

18

2Ej



**UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA
DE MEXICO**

FACULTAD DE QUIMICA

GEOHIDROQUIMICA



EXAMENES PROFESIONALES
FAC. DE QUIMICA

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TITULO DE:
INGENIERO QUIMICO
P R E S E N T A :
LUIS ENRIQUE AUTRIQUE ESCOBAR



MEXICO, D. F.

1995

FALLA DE ORIGEN

**TESIS CON
FALLA DE ORIGEN**



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

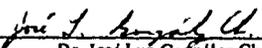
Jurado asignado:

Presidente:	Prof. José Luz González Chávez
Vocal:	Prof. Sergio García Galán
Secretario:	Prof. Horacio García Fernández
1er Suplente	Profa. Rosa Elva Rivera Santillán
2do Suplente	Prof. Carlos Rodríguez Rivera

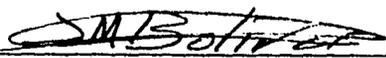
Sitio donde se desarrolló el tema:

Facultad de Química.
U.N.A.M.

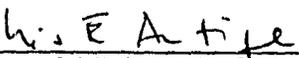
Asesor:


Dr. José Luz González Chávez

Supervisor:


Ing. José María Bolívar del Valle

Sustentante:


Luis Enrique Autrique Escobar

El presente trabajo está dedicado a:

Mis padres, Patricia y Luis, quienes no conformes con haberme dado el más grande don, que es la vida, me han dado su amor, apoyo y magnífico ejemplo.

Mis hermanos, Arlette y Gonzalo, por ser coparticipes de mis logros y alegrías, además de consuelo en momentos adversos.

Mariana, quien caminando a mi lado me ha contagiado de vida, vigor y alegría.

Agradezco el apoyo y dedicación de todas aquellas personas que participaron en la elaboración de este trabajo, en especial al Ing. José Ma. Bolívar y familia, al Dr. José Luz González Chávez, al Prof. Sergio García Galán, al Prof. Horacio García Fernández y a la M. en C. Patricia Calahorra, de quienes recibí útiles consejos y observaciones.

Agradezco también a todos aquellos profesores que me aportaron algo más que conocimientos.

Igualmente agradezco a mis compañeros y amigos.

ÍNDICE

CAPÍTULO I. INTRODUCCIÓN.	6
CAPÍTULO II. CARACTERÍSTICAS DE LAS AGUAS NATURALES.	10
II.1. CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.	10
II.1.1. Rango de conductividad.	11
II.2. pH (CONCENTRACIÓN DEL ION H⁺).	11
II.2.1. Hidrólisis.	13
II.2.2. Soluciones tampón, amortiguadoras o <i>buffer</i> .	15
II.2.3. Rango de pH.	16
II.3. COLOR.	16
II.4. TURBIEDAD O TURBIDEZ.	17
CAPÍTULO III. IONES MÁS ABUNDANTES EN LAS AGUAS SUBTERRÁNEAS.	19
III.1. SILICIO (SÍLICE).	19
III.1.1. Fuentes de silicio.	19
III.1.2. Química del silicio.	20
III.1.3. Rango de concentración.	20
III.1.4. Nocividad y toxicidad.	21
III.2. CALCIO.	21
III.2.1. Fuentes de calcio.	21
III.2.2. Química del calcio.	22
III.2.3. Rango de concentración.	23
III.2.4. Nocividad y toxicidad.	24
III.3. SODIO.	24
III.3.1. Fuentes de sodio.	24
III.3.2. Química del sodio.	25
III.3.3. Rango de concentración.	26
III.3.4. Nocividad y toxicidad.	27
III.4. MAGNESIO.	27
III.4.1. Fuentes de magnesio.	28
III.4.2. Química del magnesio.	28

III.4.3. Rango de concentración.	29
III.4.4. Nocividad y toxicidad.	30
III.5. SULFATO.	32
III.5.1. Fuentes de sulfato.	32
III.5.2. Química de los sulfatos.	32
III.5.3. Rango de concentración.	35
III.5.4. Nocividad y toxicidad.	35
III.6. CLORUROS.	36
III.6.1. Fuentes de cloruro.	36
III.6.2. Química del cloruro.	37
III.6.3. Rango de concentración.	38
III.6.4. Nocividad y toxicidad.	38
III.7. CARBONATO Y BICARBONATO.	39
III.7.1. Fuentes de carbonato.	39
III.7.2. Química de los carbonatos.	40
III.7.3. Rango de concentración.	41
III.7.4. Nocividad y toxicidad.	42
 CAPÍTULO IV. IONES IMPORTANTES MENOS ABUNDANTES EN LAS AGUAS	
SUBTERRÁNEAS.	43
IV.1. HIERRO.	43
IV.1.1. Fuentes de hierro.	43
IV.1.2. Química del hierro en el agua.	43
IV.1.3. Rango de concentración (Hierro total).	46
IV.1.4. Nocividad y toxicidad.	47
IV.2. POTASIO.	47
IV.2.1. Fuentes de potasio.	48
IV.2.2. Química del potasio.	48
IV.2.3. Rango de concentración.	49
IV.2.4. Nocividad y toxicidad.	49
IV.3. BORO.	49
IV.3.1. Fuentes de boro.	50
IV.3.2. Química del boro.	50
IV.3.3. Rango de concentraciones.	51

IV.3.4. Nocividad y toxicidad.	52
IV.4. FLUORURO.	52
IV.4.1. Fuentes de fluoruro.	52
IV.4.2. Química del fluoruro.	53
IV.4.3. Rango de concentración.	54
IV.4.4. Nocividad y toxicidad.	54
IV.5. NITRATO.	55
IV.5.1. Fuentes de nitrato.	55
IV.5.2. Química del nitrógeno.	56
IV.5.3. Rango de concentración.	57
IV.5.4. Nocividad y toxicidad.	58
<i>CAPÍTULO V. IONES TRAZA EN LAS AGUAS SUBTERRÁNEAS.</i>	59
V.1. MANGANESO.	59
V.1.1. Fuentes de manganeso.	59
V.1.2. Química del manganeso.	60
V.1.3. Rango de concentración.	60
V.1.4. Nocividad y toxicidad.	61
V.2. ALUMINIO.	61
V.2.1. Fuentes de aluminio.	62
V.2.2. Química del aluminio.	62
V.2.3. Rango de concentración.	63
V.2.4. Nocividad y toxicidad.	64
V.3. FOSFATO.	64
V.3.1. Fuentes de fosfato.	64
V.3.2. Química del fosfato.	65
V.3.3. Rango de concentración.	66
V.3.4. Nocividad y Toxicidad.	66
V.4. BROMO	66
V.4.1. Fuentes de bromo.	66
V.4.2. Rango de concentración.	67
V.4.3. Nocividad y toxicidad.	67
V.5. YODO.	67

V.6. METALES PESADOS.	67
V.6.1. Titanio.	67
V.6.2. Cromo.	68
V.6.3. Zinc.	69
V.6.4. Níquel y Cobalto.	70
V.6.5. Cobre.	71
V.6.6. Estaño.	72
V.6.7. Plomo.	72
V.6.8. Cadmio.	73
V.6.9. Mercurio.	74
V.6.10. Arsénico.	75
V.6.11. Selenio.	76
V.7. METALES ALCALINOTERREOS.	77
V.7.1. Berilio.	77
V.7.2. Estroncio.	78
V.7.3. Bario.	79
V.8. METALES ALCALINOS Y ION AMONIO.	80
V.8.1. Litio.	80
V.8.2. Rubidio.	81
V.9. ELEMENTOS RADIOACTIVOS.	83
V.9.1. Uranio.	83
V.9.2. Radio.	84
CAPÍTULO VI. INTERPRETACIÓN Y REPRESENTACIÓN DE ANÁLISIS DE AGUA.	86
VI.1. MOVIMIENTO DEL AGUA SUBTERRÁNEA Y EVOLUCIÓN DE SU COMPOSICIÓN QUÍMICA.	86
VI.2. EFECTOS MODIFICADORES.	88
VI.2.1. Intercambio iónico.	88
VI.2.2. Fenómenos de oxidación y reducción.	91
VI.2.3. Concentraciones y precipitaciones.	93
VI.2.4. Efectos modificadores combinados.	94
VI.3. INTERPRETACIÓN DE DATOS.	94
VI.3.1. Evaluación de análisis de agua.	95

VI.4. TÉCNICAS DE ESTUDIO.	96
VI.4.1. Inspección y comparación.	97
VI.4.2. Uso de relaciones.	97
VI.4.2.1. Relación rMg/rCa .	98
VI.4.2.2. Relación rK/rNa .	99
VI.4.2.3. Relaciones rNa/rCa y $rNa/r(Ca+Mg)$.	99
VI.4.2.4. Relación $rCl/rHCO_3$.	100
VI.4.2.5. Relación rSO_4/rCl .	100
VI.4.2.6. Índice de desequilibrio de cloruros y alcalinos, o índice de cambio de bases.	101
VI.4.2.7. Valor k_r .	101
VI.4.3. Métodos gráficos.	101
VI.4.3.1. Diagramas de columnas, diagramas de Collins.	102
VI.4.3.2. Diagramas Triangulares y de Piper.	103
VI.4.3.3. Diagramas circulares.	108
VI.4.3.4. Diagramas poligonales y radiales.	109
VI.4.3.5. Diagramas de columnas verticales, diagramas logarítmicos de Scholler-Berkaloff.	111
VI.4.3.6. Mapas geohidroquímicos.	113
VI.4.4. Clasificación de aguas.	113
VI.4.4.1. Clasificaciones simples.	114
VI.4.4.2. Clasificaciones geoquímicas.	115
CAPÍTULO VI. CONCLUSIÓN.	119
GLOSARIO.	121
BIBLIOGRAFÍA.	125

CAPÍTULO I. INTRODUCCIÓN.

Según Davis y De Wiest ⁽¹⁾, fue el naturalista francés Lamarck en 1802 quien primero utilizó el vocablo Hidrogeología y lo hizo para definir el conjunto de fenómenos de erosión, transporte y sedimentación producidos por agentes acuosos, es decir como una parte de la Geodinámica externa. También en el mismo sentido fue utilizado por el americano Powell, en 1885. Sin embargo, el significado asignado por Lamark y Powell no tuvo aceptación, ni entre los contemporáneos ni posteriormente. Fue el inglés Lucas ⁽²⁾ quien primero utilizó el término de Hidrogeología para referirse a un estudio geológico para investigación de aguas subterráneas. Probablemente, la mayor difusión y aceptación del término, con el significado de Lucas, se deba a que el americano Mead lo incluyó, en este sentido, como una parte de su obra "Hydrology" que, publicada en 1919, tuvo amplia difusión mundial.

Sin embargo, el significado de este concepto no fue, ni es, universalmente aceptado. Así, también en 1919, el alemán Prinz publicó su "Handbuch der Hydrologie" que se refiere exclusivamente a las aguas subterráneas, y no a las superficiales. Meinzer propone en 1939 a la Asociación Internacional de Hidrología Científica que la parte de la Hidrología que trata las aguas subterráneas, sea denominada Geohidrología. En el libro "Hydrology" publicado bajo su dirección en 1942, se considera que la Hidrología es la ciencia que se ocupa del agua que interviene en el ciclo hidrológico, tanto en la atmósfera, como sobre o bajo la superficie terrestre. Meinzer divide esta ciencia en dos grandes apartados, la Hidrología superficial y la Hidrología subterránea o Geohidrología. Desde la división de Meinzer hasta la fecha, se ha mantenido una cierta discusión en torno a la mayor o menor adecuación de los términos Hidrología subterránea, Hidrogeología o Geohidrología.

El Comité Coordinador del Decenio Hidrológico Internacional, iniciado en 1965 bajo el patrocinio de la UNESCO, adoptó la siguiente definición: "La Hidrología es la ciencia que trata de las aguas terrestres, de sus maneras de aparecer, de su circulación y distribución en el globo, de sus propiedades físicas y químicas y sus interacciones con el medio físico y biológico, sin olvidar las reacciones a la acción del hombre".

De la misma forma puede adoptarse para la Hidrología Subterránea o para la Hidrogeología la definición siguiente: "Hidrología subterránea es aquella parte de la Hidrología que corresponde al almacenamiento, circulación y distribución de las aguas terrestres en la zona saturada de las formaciones geológicas, teniendo en cuenta las propiedades físicas y químicas, sus interacciones con el medio físico y biológico y sus reacciones a la acción del hombre".

Desde un punto de vista más general puede decirse que la Hidrología subterránea es un área de la ciencia que aumenta el conocimiento humano del Universo por medio de observaciones, su análisis y la formulación de conceptos generalizados o leyes, cuya validez puede ser comprobada estadísticamente. Es también un instrumento con que cuenta el hombre para controlar y utilizar el agua y, como tal, constituye un elemento fundamental de la tecnología de recursos naturales. Este aspecto ingenieril o aplicado, de la Hidrología subterránea constituye, en la actualidad, el campo más activo y también más significativo, pues su desarrollo está permitiendo la profundización en los conceptos básicos.

La geoquímica es la ciencia que estudia los caracteres y el comportamiento en la corteza terrestre de los diferentes elementos químicos, su distribución cuantitativa, sus combinaciones así como sus

migraciones (dispersiones y concentraciones); intenta explicar estos procesos y trata de hacerlos utilizables ⁽³⁾.

La hidrogeoquímica se limita al estudio de los aspectos geoquímicos del agua en sí y en sus relaciones con las rocas de la corteza terrestre. En este trabajo se tratará únicamente la hidrogeoquímica de las aguas subterráneas, es decir a la geohidroquímica.

La geoquímica es una ciencia moderna que se esbozó a mediados del siglo XIX pero que empezó su desarrollo hasta principios del siglo XX, cuando Clarke, Goldschmidt, Niggli, Vernadsky y posteriormente Rankama y Sahama sentaron las bases principales, estos últimos ya a finales de la primera mitad de este siglo.

La geohidroquímica es mucho más reciente y su interés se ha despertado hace menos de 40 años. Como pioneros de esta ciencia deben considerarse al francés Schoeller, los americanos Palmer, Clarke, Piper, Garrett y Hem, los rusos Vernadsky, Souliné y Barnes.

El objetivo del presente trabajo es exponer la química de las aguas subterráneas, o geohidroquímica y sus aplicaciones; todo esto a nivel elemental, con el propósito de hacerlo accesible no sólo a químicos, sino también a otras disciplinas relacionadas con la explotación y el control de las aguas subterráneas, como son ingenieros civiles, geólogos, etc.

Este trabajo consta de 7 capítulos, en el capítulo II se describen las propiedades físicas del agua, las que generalmente se determinan al momento de tomar la muestra.

En los capítulos III, IV y V se describen las características químicas de las aguas naturales, se destacan los iones más abundantes, mencionando brevemente las posibles fuentes de éstos, así como una breve descripción de su forma química en el agua, y las posibles interrelaciones que éstos tienen. Por otra parte, se hace mención de las concentraciones en las que suelen encontrarse y se citan valores recomendados por la Organización Mundial de la Salud para las aguas potables, información poco común en la bibliografía de geohidroquímica, y que a juicio del autor resulta de gran importancia.

En el capítulo VI se pretende resumir algunas de las principales técnicas de estudio que se usan en la geohidroquímica, como son: el uso de relaciones de concentraciones, las representaciones gráficas, las clasificaciones geohidroquímicas, etc. Todo esto con el objeto de comprender el comportamiento y la evolución del agua a través de los acuíferos.

En el último capítulo se presentan algunas conclusiones e ideas derivadas del tema, así como posibles futuros usos y aplicaciones de la geohidroquímica.

CAPÍTULO II. CARACTERÍSTICAS DE LAS AGUAS NATURALES.

A continuación se describen brevemente algunas de las principales características físicas y químicas que suelen determinarse al momento de tomar una muestra de agua, en el lugar de muestreo antes de ser llevadas al laboratorio. Se determinan éstas en el sitio, pues algunas de ellas, como son el pH, y la turbidez pueden cambiar del momento en el que se tomó la muestra al momento en que ésta es analizada, del mismo modo, la conductividad puede variar debido a que el escape de CO₂ de la muestra debido al cambio de presión, puede provocar la precipitación de algunas sales. Características como color y turbidez, al momento de tomar la muestra, simplemente se indica si existe color, o si la muestra es turbia, la determinación final se lleva a cabo en el laboratorio, como se describe a continuación.

II.1. CONDUCTIVIDAD ELÉCTRICA.

Se denomina conductividad eléctrica a la capacidad de una sustancia para transportar corriente eléctrica. La conductividad específica es la conductividad de un cubo de 1 cm por lado de una sustancia. La conductividad es el recíproco de la resistencia, y se reporta en ohms⁻¹ o mhos (también llamados Siemens, S). La conductividad aumenta conforme aumenta la temperatura, por esta razón siempre se reporta referida a una sola temperatura, generalmente 18 ó 25 °C.

En los análisis de agua, se reporta la conductividad preferentemente, pues ésta aumenta paralelamente con la salinidad. La conductividad de un agua se ve afectada no sólo por la temperatura, influye también el tipo de iones disueltos, la carga, disociación y movilidad de los mismos; por lo que en

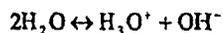
las aguas naturales, las variaciones de composición hacen que no exista una relación estrecha entre conductividad y contenido iónico o sólidos totales. Sin embargo es posible establecer una correlación bastante buena cuando se tienen aguas de semejante contenido de aniones y cationes (en cuanto a proporción, no cantidad), como en el caso de aguas de un mismo acuífero ⁽³⁾.

II.1.1. Rango de conductividad.

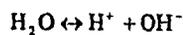
La conductividad eléctrica del agua pura es muy baja, 0.045 $\mu\text{mhos/cm}$ a 18 °C, y se incrementa grandemente al contener pequeñas cantidades de sales, ésta varía entre 100 y 2,000 $\mu\text{mhos/cm}$ a 18°C en las aguas dulces, pudiendo rebasar 100,000 $\mu\text{mhos/cm}$ en el caso de las salmueras. El agua de mar tiene una conductividad promedio de 45,000 $\mu\text{mhos/cm}$ referido a la misma temperatura ⁽³⁾.

II.2. pH (CONCENTRACIÓN DEL ION H⁺).

El agua líquida pura es muy débilmente iónica, disociándose parcialmente según la siguiente reacción:



Que en forma simplificada (asumiendo la existencia de iones H⁺ no hidratados) queda:



Para esta reacción se establece la siguiente constante de equilibrio:

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Donde:

$[H^+]$ es la actividad del ion H^+

$[OH^-]$ es la actividad del ion OH^-

$[H_2O]$ es la actividad del agua

(Se puede aproximar el valor de la actividad usando el de la concentración, cuando se tienen bajas concentraciones)

Dado que la cantidad de agua no disociada es muy grande, en comparación con la de los iones, se puede considerar como constante, simplificando la expresión anterior a:

$$K_w = [H^+][OH^-]$$

Que es conocido como producto iónico del agua. El valor K_w a $25^\circ C$ es de $10^{-14} M^2$, y se ve incrementado por la temperatura a razón de $8\%/^\circ C$.

Para conservar el balance de cargas eléctricas, la concentración de H^+ debe ser igual a la de iones OH^- , el producto de ambos es $10^{-14} M^2$, por lo tanto cada uno vale $10^{-7} M$.

La función $p(x)$ se define como: $-\log(x)$ por lo que $\text{pH} = -\log[\text{H}^+]$, el pH del agua pura es 7.

Si en una solución existe un exceso de H^+ , la concentración será superior a 10^{-7} M, y el valor de pH será menor a 7, es decir un pH ácido; por el contrario, si la concentración de H^+ es menor a 10^{-7} M, el valor del pH será superior a 7, y la solución será básica o alcalina.

El pH de un sistema acuoso es una medida del equilibrio ácido-base alcanzado por los diversos compuestos disueltos y, en la mayor parte de las aguas naturales, está controlado por el sistema de equilibrio bióxido de carbono-bicarbonato-carbonato.

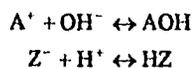
El pH de la mayoría de las fuentes naturales de agua fluctúa entre 6.5 y 8.5 ⁽⁴⁾.

II.2.1. Hidrólisis.

Cuando una sal se disuelve, se divide en iones cargados eléctricamente según la siguiente reacción de equilibrio:

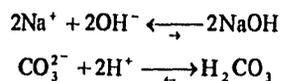


Los iones del agua neutralizan estas cargas combinándose según las siguientes reacciones de equilibrio:



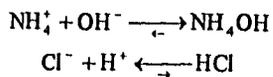
Cuando cualquiera de estos equilibrios se desplaza hacia la derecha, se lleva a cabo la hidrólisis del ion correspondiente. En otras palabras, la hidrólisis es la reacción del agua con algún ion, en la que el producto no se disocia, o se disocia sólo parcialmente. Como consecuencia de la reacción de hidrólisis, se produce un cambio en el pH, hacia ácido, en caso de que el ion de la sal se asocie con el ion OH^- del agua, o hacia básico, cuando se asocie con H^+ , en caso de que ambos se asocien, el cambio dependerá de la diferencia en el grado de disociación de ambos productos.

Por ejemplo, cuando se agrega carbonato de sodio al agua pura $[\text{Na}_2\text{CO}_3]$ se establecen los siguientes equilibrios:



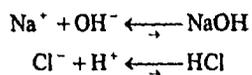
El producto NaOH (hidróxido de sodio, o sosa) se encuentra disociado totalmente, es decir el equilibrio se encuentra desplazado hacia la izquierda; mientras que el H_2CO_3 (ácido carbónico) se disocia sólo parcialmente, el equilibrio se encuentra desplazado a la derecha, esto genera un déficit de H^+ libres, elevando el pH hacia básico.

En el caso del cloruro de amonio $[\text{NH}_4\text{Cl}]$ los equilibrios que se establecen son:



El producto NH_4OH (hidróxido de amonio) prácticamente no se disocia, mientras que el HCl (ácido clorhídrico) se encuentra totalmente disociado, lo que genera un déficit de iones OH^- libres, disminuyendo el pH hacia ácido.

Otro ejemplo, cuando se agrega cloruro de sodio (NaCl) al agua pura, los equilibrios que se establecen son:

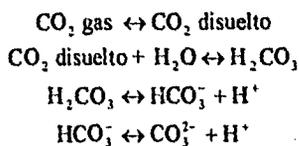


Ambos productos se encuentran prácticamente disociados en su totalidad, los equilibrios se encuentran desplazados hacia la izquierda, y el pH de la solución no se ve afectado.

Son las reacciones de hidrólisis las que más afectan el pH de las aguas naturales.

II.2.2. Soluciones tampón, amortiguadoras o *buffer*.

La presencia de ácidos o bases débilmente ionizados (es decir poco disociados) tienden a mantener el pH de la solución casi constante, pues son capaces de absorber variaciones en el contenido de H^+ u OH^- . En las aguas naturales, el sistema amortiguador más común es el que se establece con la solución de CO_2 del aire y la actividad orgánica; en este sistema. Es el ácido carbónico [H_2CO_3] el que se encuentra débilmente ionizado. A continuación se muestran todos los equilibrios que se establecen para este sistema:



Los equilibrios se desplazan a la izquierda para absorber un aporte de H^+ , o hacia la derecha en el caso de OH^- . (Ver carbonatos).

II.2.3. Rango de pH.

El sistema de CO_2 , ácido carbónico y carbonatos controla el pH en un rango de entre 4.5 y 8.0, razón por la cual la mayoría de las aguas subterráneas tienen valores de pH entre 5.5 y 8. Aunque muy ocasionalmente se pueden encontrar aguas con valores superiores o inferiores a este rango. Valores de pH inferiores a 5.5 pueden deberse a la presencia de ácidos minerales producto de la actividad volcánica, o bien a la presencia de sales que al hidrolizarse tienden a acidificar la solución, como son las sales de aluminio y las de hierro III (Fe^{3+}). Valores superiores pueden deberse a la hidrólisis de silicatos^(3,5).

II.3. COLOR.

Es la capacidad de absorber ciertas radiaciones del espectro visible. En los análisis de agua generalmente se reporta color, basado en la comparación con un estándar arbitrario que suele ser una solución que contiene cloruro de cobalto II (CoCl_2), cloroplatinato de potasio (K_2PtCl_6) y ácido clorhídrico^(2,4,5).

El color en el agua puede deberse a la presencia de sustancias orgánicas coloreadas, por lo general húmicas; metales como el hierro y el manganeso; desechos industriales de color muy marcado, de los cuales los más comunes son los de la industria de la pulpa y el papel y de la textil.

Para los estudios geoquímicos, el color es una característica poco relevante. Las aguas subterráneas en general son incoloras, o presentan color por debajo de 5 UCV (unidades de color verdadero, 1 UVC = cantidad de color de una solución de 1 mg de platino/l en forma de ion cloroplatinado ⁽⁶⁾), aunque puede darse el caso de valores más elevados, generalmente debidos a la presencia de materiales orgánicos procedentes de formaciones carbonosas o suelos vegetales.

La Organización Panamericana de la Salud (OPS) recomienda para el agua potable un valor límite de 15 UCV ⁽⁴⁾.

II.4. TURBIEDAD O TURBIDEZ.

La turbiedad es la dificultad de una muestra de agua para transmitir luz. Se expresa en ppm de sílice (SiO_2), y mide el contenido de materia coloidal y materia en suspensión muy fina, tales como arcilla, plancton y otros organismos microscópicos, que resultan difíciles de sedimentar o filtrar.

Existen varios métodos para la medición de la turbiedad del agua, pero sólo dos de ellos, la nefelometría y la turbidimetría son considerados métodos estándar ⁽⁶⁾.

El agua transparente tiene menos de 1.42 ppm de SiO_2 , y permite ver a través de 4 metros de espesor. Se llama opalina al agua que contiene hasta 2.85 ppm de SiO_2 , hasta 6.25 algo turbia, hasta

9.00 turbia, y valores superiores, muy turbia. Las aguas subterráneas en general están por debajo de 1 ppm, es decir son transparentes.

Para el agua potable se recomiendan valores por debajo de 5 UTN (unidades de turbiedad nefelométricas), y de ser posible por debajo de 1 UTN⁽⁴⁾.

CAPÍTULO III. IONES MÁS ABUNDANTES EN LAS AGUAS SUBTERRÁNEAS.

III.1. SILICIO (SÍLICE).

A excepción del oxígeno, el silicio es el elemento más abundante en la corteza terrestre. Se encuentra en las rocas en combinación con el oxígeno formando sílice (SiO_2), y también con algunos metales en forma de silicatos. El silicio, de manera semejante al carbono, forma estructuras, en las que la unidad es un tetraedro formado por un silicio al centro rodeado por 4 oxígenos. Diferentes combinaciones estructurales y iones metálicos bivalentes como calcio, magnesio y hierro, en las que se comparten 1, 2 y hasta 3 oxígenos entre los átomos de silicio dan origen a una amplia gama de minerales ⁽⁵⁾.

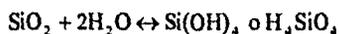
III.1.1. Fuentes de silicio.

El cuarzo, una forma cristalina muy abundante de SiO_2 , es un componente importante de muchas rocas ígneas, y de las areniscas. Pero a pesar de su abundancia, lo podemos descartar como una fuente de sílice en las aguas naturales, pues es prácticamente insoluble. La fuente más importante de sílice es probablemente el proceso de intemperización química de los silicatos. En general estas reacciones son hidrólisis en las que el ion H^+ del agua sustituye cationes metálicos de los silicatos, fraccionando la estructura cristalina, y dando como resultado la formación de arcillas ⁽⁵⁾. No es claro en que forma se encuentra la sílice en el agua, si en forma iónica o en forma coloidal. En caso de encontrarse en forma

coloidal, se puede pensar que se encuentra en partículas muy finas, pues puede reaccionar rápidamente, como si se encontrara en solución ⁽⁵⁾.

III.1.2. Química del silicio.

Se cree que la mayoría de la sílice está como $(\text{Si}(\text{OH})_4)$ H_4SiO_4 , en parte disuelta y en parte coloidal, y sólo una pequeña parte ionizada (SiO_4H_3^-), según la reacción de hidratación:



Se han encontrado algunas aguas naturales en las que el contenido de sílice es elevado (más de 100 ppm) y el pH es alto (9 o más), en estas aguas parece probable que exista una cantidad considerable de sílice ionizada ⁽⁵⁾.

III.1.3. Rango de concentración.

La sílice es soluble hasta 160 ppm de SiO_2 en agua a 25° C, sin embargo en aguas naturales se encuentra en concentraciones menores, generalmente entre 1 y 40 ppm, pudiendo llegar en algunos casos a 100 en aguas con bicarbonato de sodio. En aguas muy básicas puede llegar hasta 1000, pero es muy raro ^(3,5).

III.1.4. Nocividad y toxicidad.

La característica más inconveniente de la sílice está relacionada con su incrustabilidad en calderas y calentadores. Comúnmente se incrusta en forma de silicatos de calcio y magnesio. Los silicatos no pueden ser removidos por tratamiento con ácidos u otros químicos normalmente usados para quitar la incrustación, por consecuencia el agua que se va a destinar a calderas y evaporadores se hace pasar por un tratamiento de resinas de intercambio iónico y/o absorción ⁽³⁾.

III.2. CALCIO.

El calcio, un metal alcalinoterreo, es uno de los constituyentes más abundantes de las rocas, y también de las aguas naturales. En las rocas se presenta comúnmente en forma de silicatos, fosfatos y carbonatos; y en el agua se presenta en forma iónica, Ca^{2+} . También se encuentra en suelos, y en la forma de arcillas es de gran importancia para la agricultura ⁽³⁾.

III.2.1. Fuentes de calcio.

El calcio se encuentra presente en gran cantidad de silicatos, como los feldespatos, las piroxenas y las anfíbolos; en carbonatos como la calcita [CaCO_3] (cristales trigonales) y la aragonita [CaCO_3] (cristales rómbicos), y acompañado de magnesio, en las dolomitas [$\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$]; en sulfatos, yeso [$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$] y anhidrita [CaSO_4]; en fluoruros, como la fluorita [CaF_2], etc. Pero a pesar de la gran abundancia de silicatos y fosfatos de calcio, éstos no son una fuente importante de calcio, dada su baja solubilidad. La fuente más importante son los carbonatos. En las rocas detríticas y areniscas, el

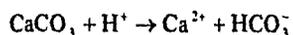
cementante más común, es carbonato de calcio prácticamente puro. Las calizas son depósitos masivos de carbonato de calcio. Otra fuente importante, son las evaporitas, yeso y anhidrita, que ceden grandes cantidades de calcio a las aguas que están en contacto con ellas ⁽⁴⁾.

III.2.2. Química del calcio.

Por su gran abundancia y facilidad para disolverse, el calcio se encuentra presente en prácticamente todas las aguas.

Bajas concentraciones de calcio, en comparación con las de sodio, indican la ausencia de minerales de calcio solubles, o la acción del intercambio de bases, que se lleva a cabo en las arcillas, donde a lo largo del recorrido del agua, el ion calcio ha sido intercambiado por sodio.

En presencia de H^+ el carbonato de calcio es fácilmente soluble, según la reacción:



La disociación del ácido carbónico es una fuente importante de H^+ en la mayoría de las aguas naturales:



En el sistema $CO_2 + H_2O + CaCO_3$ sólo ocurre el primer paso de la disociación del ácido carbónico si el CO_2 es suficiente, evitando la formación de iones carbonato en la solución. Bajo estas

condiciones, el carbonato de calcio es atacado produciendo iones calcio y bicarbonato (o carbonato ácido). El H^+ producido en el segundo paso de la disociación no está disponible para reaccionar con el carbonato de calcio; únicamente si el pH de la solución alcanza un nivel lo suficientemente alto para la producción de CO_3^{2-} en una cantidad apreciable. El carbonato de calcio precipitará si se rebasa su producto de solubilidad (aprox. 1×10^{-8}).

La presencia de grandes cantidades de bicarbonato de calcio puede darse cuando hay disponibilidad de una gran cantidad de CO_2 , es decir cuando la presión del acuífero impida el escape del CO_2 , estas condiciones son típicas en los acuíferos confinados.

Cuando el bióxido de carbono escapa, ya sea por que el agua alcanza el nivel freático, o la superficie, el equilibrio en la solución se ve alterado, y el carbonato de calcio precipita hasta el punto en que se logra el equilibrio con la presión atmosférica. Esta forma de precipitación da origen al travertino, roca química compuesta de carbonato de calcio ⁽³⁾.

III.2.3. Rango de concentración.

La solubilidad del carbonato de calcio a 23 °C en agua recién destilada (prácticamente sin CO_2 disuelto) es de 13.4 mg, equivalente a 5.4 ppm de calcio. Sin embargo estas condiciones no se presentan en las aguas naturales, pues siempre existe CO_2 disuelto. A presión atmosférica, aumenta la solubilidad del carbonato de manera importante por el CO_2 disuelto, permitiendo alcanzar concentraciones entre 20 y 30 ppm. Estos datos son para agua que no contiene otras sales disueltas. La presencia de otras sales en solución aumenta considerablemente la solubilidad del carbonato de calcio por efecto de la fuerza iónica.

En las aguas que tienen contacto con yeso (sulfato de calcio), se pueden tener concentraciones de hasta 600 ppm, sin necesidad de una cantidad elevada de CO₂. En aguas dulces, se encuentra normalmente entre 10 y 250 ppm^(3,5).

III.2.4. Nocividad y toxicidad.

En realidad, el mayor problema lo representa el aporte de dureza y la producción de incrustaciones⁽³⁾.

III.3. SODIO.

Es el metal alcalino más abundante en las aguas naturales. En las rocas ígneas es un poco más abundante que el potasio (otro metal alcalino), y ambos son constituyentes importantes de este tipo de rocas. En las resistitas se encuentra en menor cantidad, y es muy escaso en las calizas y dolomías. Las sales de sodio son de suma importancia en las evaporitas.

A diferencia del calcio y el magnesio, el sodio, una vez disuelto, en general no precipita y tiende a quedarse en solución⁽⁵⁾.

III.3.1. Fuentes de sodio.

Las rocas ígneas contienen alrededor de 60% de feldespatos, que son aluminosilicatos de metales alcalinos y alcalinoterreos, comúnmente sodio, potasio y calcio. La albita [NaAlSi₃O₈] y la anortita [CaAl₂Si₂O₈] son feldespatos de sodio y calcio, respectivamente y son más solubles que los de potasio.

Cuando la albita es atacada por agua con CO_2 , se descompone dando sílice, carbonato de sodio y arcilla; sin duda, esta descomposición contribuye con una parte considerable del sodio disuelto en las aguas naturales. Existen algunos otros minerales además de los feldespatos que contienen sodio, pero no es importante su contribución.

En las resisititas, el sodio puede estar presente incorporado a granos de silicatos, como impureza en el cementante o como cristales fácilmente solubles que se depositaron junto con los demás sedimentos. En las hidrolisitas, ocurre igual que en las resisititas. Las aguas que atraviesan este tipo de rocas tienen un alto contenido de sodio, pues estas sales son sumamente solubles. Otro aporte de sodio importante se da cuando los sedimentos han estado en contacto con agua marina; quedan saturados de sales y al contacto con el agua dulce intercambian el sodio por otros iones en solución ⁽⁵⁾.

III.3.2. Química del sodio.

El sodio es el catión más abundante en el agua de mar, prueba contundente de su tendencia a mantenerse en solución una vez que ha sido disuelto.

En el estudio de las aguas, el contenido de sodio es muy importante, y permite predecir el origen de las aguas, por ejemplo: si un agua contiene un elevado contenido de sodio, es probable que ésta halla tenido contacto con rocas evaporíticas; o si el contenido de sodio es alto, y hay ausencia prácticamente de calcio y magnesio, se puede pensar que esta agua ha sufrido un intercambio de bases.

El sodio juega un papel importante, aunque de manera indirecta en el pH de las aguas. En las aguas en las que el calcio es el catión más abundante, la limitada solubilidad del carbonato de calcio tiende a minimizar la cantidad de iones carbonato en solución, lo que permite mantener un pH por debajo de 8. Sin embargo si el catión predominante es el sodio, este balance se ve afectado, pues el carbonato de sodio es mucho más soluble, y las aguas tienden a un pH mayor aproximadamente de 9. Lo común es que no pase de 9 cuando hay presencia de CO₂, pues éste produce un efecto *buffer* en la solución. Pero cuando hay ausencia de CO₂ y alta concentración de sodio pueden existir pH mayores, esto es común en las aguas que tienen contacto con suelos áridos o semiáridos ⁽⁴⁾.

III.3.3. Rango de concentración.

Prácticamente todas las aguas contienen sodio. La concentración normal varía entre 1 y 150 ppm, no siendo raro encontrar concentraciones mucho mayores. En las regiones húmedas, donde las aguas han arrastrado prácticamente todo lo soluble, las aguas pueden contener concentraciones tan bajas como 1 ppm. En las aguas que únicamente tienen contacto con rocas calizas, la concentración puede ser de 1 a 2 ppm, a pesar de tener una alta concentración de sólidos disueltos. En las aguas que tienen contacto con yeso, la concentración puede ser de 10 ppm de sodio por varios miles de ppm de sólidos disueltos. En general la concentración varía de niveles moderados, asociados con resacas, a muy altas concentraciones ^(3,5).

III.3.4. Nocividad y toxicidad.

Las aguas con concentraciones elevadas de sodio son perjudiciales para las plantas al reducir la permeabilidad del suelo; son especialmente nocivas si van acompañadas de bajas concentraciones de calcio y magnesio. En la industria, las aguas con elevados contenidos de bicarbonato de sodio producen problemas de espuma en las calderas ⁽³⁾. La OPS recomienda para el agua potable, un valor límite de 200 ppm; este valor se basa en niveles umbral de sabor, no en consideraciones de salud, pues el organismo posee métodos muy efectivos para controlar los niveles de sodio, evitando así efectos tóxicos ⁽⁴⁾. Existen algunos estudios que muestran que hay relación entre una elevada ingestión de sodio y la hipertensión, sin embargo no se tienen resultados concluyentes ⁽⁴⁾.

III.4. MAGNESIO.

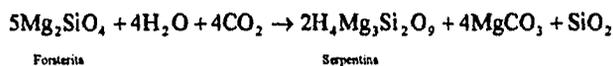
Es uno de los metales más abundantes en las rocas ígneas. En las dolomitas y magnesitas, está presente en forma de carbonato. Y en general en todas las calizas está presente, aunque en mucho menor proporción que el calcio.

Al igual que el calcio, el magnesio proporciona dureza y se encuentra presente en el agua en forma iónica. Por otro lado el magnesio una vez disuelto tiende a permanecer en solución más que el calcio. Esto es evidente cuando se analizan las aguas de mar, en las que el contenido de magnesio es muy superior al de calcio y es sólo superado por el sodio. El magnesio, como el calcio, tiende a depositarse en sedimentos evaporíticos, aunque en una menor proporción debido a la mayor solubilidad de sus sales ⁽⁵⁾.

III.4.1. Fuentes de magnesio.

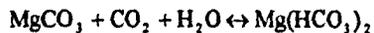
El magnesio es un componente típico de silicatos de color oscuro, ferromagnesitas y rocas ultrabásicas (llamadas así por su alta alcalinidad). Dentro de estos se encuentra el olivino, las piroxenas y anfíbolas, las micas de color oscuro y algunos otros de menor importancia.

Los silicatos de magnesio al contacto con agua que contiene CO₂ son atacados, este proceso llamado serpentización es un tipo de metasomatismo, es decir un metamorfismo en el que por acción de un agente químico, generalmente el agua, da origen a nuevos minerales ⁽³⁾.



III.4.2. Química del magnesio.

En presencia de CO₂ disuelto, la solubilidad del carbonato de magnesio, al igual que la del de calcio, se ve incrementada, pues el carbonato reacciona con el CO₂ y el agua, dando como resultado bicarbonato, el cual es más soluble, según la reacción:



Comparada con la reacción equivalente para el calcio, ésta resulta menos irreversible, y el equilibrio se desplaza más hacia la derecha. Los fenómenos de precipitación que afectan al carbonato de

calcio, cuando hay disminución de la presión de CO_2 , no afectan al magnesio, por esta razón, en las formaciones de travertino, el magnesio es poco abundante.

En las aguas en las que el principal anión es el carbonato o el bicarbonato, la concentración del magnesio dependerá en cierta medida de la solubilidad del carbonato (o bicarbonato) de magnesio, que en ausencia de CO_2 es poco soluble, sin embargo lo es más que el de calcio. La solubilidad del carbonato aumenta de manera importante cuando hay presencia de sodio.

A pesar de que las sales de magnesio son más solubles que las de calcio, en las aguas subterráneas el calcio es más abundante, esto se debe a que el calcio es mucho más abundante que el magnesio en las rocas sedimentarias, y a que la dolomita es más difícil de solubilizar que la caliza bajo condiciones normales de intemperismo ⁽³⁾.

III.4.3. Rango de concentración.

La concentración varía mucho; en las aguas que han sido suavizadas por intercambio de bases, puede haber ausencia total de magnesio y calcio. Cantidades de hasta 50 ppm son normales en aguas de rocas magnesianas y calizas dolomíticas. Algunas veces se encuentran concentraciones de varios cientos de ppm en rocas que tienen contacto con minerales de magnesio. El agua de mar contiene cerca de 1200 ppm, en zonas costeras se puede dar la presencia de elevadas concentraciones de magnesio, resultado de la intrusión salina ^(3,5).

III.4.4. Nocividad y toxicidad.

El magnesio tiene propiedades laxantes y da sabor amargo al agua cuando se encuentra en algunos cientos de ppm. Contribuye a la dureza del agua y a pH elevados puede formar hidróxido $Mg(OH)_2$, que es incrustante ⁽³⁾.

TABLA I. COMPOSICIÓN PROMEDIO DEL AGUA DE MAR.

(Según Clarke, después de Rankama y Sahama) ⁽⁵⁾.

Constituyente	Concentración en ppm
Cl ⁻	18,980
Na ⁺	10,560
SO ₄ ²⁻	2,560
Ca ²⁺	400
K ⁺	380
HCO ₃ ⁻	142
Br ⁻	65
Sr	13
B	4.6
F ⁻	1.4
Rb	.2
Al	.16
Li ⁺	.1
Ba ²⁺	.05
I ⁻	.05
SiO ₂	.04
N	.03
Zn	.005
Pb	.004
Se	.004
As	.003
Cu	.001
Sn	.003
Fe	.002
Cs	.002
Mn	.001
P	.001
Th	.0005
Hg	.0003
U	.00015
Co	.0001
Ni	.0001
Ra	8 x 10 ⁻¹¹
Bc	Trazas
Cd	Trazas
Cr	Trazas
Ti	Trazas

III.5. SULFATO.

El azufre está presente en grandes cantidades en el agua, en la forma totalmente oxidada (S^{6+}) como sulfato (SO_4^{2-}). Bajo algunas condiciones, existe también como sulfuro de hidrógeno (H_2S). No se presenta en forma reducida ⁽⁵⁾.

III.5.1. Fuentes de sulfato.

En las rocas ígneas, el azufre no es un constituyente importante. Se encuentra en forma de sulfuros de metales pesados, o como ion sulfato en los feldespatoides. Las resistitas pueden contener algunos sulfuros. Algunos esquistos contienen cantidades importantes de sulfuro ferroso (FeS). La mayor cantidad de azufre ocurre en forma de sulfatos en las evaporitas, donde el sulfato de calcio en forma de yeso [$CaSO_4 \cdot 2H_2O$] y anhidrita [$CaSO_4$] es muy abundante. El sulfato tiende a acumularse en el agua en grandes concentraciones, pues con los cationes metálicos no forma compuestos insolubles ^(5,7).

III.5.2. Química de los sulfatos.

Los sulfatos de la mayoría de los metales son fácilmente solubles en agua, excepto los sulfatos de plomo, bario y estroncio ⁽⁸⁾. El ion sulfato SO_4^{2-} una vez formado, es químicamente estable, al menos en las condiciones en las que se encuentra expuesto naturalmente. Estas dos características básicas son las que gobiernan el comportamiento de los sulfatos en las aguas naturales.

Muchos procesos naturales contribuyen a la solubilización de los sulfatos. Por ejemplo, se ha reportado que las aguas de lluvia, tanto en zonas urbanas como rurales, contienen entre 1 y 17 ppm de

sulfato. Es probable que en las zonas rurales el sulfato provenga de las partículas de polvo suspendidas en el aire, que son arrastradas por la lluvia, o que sirven de núcleos de condensación. En las zonas áridas, donde los suelos contienen yeso, las lluvias contienen cantidades considerables de sulfato.

En las zonas urbanas, la combustión de materiales que contienen azufre, y otras actividades industriales emiten a la atmósfera trióxido y bióxido de azufre, los cuales son disueltos por la lluvia, formando soluciones de ácidos sulfuroso y sulfúrico débiles. La actividad volcánica (fumarolas) también produce trióxido y bióxido de azufre, produciendo los mismos resultados. Otra fuente importante de azufre es la descomposición de materia orgánica que produce H_2S .

La cantidad de azufre que circula con la lluvia es grande, sin embargo por las bajas concentraciones no es tan importante. Hay otros mecanismos más importantes. En las capas superiores de suelos y rocas, los sulfuros son oxidados, dando origen a los sulfatos, que son gradualmente disueltos por el agua. La velocidad a la que los sulfatos son disueltos, depende de la cantidad de agua. En las regiones húmedas, los sulfatos se disuelven prácticamente al momento de formarse, y las aguas contienen bajas concentraciones de los mismos (relación sulfatos/cantidad de agua). Pero en las zonas semiáridas, los sulfatos producidos por la intemperización se acumulan, y como el agua que circula es poca, se obtienen grandes concentraciones de sulfatos, y en general de sales disueltas.

Cuando una zona de baja precipitación es habilitada para la agricultura por medio de sistemas de riego, el aumento en la cantidad de agua disponible en el suelo tiene un efecto inmediato, pues el material soluble acumulado es arrastrado y aparece en las aguas de drenaje. Esto es simplemente la

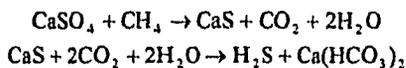
aceleración del proceso natural, y afecta elevando las concentraciones de material disuelto en las aguas residuales del área afectada, al menos de manera temporal.

La irrigación continua tiende a incrementar la cantidad de sólidos disueltos, especialmente la de los sulfatos y cloruros ^(3,5).

El yeso y la anhidrita son componentes importantes de las rocas evaporíticas, y están presentes en pequeñas cantidades en muchas resisititas e hidrolisitas ⁽⁷⁾. Por su muy alta solubilidad, estos minerales son una fuente importante de sulfatos, a pesar de que se encuentren en pequeña proporción en algunas rocas.

Los terrenos muy erosionados, de sedimentos de granos finos, son una fuente de material soluble que está en constante renovación, pues los detritos insolubles son arrastrados por el agua, dejando expuesta una superficie nueva, que contiene material soluble para una futura solución.

El azufre está involucrado en el proceso de vida de los animales. Estos agregan de manera indirecta azufre al agua, o lo retiran por reducción de sulfatos. Este último proceso lo llevan a cabo bacterias, cuando hay presencia de carbono o hidrocarburos, y genera sulfuro (H₂S).



En algunas aguas es común la presencia del H₂S y altas concentraciones de bicarbonato, resultado de esta actividad bacteriana ⁽³⁾, sin embargo en aguas bien aireadas, el ácido sulfhídrico se oxida y se convierte en sulfato ⁽⁴⁾.

III.5.3. Rango de concentración.

En general, en las aguas dulces se tienen concentraciones entre 2 y 150 ppm de sulfato, aunque puede llegar hasta 5,000 ppm en presencia de calcio. Cuando existe estroncio (Sr), lo que es relativamente frecuente, no se rebasan las 60 ppm, por ser el sulfato de este metal poco soluble en comparación con los de otros metales a excepción del bario (Ba), que es soluble hasta 2 ppm de sulfato. Las aguas marinas contienen alrededor de 3,000 ppm ^(3,5).

III.5.4. Nocividad y toxicidad.

Las aguas con elevado contenido de sulfato no quitan la sed, tienen un sabor amargo y poco agradable. Por sí mismo, pero especialmente si va asociado a magnesio y sodio tiene propiedades laxantes. En cantidades elevadas es nocivo para plantas. Cuando se tienen algunos cientos de partes por millón, perjudican la resistencia del cemento y del concreto ^(3,4). Las concentraciones umbrales de sabor para la mayoría de las sales de sulfato de mayor prevalencia son: 200 a 500 mg/l (200 a 500 ppm) para el sulfato de sodio, 250 a 900 ppm para el sulfato de calcio y 400 a 600 mg/l para el sulfato de magnesio, basado en estos valores, la OPS sugiere que no se exceda una concentración de 400 mg/l para el agua potable ^(4,9).

Las concentraciones elevadas de sulfato en el agua pueden contribuir a la corrosión de los metales, sobre todo en aguas ácidas.

III.6. CLORUROS.

El cloro es, de los halógenos, el más abundante en la naturaleza y también lo es en el agua. En soluciones diluidas está presente en forma iónica, pero en altas concentraciones, como ocurre en salmueras, es de esperarse fuerte interacción iónica, e incluso disociación parcial.

El cloruro se halla distribuido ampliamente en la naturaleza, por lo general en la forma de sales de sodio (NaCl), de potasio (KCl) y de calcio (CaCl₂). Constituye aproximadamente un 0.05 % de la litósfera ⁽⁷⁾. La mayor cantidad del cloruro existente en el ambiente se encuentra en los océanos.

III.6.1. Fuentes de cloruro.

El cloro está presente en rocas ígneas en una proporción menor a la de otros constituyentes importantes de las aguas. Está presente en los feldespatoideos como la sodalita [Na₈Cl₂(AlSiO₄)₆] y en minerales fosfatados como la apatita [Ca₅FC10H(PO₄)₃]; pero en general las ígneas no son una fuente importante de cloruro. Aunque se cree que inicialmente lo fueron, y que todo el cloruro presente en el agua de mar originalmente vino de ellas. En una temprana edad geológica, por su alta solubilidad y volatilidad, los cloruros de las rocas ígneas superficiales fueron rápidamente disueltos en las aguas marinas, y se fueron acumulando en las mismas. Otra teoría asegura que el cloruro proviene de emanaciones volcánicas, en forma de ácido clorhídrico o sales volátiles; pero resulta poco atractiva, pues

supone que el mar en sus orígenes, y por un largo periodo geológico fue ácido. No se ha encontrado evidencia que permita aclarar esta duda ⁽¹⁰⁾.

Actualmente, la más importante fuente de cloruro, la representan las sedimentarias, en especial las evaporitas, aunque también las resistitas que han tenido contacto con el agua de mar, son una fuente, pues los poros de éstas quedan impregnados de sales, y en el agua de mar, el cloruro es el anión más abundante. En las aguas superficiales, no es tan abundante, y generalmente se encuentra en menor proporción que el bicarbonato y el sulfato; sin embargo está presente en prácticamente todas las aguas naturales ⁽⁵⁾.

III.6.2. Química del cloruro.

En general las sales de cloro son muy solubles, y muy estables en disolución, es decir difícilmente precipitan. El cloruro no se oxida ni se reduce en las aguas naturales. Casi siempre se encuentra asociado al sodio, y no es raro encontrar aguas en las que las concentraciones de ambos (expresadas en miliequivalentes) son iguales.

El cloruro, es el trazador considerado "casi ideal", ya que su solubilidad es muy elevada, prácticamente no interacciona con el terreno y es estable. Es de fácil determinación aun en el campo, sin embargo, no es posible utilizarlo cuando el terreno es capaz de aportar cloruro al agua, pues se producen graves errores cuantitativos ⁽³⁾.

III.6.3. Rango de concentración.

En las aguas dulces, son comunes concentraciones de entre 10 y 250 ppm, no siendo raro encontrar concentraciones mucho mayores. En las aguas con elevado contenido de cloro, no es raro encontrar alto contenido de sodio, pues la sal común (NaCl) es el mineral en solución más abundante. En las zonas donde el intercambio de bases no ocurre, o es de poca importancia, la concentración de cloruro tiende a ser equivalente a la de sodio o la de sodio más potasio. El agua de mar tiene alrededor de 19,000 ppm, y existen en la naturaleza salmueras que llegan a tener 220,000 ppm, que es el punto de saturación.

III.6.4. Nocividad y toxicidad.

El cloruro es el anión más abundante en el cuerpo humano y contribuye significativamente junto con otros cationes que se asocian, a la actividad osmótica del líquido extracelular ⁽¹¹⁾. El equilibrio del agua y los electrolitos en el organismo se mantiene regulando la ingesta dietética total, y la excreción por los riñones y el tracto intestinal. Haciendo un balance del cloruro eliminado por excreciones, un adulto normal, debe ingerir 9 mg de cloruro por kg de peso, esto equivale a algo más de 1 g de sal de mesa por persona por día ⁽⁴⁾.

El umbral de sabor para el cloruro en el agua potable depende del catión con el que se encuentre asociado, pero en general, está entre 200 y 300 mg de cloruro por litro (200 a 300 ppm). Los niveles umbral para el sabor del cloruro de sodio, cloruro de potasio y cloruro de calcio son 210, 310 y 22 mg/l respectivamente. Más de 300 ppm comunican un sabor salado, pero no es perjudicial, por lo menos

hasta algunas miles de ppm. En concentraciones elevadas resulta perjudicial para las plantas, y puede resultar corrosivo, especialmente en aguas de escasa alcalinidad (es decir ácidas) ⁽⁹⁾.

III.7. CARBONATO Y BICARBONATO.

Las calizas son prácticamente carbonatos puros, y la segunda fuente más importante de carbonatos en las aguas naturales. El carbonato en combinación con el magnesio, se encuentra en magnesitas; con el calcio, en calcitas [CaCO₃] y aragonitas [CaCO₃], y con ambos en las dolomitas [CaMg(CO₃)₂]. En algunas rocas detríticas, el cementante es carbonato de calcio prácticamente puro. La solubilidad de los carbonatos en general es moderada, sin embargo en presencia de CO₂ disuelto, aumenta considerablemente.

III.7.1. Fuentes de carbonato.

La principal fuente de carbonato, es la disolución del CO₂ del aire; otra importante fuente es la disolución de las calizas, la cual se ve acentuada cuando hay presencia de CO₂ disuelto, pues esto permite el paso del carbonato a bicarbonato, el cual es más soluble, según la reacción:

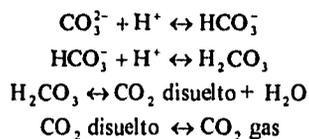


Las rocas ígneas son también fuente de carbonatos, ya que contienen alrededor de 60% de feldspatos, que son aluminosilicatos de metales alcalinos y alcalinoterreos. Cuando éstas son atacadas por agua con CO₂ disuelto, se descomponen dando sílice [SiO₂], carbonato del metal y arcilla; el

carbonato es inmediatamente disuelto en forma de bicarbonato, si el pH es adecuado (ver diagrama de predominio de especies).

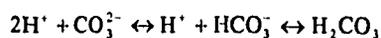
III.7.2. Química de los carbonatos.

Cuando en el agua natural existen iones carbonato (CO_3^{2-}) y bicarbonato (HCO_3^-) y bióxido de carbono (CO_2) disuelto, parte como tal, y parte como ácido carbónico (H_2CO_3), entre ellos se establecen los siguientes equilibrios:



Este sistema tiene la capacidad de regular el pH y mantenerlo estable. Si se añade un ácido, para absorber el aporte de H^+ , todas las reacciones de equilibrio se desplazan hacia la derecha, consumiéndose carbonato (CO_3^{2-}) y liberándose CO_2 gas, lo que hace que el pH se mantenga prácticamente igual. Si se añade una base fuerte, para absorber el aporte de OH^- las reacciones se desplazan hacia la izquierda, generándose más carbonato y disolviéndose más CO_2 . Esto se llama un sistema buffer o amortiguador de pH.

Si se supone que todo el proceso de hidrólisis en agua se debe al sistema:



Podemos determinar la presencia de carbonato o bicarbonato según el pH, pues éste indica que tanto se ha desplazado el sistema hacia la izquierda. Un pH de menos de 8.2 indica la ausencia de iones carbonato, y un pH menor de 4.5 asegura la ausencia de iones carbonato y bicarbonato ⁽³⁾.

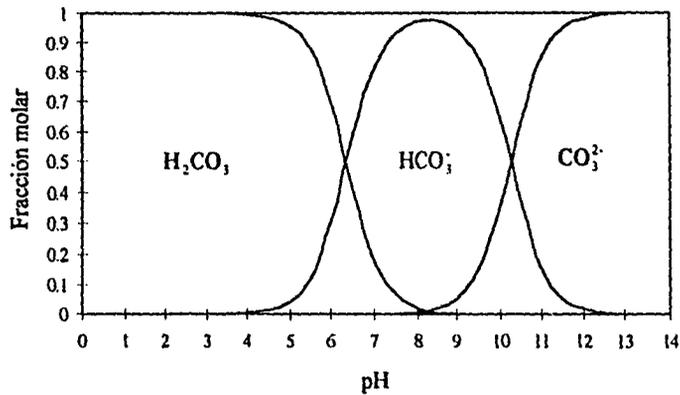


FIGURA I. Diagrama de predominio de especies de los carbonatos.

En general, la solubilidad de los carbonatos, y su existencia como carbonatos o bicarbonatos en solución, depende grandemente de la presión de CO_2 , ésta suele ser elevada en los acuíferos confinados. Es por eso que en los acuíferos confinados, es común que las aguas tengan muchos sólidos disueltos.

III.7.3. Rango de concentración

El ion bicarbonato varía entre 50 y 350 ppm en aguas dulces, pudiendo llegar algunas veces hasta 800 ppm. El ion carbonato está en concentraciones mucho menores, pues el pH de las aguas naturales

rara vez es muy elevado, si el pH es menor a 8.2 ó 8.3 se le considera 0. Generalmente la concentración de carbonatos no es reportada individualmente, sino que se reporta como alcalinidad en ppm de carbonato de calcio, e incluye al ion hidroxilo y, en caso de haberlas, a otras fuentes de alcalinidad. Frecuentemente se encuentran valores menores de 10 ppm cuando se reporta como carbonato de calcio (3.5)

III.7.4. Nocividad y toxicidad.

No presenta problemas de toxicidad, sin embargo las aguas bicarbonatadas sódicas son malas para riego, ya que fijan sodio en el terreno y crean un medio alcalino. El equilibrio del CO_2 , los carbonatos y el pH es determinante de la corrosividad o incrustabilidad del agua (3).

CAPÍTULO IV. IONES IMPORTANTES MENOS ABUNDANTES EN LAS AGUAS SUBTERRÁNEAS.

IV.1. HIERRO.

El elemento hierro (Fe) es uno de los más abundantes en rocas y suelos; sin embargo en el agua se encuentra en concentraciones muy pequeñas, comparables con las de las trazas. A pesar de esto, siempre que se hace un análisis de agua se reporta, pues es de suma importancia conocer el contenido de hierro para determinar si se puede usar para consumo humano o industrial ⁽⁵⁾.

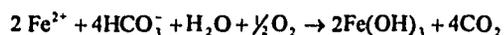
IV.1.1. Fuentes de hierro.

Solamente algunos elementos como el oxígeno, el silicio y el aluminio son más abundantes que el hierro en las rocas ígneas. En el caso de rocas sedimentarias se encuentra en forma de óxido, carbonatos e hidróxidos, el hierro es más abundante en hidrolisitas que en resistitas y evaporitas. En las rocas ígneas, se le encuentra en los silicatos de color oscuro, como las piroxenas; en las anfíbolas, en las piritas y otros sulfuros; y en las micas de color oscuro, que contienen además de hierro, magnesio ⁽⁷⁾.

IV.1.2. Química del hierro en el agua.

El hierro está presente en dos estados de oxidación, como Fe^{2+} y Fe^{3+} . El comportamiento químico de ambos es distinto, pero existen casos en que las dos formas están presentes. Si el medio es reductor, predominará la forma ferrosa (Fe^{2+}). Sin embargo las sales ferrosas son inestables en presencia del

oxígeno del aire, cambian al estado oxidado (Fe^{3+}), suponiendo que haya presencia de iones bicarbonato, según la reacción:



Cabe destacar, que en esta oxidación, se requiere sólo un átomo de oxígeno por cada cuatro moléculas de hidróxido férrico producido, por lo que basta tan solo un poco de aire para precipitar una gran cantidad de hierro. Además, tiene un efecto importante en el pH, pues retira iones bicarbonato de la solución y los sustituye por CO_2 .

En un rango de pH entre 6 y 8, la cantidad de ion férrico Fe^{3+} está teóricamente limitada por la solubilidad del hidróxido férrico ($\text{Fe}(\text{OH})_3$), que en este rango está comprendida entre 4×10^{-10} y 5×10^{-6} mg por litro, concentración muy baja para ser determinada por métodos simples de laboratorio. A un pH de 3, la solubilidad del hidróxido férrico es significativa, y crece cuando disminuye el pH. En las aguas naturales, la formación de complejos y la influencia de otros iones disueltos permite que exista una cantidad mucho mayor de hierro a la que se puede esperar si estuviera simplemente disuelto.

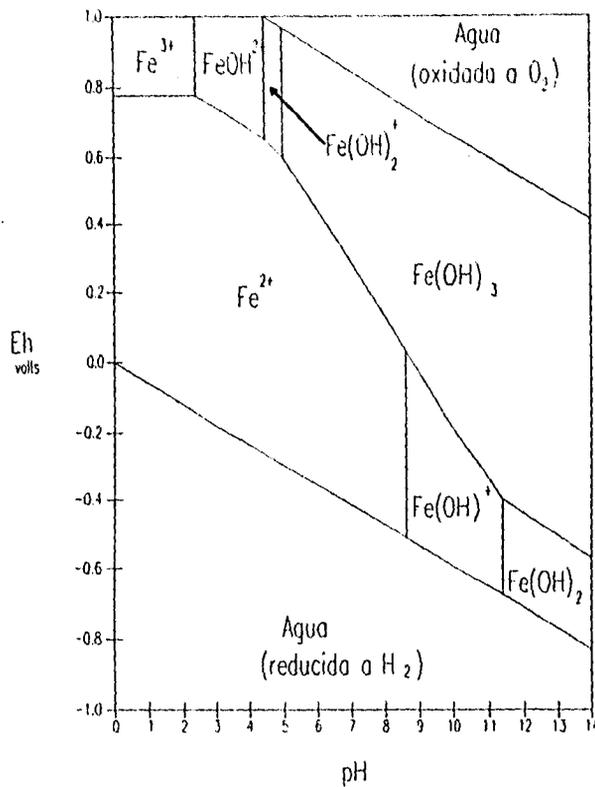


FIGURA II. Diagrama de predominio de especies del hierro.

En el caso del ion ferroso (Fe^{2+}), las condiciones son diferentes, la solubilidad está controlada por la solubilidad del $\text{Fe}(\text{OH})_2$; siempre y cuando no haya disuelto bióxido de carbono. En un pH de entre 7 y 8, se pueden tener hasta 10,000 ppm de Fe^{2+} . Sin embargo, si existe CO_2 , la solubilidad está controlada por la del carbonato ferroso (FeCO_3), que es mucho menos soluble que el hidróxido, del orden de 1 a 10 ppm en un rango de pH semejante, y hasta 25 ppm si existe bicarbonato.

La química del hierro en el agua es complicada, debido a su tendencia a formar complejos, y a la influencia de microorganismos presentes en ella. Estos últimos de gran importancia en el caso de la explotación de pozos y sistemas de distribución, pues son capaces de tapar completamente el cedazo o rejilla, obstruyendo totalmente el flujo de agua ^(3,4,12).

La facilidad con la que forma complejos, así como su interacción con algunas sustancias orgánicas, hacen muy difícil determinar la cantidad de hierro disuelto por métodos analíticos comunes. Por esta dificultad, cuando se reporta el contenido de hierro, no se hace diferencia entre hierro disuelto, hierro en forma coloidal, etc., sino que se reporta como hierro total, sin hacer diferencia tampoco entre férrico y ferroso ⁽³⁾. En general, el hierro no es relevante para la toma de decisiones geoquímicas, pues se ve afectado por muchos factores ⁽³⁾.

IV.1.3. Rango de concentración (Hierro total).

En general, el hierro en aguas de pH neutro a ligeramente alcalino, se encuentra en no más de 0.5 ppm, siendo valores por debajo de 0.1 ppm los más comunes. Sin embargo, si el pH es ácido, como ocurre en algunas aguas termales, se puede tener hasta en 100 ppm. Comúnmente la alta concentración de hierro va acompañada de altas concentraciones de manganeso y aluminio, siempre asociadas a pH ácidos ^(3,5).

IV. I.4. Nocividad y toxicidad.

La presencia de hierro en abastecimientos de agua potable es objetable debido a una serie de razones que no guardan precisamente relación con la salud ⁽⁴⁾. Bajo las condiciones de pH que existen en los abastecimientos de agua potable, las sales ferrosas son inestables y precipitan como hidróxido férrico insoluble, que se deposita formando un sedimento de color óxido rojizo. Un agua así suele tener un sabor desagradable y manchar la ropa y los utensilios. El hierro que se sedimenta en tuberías reduce gradualmente el flujo de agua.

Más de 5 ppm pueden ser tóxicas para las plantas. Más de 0.5 ppm son nocivas, o pueden causar molestias para el consumo humano ⁽³⁾, para agua potable la OPS recomienda no exceder 0.3 mg/l (0.3 ppm) ⁽⁴⁾.

IV.2. POTASIO.

En las rocas, el potasio se encuentra en menor cantidad que el sodio, y es más abundante que el magnesio, sin embargo esta relación no se mantiene igual cuando se trata de aguas. A pesar de que el sodio y el potasio son ambos metales alcalinos y tienen características químicas semejantes, su comportamiento en el proceso de intemperización difiere. El sodio tiende a permanecer en solución una vez disuelto, pero el potasio fácilmente se recombina con otros productos de la intemperización y minerales arcillosos, abandonando la solución.

IV.2.1. Fuentes de potasio.

El potasio se encuentra en feldespatos, feldespatoideos, micas y otros que contienen $KAlSi_3O_8$. Los feldespatos de potasio, sufren una descomposición semejante a la de los de sodio; pero es mucho más lenta, pues los minerales de potasio son de lo más resistentes a la descomposición y al intemperismo. Por esta razón, el potasio se encuentra en menor proporción que el sodio en las aguas naturales. Algunos tipos de evaporitas contienen sales de potasio, disponibles para la disolución directa ⁽⁷⁾.

IV.2.2. Química del potasio.

A pesar de que el sodio y el potasio se encuentran en proporciones semejantes en las rocas, en el agua, la cantidad de sodio es mucho mayor. Esto ocurre por dos razones, por la relativamente difícil solubilización de los minerales de potasio y por que algunos procesos naturales tienden a separar selectivamente al potasio, regresándolo a fase sólida; procesos como el intercambio de bases y la absorción poco reversible en las arcillas ^(3,7).

El potasio es de suma importancia para la agricultura, y las plantas juegan un papel importante en la concentración y transporte del potasio en los suelos. El potasio es esencial para la nutrición de las plantas, y es removido del suelo durante la vida de la planta, al morir ésta, se reintegra al suelo. Pero si la planta es removida, este ciclo es interrumpido, por esta razón, los terrenos destinados a la agricultura deben ser reabastecidos de potasio para que sigan siendo productivos. En general, el proceso de las plantas en relación al potasio, no es una fuente, pues es un proceso cíclico, que no aporta o elimina cantidades importantes de potasio de las aguas naturales ⁽⁹⁾.

IV.2.3. Rango de concentración.

En los análisis en los que se reporta de manera combinada a los álcalis, el potasio presente es reportado como la cantidad equivalente de sodio. En aguas con un bajo contenido de sólidos, la relación sodio-potasio puede ser 1 a 1, esto es muy común en las aguas asociadas a rocas ígneas siálicas. Concentraciones de más de 5 ppm de sodio, van acompañadas por cantidades menores de potasio (relación menor que 1 a 1). Rara vez se encuentran concentraciones de potasio arriba de 15 ppm, y generalmente en las aguas subterráneas y superficiales la concentración es menor de 10 ppm. En algunas salmueras y aguas termales se encuentra en más de 100 ppm, pero es muy raro. El agua de mar contiene 400 ppm.

IV.2.4. Nocividad y toxicidad.

No presenta problemas especiales en las concentraciones habituales, y es un elemento vital para las plantas⁽³⁾.

IV.3. BORO.

El boro es un constituyente menor de rocas y aguas naturales, pero es sumamente importante pues incluso en pequeñas cantidades causa daños en la agricultura. También está presente en emanaciones volcánicas.

IV.3.1. Fuentes de boro.

La turmalina [$H_9Al_3B_2OH_2Si_4O_{19}$] es el mineral ígneo o metamórfico que contiene boro como componente esencial; es un silicato complejo que contiene aluminio, hidróxido, y algunas veces litio, sodio, magnesio y fluoruro además de boro. El boro también es un componente típico de granitos y pegmatitas, se encuentra además en rocas como las serpentinas y los gabros. En las rocas básicas, el boro se encuentra incorporado a minerales que contienen OH, como la biotita [$K(Mg,Fe,Mn)_3(OH,F)_2AlSi_3O_{10}$] y las anfíbolas. La descomposición de estos minerales libera boro durante el proceso de intemperismo, y éste es acarreado en solución. La turmalina es muy resistente al ataque del agua, y tiende a permanecer en suelos y rocas detríticas⁽⁷⁾.

En las emanaciones volcánicas, el boro es liberado en forma gaseosa como ácido bórico (H_3BO_3) o como halogenuros (como BF_3). Estos son volátiles a temperaturas relativamente bajas, el BF_3 gaseoso reacciona con agua y produce ácidos bórico y fluorhídrico, esto es común en algunas aguas termales, especialmente en las asociadas a zonas de reciente actividad volcánica.

IV.3.2. Química del boro.

En general, en los análisis de agua, el boro no se reporta, a menos de que se solicite. Se reporta como ppm de B, y no se especifica si se encuentra o no en forma aniónica o como ácido bórico no disociado (H_3BO_3). En teoría, a pH menores de 7, prácticamente todo el boro está presente en forma de ácido bórico no disociado, en un pH de 8 alrededor del 5% está presente como iones $H_2BO_3^-$, y a un pH de 9, cerca del 50 % se encuentra en esta forma, otras formas iónicas como HBO_3^{2-} y BO_3^{3-} no están

presentes en cantidades apreciables sino en pH mayores a 10, que son prácticamente inexistentes en las aguas naturales ⁽⁵⁾.

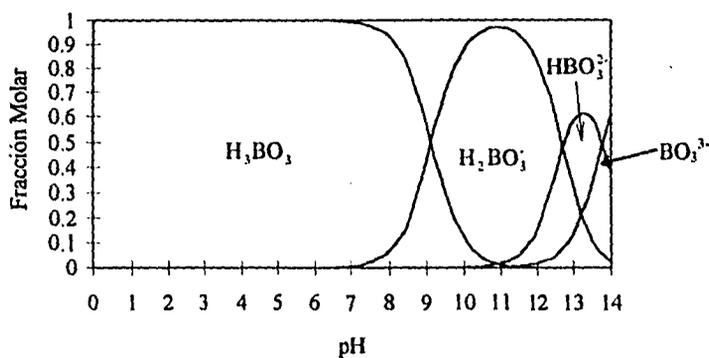


FIGURA III. Diagrama de predominio de especies del boro.

El boro es de particular interés para la agricultura, por su relación con el crecimiento de las plantas. El boro resulta necesario en muy pequeñas cantidades, prácticamente trazas, pero se vuelve tóxico para algunas plantas en concentraciones tan pequeñas como 1 ppm en las aguas de riego. Otras plantas son un poco más resistentes, pero la gran mayoría sufre daños con concentraciones de sólo 2 ppm.

IV.3.3. Rango de concentraciones.

El contenido de boro en las aguas naturales, varía desde menos de 0.01 ppm hasta 30 o más. Sin embargo concentraciones de más de 10 ppm son sumamente raras, y generalmente ocurren en aguas

termales o salmueras. La mayoría de las aguas de bajo a moderado contenido de sólidos contienen unas cuantas decenas de centésimas de partes por millón de boro. El agua de mar contiene 4.6 ppm en promedio.

IV.3.4. Nocividad y toxicidad.

En pequeñas cantidades es nocivo para plantas, pero no lo es en el agua bebida ⁽⁵⁾.

IV.4. FLUORURO.

El flúor como el cloro, es un miembro de la familia de los halógenos, pero su comportamiento en el proceso de intemperismo es muy distinto a todos los demás de ésta, debido a su electronegatividad. A diferencia de los cloruros, los fluoruros son poco solubles, y por ello las cantidades en las que se puede encontrar en el agua son limitadas. El fluoruro no era considerado de importancia sino hasta los años 30, cuando se descubrió el efecto que tenía éste sobre el esmalte de los dientes.

IV.4.1. Fuentes de fluoruro.

La principal fuente de fluoruros, a pesar de su baja solubilidad es la fluorita $[\text{CaF}_2]$, fluoruro de calcio. Dentro de las ígneas y metamórficas existen otros minerales complejos que también contienen fluoruro, entre los que destacan las anfíbolas, como la homblenda $[(\text{Ca}, \text{Na}, \text{K})_{2-3}(\text{Mg}, \text{Fe}, \text{Al})_3(\text{OH}, \text{F})_2(\text{Si}, \text{Al})_2 \text{Si}_6\text{O}_{22}]$ y algunos tipos de micas, en las que el flúor sustituye parte de los grupos OH^- ⁽⁷⁾. Las

rocas básicas también tienen altos contenidos de fluoruro. Otra posible fuente son las emanaciones volcánicas, pues los gases de las fumarolas contienen flúor.

En general, el flúor es un poco más abundante que el cloro en las rocas ígneas; pero considerando el agua del océano y las rocas evaporíticas, la cantidad de cloro es mucho mayor que la de flúor en la superficie terrestre.

IV.4.2. Química del fluoruro.

El fluoruro puede ser utilizado como trazador para determinar la ruta de flujo de un acuífero. La concentración de éste también puede ser utilizada para diferenciar el origen de dos aguas.

El fluoruro no tiene una contribución importante al pH del agua, pues el ácido fluorhídrico se disocia muy débilmente, esto, aunado a una baja concentración hace que el efecto sea prácticamente imperceptible.

En las aguas en que existe calcio, el fluoruro de calcio es el que limita la concentración, pues es muy poco soluble, 8.7 ppm a 25°C. Algunas veces, el fluoruro forma un complejo con silicio (fluorosilicato), que es más soluble que el fluoruro sólo, pero esto es poco común. Es posible tener concentraciones mayores de fluoruro cuando la concentración de calcio es muy baja, y está presente el sodio, pues el fluoruro de sodio es mucho más soluble que cualquier otro ⁽⁵⁾.

IV.4.3. Rango de concentración.

En general se encuentra entre 0 y 50 ppm. Pero concentraciones arriba de 10 ppm son poco comunes y las aguas superficiales rara vez contienen más de 1 ppm ⁽³⁾.

IV.4.4. Nocividad y toxicidad.

Existen pruebas claras de que la presencia de fluoruro en el agua produce una reducción considerable de la caries dental, tanto en niños como en adultos ⁽¹³⁾. La incidencia de caries disminuye al aumentar la concentración de fluoruro hasta aproximadamente 1 mg/l (1 ppm), aunque muchas veces pueden aparecer manchas en los dientes, incluso en grados objetables cuando el nivel alcanza 1.5 - 2 mg/l (1.5 2 ppm) ⁽⁴⁾. Cuando el agua contiene más de 3-6 mg/l de fluoruro se han observado casos de fluorosis esquelética en algunas personas. En casos en los que se ingiere de 20 a 40 mg de fluoruro al día o más (donde el agua contiene 10 mg/litro o más) por periodos prolongados, se han presentado casos de fluorosis esquelética invalidante ⁽¹⁴⁾.

Ha sido aceptada como inocua una concentración de hasta 1 ppm, que es la concentración usual para la fluoración en los abastecimientos de agua ⁽¹⁵⁾.

En dosis elevadas el fluoruro es altamente tóxico para el ser humano. Los cambios patológicos producidos comprenden gastroenteritis hemorrágica, nefritis aguda tóxica, y grados diversos de lesión al hígado y al músculo cardíaco. La dosis letal aguda es de unos 5 g de fluoruro de sodio, es decir, aproximadamente 2 g de fluoruro. Los efectos crónicos en el hombre como resultado de una exposición

intensa están relacionados, principalmente, con el moteado de los dientes, la fluorosis, en la que la estructura ósea se ve afectada, a veces a un grado alarmante, produciendo invalidez. Así mismo se han observado efectos crónicos en los riñones, generalmente en personas que sufren deficiencias renales ⁽⁴⁾.

IV.5. NITRATO.

El nitrógeno se encuentra en muy pequeñas cantidades de las rocas ígneas y en el océano. La gran mayoría de éste se encuentra en forma pura en la atmósfera como N_2 . Y es también una parte esencial en la estructura de las proteínas en los organismos vivos ⁽⁵⁾.

IV.5.1. Fuentes de nitrato.

Rankama y Sahama ⁽⁷⁾ sugieren que en las rocas ígneas el nitrógeno se encuentra en forma amoniacal, y que muy poco se encuentra en forma de nitrato, pero ese poco contribuye al nitrato presente en el agua, pues los nitratos son muy solubles y durante el proceso de intemperismo pasan a la solución. Excepto por las emanaciones volcánicas que suelen contener cloruro de amonio (NH_4Cl), las ígneas son una fuente de poca importancia.

Cuando existen descargas eléctricas, como las producidas por los rayos, el nitrógeno de la atmósfera reacciona con el oxígeno, formando óxidos de nitrógeno, que al contacto con el agua de lluvia se disuelven formando ácidos nítrico (HNO_3) y nítrico (HNO_2). Esta agua de lluvia contiene alrededor de 0.2 ppm de nitrato. Este fenómeno es una fuente de nitrato en las aguas superficiales, pero no tiene

importancia en cuanto a las aguas subterráneas, pues todo el nitrato es retirado por las plantas y los suelos antes de que éste se filtre hasta el acuífero ⁽⁵⁾.

El contenido de nitrógeno del subsuelo se ve incrementado por otros procesos, algunas plantas y bacterias son capaces de tomar nitrógeno del aire, y depositarlo en el suelo en forma de nitrato. La alfalfa y otras leguminosas toman el nitrógeno atmosférico y lo fijan en el suelo, donde es usado por éstas y otras plantas. El excedente es disuelto y percolado por las aguas que se infiltran hasta el manto acuífero ⁽¹²⁾. Además de este proceso, también contribuye la descomposición de plantas y heces animales, así como los fertilizantes químicos. Estas adiciones de nitrógeno, generalmente provocadas por el hombre son de gran importancia.

IV.5.2. Química del nitrógeno.

En el agua el nitrógeno ocurre en diferentes formas, según el estado de oxidación, puede ocurrir como amoníaco, NH_3 , o ion amonio NH_4^+ , en los que se encuentra en forma de N^{3-} . El nitrógeno de origen orgánico ocurre en forma de N^{2-} . También puede estar presente en forma gaseosa N_2 disuelto, pero no tiene relevancia, pues no tiene carga iónica y es inerte en estas condiciones. En el nitrito NO_2^- , el nitrógeno se encuentra en forma de N^{3+} , y en el estado totalmente oxidado N^{5+} , como nitrato NO_3^- , que es la forma más abundante en el agua.

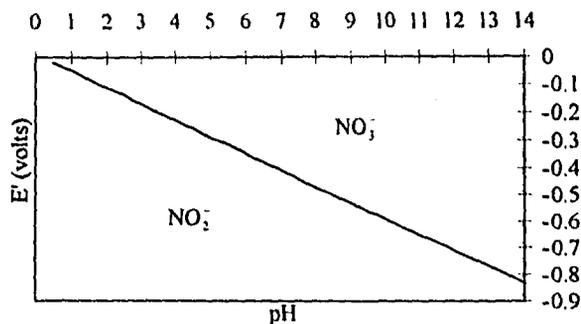


FIGURA IV. Diagrama de predominio de especies, nitrato/nitrito.

Normalmente, en los análisis de agua únicamente se determina el nitrógeno en forma de nitrato, aunque algunas veces puede estar presente en forma de ion amonio (NH_4^+). El nitrato es probablemente la forma más estable, aun en presencia de oxígeno, como ocurre en las aguas superficiales. Por su estrecha relación con el proceso de vida, las concentraciones de nitrato se ven afectadas por la actividad de plantas y animales, donde las bacterias juegan un importante papel ⁽⁵⁾.

IV.5.3. Rango de concentración.

En las aguas que no están expuestas a contaminación, el contenido de nitrato normalmente se encuentra entre 0.1 y 10 ppm, aunque rara vez sobrepasa 5 ppm, y generalmente se encuentra por debajo de 1 ppm.

Se pueden tener aguas con concentraciones superiores a las 600 ppm de nitrato debido al enriquecimiento en nitrógeno provocado en los suelos por el uso de fertilizantes químicos, o de origen orgánico, como en el caso de ciertas aguas de Nuevo México, que el alto contenido (800 ppm) se debe a los desechos de murciélagos en esa zona ^(5,12).

IV.5.4. Nocividad y toxicidad.

Cuando se tienen altas concentraciones de nitratos en fuentes subterráneas, es recomendable analizar el agua para determinar la presencia de bacterias patógenas, pues éstas generalmente acompañan a este tipo de contaminación ⁽¹²⁾.

Concentraciones de más de 45 mg/l de nitrato (45 ppm, o 10 ppm de N elemental) son indeseables para el consumo doméstico, pues producen metahemoglobinemia en infantes; niños mayores y adultos no se ven afectados por este problema. La metahemoglobinemia es una enfermedad causada por los nitratos al transformarse en nitritos en el intestino, produciendo un exceso de moléculas de metahemoglobina, que puede causar la muerte ^(4,9,12). La Environmental Protection Agency (EPA) y la OPS sugieren un valor límite de 45 ppm de nitrato, o 10 ppm de N elemental para el agua potable y 1 ppm de nitrógeno en forma de nitrito ⁽⁹⁾.

Los nitratos que se ingieren fácilmente se transforman en nitritos, ya sea en la boca o en cualquier otra parte del organismo donde la acidez sea relativamente baja, que a su vez pueden producir nitrosaminas, algunas de las cuales, en pruebas efectuadas con animales han demostrado ser carcinógenas; sin embargo, hasta el momento no hay evidencia de su carcinogenicidad en el hombre ⁽⁴⁾.

CAPÍTULO V. IONES TRAZA EN LAS AGUAS SUBTERRÁNEAS.

V.1. MANGANESO.

Tanto en su comportamiento químico como en su ocurrencia en la naturaleza, el manganeso es semejante al hierro ⁽¹⁶⁾. Sin embargo es mucho menos abundante, tanto en las rocas, como en el agua. Por su baja concentración, el manganeso no se determina comúnmente, aunque en pozos profundos puede alcanzar concentraciones de hasta 3 ppm.

V.1.1. Fuentes de manganeso.

En las rocas ígneas, el manganeso es raro, y se encuentra distribuido en muchos tipos de minerales siempre como una impureza, frecuentemente sustituyendo a parte del hierro en minerales como las micas y la hornblenda $[(Ca,Na,K)_{2-3}(Mg,Fe,Al)_3(OH,F)_2(Si,Al)_2Si_6O_{22}]$. Se encuentra en mayor proporción en las rocas metamórficas, químicas y sedimentarias; en estas últimas, la concentración de óxidos e hidróxidos de manganeso se ve incrementada por la disolución de minerales más solubles. El manganeso tiende a acumularse en los suelos, como resultado del proceso de intemperismo.

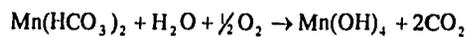
El manganeso que se encuentra en el agua normalmente es el resultado de la disolución de suelos y sedimentos, ayudados por la actividad bacteriana ⁽¹²⁾.

V.1.2. Química del manganeso.

Al igual que el hierro, el manganeso se encuentra en diferentes estados de oxidación, pero los más comunes en el agua son el bivalente y el tetravalente (Mn^{2+} y Mn^{4+}). El manganeso tetravalente, en forma de MnO_2 o $Mn(OH)_4$, es insoluble, y generalmente es acarreado por el agua en forma coloidal, como sucede con el hidróxido férrico ($Fe(OH)_3$).

Cuando el medio es reductor, el manganeso de los minerales es disuelto, y pasa a la solución (en presencia de CO_2) como bicarbonato manganoso $Mn(HCO_3)_2$ de manera análoga al bicarbonato ferroso $Fe(HCO_3)_2$. Los carbonatos (carbonato y bicarbonato) de manganeso son poco menos soluble que los de hierro. ^(5, 12)

El manganeso que ocurre en el agua como bicarbonato manganoso soluble, al contacto con el oxígeno atmosférico reacciona y cambia a hidróxido de manganeso insoluble, según la siguiente reacción:



V.1.3. Rango de concentración.

En general en las aguas naturales se tienen concentraciones por debajo de 0.2 ppm. Aunque en algunas aguas subterráneas se pueden dar altas concentraciones, comúnmente asociadas a aguas ácidas, pero rara vez llegan a más de 3 ppm ⁽⁵⁾.

En el agua para uso doméstico, la concentración de manganeso debe ser menor que 0.05 ppm ya que éste forma manchas negras muy notorias en la ropa ⁽¹²⁾.

V.1.4. Nocividad y toxicidad.

La presencia del manganeso en el agua potable es objetable por una serie de razones que no guardan relación con la salud. Cuando la concentración de éste rebasa 0.15 mg/l (0.15 ppm) imparte un desagradable sabor, mancha la ropa de lavado, los artefactos sanitarios y la fontanería. Cuando los compuestos manganosos en solución sufren oxidación, el manganeso precipita, originando problemas de incrustación. Aun en concentraciones de 0.02 ppm, el manganeso forma capas en las tuberías que pueden desprenderse luego en forma de un precipitado negro. La presencia del manganeso favorece el crecimiento de ciertos microorganismos que tienden a concentrarlo y generan problemas de sabor, olor y turbiedad en el agua, de manera similar a las bacterias del hierro ^(3,4,12). La OPS recomienda concentraciones por debajo de 0.1 mg/l, basado en estudios relativos a las propiedades colorantes del manganeso. Este es un valor para evitar problemas de manchado, las concentraciones de este metal en solución deberán mantenerse lo más bajas posibles ^(4,9).

V.2. ALUMINIO.

El aluminio, a pesar de ser tan abundante en las rocas, se encuentra en muy pequeñas cantidades en el agua, generalmente como traza.

V.2.1. Fuentes de aluminio.

El aluminio se encuentra frecuentemente en los silicatos, es común que el aluminio sustituya a parte del silicio en los minerales. Los feldspatos por ejemplo, son aluminosilicatos de sodio, potasio, calcio y otros metales. Las micas y materiales arcillosos son también aluminosilicatos ⁽⁵⁾.

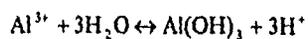
En el proceso de intemperismo de minerales primarios, prácticamente todo el aluminio permanece en el residuo insoluble, en el caso de los feldspatos, la sílice, el sodio y otros elementos son llevados por la solución, mientras que el aluminio permanece, el residuo de este proceso es la caolinita, $[Al_4(OH)_6Si_4O_{10}]$. Si se tienen condiciones severas de intemperismo (tropicales) prácticamente toda la sílice es removida de la caolinita, quedando únicamente hidróxido de aluminio ⁽¹⁷⁾.

El aluminio de las rocas es altamente resistente a la remoción por solubilización, y persiste en los residuos insolubles, dando origen a las arcillas que se encuentran en los suelos y gran parte de esquistos y similares.

V.2.2. Química del aluminio.

El aluminio es un metal, aunque su comportamiento es anfótero; esto es, puede estar en solución como un catión, o como parte de un anión.

Los cationes de aluminio se hidrolizan fuertemente según la siguiente reacción:



El hidróxido de aluminio se disocia muy poco y es muy poco soluble, el pH para que exista en la solución Al^{3+} es relativamente ácido.

En las aguas naturales, el sistema *buffer* normal, basado en los carbonatos y el CO_2 , tiende a mantener el pH en valores arriba de los necesarios para tener concentraciones considerables de aluminio en forma catiónica. Solamente en algunos casos en los que las aguas tienen pH menor de 5, hay presencia de cantidades considerables de aluminio.

El aluminio también puede formar aniones aluminato ($\text{Al}_2\text{O}_4^{2-}$) que se hidrolizan y tienden a elevar el pH formando ácido aluminico no disociado.

Teóricamente el pH para que el aluminato se encuentre en cantidades apreciables es superior a 9, pero rara vez estas condiciones se dan en las aguas naturales, lo que hace que el aluminato sea poco común en éstas. Al igual que ocurre con el hierro, hasta 1 ppm como aluminio de hidróxido de aluminio, puede estar presente en forma coloidal y puede haber pequeñas cantidades en solución pero no disociado⁽⁵⁾.

V.2.3. Rango de concentración.

Las concentraciones superiores a 1 ppm de aluminio son raras; aunque en aguas ácidas pueden ocurrir concentraciones de hasta 100 ppm^(4,5).

V.2.4. Nocividad y toxicidad.

La ingestión de compuestos de aluminio no parece por lo general causar efectos nocivos para la salud, sin embargo, la presencia de éstos en el agua utilizada para diálisis renal se ha asociado con trastornos neurológicos en los pacientes. Para el agua potable, la OPS recomienda como límite 0.2 ppm., pues en concentraciones superiores presenta coloración, sobre todo si existe también hierro en solución (4,9).

V.3. FOSFATO.

Generalmente no se determina en un análisis de agua, sólo en ocasiones especiales. Normalmente se puede ignorar la presencia de fosfato, sin que esto represente un gran error (5).

V.3.1. Fuentes de fosfato.

En las rocas ígneas, el fosfato se encuentra concentrado en la apatita [$\text{Ca}_3\text{F, Cl, OH}(\text{PO}_4)_3$], que es un fosfato complejo de calcio, y contiene además fluoruro, cloruro e hidroxilo, en distintas proporciones (7).

El fósforo es un elemento esencial para el crecimiento de plantas y animales, y algunas de las fuentes de nitrato son también fuentes de fosfato, como los desechos orgánicos entre otros. Estas fuentes de origen orgánico son cíclicas y no incrementan de manera importante la concentración del fosfato. Otras fuentes relevantes son fertilizantes y detergentes que contienen fosfatos (5).

V.3.2. Química del fosfato.

Generalmente se reporta como ortofosfato (PO_4^{3-}). Iones en los que el fósforo tenga una valencia baja, no ocurren normalmente, pero puede ocurrir en distintas estructuras.

La solubilidad del fosfato de calcio ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) en agua con una presión de CO_2 de 2 atm es de 140 ppm de PO_4^{3-} a 14°C . En ausencia de CO_2 , las solubilidad disminuye considerablemente. La sal CaHPO_4 es soluble en ausencia de CO_2 hasta 96 ppm a 25°C y cuatro veces más soluble si hay presencia de éste. El ion HPO_4^{2-} es la forma más común del fósforo en el rango de pH de las aguas naturales.

Las sales de fósforo son de moderada a altamente solubles, y no es la solubilidad un factor limitante en la concentración de éstas en las aguas naturales, sino que la baja concentración es resultado de otros factores como son la poca abundancia de minerales de fosfato, en comparación con los de carbonato o sulfato, la tendencia del fosfato de hierro y calcio a depositarse en rocas químicas, así como la acción de algunas plantas que retiran gran cantidad de fosfato del agua.

Al igual que el carbonato, el fosfato contribuye a la alcalinidad aparente, pues sufre un proceso similar al del carbonato. Si hay presencia de iones trivalentes PO_4^{3-} al comenzar la titulación, éstos pasan a HPO_4^{2-} y después a H_2PO_4^- , hasta llegar a H_3PO_4 , ácido ortofosfórico, la titulación termina cuando se ha alcanzado un pH de 4.5; y al igual que ocurre con el bicarbonato, en este punto todo el HPO_4^{2-} se ha transformado a H_2PO_4^- . Hay que tener presente que son pocas las aguas que contienen una concentración apreciable de fosfatos, y que en general, estos no afectan la alcalinidad mensurable.

V.3.3. Rango de concentración.

Es difícil hacer una generalización al respecto, pues existen pocos datos. Sin embargo, el contenido de fosfato normalmente es de unas cuantas ppm. Se han encontrado aguas superficiales con 30 ppm en una región de explotación de minerales fosfatados en Florida, pero esto es un caso aislado.

V.3.4. Nocividad y Toxicidad.

En las concentraciones en que se encuentra en las aguas naturales no produce problemas.

V.4. BROMO

V.4.1. Fuentes de bromo.

Las rocas ígneas contienen únicamente trazas de bromo. Se dan concentraciones importantes de bromo en algunas salmueras y lechos de evaporación (rocas evaporíticas). Su comportamiento es similar al del cloro, las sales de bromo son fácilmente solubles y el bromo una vez en solución tiende a permanecer así. Generalmente no se determina de manera individual, sino que se reporta como cloruro. En algunos casos se determina para identificar fuentes de salinidad.

V.4.2. Rango de concentración.

Las concentraciones generalmente son menores de 0.01 ppm en las aguas dulces. El agua de mar contiene 65 ppm de bromuro. La relación cloro/bromo $r_{Cl}/r_{Br} \approx 675$ tanto en aguas dulces, como en aguas saladas (rX indica concentración de X en meq/l).

V.4.3. Nocividad y toxicidad.

En las concentraciones usuales, no ocasiona ningún problema.

V.5. YODO.

El yodo es considerablemente menos abundante que el bromo tanto en rocas como en el agua; ambos se encuentran en suelos, pero el yodo es un elemento traza esencial para la vida de animales superiores. La concentración de yodo en el agua de mar es de menos de 1 ppm⁽⁷⁾.

V.6. METALES PESADOS.

V.6.1. Titanio.

El titanio es de los metales pesados más abundantes, tanto en las ígneas como en las sedimentarias. Rankama y Sahama⁽⁷⁾ afirman que la mayor parte del titanio se encuentra en las rocas ferromagnesianas en forma de ilmenita [FeTiO₃], óxido doble de hierro y titanio.

No existe mucha información sobre el titanio en agua, ya que generalmente no es reportado en los análisis, pues prácticamente no se solubiliza en el proceso de intemperismo, y se encuentra únicamente en concentraciones de traza.

V.6.2. Cromo.

La mayoría de rocas y suelos contienen pequeñas cantidades de cromo. El mineral más común es el cromito $[\text{FeCr}_2\text{O}_4]$, en donde el metal está en forma trivalente. Existe en las rocas ígneas en pequeñas cantidades, siendo más común en rocas básicas y ultrabásicas que en rocas silíceas.

El cromo se presenta en estado natural en formas insolubles, sin embargo el intemperismo, la oxidación y algunos procesos bacterianos dan origen a formas ligeramente más solubles.

Cuando es atacado por el proceso de intemperismo, el cromo catiónico (Cr^{3+}) tiene un comportamiento similar al del hierro, y tiende a depositarse en las rocas químicas y mecánicas, muy poco cromo se solubiliza y en general, las aguas naturales contienen poco cromo en esta forma, a menos de que el pH sea bajo.

El cromo bajo condiciones fuertemente oxidantes se convierte en Cr^{6+} , cromo hexavalente, y forma aniones cromato (CrO_4^{2-}). La ocurrencia de cromatos naturales es muy rara, y en general, cuando hay presencia de cromatos, éstos se deben a contaminación de los acuíferos por desechos industriales, el ácido crómico (H_2CrO_4) es un contaminante típico de las tenerías.

Debido a que el cromo es, en general de baja solubilidad, las concentraciones en las que éste se encuentra son regularmente menores a $10 \mu\text{g/l}$ ⁽¹⁸⁾. En el rango de pH de las aguas naturales, la mayor parte del cromo existe en forma de cromato, es decir cromo hexavalente.

El cromo trivalente es una forma esencial del elemento para los seres humanos. El cromo hexavalente es tóxico, en el hombre, una concentración de 10 mg/kg de peso corporal produce necrosis hepática, nefritis y muerte; dosis menores causan irritación del tracto gastrointestinal ⁽⁴⁾.

Concentraciones por arriba de 0.05 ppm ($50 \mu\text{g/l}$) de cromo total son inaceptables para el uso doméstico (se especifica el cromo total por la dificultad de determinar el cromo hexavalente únicamente) ⁽⁹⁾.

V.6.3. Zinc.

El mineral de zinc más común es la esfalerita o blenda $[\text{ZnS}]$. También está presente en sedimentos carbonatados y en algunos casos puede remplazar al hierro o al manganeso en algunos otros minerales ⁽⁷⁾.

Los carbonatos, óxidos y sulfuros de zinc son apenas solubles en agua, mientras que las sales de cloruro y de sulfato son muy solubles y tienden a hidrolizarse y forman hidróxido y carbonato de zinc. En el proceso de intemperismo se forman compuestos solubles de zinc, éstos son arrastrados por el agua. Los sedimentos de rocas químicas y suelos absorben de la solución el zinc, y tienden a fijarlo

evitando que se rebasen las concentraciones de trazas, sin embargo es común encontrarlo en las aguas naturales en muy pequeñas cantidades ^(4,5).

En las aguas que contienen carbonatos, la solubilidad está regida por la solubilidad del carbonato y el hidróxido de zinc. El elevado pH necesario para lograr la precipitación del hidróxido de zinc, nunca se alcanza en las aguas naturales, ni tampoco se alcanzan altos valores de pH en los que el zinc podría existir en forma de anión complejo ⁽⁵⁾.

El zinc imparte al agua un sabor astringente desagradable; además, el agua que contiene zinc en concentraciones por encima de los 5.0 mg/l puede parecer opalescente y crear una película de apariencia grasosa al hervir. La OPS recomienda que en el agua potable no se exceda la concentración de 5.0 mg/l (5 ppm), no obstante, a fin de evitar cualquiera de los problemas antes mencionados, deberá mantenerse el nivel de zinc en el agua bastante por debajo de este valor ⁽⁴⁾.

V.6.4. Níquel y Cobalto.

En las rocas se encuentran sobre todo en las básicas y ultrabásicas, y en una menor concentración en las silíceas. Tanto el níquel como el cobalto presentan características semejantes a las del hierro.

Durante el proceso de intemperismo, el níquel permanece en la fase insoluble. El poco níquel que puede haber en el agua se encuentra en forma coloidal. Por su parte, el cobalto es más soluble y pasa más fácilmente a la solución, pero no se logran altas concentraciones, pues éste es absorbido por los

sedimentos insolubles ⁽⁷⁾. El cobalto puede disolverse en pequeñas concentraciones por acción de bacterias, de manera semejante al manganeso ⁽⁵⁾.

En las aguas naturales, son comunes concentraciones de níquel de 5 a 20 µg/l ⁽¹⁴⁾.

Aunque el níquel puede ser tóxico en altas concentraciones (1 g/l o 1000 ppm), los datos toxicológicos existentes indican que no es necesario fijar un valor límite para níquel ni cobalto en el agua potable ⁽⁹⁾.

V.6.5. Cobre.

Es un elemento traza común en las aguas naturales. El cobre ocurre en las rocas en forma de sulfuro. En el proceso de intemperismo estas rocas son oxidadas y el cobre se disuelve como sulfato, sin embargo, si hay presencia de CO₂, una porción considerable del cobre precipita como carbonato ⁽⁵⁾.

El cobre es un elemento esencial en el metabolismo humano, y desempeña un papel importante en la formación de eritrocitos, en la liberación del hierro de los tejidos y en el desarrollo de los huesos, sistema nervioso central y tejido conjuntivo ⁽⁴⁾.

El cobre en el agua tiene un sabor desagradable y astringente. El umbral de sabor está por encima de los 5.0 mg/l (5 ppm). La presencia de cobre en el agua, si bien no constituye un peligro para la salud, puede interferir con los usos domésticos que se le den al agua. El agua con cobre acentúa la corrosión de utensilios y conexiones de tubería de aluminio y zinc. El "manchado" de la ropa y elementos de

fontanería ocurren cuando las concentraciones de cobre en el agua superan 1 mg/l (1 ppm), por eso, la OPS recomienda ese valor como límite ⁽⁹⁾.

V.6.6. Estaño.

En la naturaleza, la ocurrencia del estaño es muy pequeña, y generalmente no se encuentra en el agua, salvo en algunos casos, que se tienen muy pequeñas concentraciones. Según Rankama y Sahama, en el proceso de intemperismo, el estaño permanece insoluble y tiende a depositarse en las sedimentarias insolubles ⁽⁷⁾.

V.6.7. Plomo.

Ocurre en la naturaleza en forma de sulfuro, galena [PbS], también en forma de óxido y en algunas ocasiones sustituye al calcio en la aragonita [CaCO₃]. Otra forma común es la de carbonato, que se da en zonas cercanas a las menas de explotación de plomo ⁽⁷⁾.

El plomo se ha usado ampliamente durante muchos siglos, y en múltiples lugares se ha producido algún tipo de contaminación del ambiente como resultado de su uso en los trabajos de minería y de fundición o del empleo de productos elaborados con plomo. Por consiguiente, está presente en el aire, los alimentos, el agua, el suelo, el polvo y la nieve ⁽⁹⁾.

En las aguas que contienen carbonatos, la solubilidad del plomo se ve limitada por la solubilidad del bicarbonato de plomo; rara vez se alcanzan estas concentraciones, pues el plomo tiende a ser

absorbido por los sedimentos y suelos, evitando que llegue a altas concentraciones. Sin embargo, cuando el agua es agresiva, blanda o tiene pH bajo, se pueden producir altos niveles de plomo ^(13,14).

Desde siglos atrás se reconoce que el plomo en dosis altas constituye un veneno metabólico general y acumulativo. El plomo es altamente tóxico en el agua para beber. Algunos síntomas del envenenamiento agudo son: cansancio, languidez, ligeros trastornos abdominales, irritabilidad, anemia y, en el caso de niños, cambios de comportamiento. Los niños, mujeres embarazadas y fetos son considerablemente más sensibles a la intoxicación por plomo ⁽⁴⁾. Una fuente común de contaminación por plomo son las tuberías y soldaduras de este material, así como pinturas, sobre todo antiguas, donde el plomo era importante en la formulación ⁽¹⁹⁾. Concentraciones superiores a 0.1 ppm son inadmisibles en el agua potable, la OPS recomienda como límite 0.05 mg/l (0.05 ppm) ⁽⁹⁾.

V.6.8. Cadmio.

Prácticamente todos los minerales de zinc contienen pequeñas cantidades de cadmio. Aunque es poco frecuente, la forma predominante en que se encuentra el mineral de cadmio es la grenoquita ([CdS], blenda de cadmio), o sulfuro de cadmio; esta forma suele asociarse con los depósitos de esfalerita o blenda ([ZnS], sulfuro de zinc) ⁽⁵⁾.

El cadmio en los pH normales de las aguas naturales sólo puede estar en pequeñas cantidades por su baja solubilidad y poca abundancia. Concentraciones superiores a trazas en las aguas naturales son sumamente raras. Las aguas naturales no contaminadas, por lo general contienen menos de 1 µg/l (0.001 ppm).

Un comité mixto de la FAO y la Organización Mundial de la Salud (OMS) recomienda que la ingesta semanal no exceda 0.5 mg. Si se considera una concentración alrededor de 1 $\mu\text{g/l}$ ⁽²⁰⁾, y que un adulto bebe 2 litros de agua diarios, en una semana se habría ingerido solamente el 5 ó 10 % de la ingesta semanal sugerida como límite. No se ha establecido la dosis de cadmio aguda oral ni letal para el hombre; sin embargo se estima que sea de varios cientos de miligramos ⁽¹⁸⁾.

El cadmio afecta principalmente al riñón, pues tiende a acumularse en la corteza renal ⁽²⁰⁾. Basándose en estudios epidemiológicos, se ha determinado que la dosis umbral que produce daño en una exposición de largo plazo es de 200 $\mu\text{g/día}$ (0.002 ppm/día); esto representa 12 $\mu\text{g/día}$ absorbidos (0.00012 ppm/día). Si se considera que la concentración crítica en la corteza renal está entre 200 y 250 mg/kg, se ha calculado que con una ingestión de 240 $\mu\text{g/día}$, valor superior al límite sugerido, alcanzaría la concentración renal crítica en 50 años ⁽²¹⁾.

V.6.9. Mercurio.

Encontrar mercurio en el agua es realmente anormal, pues éste no es muy abundante y prácticamente no existen aguas que lo contengan; salvo algunas termales que depositan mercurio en forma de cinabrio [HgS] ⁽⁵⁾.

En la mayoría de las aguas superficiales, el hidróxido y el cloruro son los compuestos de mercurio que predominan; las concentraciones son por lo general menores a 0.001 mg/l (0.001 ppm) ⁽²²⁾.

Rankama y Sahama ⁽⁷⁾ sugieren que los iones de mercurio que se encuentran en el agua son fuertemente absorbidos por los minerales de las rocas sedimentarias, evitando así altas concentraciones de éste en el agua.

El mercurio no cumple ninguna función benéfica en la fisiología humana. Por su toxicidad, el mercurio es una impureza indeseable; normalmente en las aguas naturales no se alcanzan concentraciones peligrosas. Para el agua potable, el límite de contenido de mercurio se ha establecido en 0.001 ppm ⁽⁹⁾.

V.6.10. Arsénico.

En las rocas, el arsénico está presente en diversas formas, como son: arsenuros y óxidos de arsénico. Aunque consideramos al arsénico un metal pesado, generalmente está presente en forma de anión complejo, y no como catión. El arsenato y el arsenito (AsO_4^{3-} y AsO_2^-) son formas iónicas del arsénico. El primero algunas veces sustituye al fosfato en la apatita [$\text{Ca}_5\text{F, Cl, OH}(\text{PO}_4)_3$]]. El arsénico está químicamente relacionado con el fósforo, y tienen algunas características comunes.

Es común encontrar arsénico en las aguas naturales, pero en concentraciones tan bajas (trazas) que normalmente no producen ningún efecto nocivo al organismo; se ha observado que en concentraciones de hasta 1 ppm, consumidas en periodos cortos, no produce daño, aun cuando las normas frecuentemente marcan como límite 0.05 ppm ⁽⁹⁾. En Nueva Zelandia se ha encontrado que las descargas geotérmicas contienen cantidades significativas de arsénico ⁽⁴⁾. No obstante ser un elemento omnipresente en la naturaleza, la mayoría del arsénico presente en el agua proviene de descargas

industriales; las concentraciones más elevadas, aparte de las que se presentan naturalmente en aguas de manantial, se dan en las zonas de intensa actividad industrial ⁽²³⁾.

El envenenamiento agudo con arsénico compromete al sistema nervioso central, produciendo un estado de coma, y cuando la dosis es de poco más de 70 mg, produce la muerte ⁽²⁴⁾. El envenenamiento crónico se manifiesta por una debilidad muscular general, pérdida del apetito y náusea, ocasionando inflamación de membranas mucosas de los ojos, nariz y laringe; también pueden producirse lesiones cutáneas, tumores neurológicos y en otros órganos. El envenenamiento puede producirse con dosis tan bajas como 3-6 mg/día, si se está expuesto por periodos prolongados.

V.6.11. Selenio.

El selenio es químicamente semejante al azufre, pero es mucho menos abundante. En las rocas, los sulfuros generalmente están acompañados de selenuros en pequeñas cantidades. El selenio suele estar presente en el agua como selenito SeO_3^{2-} o selenato SeO_4^{2-} , dependiendo de factores como el pH, y la presencia de otras sales disueltas. El selenio en solución, tiende a ser absorbido por las rocas sedimentarias insolubles, lo que evita que su concentración en las aguas sea elevada.

Cada vez es mayor la evidencia de que el selenio es esencial para la salud humana. Sin embargo dosis elevadas de selenio son tóxicas y causan daños en órganos como el hígado, riñones, páncreas e incluso al miocardio ⁽⁴⁾.

Para el agua potable, el límite de contenido de selenio ha sido establecido en 0.01 ppm, en las Normas internacionales para el agua potable, publicadas por la OMS ⁽¹⁵⁾.

V.7. METALES ALCALINOTERREOS.

El calcio y magnesio ya se han tratado de manera independiente en capítulos anteriores, ahora se tratarán únicamente el berilio, el estroncio y el bario.

V.7.1. Berilio.

El berilio es relativamente escaso. A pesar de estar contenido en el grupo de los alcalinoterreos, su comportamiento químico es distinto al de los otros miembros de este grupo. El berilio suele remplazar al silicio en la estructura de algunos minerales ígneos, y también suele encontrarse en minerales de las pegmatitas; el más importante de éstos es el berilo $[\text{Be}_2\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_6]$, un silicato doble de aluminio y berilio ⁽⁷⁾.

El berilio se concentra en las resistitas (sedimentarias insolubles) por el proceso de intemperismo, pues al igual que el aluminio, se disuelve muy poco y tiende a permanecer en el residuo insoluble.

En general, no se encuentra berilio en concentraciones mayores a 1 $\mu\text{g/l}$ (0.001 ppm) ⁽²⁵⁾ pues los óxidos e hidróxidos de éste son poco solubles en el rango de pH de las aguas naturales, y lo poco que se disuelve es absorbido por las resistitas, eliminando prácticamente todo el berilio disuelto.

No hay muchos datos referentes a una cantidad máxima permisible en el agua potable, únicamente una propuesta por un científico soviético, Shashina, quien sugiere 0.2 $\mu\text{g/l}$ (0.0002 ppm) ⁽⁴⁾.

Los compuestos de berilio no se absorben fácilmente al ser ingeridos, ya que tienden a formar compuestos insolubles a los niveles fisiológicos de pH. La absorción de berilio por el tracto gastrointestinal es bastante deficiente, siendo también baja su toxicidad por esta vía de ingreso ⁽⁴⁾.

V.7.2. Estroncio.

El estroncio es un constituyente de mediana importancia de las rocas ígneas, y ocurre también en los sedimentos carbonatados. Su comportamiento químico es semejante al del calcio y el bario. El estroncio reemplaza al potasio o al calcio en muchos minerales cristalinos como feldespatos, micas, piroxenas, etc. Rankama y Sahama ⁽⁷⁾ afirman que el estroncio es más común en rocas graníticas que en cualquier otro tipo de rocas; afirman también que en las rocas ultrabásicas es inexistente.

Es común encontrar celestina (sulfato de estroncio, SrSO_4) en los sedimentos carbonatados, compuestos en gran parte por aragonita [CaCO_3], en la cual, algunas veces el calcio es sustituido por estroncio (estroncianita [SrCO_3]). Kulp, Turekian y Boyd ⁽²⁶⁾ reportan una proporción de Sr:Ca en las calizas de 1:1000.

El estroncio generalmente no es determinado de manera independiente, sino que es considerado como parte del calcio, esto no representa un error grave, pues el estroncio no suele estar en concentraciones mayores a unas cuantas ppm.

En el proceso de intemperismo, el carbonato de estroncio, que en presencia de CO_2 es muy soluble (712 ppm), es disuelto y arrastrado en forma de bicarbonato en la solución, de manera análoga al calcio.

No se cuenta con suficientes datos para hacer una generalización; sin embargo, en un estudio realizado en 50 pozos de diferentes partes de los Estados Unidos, no se encontraron concentraciones superiores a 1 ppm, y en la mayoría de los casos la concentración era mucho menor.

V.7.3. Bario.

El bario es menos común que el estroncio y suele reemplazar al potasio en algunos minerales presentes en las rocas ígneas, especialmente en el feldespato. También se encuentra en la barita o baritina (sulfato de bario, BaSO_4) que es un mineral común de origen secundario.

En las aguas subterráneas, únicamente hay trazas de este elemento, pues la solubilidad de sus compuestos es muy baja, normalmente por debajo de 0.1 ppm⁽²⁷⁾; el sulfato de bario es prácticamente insoluble (1g / 400,000 partes).

Existen pocos datos sobre el contenido de bario en las aguas naturales, pero en general, las concentraciones de éste son menores que las de estroncio, aunque algunas salmueras geotérmicas contienen hasta 10 ppm.

No hay muchos datos referentes a una cantidad máxima permisible en el agua potable, únicamente una propuesta por un científico soviético, Krasovsky, quien sugiere 0.1 ppm (0.1 mg/l)⁽⁴⁾.

El bario es sumamente tóxico cuando se ingiere en exceso en forma de sal soluble, la dosis letal de cloruro de bario es de 550 a 600 mg⁽⁴⁾.

V.8. METALES ALCALINOS Y ION AMONIO.

El sodio y el potasio ya se han tratado de manera independiente en capítulos anteriores, ahora se tratará a los metales restantes y al ion amonio, por las características químicas semejantes a las de éstos.

V.8.1. Litio.

El litio es relativamente raro y generalmente ocurre en minerales complejos de las rocas graníticas y pegmatitas⁽⁷⁾. El litio no es determinado normalmente, pues se encuentra en muy bajas concentraciones; consecuencia no de su solubilidad, pues los compuestos de litio son muy solubles, sino por su escasez.

En el proceso de intemperismo las sales de litio son disueltas y acarreadas en solución y tienden a permanecer en ésta, pues el litio en solución no es afectado por intercambio de bases o absorción por otros minerales⁽³⁾.

El litio puede causar daño en los riñones, especialmente si el consumo de sodio es bajo; condición muy rara en las aguas naturales.

V.8.2. Rubidio.

En las rocas ígneas, el rubidio es tan abundante como el estroncio. En algunos minerales de éstas, micas y feldspatos, el rubidio sustituye parcialmente al potasio. También se encuentra en pegmatitas. No se acostumbra determinar rubidio en los análisis de agua.

Las sales de rubidio son muy solubles, y en el proceso de intemperismo éstas son disueltas, pero tienden a ser absorbidas por las resistitas y los suelos, de manera semejante al potasio, pero el rubidio tiende a ser absorbido en mayor proporción que éste.

Rankama y Sahana ⁽⁷⁾ aseguran que es común encontrar rubidio en los acuíferos hidrotermales; sin embargo no se cuenta con suficiente información para generalizar en cuanto a rangos de concentraciones, pero se cree normalmente existen trazas de rubidio en las aguas naturales.

No presenta problemas de toxicidad.

V.8.3. Cesio.

El cesio es un metal alcalino pesado, su ocurrencia y comportamiento químico, tanto en rocas como en agua, son similares a las del rubidio, pero la abundancia del cesio es mucho menor, lo que lo hace poco común en las aguas naturales. Por otra parte, cuando está en solución, éste es absorbido por los sedimentos y suelos, lo que definitivamente evita su concentración en el agua.

V.8.4. Amonio.

El gas amoniac (NH_3) es altamente soluble y al disolverse en el agua forma hidróxido de amonio (NH_4OH), el cual se disocia parcialmente en los iones amonio (NH_4^+) e hidroxilo (OH^-).

Las sales de amonio son volátiles y cantidades considerables de éstas tienen origen en emanaciones volcánicas y aguas magmáticas; por esta razón, las aguas termales pueden contener relativamente altas concentraciones de amonio (algunas aguas del parque de Yellowstone tienen hasta 770 ppm) ⁽⁵⁾.

Las sales de amonio normalmente se hidrolizan, tomando de la solución iones OH^- , lo que tiende a disminuir el pH. En la mayoría de los casos, la cantidad de sales de amonio disueltas no tiene un efecto apreciable en el pH de la solución. En caso de que la concentración de amonio fuera alta y no hubiera presencia de carbonatos, el sistema amortiguador o buffer de esta solución sería la hidrólisis del amonio y el rango de pH sería ácido. En el agua que contiene amoniac y amonio, el pH se ve afectado por ese equilibrio.

Los iones de amonio son fuertemente absorbidos por los suelos, para posterior uso de éste por las plantas.

Para concentraciones permisibles, ver Nitratos.

V.9. ELEMENTOS RADIOACTIVOS.

Se llama radioactividad a la capacidad que tienen algunos átomos de emitir energía radiante, resultado de su desintegración. Esta radiación es liberada en forma de partículas y ondas electromagnéticas.

La radioactividad en el agua es el resultado de la presencia de isótopos radiactivos; la mayoría de éstos disueltos en forma iónica, aunque se puede dar el caso de que parte del hidrógeno de las moléculas del agua puede ser reemplazado por tritio (H^3).

Existen en la naturaleza tres isótopos de alto peso molecular, cada uno de éstos representa el principio de una serie de decaimiento o desintegración que produce radioactividad. Estos isótopos son U^{238} uranio, Th^{232} torio, U^{235} uranio 235, aunque este último no es muy importante como fuente radioactiva en las aguas naturales, pues el uranio normalmente sólo contiene una mínima porción del isótopo U^{235} .

Existen algunos otros isótopos radioactivos naturales, como son el K^{40} y Rb^{187} entre otros, pero por la poca abundancia, baja solubilidad y/o corta vida media no son relevantes en lo referente a las aguas naturales ⁽³⁾.

V.9.1. Uranio.

El uranio natural se encuentra compuesto de varios isótopos, entre los que predomina el U^{238} , la vida media de éste es muy larga (4.5×10^9 años), lo que lo hace medianamente radioactivo. Por las

cantidades en las que suele encontrarse en las aguas naturales, es más fácil de determinar por métodos químicos y no por la radiación emitida, pues ésta es mínima.

El uranio se encuentra ampliamente distribuido en las rocas ígneas. Se encuentra en mayor proporción en los granitos sódicos, y decrece conforme aumentan los minerales ferromagnesianos, hasta el grado de ser prácticamente nulo en las rocas ultrabásicas ⁽⁷⁾. En las rocas sedimentarias, el uranio ocurre absorbido en forma iónica, o incluido en el cementante de las areniscas.

En el agua el uranio se encuentra en forma hexavalente, como uranilo (UO_2^{2+}); las sales de uranio son muy solubles, por lo que éste se encuentra muy diseminado. Prácticamente todas las aguas contienen algo de uranio, generalmente menos de 10 microgramos por litro (0.01 ppm); sin embargo las aguas asociadas a sedimentos con altos contenidos de uranio suelen rebasar esta concentración.

V.9.2. Radio.

Existen cuatro isótopos de radio en la naturaleza, Ra^{223} , Ra^{224} , Ra^{226} y Ra^{228} . De estos, el Ra^{228} y Ra^{223} son producto de la desintegración del torio, el Ra^{226} de la del U^{238} , y el Ra^{223} de la del U^{235} . El Ra^{226} es probablemente el más abundante en las aguas naturales, y tiene una vida media de aproximadamente 1600 años, mayor que la de los otros.

Todos los isótopos de radio son altamente radioactivos, y a diferencia del uranio, éstos sí pueden identificarse en pequeñas concentraciones por métodos radioquímicos.

El radio pertenece a la familia de los alcalinoterreos, y con éstos comparte algunas características químicas. Es semejante al bario en cuanto a que sus sulfatos son prácticamente insolubles. Aunque el radio es producto de la desintegración del uranio (U^{238}), que si es soluble, las sales de radio no lo son, lo que evita altas concentraciones de este elemento en las aguas naturales. La concentración de radio siempre es mucho menor que la de uranio, por debajo de 1 micromicrocurio por litro (micromicrocurio = curio $\cdot 10^{-12}$).

La OPS recomienda como valores máximos permisibles de radioactividad en agua potable los siguientes ⁽⁹⁾:

Radioactividad alfa global:	0.1 Bq/l.
Radioactividad beta global:	1.0 Bq/l.

CAPÍTULO VI. INTERPRETACIÓN Y REPRESENTACIÓN DE ANÁLISIS DE AGUA.

VI.1. MOVIMIENTO DEL AGUA SUBTERRÁNEA Y EVOLUCIÓN DE SU COMPOSICIÓN QUÍMICA.

La fuente primaria de recarga de los acuíferos es el agua de lluvia, ésta llega al nivel freático a través del suelo mediante una infiltración lenta. En el suelo se distinguen cuatro capas u horizontes. El primero, es el más externo y se denomina eluvial; es en él donde se produce el lavado de materiales y la acumulación de materiales orgánicos procedentes de la descomposición de plantas y animales. La oxigenación en esta capa es fácil, pues las canículas creadas por las raíces y los animales de la tierra favorecen la penetración de aire. En esta capa se solubilizan gases (CO_2 y O_2) y algunos ácidos orgánicos. En el siguiente horizonte, denominado iluvial, se acumula el material insoluble resultante del ataque a los materiales originales. El siguiente horizonte está constituido por la roca madre desintegrada y sin sufrir transporte. El último horizonte está constituido por la roca madre original e inalterada.

El tipo de suelo depende de la naturaleza de la roca madre y de las condiciones climatológicas. La capa formada por la roca madre desintegrada es la que aporta la mayoría de las sales, aunque el eluvial y el iluvial también hacen pequeñas aportaciones al agua de lluvia original.

La lluvia aporta sales que pasan al terreno con el agua de infiltración, ésta ocupa parcial o totalmente los poros del suelo y en él tiene oportunidad de disolver bióxido de carbono (CO_2) y ácidos húmicos procedentes de la descomposición de la materia orgánica.

La presión parcial del CO_2 en el suelo varía entre la atmosférica 0.0003 atm, hasta valores superiores a 0.1 atm, estando generalmente entre 0.001 y 0.1 atm. En estas condiciones, el CO_2 le confiere carácter ácido al agua y ésta es capaz de atacar a los materiales del suelo, tomando de éstos los más solubles y dejando un residuo insoluble que va acumulándose en el iluvial. De manera simultánea, la materia orgánica existente consume total o parcialmente el oxígeno disuelto, pudiéndose producir un medio reductor que favorece la solubilización del hierro.

Si la cantidad de lluvia (pluviometría) es mayor que la evapotranspiración, existe un continuo lavado del suelo, y todas las sales que éste aporta pasan a él o a los acuíferos subyacentes. El grado de concentración de las aguas que llegan al acuífero depende de cuán grande sea la diferencia entre la evapotranspiración y la pluviometría. La concentración de sales en el agua será mayor mientras menor sea la diferencia, y ésta será siempre superior a la del agua de lluvia original. En el caso de que la evapotranspiración sea superior a la pluviometría, el agua de lluvia es evaporada antes de alcanzar el nivel freático, y las sales que se encontraban disueltas en ésta se acumulan en el suelo, formando costras de sales solubles, las cuales cuando ocurren fuertes lluvias, aportan grandes cantidades de sales al agua que logra escapar a la acción de la evapotranspiración. Lo más común es que ocurran ambos fenómenos, en diferentes momentos del año, dependiendo de las condiciones climáticas. Esto provoca que la salinidad del agua de recarga de los acuíferos varíe según las épocas de lluvias o estío. Dichas variaciones en la composición del agua de recarga son compensadas si entre el horizonte de acumulación y el nivel freático existe una capa de material moderadamente permeable, pues éste retrasa el flujo del agua produciendo un efecto regulador que amortigua las variaciones estacionales de concentración. Por otro lado, si el nivel freático está muy alto, no hay oportunidad de que se lleve a cabo el anterior efecto,

y el acuífero sufre grandes variaciones en su composición; e incluso, si la evapotranspiración es tal, se pueden acumular grandes cantidades de sal en el acuífero mismo.

TABLA II. Composición promedio del agua de lluvia.

Ion	Rango de concentración	Observaciones
Cl ⁻	0.3-3 ppm	Se producen valores mucho más altos cerca de las costas, y disminuyen al alejarse de la misma. En la costa se tienen valores entre 10 y 40 ppm.
SO ₄ ²⁻	1-3 ppm	Mayores concentraciones en áreas continentales que en la costa. En las zonas industriales generalmente es superior, pudiendo llegar a más de 15 ppm. En las zonas costeras evoluciona de manera paralela a Cl ⁻ .
HCO ₃ ⁻	0.4 ppm	Corresponde al equilibrio con el CO ₂ atmosférico, pero puede alcanzar valores entre 0.8 y 2.5 ppm.
NO ₃ ⁻	< 2 ppm	En zonas industriales oscila entre 0.03 y 12 ppm, pudiendo llegar hasta 20 ppm. Produce lluvia ácida (ácido nítrico HNO ₃).
Na ⁺	0.3-3 ppm	Condiciones similares a las del Cl ⁻
K ⁺	0.3-3 ppm	En cantidades similares al Na ⁺ , pudiendo ser la relación rK/rNa = 1.
Mg ²⁺	0.1-2 ppm	En algunos casos puede llegar hasta 5 ppm.
NH ₄ ⁺	0.2-4 ppm	Excepcionalmente puede llegar a 30 ppm.
I ⁻ , Br ⁻		Mantiene la misma proporción con respecto al cloruro que en el agua de mar.

(3)

VI.2. EFECTOS MODIFICADORES.

VI.2.1. Intercambio iónico.

El intercambio iónico afecta principalmente a los cationes, y es por esta razón que también se le denomina intercambio de bases. Este fenómeno es de especial importancia en los minerales de la arcilla, pues tienen una gran capacidad de quimisorción. El cambio de bases afecta principalmente a los cationes Na⁺, Ca²⁺, Mg²⁺ y también al H⁺, Li⁺ y Sr²⁺, mientras que el K⁺ y el NH₄⁺ tienden a ser fijados irreversiblemente.

Un agua con relación entre dos cationes cualesquiera X e Y que tenga un valor de (rX/rY) , alcanza el equilibrio con el terreno cuyas sales absorbidas tengan una relación (rX/rY) . Si en el agua crece esa relación, el terreno se opone a la modificación, cediendo iones Y y tomando iones X. Así, un terreno de formación marina en equilibrio con los cationes del agua del mar tiene una relación $[rNa/(Ca+Mg)]$, determinada. Al ser sustituida el agua de imbibición inicial por el agua continental, con una relación menor que 1, el terreno cede iones Na^+ y toma del agua iones Ca^{2+} y Mg^{2+} ; el agua es ablandada, eleva su pH y tiende a convertirse en sódica, fenómeno común en los acuíferos. El cambio de bases modifica en general la relación entre cationes tales como: rK/rNa , rNa/rCa , rNa/rMg , rMg/rCa , $rNa/r(Mg+Ca)$, rCa/rCl , rMg/rCl , rNa/rCl , etc. ⁽³⁾.

Es importante considerar el llamado índice de desequilibrio, entre el cloruro y los iones alcalinos, conocido también como índice de intercambio de base, que Schoeller define como:

$$ibc = \frac{rCl - r(Na + K)}{rCl}$$

En un agua subterránea, este índice generalmente es cercano a cero, pudiendo ser positivo o negativo. El valor absoluto de este valor, no es significativo, en realidad, lo importante es la variación de este valor a lo largo de un acuífero, esto indica si hay cambios y el tipo de los mismos. Si existe ablandamiento a lo largo del acuífero (cambio de Ca^{2+} y Mg^{2+} por Na^+) el valor del índice tiende a disminuir, mientras que si existe endurecimiento, éste crece a lo largo del acuífero.

En las aguas en las que los iones Cl^- y Na^+ son dominantes, puede existir notable ablandamiento sin que el valor del icb se vea alterado, por estar el Ca y Mg en cantidad mucho menor a la del Na . Para estos casos, en los que generalmente el índice es negativo, se puede usar una variación del mismo:

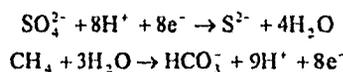
$$\text{ibc}' = \frac{r_{\text{Cl}} - r(\text{Na} + \text{K})}{r(\text{SO}_4 + \text{HCO}_3 + \text{NO}_3)}$$

Hay que tener en cuenta que, en general, la cinética de los intercambios iónicos es más rápida que la de la solvatación original del material. También hay que hacer notar que cuando ocurre el intercambio de bases, el valor en meq/l de los iones disueltos en el agua puede no verse muy afectado, pero esto no implica que no haya un cambio importante en la cantidad de sólidos disueltos como consecuencia de la variación de los pesos equivalentes. Estas variaciones pueden provocar reacciones secundarias debidas a la variación de la fuerza iónica, y son muy notorias cuando existen iones que están próximos a la saturación.

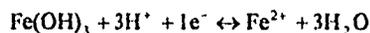
El intercambio de bases, afecta no sólo la concentración de cationes, sino que produce alteraciones en el pH , favoreciendo la disolución o precipitación de sales. Por ejemplo: la desaparición de Mg puede dar agresividad al agua, permitiendo una mayor disolución de caliza, alterando además el pH , el equilibrio existente en el sistema amortiguador, constituido por los carbonatos y el CO_2 , y algunas veces provocando el intercambio entre Mg y Ca . No todas las variaciones del índice se deben a intercambios iónicos, éste se ve afectado (cuando se expresa como icb') por reacciones de óxido-reducción (del sulfato), o precipitaciones (del carbonato).

VI.2.2. Fenómenos de oxidación y reducción.

Los fenómenos redox pueden modificar la composición del agua ya sea poniendo en solución, ya sea precipitando ciertos iones que pueden presentarse en varios estados de oxidación. Son especialmente importantes en relación a la solubilización del hierro y el manganeso, el cual se comporta de manera semejante al hierro pero tiene menor importancia por su poca abundancia. El hierro se disuelve en medios reductores, y precipita en medios oxidantes. El ion sulfato SO_4^{2-} , en medios reductores, y catalizado por ciertas bacterias y materia orgánica pasa a un estado de oxidación menor, generalmente S^{2-} , y algunas veces S o $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Estas bacterias toman el carbono orgánico presente y lo queman con el oxígeno tomado del sulfato, aportando así CO_2 que es incorporado al agua, según las siguientes reacciones simplificadas:



Teniendo como resultado una producción mayor o menor de protones (H^+) según el hidrocarburo, que comunica agresividad al agua. Si de manera simultánea se reduce el hierro, se tiene la reacción:



Junto con la oxidación de materia orgánica. Los iones Fe^{2+} y S^{2-} pueden reaccionar entre sí dando FeS o FeS_2 insolubles. El balance neto indica un aporte de hidrogeniones (H^+).

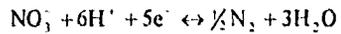
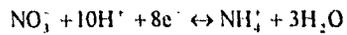
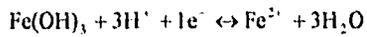
El conjunto de reacciones es relativamente complejo, pero para efectos de cálculos se puede admitir que 1 meq/l de SO_4^{2-} que se reduce, da 1 meq/l de HCO_3^- con el consiguiente aumento de CO_2 disuelto y de su presión parcial; éste se mantiene en solución en acuíferos profundos gracias a la presión reinante. En la reducción del hierro cada meq/l de Fe^{2+} generado produce una cantidad mucho menor de HCO_3^- (entre 1/4 y 1/8). Por lo que puede admitirse que a groso modo 1 meq/l de SO_4^{2-} se cambia por 1 meq/l de HCO_3^- .

Si existe consumo de H^+ , el agua se hace más alcalina y puede precipitarse CaCO_3 para tratar de mantener el pH. En este caso una parte importante de S^{2-} formado queda fijado como FeS o FeS_2 . Si por otro lado, existe producción de H^+ , el agua se hace más ácida, y si el acuífero contiene CaCO_3 , éste se va disolviendo. Cuando esto ocurre, parte del S^{2-} queda disuelto en forma de H_2S . Por esta razón las aguas que han sufrido reducción de sulfatos frecuentemente tienen olor sulfhídrico y contienen hierro disuelto, aunque no siempre ocurre, pues procesos posteriores de oxidación pueden destruir las pequeñas cantidades de H_2S y Fe^{2+} sin afectar apreciablemente el resto del contenido iónico del agua.

El ion nitrato también es afectado por los procesos redox ya que puede ser reducido a N_2 o NH_4^+ y este último a su vez puede ser oxidado a N_2 y a NO_3^- .

El ion uranilo UO_2^{2+} en medios reductores puede pasar a U^{4+} que es menos soluble, y quedar absorbido en el terreno.

Las reacciones redox afectan también el pH del agua, pues éstas son productoras o consumidoras de protones (H^+).



El efecto amortiguador del equilibrio $\text{CO}_2 \leftrightarrow \text{HCO}_3^- \leftrightarrow \text{CO}_3^{2-}$ es muy importante. Las oxidaciones ceden protones (H^+) y aumentan la agresividad del agua, permitiendo nuevas disoluciones de caliza, mientras que las reducciones consumen protones (H^+) pudiendo por lo tanto producir precipitación de calcita; todo depende del balance de ambos tipos de reacciones ⁽³¹⁾.

VI.2.3. Concentraciones y precipitaciones.

Conforme mayor es el tiempo de contacto del agua con el terreno, el agua disuelve más sales, pudiendo llegar hasta la saturación (producto de solubilidad). En general, las aguas que han tenido mayor tiempo de contacto tienen un mayor contenido de sales; sin embargo existen casos en los que suelos donde existen pequeñas cantidades de sales muy solubles producen aportes grandes de salinidad en un corto período de contacto. La concentración por evaporación ocurre solamente en acuíferos superficiales sobre los que la evapotranspiración tiene una fuerte influencia, o en los que existe aporte de gases calientes procedentes de emanaciones volcánicas. También existe la concentración por ultrafiltración u ósmosis en acuíferos semiconfinados sujetos a grandes presiones, sin embargo no se cuenta con la suficiente información para comprender el fenómeno desde el punto de vista hidrogeológico.

Durante la concentración, se puede llegar a los productos de solubilidad de las sales, al suceder esto, éstas precipitan. En general, la primera sal en precipitar es el carbonato de calcio (CaCO_3). Los fenómenos de precipitación ocurren comúnmente en las zonas donde convergen dos aguas de distintas composiciones, en las surgencias u otros puntos donde el acuífero pierde presión, pues la presión parcial de CO_2 disminuye considerablemente y se modifica el delicado equilibrio entre el CO_2 , el ácido carbónico y los carbonatos, produciéndose la precipitación del carbonato de calcio. También puede ocurrir precipitación al enfriarse las aguas termales, pues las solubilidades generalmente disminuyen con la temperatura; o por cambios de pH en aguas ricas en sílice ⁽³⁾.

VI.2.4. Efectos modificadores combinados.

Al tratar de identificar los distintos procesos modificadores, se debe tener cuidado, pues los fenómenos pueden producir resultados similares, si se analizan desde un único punto de vista. Por ejemplo, la reducción de sulfatos puede favorecer la solubilización de hierro y generar la precipitación de carbonato de calcio, forzando un intercambio de bases de Mg por Ca del terreno (El calcio perdido por precipitación tiende a restituirse por un intercambio de Mg con el terreno).

VI.3. INTERPRETACIÓN DE DATOS.

Para entender los fenómenos químicos que ocurren en los acuíferos, es necesario conocer las variaciones en composición que las aguas sufren al discurrir a través de ellos. Para esto resulta necesario correlacionar numerosos análisis individuales y poder así determinar las posibles causas de alteraciones. Se puede recurrir a la simple inspección de los distintos análisis o a complicados métodos estadísticos,

elaboración de mapas y gráficas, así como la realización de nuevos análisis con técnicas analíticas más especializadas. En general, resulta más fácil encontrar variaciones y semejanzas haciendo uso de algún método gráfico, los cuales se explicarán brevemente más adelante.

VI.3.1. Evaluación de análisis de agua.

Lo primero que ha de hacerse, es la recopilación de la información relacionada con la calidad de agua existente en la zona que va a ser estudiada; procediendo a la evaluación de ésta para determinar si es completa y confiable, y en caso de ser necesario, llevar a cabo análisis posteriores.

En el caso de las aguas superficiales, los análisis tienen una validez corta, pues sufren cambios constantes en composición por estar expuestas a cambios climatológicos y a muchos otros factores. No es así en el caso de las aguas subterráneas, donde las condiciones no se ven afectadas por tantos factores, por lo que un análisis relativamente viejo puede representar aun las condiciones actuales del agua.

Es recomendable revisar minuciosamente los análisis, y determinar si la información es confiable. Una primera forma de determinar si el análisis es confiable, es verificar el balance de aniones y cationes; para hacer esto, es necesario comparar la suma de todos los aniones, expresados en miliequivalentes por litro, con la suma total de cationes, expresada en las mismas unidades, deben ser iguales o valores similares. Para determinar si el análisis está dentro de los límites de tolerancia se puede utilizar el siguiente criterio:

$$\% \text{ Error} = 200 \frac{\sum \text{cationes} - \sum \text{aniones}}{\sum \text{cationes} + \sum \text{aniones}}$$

TABLA III. Error admisible para análisis de agua.

Conductividad (μS/cm)	50	200	500	2000	> 2000
Error admisible	30 %	10 %	8 %	4 %	4 %

Nota: En análisis rutinarios pueden a veces aceptarse errores ligeramente superiores.

Se debe tener en cuenta que para que se cumplan estas condiciones, se ha asumido que el agua no contiene cantidades apreciables de los iones que no fueron determinados en el análisis, y que en consecuencia no participan en la hidrólisis; otra suposición es que todos los aniones se pudieron determinar por una titulación que tiene como fin un pH de 4.5. Lo cual es cierto en la mayoría de los casos para las aguas alcalinas, no así para las ácidas, pues en el caso de éstas, es común que las determinaciones reporten iones que en la muestra original no se encontraban disociados, o partículas que se encontraban en estado coloidal^(3,5).

VI.4. TÉCNICAS DE ESTUDIO.

Se pueden determinar semejanzas o diferencias entre diferentes análisis por varios métodos: inspección, tratamiento matemático simple y elaboración de gráficos, mapas y diagramas de diverso tipos.

VI.4.1. Inspección y comparación.

Una simple inspección generalmente hace posible la diferenciación en varios grupos, por ejemplo, es fácil agrupar en grupos según el rango de sólidos disueltos. Sin embargo ésta es una clasificación muy burda, pues no contempla ningún otro parámetro.

Es frecuente encontrar en la literatura clasificaciones como "aguas carbonatadas cálcicas" o "aguas clorurado sódicas", clasificaciones basadas en el anión y catión predominantes; este tipo de clasificaciones no son precisas, pero sí resultan útiles para señalar semejanzas burdas. Un método más efectivo, es el uso de relaciones, que se describe a continuación.

VI.4.2. Uso de relaciones.

El expresar la concentración de un ion con respecto a otro, o con respecto al total permite identificar claramente las semejanzas y diferencias entre varias aguas. Para decidir que iones se deben relacionar, basta observar los análisis que se tienen y seleccionar los principales y los de especial interés. Por ejemplo, la relación calcio/magnesio (rCa/rMg) resulta útil para comparar aguas que contienen minerales ferromagnésicos con aguas relacionadas con otro tipo de rocas, para diferenciar aguas de rocas dolomíticas de aguas de calizas, e incluso para rastrear el efecto de la intrusión salina. La relación de sodio con respecto al total de cationes ($Na\%$) resulta de gran utilidad para identificar la acción del intercambio iónico. La relación cloruro/sólidos disueltos indica la influencia de la solución de cloruro de sodio en el acuífero, y en algunos casos, de la contaminación de éste.

A continuación se presentan tres análisis, y algunas relaciones, las cuales indican claramente la semejanza entre los análisis B y C y la diferencia de éstos con A.

TABLA IV. Análisis de 3 distintas aguas.

	A		B		C	
	ppm	meq/l	ppm	meq/l	ppm	meq/l
Sílice	12	-	33	-	30	-
Calcio	26	1.30	12	0.60	11	0.55
Magnesio	8.8	0.72	10	0.82	9.2	0.76
Sodio y Potasio	73	3.16	89	3.85	80	3.50
Bicarbonato	156	2.56	275	4.51	250	4.10
Sulfato	92	1.92	16	0.33	15	0.31
Cloruro	24	0.68	12	0.34	12	0.34
Fluoruro	0.2	0.01	1.5	0.08	1.2	0.06
Nitrato	0.4	0.01	0.5	0.01	0.2	0.00
Dureza (CaCO ₃)	101	-	71	-	66	-
Sólidos disueltos	313	-	309	-	282	-
pH	7.7		8.0		8.1	
Conductividad $\mu\Omega^{-1}$	475		468		427	

TABLA V. Comparación de los índices geológicos.

	$\frac{\text{SiO}_2 \text{ ppm}}{\text{Total ppm}}$	$\frac{\text{Ca} \frac{\text{meq}}{\text{l}}}{\text{Mg} \frac{\text{meq}}{\text{l}}}$	$\frac{\text{Na} \frac{\text{meq}}{\text{l}}}{\text{Cl} \frac{\text{meq}}{\text{l}}}$	$\frac{\text{SiO}_4 \frac{\text{meq}}{\text{l}}}{\text{Aniones totales} \frac{\text{meq}}{\text{l}}}$
A	0.038	1.8	4.6	0.37
B	0.11	0.73	11.3	0.063
C	0.11	0.72	10.3	0.064

Las relaciones de iones, también llamados índices geohidrológicos más comunes son:

VI.4.2.1. Relación rMg/rCa.

En las aguas continentales este valor oscila entre 0.3 y 1.5; los valores próximos a 1 indican la posible influencia de terrenos dolomíticos o con serpentina, y valores superiores están relacionados

generalmente con terrenos ricos en silicatos magnésicos como gabros y basaltos. Hay que tener en mente que fenómenos como la precipitación de carbonato de calcio (CaCO_3) pueden aumentar la relación, sin que esto indique nada sobre el terreno por el que el agua circula. La disolución de caliza aumenta esta relación. El agua de mar tiene una relación $r\text{Mg}/r\text{Ca}$ de 5 aproximadamente, las aguas que circulan por terrenos de formación marina, o que se han mezclado con agua de mar tienden a incrementar su relación. La elevación del contenido de cloruros, acompañada de un incremento en la relación $r\text{Mg}/r\text{Ca}$, puede ser un buen indicio de contaminación marina, también llamada intrusión marina. (rX indica que la concentración de X está expresada en meq/l) ^(3,5).

VI.4.2.2. Relación rK/rNa .

En las aguas dulces varía entre 0.004 y 0.3 ⁽²⁹⁾ mientras que para el agua marina oscila entre 0.02 y 0.025. Debido a la fijación preferente del potasio (K') por el terreno, esta relación es menor en el agua que en la roca origen, y tanto menor cuanto más concentrada en sales esté el agua. En general, ésta es una relación de utilidad limitada, pues se ve fácilmente afectada por el terreno ⁽³⁾.

VI.4.2.3. Relaciones rNa/rCa y $rNa/r(Ca+Mg)$.

Se usan para determinar posibles intercambios de bases, se pueden usar en conjunto con el icb. (Ver intercambio iónico).

VI.4.2.4. Relación $rCl/rHCO_3$.

En las aguas subterráneas, el contenido de bicarbonato se mantiene prácticamente constante, por lo que el uso de esta relación nos permite determinar el incremento en salinidad del agua en el sentido de flujo del acuífero. Aunque la concentración de sales hace crecer al denominador, un aumento en la relación indica un avance en el proceso de concentración, siempre y cuando existan fenómenos de reducción de sulfatos, o aportes exteriores de CO_2 , que puedan aumentar el contenido de HCO_3^- . La relación también se ve incrementada cuando hay precipitación de $CaCO_3$, sin que esto signifique un aumento en la salinidad del agua.

La relación $rCl/rHCO_3$ resulta muy útil para la identificación y caracterización de la intrusión marina, un incremento en el índice es un buen indicio de que existe contaminación por agua de mar, ya que el índice en aguas continentales oscila normalmente entre 0.1 y 5, mientras que en las aguas marinas varía entre 20 y 50. En las zonas de riego, el índice también se eleva, pues en éstas suelen concentrarse sales solubles; pero puede distinguirse de la intrusión marina por que el incremento en el índice es mucho menor para un incremento igual de cloruros en la intrusión marina ⁽³⁾.

VI.4.2.5. Relación rSO_4/rCl .

En las aguas algo salinas, el contenido del ion SO_4^{2-} tiende a hacerse constante, y puede usarse de manera similar a la relación $rCl/rHCO_3$ cuando no existe reducción de sulfatos. En el caso de que se presente reducción de sulfatos, esta relación se puede utilizar para la caracterización de ésta.

En aguas de baja salinidad, la relación rSO_4/rCl suele ser similar a la de la roca acuífera, y su valor se mantiene constante al irse concentrando el agua. Esto no se cumple cuando se ha saturado el SO_4^{2-} , pero esto sólo ocurre a muy elevadas concentraciones.

VI.4.2.6. Índice de desequilibrio de cloruros y alcalinos, o índice de cambio de bases.

Se usa para determinar posibles intercambios de bases, se pueden usar en conjunto con otras relaciones como rCa/rCl , rMg/rCl , etc. (Ver intercambio iónico).

VI.4.2.7. Valor k_r .

$$k_r = \sqrt[3]{rCa \cdot (rHCO_3)^2}$$

Este valor es proporcional a la presión parcial de CO_2 . En ausencia de reducción de sulfatos, aportes de CO_2 o desprendimiento del mismo en acuíferos freáticos muy superficiales, k_r tiende a ser un valor constante. Cuando se produce reducción de sulfatos suele crecer, también varía cuando hay precipitación de $CaCO_3$, no es muy frecuente su uso ⁽³⁾.

VI.4.3. Métodos gráficos.

Para simplificar el estudio y manejo de análisis químicos de aguas de un mismo lugar en diferentes épocas, o para comparar y correlacionar análisis de distintos lugares se pueden usar gráficas y diagramas. Éstos manifiestan claramente variaciones temporales, variaciones espaciales, y permiten

además comparar las relaciones existentes entre los iones de una misma agua con otras, permitiendo identificar grupos o familias de aguas de composición química semejante.

VI.4.3.1. Diagramas de columnas, diagramas de Collins.

En dos columnas paralelas se disponen a partir de una base común los iones. En una columna se representan los cationes, en el orden Ca, Mg, Na, K. En otra columna se ponen los aniones en el orden $\text{HCO}_3 + \text{CO}_3, \text{SO}_4, \text{Cl}, (\text{NO}_3)$. Se pueden representar en ppm, meq/l y % meq. Se llama diagrama de Collins cuando se usan meq/l, en estas condiciones, las columnas deben de tener aproximadamente la misma altura, la diferencia es causada por errores en el análisis, o la presencia en concentraciones altas de iones poco comunes ^(3,5).

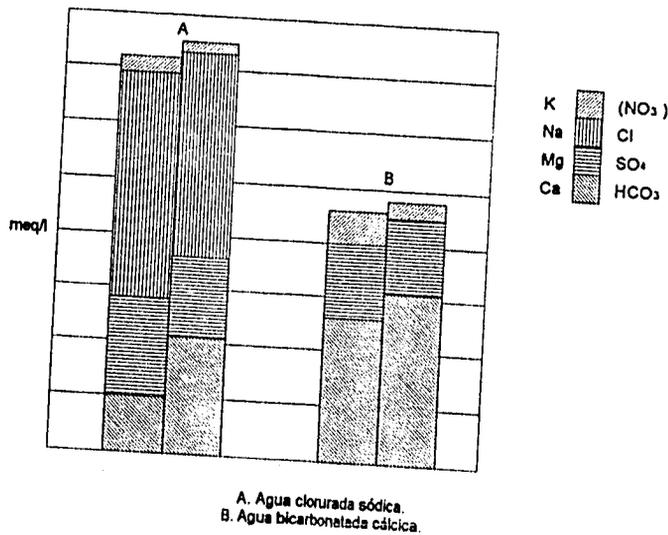
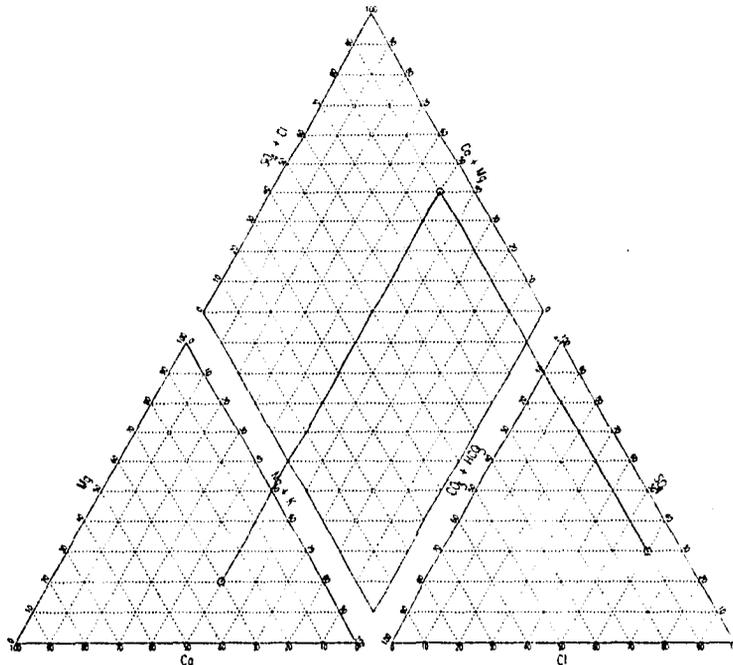


FIGURA V. Diagrama de Collins.

VI.4.3.2. Diagramas Triangulares y de Piper.

Los diagramas triangulares permiten representar tres componentes. Cada uno de los vértices de un triángulo equilátero representa uno de los componentes. Lo más usual es representar como aniones HCO_3^- (+ CO_3^{2-}), SO_4^{2-} , Cl^- (+ NO_3^-) y como cationes Na^+ (+ K^+), Ca^{2+} , Mg^{2+} . En casos especiales se pueden tomar otros iones. Preferentemente se usan dos triángulos equiláteros, uno para los aniones y otro para los cationes, con un campo central de forma romboidal (Piper) o cuadrada (Durov) donde se representa un tercer punto deducido a partir de los triángulos en los que se representaron aniones y cationes. El más usual es el de Piper, o el de Durov en los países de influencia soviética. A continuación se muestra el de Piper ⁽²⁸⁾:



Punto representado.

	% meq/l		% meq/l
Ca	30	Cl	60
Mg	20	SO ₄	30
Na	50	HCO ₃	10

FIGURA VI. Representación de un análisis en un diagrama de Piper.

En estos diagramas no se tiene una representación de las concentraciones absolutas dado que se utilizan valores reducidos a porcentaje. En caso de ser necesario, se puede asociar a cada uno de los puntos representativos una cifra que indique el valor de la conductividad, sólidos totales, etc., o bien un círculo de radio proporcional a esas magnitudes.

Una de las principales ventajas de estos diagramas, es que se pueden representar muchos análisis sin dar origen a confusiones, las aguas geoquímicamente similares quedan agrupadas en áreas bien definidas; sin embargo no es posible representar más que tres características por triángulo, y en algunos casos puede resultar insuficiente, en esos casos puede recurrirse a la introducción de una cifra junto a cada punto representado y/o a un listado de propiedades para cada punto ^(3,5).

Las mezclas de aguas, precipitaciones, diluciones, modificaciones, etc., son claramente identificables haciendo uso de estos diagramas. Sea el siguiente diagrama de Piper:

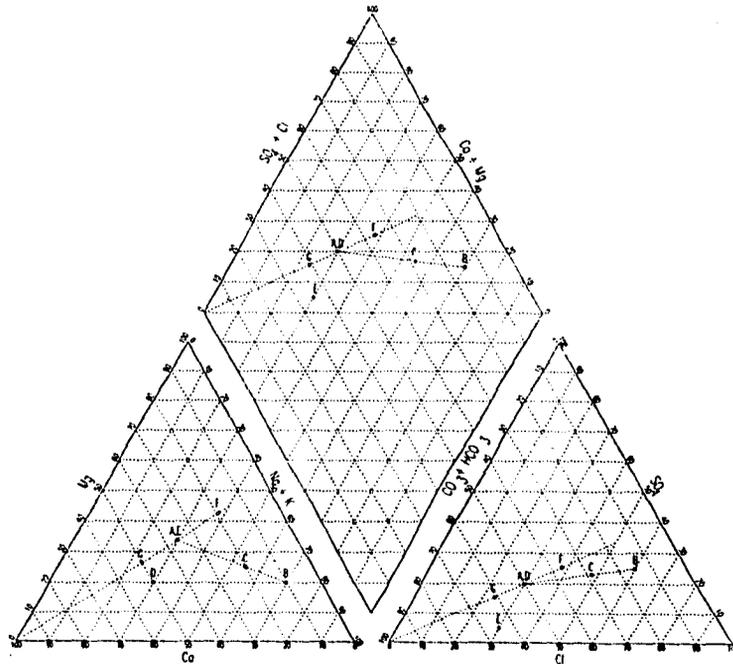


FIGURA VII. Identificación de relaciones en un diagrama de Piper.

El análisis C, que se encuentra sobre el segmento AB, podría ser el resultado de la mezcla de A y B, no se puede asegurar, pues no se tienen valores absolutos, en caso de que esto fuera cierto, la concentración de C se encontraría entre las concentraciones de A y B. Si a es la concentración del análisis A, y b la de B, x la proporción volumétrica de A y $(1-x)$ la de B, debe cumplirse el siguiente balance:

$$C = A \cdot x + B \cdot (1 - x)$$

Y en el diagrama:

$$\frac{x}{1-x} = \frac{BC \cdot b}{AC \cdot a}$$

Donde BC y AC indican las longitudes de los segmentos indicados medidos en el diagrama. Si se obtienen valores de x mayores que 1 o menores que 0, quiere decir que el agua C no es producto de la mezcla de A y B.

Si se produce la disolución o precipitación de una sal, los diferentes puntos se encontrarán sobre rectas que pasan por el vértice que corresponde al 100 % del anión y catión afectados. En el diagrama anterior, el paso de A a F representa la precipitación de carbonato de calcio $[CaCO_3]$ y el paso de A a G representa la disolución del mismo.

Si se produce un cambio de bases, no debe producirse ningún cambio en el diagrama de aniones (siempre que no existan reacciones secundarias), y los puntos respectivos en el diagrama de cationes

deben moverse sobre una paralela al lado que une los vértices representativos de los dos cationes en juego, por ejemplo, en el diagrama, el paso de A a D.

Si se produce una reducción de sulfatos, en ausencia de reacciones secundarias, el diagrama de cationes permanece sin cambios, mientras que en el de aniones, los puntos se moverán a lo largo de una paralela al lado que une los vértices representativos del 100 % de SO_4^{2-} y HCO_3^- , ya que cada meq de SO_4^{2-} se cambia por aproximadamente un meq de HCO_3^- ; (ver fenómenos de óxido-reducción).

Las rectas que concurren en un vértice representan aguas de igual relación entre los iones que representan los otros dos vértices.

En la siguiente figura se representan las áreas más probables de situación de los puntos representativos de los análisis de aguas potables ⁽¹⁾.

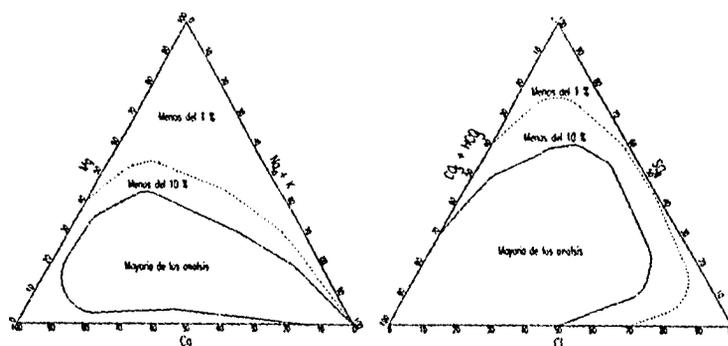


FIGURA VIII. Representación en un diagrama de Piper de las aguas potables.

VI.4.3.3. Diagramas circulares.

Se representa cada análisis en forma de un círculo de radio proporcional al total de meq/l disueltos o al residuo seco. Este círculo se divide en secciones proporcionales a los % de los iones de interés (Diagrama de pay). Se tiene la ventaja de que resultan muy útiles para ser utilizados sobre mapas geohidroquímicos, sin embargo, no es posible identificar fácilmente relaciones ni variaciones de las características geoquímicas.

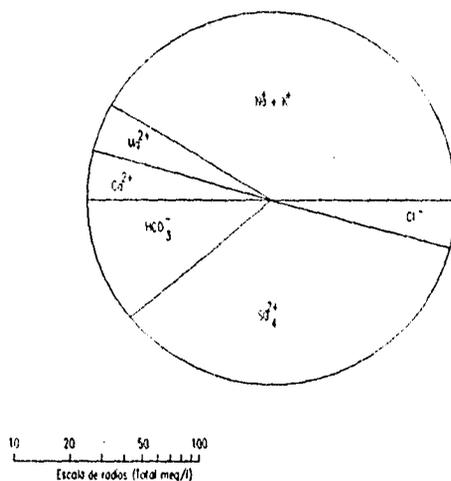


FIGURA IX. Diagrama Circular.

VI.4.3.4. Diagramas poligonales y radiantes.

Se genera un polígono representativo de un análisis uniendo varios puntos trazados sobre ejes convergentes o paralelos en los que se representa cada uno de los principales iones. Sobre cada eje se representa un sólo ion, o bien un anión y un catión simultáneamente. La figura resultante será característica para cada tipo de agua ^(3,5).

VI.4.3.4.1. Diagrama de Tichel.

Sobre un grupo de rectas concurrentes uniformemente espaciadas se colocan valores proporcionales a los meq/l o % de meq/l de cada ion, y se unen formando una estrella, son poco usados ^(3,5).

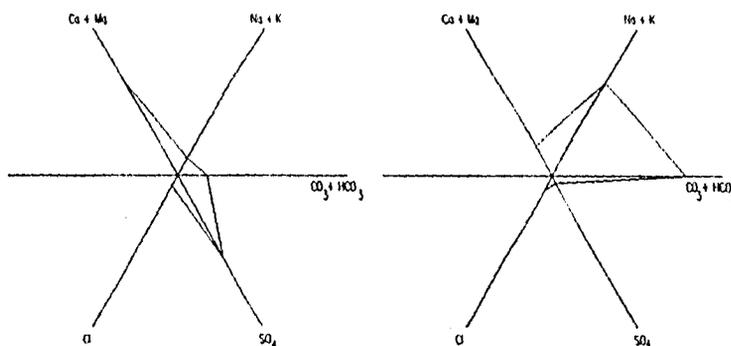


FIGURA X. Diagramas de Tichel.

VI.4.3.4.2. Diagrama de Stiff.

Se tienen cuatro rectas paralelas igualmente espaciadas cortadas por una normal que divide al diagrama en el campo de cationes (izquierda) y el de los aniones (derecha). Sobre cada recta se toma un segmento proporcional a los meq/l del ion correspondiente y se unen los extremos formando un polígono característico. En el diagrama original de Stiff, para aguas de yacimientos de petróleo, se disponen de arriba a abajo los iones $\text{Na}^+ + \text{K}^+$, Ca^{2+} , Mg^{2+} y Fe^{3+} del lado de los cationes, y Cl^- , HCO_3^- , SO_4^{2-} , y CO_3^{2-} . Sin embargo para aguas subterráneas resulta conveniente usar la siguiente disposición: $\text{Na}^+ + \text{K}^+$, Mg^{2+} , Ca^{2+} ; $\text{Cl}^- + \text{NO}_3^-$; SO_4^{2-} , $\text{HCO}_3^- + \text{CO}_3^{2-}$ en caso de utilizar tres rectas. O bien K^+ , Na^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} ; NO_3^- , Cl^- , SO_4^{2-} , $\text{HCO}_3^- + \text{CO}_3^{2-}$ si se usan cuatro ⁽³⁾. Estos diagramas se adaptan muy bien para ser usados en mapas geohidroquímicos, y permiten apreciar rápidamente los valores de las relaciones iónicas y la variación de las relaciones entre cationes o entre aniones. Para aguas muy diluidas, o muy concentradas, resulta conveniente reducir o ampliar la escala para que las figuras no queden muy alargadas; ésto generalmente se indica con un achurado distinto en los diagramas de escala modificada ^(3,5).

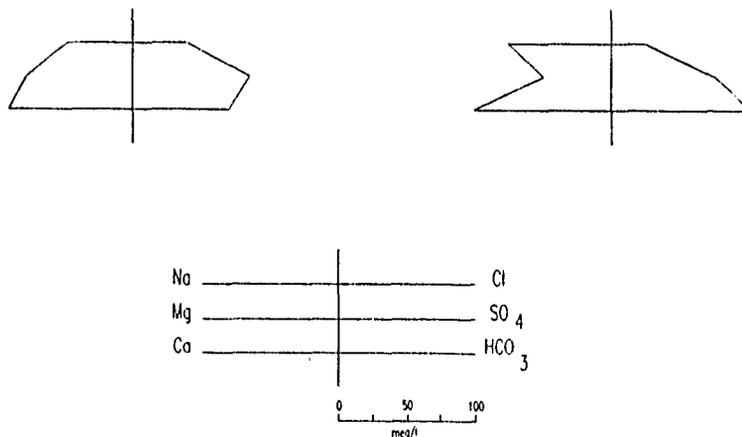


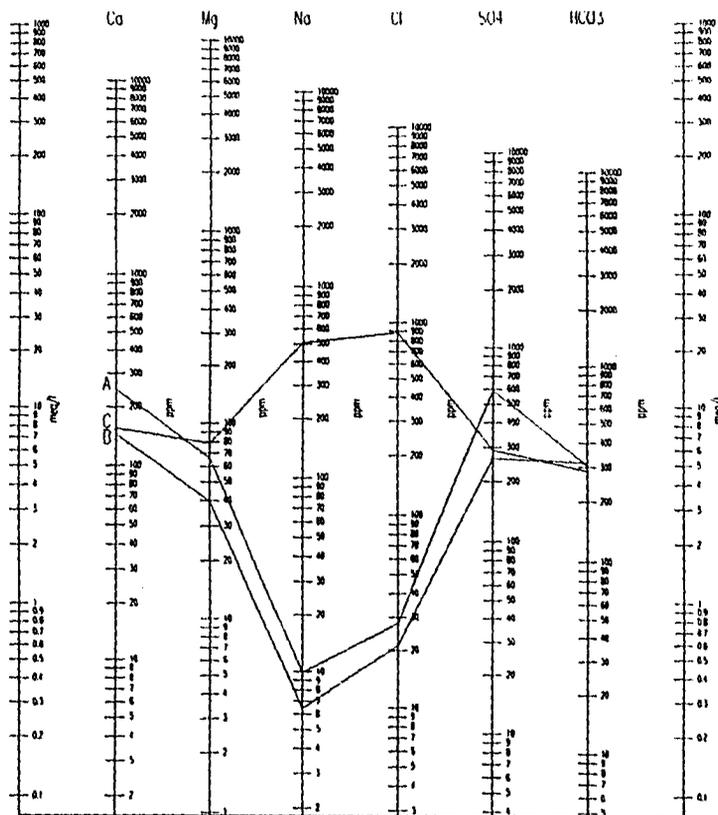
FIGURA XI. Diagramas de Stiff.

VI.4.3.5. Diagramas de columnas verticales, diagramas logarítmicos de Scholler-Berkaloff.

Se disponen varias rectas verticales igualmente espaciadas, a cada una de éstas se le asocia un ion, y se representa a partir de un origen (en general a la misma altura para todas las rectas) segmentos proporcionales a la concentración en meq/l, ppm o en %. Los diferentes puntos obtenidos sobre las rectas, se unen generando una línea quebrada característica de cada agua, estos diagramas tiene la desventaja de que sólo se pueden representar unos cuantos análisis, pues se tornan confusos. Existen varios tipos de diagramas de este tipo: los aritméticos simples, utilizados generalmente en %, son útiles para aguas de características similares, pero resultan algo confusos. Aritméticos acumulativos, utilizados generalmente en %, difieren de los anteriores en que cada ion que se representa en su correspondiente columna, pero a partir de la altura del punto representativo anterior, así el último punto siempre queda en el 100 %. No son muy usados, y resultan confusos. Y los logarítmicos, o también llamados de Schoeller - Berkaloff, en éstos, las columnas son de escala logarítmica, todas del mismo módulo. Se emplean concentraciones absolutas en meq/l y todas las columnas tienen las potencias de 10 en la misma horizontal, pero para facilitar su uso se incluyen graduaciones en ppm sobre cada una de las rectas correspondientes a los iones.

Este diagrama presenta la ventaja de que se pueden representar aguas tanto diluidas como concentradas sobre el mismo diagrama, pero por otra parte, como se trata de una escala logarítmica, las pequeñas diferencias en concentración se acentúan poco, e incluso se pueden perder. Otra ventaja es que la pendiente de la recta que une a dos puntos es igual a la relación de éstos.

Estos diagramas se adaptan bien al estudio de zonas reducidas con aguas no demasiado diversificadas ⁽²⁹⁾.



meq/l	A	B	C
Ca	12.35	7.25	7.76
Mg	5.42	3.28	6.48
Na + K	0.43	0.28	22.09
Cl + NO ₃	0.79	0.6	25.04
SO ₄	12.18	5.46	6.02
HCO ₃	4.97	5.18	4.68

FIGURA XII. Diagrama de Schoeller- Berkaloff

Normalmente los iones se representan en el siguiente orden: Ca^{2+} , Mg^{2+} , Na^+ ($+\text{K}^+$), Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- . Pueden agregarse más columnas, en las que se incluyan otras características, como son dureza, SiO_2 , conductividad, NO_3^- , pH, etc.

VI.4.3.6. Mapas geohidroquímicos.

Estos mapas consisten en colocar sobre un plano de la región que se estudia cifras, símbolos o figuras representativas que representen la composición química del agua de cada pozo o fuente del que se tengan datos.

Las cifras que suelen usarse son las concentraciones de algunos iones, el residuo seco, la conductividad, alguna relación, o alguna designación de la clasificación geoquímica del agua (ver clasificación de las aguas).

A veces se puede asociar a cada punto del mapa un diagrama, siendo los más adecuados los de Collins, los de Stiff, o los circulares, siendo más útiles los de Stiff⁽³⁾.

A partir de estos mapas, algunas veces es posible deducir directamente la existencia de uno o varios acuíferos, ciertas condiciones geológicas, las zonas de recarga de los acuíferos, etc.

VI.4.4. Clasificación de aguas.

El fin de clasificar las aguas subterráneas es informar de forma breve sobre aspectos como su composición química. Las clasificaciones simples dan una información global y en general se establecen

con vistas a su uso doméstico, urbano, industrial o agrícola. Se establecen dando énfasis a las características que más interesa destacar y varían de un lugar a otro según las necesidades y disponibilidades de agua; por ejemplo, un agua potable dura, puede no ser dura, si el uso que se le da es industrial.

Las clasificaciones geoquímicas contienen más información de carácter geoquímico y en cierta manera tienden a expresar de forma concisa lo que se obtiene con los diferentes tipos de diagramas. Las clasificaciones que aportan más información son las más complicadas y por ello en ocasiones su utilidad es muy limitada ¹³⁾.

VI.4.4.1. Clasificaciones simples.

a) Por el residuo seco:

Agua dulce (fresh water)	0 a 2,000 ppm
Agua salobre (brackish water)	hasta 5,000 ppm
Agua salada (salt water)	hasta 10,000 ppm
Salmuera (brine)	hasta saturación

b) Por la dureza:

Agua blanda (soft water)	0 a 50 ppm como CaCO_3
Agua algo dura	hasta 100 ppm como CaCO_3
Agua dura (hard water)	hasta 200 ppm como CaCO_3
Agua muy dura	hasta saturación

c) Por propiedades destacadas:

Esta clasificación es muy ambigua. Por ejemplo, se llama selenitosa al agua que contiene más de 500 ppm de SO_4^{2-} , ferruginosa si tiene hierro en cantidad tal que precipite hidróxido de hierro al contacto con el aire. Carbónica si desprende burbujas de CO_2 a temperatura y presión ambiente. Lítica si contiene cantidades medibles de litio. Sulfhídrica o sulfurosa, si huele a ácido sulfhídrico.

VI.4.4.2. Clasificaciones geoquímicas.

a) Por iones dominantes.

Se nombra el agua por el anión o el catión que sobrepasa el 50 % de sus sumas respectivas; si ninguno supera el 50 % se nombran los dos más abundantes. Si conviene, se añade el nombre de algún ion menor de interés, y/o que esté en una concentración anormalmente alta.

Para simplificar la expresión, a cada posible orden de aniones y cationes se les da un número y una letra que sirven para denominar el agua:

Aniones		Cationes	
1	$r\text{Cl} > r\text{SO}_4 > r\text{HCO}_3$	a	$r\text{Na} > r\text{Mg} > r\text{Ca}$
2	$r\text{Cl} > r\text{HCO}_3 > r\text{SO}_4$	b	$r\text{Na} > r\text{Ca} > r\text{Mg}$
3	$r\text{SO}_4 > r\text{Cl} > r\text{HCO}_3$	c	$r\text{Mg} > r\text{Na} > r\text{Ca}$
4	$r\text{SO}_4 > r\text{HCO}_3 > r\text{Cl}$	d	$r\text{Mg} > r\text{Ca} > r\text{Na}$
5	$r\text{HCO}_3 > r\text{Cl} > r\text{SO}_4$	e	$r\text{Ca} > r\text{Na} > r\text{Mg}$
6	$r\text{HCO}_3 > r\text{SO}_4 > r\text{Cl}$	f	$r\text{Ca} > r\text{Mg} > r\text{Na}$

Algunas veces se les acompaña de una tercera característica que indica la salinidad:

	Conductividad a 25 °C	Conductividad a 18 °C
C 1	entre 0 y 250 $\mu\text{S/cm}$	entre 0 y 215 $\mu\text{S/cm}$
C 2	entre 250 y 750 $\mu\text{S/cm}$	entre 215 y 650 $\mu\text{S/cm}$
C 3	entre 750 y 2250 $\mu\text{S/cm}$	entre 650 y 2000 $\mu\text{S/cm}$
C 4	mayor que 2250 $\mu\text{S/cm}$	mayor que 2000 $\mu\text{S/cm}$

Esta clasificación se puede representar en un diagrama de Piper:

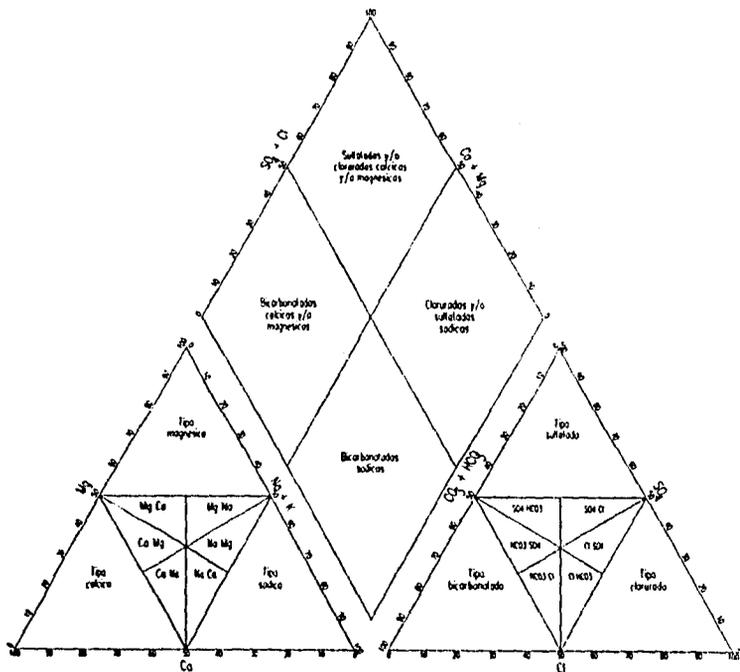


FIGURA XIII. Clasificación por iones dominantes representada en un diagrama de Piper.

A continuación se muestra un ejemplo:

meq/l	A	B	C
Ca	12.35	7.52	7.76
Mg	5.42	3.28	6.48
Na + K	0.43	0.28	22.09
Cl +NO ₃	0.79	0.6	25.04
SO ₄	12.18	5.46	6.02
HCO ₃	4.97	5.18	4.68
Conductividad 18°C	1355 μS/cm	870 μS/cm	2854.5 μS/cm

El análisis A se trata de un agua sulfatada cálcica, o 4-f-C 3; el análisis B es sulfatada-bicarbonatada cálcica, o 4-f-C 3; el análisis C es un agua clorurada sódica, o 1-b-C 4.

b) Clasificación de Schoeller

Esta clasificación propuesta en 1955 tiene en cuenta valores absolutos de las concentraciones de cada ion, pero es complicada. Se distingue: 1. Tipo en el que participan los iones fundamentales en el orden Cl⁻, SO₄²⁻, HCO₃⁻; aportando cada uno un signo, 2. Grupo dado por la relación entre iones y formando por tres símbolos, 3. Clase dada por la clasificación de iones dominantes (a).

Grupo de cloruros	Denominación	Valor de rCl
1	Hiperclorurado	>700
2	Clorotalásico	700 a 420
3	Clorurado fuerte	420 a 140
4	Clorurado medio	140 a 40
5	Oligoclorurado	40 a 15
6	Clorurado normal	<10

Grupo de sulfatos	Denominación	Valor de rSO ₄
1	Hipersulfatado	>58
2	Sulfatado	58 a 24
3	Oligosulfatado	24 a 6
4	Sulfatado normal	<6

Grupo de bicarbonatos	Denominación	Valor de $rHCO_3$
1	Hiperbicarbonatado	>7
2	Bicarbonatado normal	7 a 2
3	Hipocarbonatado	<2

Tipo	Carácter	Subtipo	Carácter	Parcial	Carácter
1	$rCl > rNa$ icb (+)	a	$rCa > rHCO_3$	α	$rCa > rSO_4 + rHCO_3$
				$\alpha\beta$	$rCa = rSO_4 + rHCO_3$
				β	$rCa < rSO_4 + rHCO_3$
		ab	$rCa = rHCO_3$		
		b	$rCa < rHCO_3$		
2	$rCl = rNa$ icb = 0	a	$rCa > rHCO_3$		
		ab	$rCa = rHCO_3$		
		b	$rCa < rHCO_3$		
3	$rCl < rNa$ icb (-)	a	$rCa > rHCO_3$		
				ab	$rCa = rHCO_3$
		b	$rCa < rHCO_3$	α	$rHCO_3 < rMg + rCa$
				$\alpha\beta$	$rHCO_3 = rMg + rCa$
		β	$rHCO_3 > rMg + rCa$		

A continuación se muestra un ejemplo:

Aniones	meq/l	Cationes	meq/l
HCO ₃	3.2	Na+K	2.0
SO ₄	2.3	Ca	3.0
Cl	1.8	Mg	2.3
	<u>7.3</u>		<u>7.3</u>

La clasificación según Schoeller sería: 642-3b α -6f.

CAPÍTULO VI. CONCLUSIÓN.

El agua en los acuíferos no está exenta de interacciones con el medio, no se puede pensar que fluye inalterada, es por esto que es de suma importancia considerar los distintos fenómenos que ocurren entre el agua y el medio, tales como el intercambio iónico, los fenómenos redox, las precipitaciones, etc. ya que éstos modifican la composición del agua y producen variaciones en el pH.

Para entender los fenómenos químicos que ocurren en los acuíferos, es necesario conocer las variaciones en composición que las aguas sufren al discurrir a través de ellos, esto sólo se puede lograr correlacionando numerosos análisis individuales, pudiendo así identificar las posibles causas de las alteraciones.

La química analítica juega un papel determinante en la geohidroquímica, pues es imposible que la geoquímica llegue a resultados reales si los análisis químicos son inexactos, dado que todas las conclusiones geohidroquímicas son escrupulosas y se basan en muy pequeñas variaciones la composición, lo que exige que los análisis sean cabales.

Ha crecido a nivel mundial el interés en el adecuado uso y aprovechamiento de los diversos recursos hidráulicos, y esto se ha visto acompañado de una gran expansión de los conocimientos científicos, tecnológicos e incluso legales relacionados con el agua. Este crecimiento ha sido mayor en la hidrología subterránea que en cualquier otra rama de la hidrología. Poco a poco la hidrología, y sus distintas ramas, han pasado de ser una disciplina que atraía únicamente la atención de unos cuantos

investigadores, a algo mucho más amplio, donde intervienen múltiples disciplinas y personas del campo científico, técnico, administrativo y legal, todo esto consecuencia de la toma de conciencia de la importancia del agua, su ciclo, la explotación, y las consecuencias socioeconómicas ligadas a ésta.

La aplicación de la geohidroquímica en nuestro país ha sido muy limitada, sin embargo poco a poca ha ido ganando terreno; los organismos responsables de la explotación y distribución de agua han empezado a elaborar simples estudios geohidroquímicos, que acompañados de otros estudios hidrológicos les han permitido esclarecer las bases para el estudio del movimiento de las aguas subterráneas y su comportamiento frente a los materiales que las contienen. Sin embargo los alcances de la geohidroquímica son mucho más amplios y ésta juega un importante papel en la prospección mineral, y últimamente en el estudio y monitoreo de acuíferos contaminados, permitiendo identificar claramente las zonas donde el contaminante entra al acuífero.

La geohidroquímica es una herramienta muy poderosa, pero no debe perderse de vista que otras ramas de la hidrología están mucho más desarrolladas, la geohidroquímica no es un sustituto de otras técnicas, sino que puede servir de apoyo para corroborar los resultados alcanzados por otras vías.

Es de esperarse en los próximos años un notable crecimiento en el campo del agua, pues ésta se ha transformado en un recurso estratégico, imprescindible para el desarrollo de cualquier país.

GLOSARIO.

Anfibolas: Isosilicatos que presentan cadenas dobles de tetraedros de silice. Son parecidas a las piroxenas pero de composición química más compleja y sistema cristalino distinto.

Anión: Ion con carga negativa.

Arcillas: Rocas sedimentarias cementadas o no, de origen detrítico. El tamaño de las partículas que las forman es microscópico. Las arcillas son las rocas sedimentarias más abundantes.

Areniscas: Rocas sedimentarias detríticas cementadas. El tamaño de los fragmentos que las forman oscilan entre 1-16 y 2 mm.

Basaltos: Rocas volcánicas de grano fino y color oscuro. Son las rocas efusivas o extrusivas más abundantes. Los gabros son el equivalente intrusivo o plutónico.

Calizas: Rocas sedimentarias de origen fundamentalmente químico o bioquímico, formadas de al menos 50 % de carbonato de calcio.

Catión: Ion con carga positiva.

Cementante: Material que une a las partículas detríticas formando rocas. Éste suele ser arcilloso, calcáreo o silíceo.

Evaporitas: Rocas sedimentarias de origen químico formadas por precipitación de sales disueltas en el agua, a consecuencia de la evaporación de la misma.

Evapotranspiración: Es el resultado del proceso por el cual, el agua cambia de estado líquido a gaseoso, y directamente, o a través de las plantas, vuelve a la atmósfera en forma de vapor. Es decir es la suma de la evaporación directa y la transpiración de las plantas, que devuelven parte del agua a la atmósfera.

Feldespatos: Grupo de tectosilicatos muy difundidos en la corteza terrestre, pues aparecen en todo tipo de rocas. En general se pueden definir como silicatos de aluminio, potasio, sodio, calcio y en menor proporción otros elementos. Están formados por cristales monoclinicos o triclinicos.

Feldespatoides: Tectosilicatos próximos a los feldespatos, aunque menos difundidos en la naturaleza. Se diferencian de los feldespatos fundamentalmente por su menor contenido de sílice.

Gabros: Rocas plutónicas o intrusivas básicas de colores oscuros, representan el equivalente plutónico del basalto.

Intemperismo o meteorización: Conjunto de procesos externos que provocan la alteración de las rocas superficiales; ésta puede ser mecánica o física, química y biológica.

Micas: (Filosilicatos) incluye a varios minerales que cristalizan en sistema monoclinico, y que se presentan en forma de láminas de contorno irregular o pseudo-hexagonal, y que se pueden separar fácilmente del resto.

Pegmatitas: Rocas que solidifican en el interior de grietas, sin llegar a la superficie terrestre, de composición similar a los granitos (cuarzo y ortosa), pero de cristales muy desarrollados, lo que las hace de gran interés industrial.

Piroxenas: Isosilicatos con cadenas simples de tetraedros en su estructura. Aunque son relativamente abundantes en las rocas (menos que las anfíbolos), no se encuentran libres en la naturaleza.

Pluviometría: Medición de la precipitación pluvial.

Resistitas: Rocas sedimentarias mecánicas o detríticas.

Rocas ácidas: Rocas magmáticas que contienen más del 66 % de sílice.

Rocas básicas: Rocas magmáticas que contienen entre 45 y 52 % de sílice.

Rocas detríticas: Rocas sedimentarias de origen físico o mecánico, compuestas por fragmentos (detritos) de otras rocas, que pueden o no estar cementadas.

Rocas ígneas o magmáticas: Rocas que proceden de la solidificación por enfriamiento de una masa fundida llamada magma. De esta magma, que en principio es una mezcla única, no se forma una sola roca, sino que, al irse enfriando, los diferentes minerales solidifican en orden inverso a su punto de fusión, dándose una segregación magmática.

Rocas intermedias: Rocas magmáticas que contienen entre 52 y 66 % de sílice.

Rocas metamórficas: Son aquellas que proceden de la transformación de otras rocas sólidas preexistentes (mágmatas, sedimentarias o metamórficas). Las causas que provocan el metamorfismo son los cambios importantes de presión y/o temperatura.

Rocas ultrabásicas: Rocas magmáticas que contienen menos del 45 % de sílice

Rocas sedimentarias: Rocas secundarias que se forman a partir de otras rocas que entran en contacto con la superficie terrestre. La transformación de las rocas preexistentes es una respuesta a las nuevas características ambientales (presión, temperatura, humedad, etc.), distintas a las que rodearon a la roca primitiva.

Suelo: Es un sistema multifásico en el que intervienen gases, agua y sustancias inorgánicas y orgánicas. Los suelos siempre son consecuencia de la roca madre de la que proceden y el clima que la rodea, siendo este último el de mayor importancia. Las características físicas del suelo nos proporcionan información sobre su naturaleza; los suelos negros son ricos en materia orgánica, los suelos rojos lo son en óxido férrico, los suelos blancos indican precipitaciones de sales, los suelos azulados o grises de clima húmedo, indican un suelo reductor, etc.

BIBLIOGRAFÍA.

1. Davies, Stanley, N., De Wiest, Roger, J.M. Hydrogeology, 2nd ed., Wiley & Sons, New York, 1966.
2. Lucas, J. The Hydrogeology of the Lower Greensands of Surrey and Hampshire. Inst. Civil Engineers, Minutes of Proc. Vol. 61. London, 1880.
3. Custodio, Emilio y Llamas, Manuel Ramón. Hidrología Subterránea. Ediciones Omega S.A. Primera Edición, Barcelona, 1976.
4. OPS. Guías para la Calidad del Agua Potable. Criterios relativos a la salud y otra información de base. Vol II. Publicación Científica No. 481. Organización Panamericana de la Salud, 1987.
5. Hem, John D. Study and Interpretation of the Chemical Characteristics of Natural Water. Geological Survey Water-Supply Paper 1474. United States Government Printing Office, Washington, DC. 1959.
6. Standard methods for the examination of water and wastewater, 14th ed. Washington, DC. APHA, AWWA,APCF,1976.
7. Rankama, K. y Sahama, T.G., 1950, Geochemistry: Chicago Univ. Press, Chicago, Ill.
8. McKee, J. E., Wolf, H.W. Water Quality Criteria, 2d ed. State Water Quality Control Board. Sacramento, California. 1963.
9. OPS. Guías para la Calidad del Agua Potable. Recomendaciones. Vol I. Publicación Científica No. 481. Organización Panamericana de la Salud, 1985.
10. Goldschmidt, V.M. Geochemistry. Clarendon Press, Oxford, England, 1954.
11. DNHW. Dietary standard for Canada. Ottawa,Health Protection Branch, Department of National Health and Welfare, 1975.
12. Fletcher G. Driscoll. Groudswater and Wells. Johnson Division, UOP Inc. 2nd Edition, Minnestota, 1986.

13. Guidelines for Canadian Drinking Water Quality, 1978. Quebec Ministry of Supply and Services, 1979 (supporting documentation).
14. National Research Council. Drinking Water and Health. Washington, DC. National Academy of Sciences, 1977.
15. OMS. Normas Internacionales para el Agua Potable, Organización Mundial de la Salud, 3a ed. Ginebra, 1971.
16. Kemmer, F.N. Water: The Universal Solvent. Nalco Chemical Company, Oak Brook Il, 1977.
17. Pirsson, L.V., Knopf, A. Rocks and rock minerals. 3d ed., John Wiley and Sons, New York, 1947.
18. National Research Council. Chromium. Washington, DC. National Academy of Science, 1974.
19. EPA. Ambient Water Quality Criteria for Lead. Washington, DC. Criteria and Standards Division. Office of Water Planning and Standards. Environmental Protection Agency, 1980.
20. OMS. Evaluación de Diversos Aditivos Alimentarios y de los Contaminantes Mercurio, Plomo y Cadmio: 16º Informe del Comité Mixto FAO/OMS de Expertos en aditivos alimentarios. Serie de Informes Técnicos No. 505. Organización Mundial de la Salud, 1972.
21. Commission of the European Communities. Criteria (dose/effects relationships) for Cadmium. Oxford, Pergamon Press, 1978.
22. Wershaw, R.L. Sources and behaviour of mercury in surface water. En: Mercury in the Environment. Professional Paper No. 713. Washington DC, US Geological Survey, 1970.
23. IARC. Some Metals and Metallic Compounds. IARC Monographs on the evaluation of the carcinogenic risk of chemicals to humans, vol. 23. Lyon, International Agency for Research on Cancer, 1980.
24. Vallee, B. L. et al. Arsenic Toxicology and Biochemistry. A.M.A. Archives of Industrial Health, 21: 132 (1960).
25. EPA. Ambient Water Quality Criteria for Beryllium. Washington, DC. Environmental Protection Agency, 1980.

26. Kulp, J.L. et al. Strontium content of limestone and fossils: Geol. Soc. America Bull., v.63, 1952.
27. EPA. Quality criteria for water. Washington, DC. US Environmental Protection Agency, 1976.
28. Piper, A.M., 1944, A graphic procedure in the geochemical interpretation of water analyses: Am. Geophys. Union Trans., v.25, p.914-23.
29. Shoeller, H. Géochimie des eaux souterraines. Applications aux eaux des gisements de pétrole. Editions Technic. Paris 1956.