debido a la alta temperatura que hay en el interior de la tierra y de que al llegar a la superficie, aunque su temperatura disminuye, quedan sobresaturadas y por eso pueden contener esta cantidad en disolución. En muchos casos se observa, que en las botellas que vienen al laboratorio se forma una capita de ópalo, debido a la precipitación de la sílice.

A la salida del manantial las aguas de este tipo depositan el exceso de sílice formando esos depósitos de geyserita, tan comunes en los lugares de estos manantiales. Muy notable es el campo de geyserita en la Ciénaga del Cartillo, cerca de Mariscala, Apaseo, Gto., pero también la he encontrado en otros varios lugares.

La cantidad de sílice en las aguas parece que tiene alguna relación con la magnesia. Al estudiarse los resultados de varios análisis de aguas he encontrado que para que haya mucha sílice se requiere que la magnesia esté en pequeñas cantidades. En los análisis en que se encuentra gran cantidad de sílice, se ve que no hay magnesia, y en algunos casos sólo se informan de huellas. En cambio, cuando este elemento es alto la sílice se reduce a un mínimo de unas cuantas p.p.m.

En las calderas, con mucha frecuencia, las incrustaciones más duras son ricas en sílice y magnesia, dando un silicato que tiene una composición semejante a la de la calamina $(MgOH)_2SiO_3$ que puede considerarse como derivado del radical monovalente $OHMg$ que es tan peculiar del magnesio y que lo asemeja al zinc. Muchos de los compuestos que se usan como desincrústantes, contienen entre sus ingredientes sales de magnesio o de zinc, y es sabido que para suavizar el agua para la calderas, se prefiere usar una caliza dolomítica, a pesar de que la magnesia es sólo muy poco soluble. A las aguas que son ricas en magnesia, basta añadirles la cantidad necesaria de cal para formar carbonato de calcio con el carbónico del agua y decantar para tener agua sin sílice.

Es cierto que la magnesia guarda una cierta relación con la cantidad de sílice que existe en el agua, pero esta relación está muy lejos de ser lineal y sencilla. Parece que la cantidad de CO_2 en el agua tiene bastante influencia en el equilibrio sílice-magnesio- CO_2 -agua. No tengo datos suficientes para poder tratar este punto con la amplitud como

sería de desearse; pues, no deja de tener su importancia en la purificación de las aguas para las calderas. En varios casos será deseable añadir una pequeña cantidad de sales de magnesio para llevar al cabo esta purificación.

LOS SESQUIOXIDOS

En la mayoría de los análisis de agua se informa de una pequeña cantidad de sesquióxidos con la fórmula general R_2O_3 , en la que R, puede ser Al, Fe o Mn.

Es cierto que en los análisis de aguas siempre se encuentra una pequeña cantidad de sustancias floculentas al precipitarse con amoníaco, en la forma ordinaria de los análisis. Este residuo es generalmente blanquecino, indicando la presencia de aluminio, pero no es gelatinoso como la alúmina, sino más bien como son las arcillas coaguladas; por lo que me parece poco probable que estos elementos existan al estado iónico, a menos que se trate de aguas con una reacción fuertemente ácida, que no son de las que me estoy ocupando en este momento. El hidróxido de aluminio es muy poco soluble, para que en un análisis ordinario se pudiera observar. En efecto, el producto de solubilidad de esta sustancia es de 1.1×10^{-16} a 18°C .

Con respecto al hidróxido de fierro pasa lo mismo, pues su producto de solubilidad es de 1.10×10^{-36} siendo aun mucho menos soluble que el del aluminio. Ciertamente que hay aguas que contienen una pequeña cantidad de ión ferroso y éste en contacto con el oxígeno del aire se oxida y de aquí que se encuentre este sesquióxido. Pero no existía originalmente en el agua. Con respecto al manganeso puedo decir lo mismo que con respecto al fierro, pero la cantidad de manganeso generalmente es muy inferior a la del fierro.

Tratándose de aguas ácidas, estos sesquióxidos sí pueden existir en solución, pero para esto el pH tiene que ser menor de 4 o por lo menos semejante al del ácido acético, puesto que estos sesquióxidos se precipitan ya en un medio acético. No tengo datos sobre las constantes de disociación de estos compuestos, pero para el ácido acético es de 1.75×10^{-5} , que corresponde a un pH de 4.76.

Creo que en las aguas ordinarias más bien se trata de arcillas coloidales que son verdaderos sesquióxidos. Muchas de las aguas naturales, y sobre todo las más blandas, con frecuencia tienen un aspecto opalino, el que sólo

se les puede quitar por medio de los filtros más finos como los de las bujías Pasteur-Chamberlain. Algunas de las aguas se ven completamente transparentes, pero iluminadas transversalmente se ve el cono de Tyndall, indicando que contienen sustancias coloidales. Si a muchas aguas se les agrega un electrólito, como cloruro de sodio, se obtiene un precipitado flocculento de un color blanco sucio que es arcilla coloidal.

En el tratamiento que se les da a las aguas en análisis ordinarios, la mayor parte de la arcilla que está tan finamente dividida, en micelas coloidales de menos de un micrón, el fierro y la alúmina se disuelven y la sílice se precipita, por lo cual lo que se encuentra en el análisis son sesquióxidos que no estaban contenidos en solución en el agua original.

En las aguas que contienen materia orgánica, que son coloides del grupo de sustancias llamadas humus, con frecuencia se encuentran huellas de fierro que van en solución como iones complejos en combinación con la materia orgánica. Este puede o no obtenerse en el análisis como sesquióxido.

En vista de la anterior, creo que en las aguas naturales no existen sesquióxidos formando parte integrante de las materias solubles, y por lo tanto no se deben incluir en la salinidad.

BIBLIOGRAFIA

Nutting, P. G. (1943).—The action of some aqueous solution on clays of the montmorillonite group: U. S. Geol. Survey, Prof. Paper 197-F. p. 220.