

TESIS DEFENDIDA POR  
**Miriam Marcela Tostado Plascencia**  
Y APROBADA POR EL SIGUIENTE COMITÉ

---

*Dr. Thomas Günter Kretschmar Steinle*  
*Director del Comité*

---

*Dra. María Tereza Cavazos Pérez*  
*Miembro del Comité*

---

*M.C. Alejandro Hinojosa Corona*  
*Miembro del Comité*

---

*Dr. Thomas Günter Kretschmar Steinle*  
*Coordinador del programa de posgrado*  
*en Ciencias de la Tierra*

---

*Dr. David Hilario Covarrubias Rosales*  
*Director de Estudios de Posgrado*

03 de Marzo de 2010.

**CENTRO DE INVESTIGACIÓN CIENTÍFICA Y DE EDUCACIÓN SUPERIOR  
DE ENSENADA**



---

**PROGRAMA DE POSGRADO EN CIENCIAS  
EN CIENCIAS DE LA TIERRA**

---

**DESARROLLO HIDROGEOQUÍMICO DE LA CUENCA SAN MIGUEL, BAJA  
CALIFORNIA**

**TESIS**

que para cubrir parcialmente los requisitos necesarios para obtener el grado de  
**MAESTRO EN CIENCIAS**

Presenta:

**MIRIAM MARCELA TOSTADO PLASCENCIA**

Ensenada, Baja California, México, Marzo del 2010.

**RESUMEN** de la tesis de **Miriam Marcela Tostado Plascencia**, presentada como requisito parcial para la obtención del grado de MAESTRO EN CIENCIAS en Ciencias de la Tierra con orientación en Geociencias Ambientales. Ensenada, Baja California. Marzo del 2010.

## **DESARROLLO HIDROGEOQUÍMICO DE LA CUENCA SAN MIGUEL, BAJA CALIFORNIA**

Resumen aprobado por:

---

Thomas Günter Kretzschmar Steinle  
Director de Tesis

La cuenca de San Miguel está localizada aproximadamente a 20 km al noroeste de la ciudad de Ensenada (INEGI, 2005), cuenta con una superficie de 210.83 km<sup>2</sup>. La región de estudio fue dividida en dos partes debido al tipo de roca, 1. Cuenca alta (CA) compuesta de rocas ígneas y metamórficas y 2. Cuenca baja (CB) formada por rocas sedimentarias (marinas y continentales). De acuerdo al periodo de lluvias, el acuífero se recarga en invierno.

Se recolectaron muestras de agua en pozos, norias y escurrimientos superficiales a lo largo de la cuenca, el periodo de muestreo abarca los meses de Octubre y Diciembre del 2008 y Enero del 2009. En campo se registraron la temperatura, conductividad pH y bicarbonatos. Mediante la cromatografía de iones (IC) se determinaron F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>-2</sup> y Br<sup>-</sup> y por espectrometría de emisión de plasma cationes como Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Mg<sup>+2</sup>, Ca<sup>+2</sup> entre otros.

Los iones que dominaron en los 3 meses de muestreo en CB son Cl<sup>-</sup> y Na<sup>+</sup> mientras que en CA el HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> y el Mg<sup>+2</sup> fueron desplazados por un incremento en la concentración de Cl<sup>-</sup> y Na<sup>+</sup> en Diciembre, lo que indica que el agua es más joven en la cuenca alta que en la cuenca baja, esto se refuerza con el contenido de litio en el agua que indica que el tiempo de residencia (interacción agua-roca) es relativamente corto, además, los isótopos indican que la recarga se origina en la sierra proveniente de la precipitación local y es la que alimenta a CA.

Contrario a lo que se esperaba, la hidrogeoquímica de la cuenca baja no tiene diferencias significativas respecto a la cuenca alta debidas al distinto material que forma al acuífero por lo que no hay razón de dividir el acuífero en dos como se propuso en un principio.

Los índices de saturación y el diagrama de estabilidad calculados con el software The Geochemist's Workbench (Bethke, 1996) indican que en ambas cuencas el agua está sobresaturada con feldespato potásico, gibsita, albita y cuarzo, además de que en CB se encuentran estables respecto a la caolinita y microclina, mientras que CA es estable con los anteriores y la pirofilita.

**Palabras Clave:** Cuenca de San Miguel, Índices de saturación, Diagramas de Estabilidad.

**ABSTRACT** of the thesis presented by **Miriam Marcela Tostado Plascencia** as a partial requirement to obtain the MASTER OF SCIENCE degree in EARTH SCIENCES in ENVIRONMENTAL GEOSCIENCES oriented. Ensenada, Baja California, México. March 2010.

## **HIDROGEOCHEMICAL DEVELOPMENT OF SAN MIGUEL BASIN, BAJA CALIFORNIA**

The San Miguel watershed is located approximately 20 km northwest of the Ensenada city (INEGI, 2005). The watershed has an area of 210.83 km<sup>2</sup>. The study region was divided in two parts because of the rock type, 1. Upper basin (UB) formed with igneous and metamorphic rocks and 2. Lower basin (LB) formed with sedimentary rocks (marine and inland). According to the rainy season in winter aquifer is recharged.

Water samples were collected in wells, springs and surface runoff throughout the basin, the sampling period covers the months of October and December 2008 and January 2009. In field were registered the temperature, the conductivity, pH and bicarbonates, by ion chromatography (IC) were determined F<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>-2</sup> and Br<sup>-</sup>, by plasma emission spectrometry Na<sup>+</sup>, K<sup>+</sup>, Mg<sup>+2</sup>, Ca<sup>+2</sup> among others were determined.

Ions dominated in the 3 months of data in LB are Cl<sup>-</sup> and Na<sup>+</sup> while in UB the HCO<sub>3</sub><sup>-</sup> and Mg<sup>+2</sup> were displaced by an increase in the concentration of Cl<sup>-</sup> and Na<sup>+</sup> in December, this is an indication that the water is younger in UB than in LB, this is enhanced with the lithium content in the water indicating that the residence time (water-rock interaction) is relatively short, moreover, isotopes indicate that recharge originates in the mountains from local precipitation that feeds the CA.

Contrary to expectations, the basin hydrogeochemistry has no significant differences compared to the upper reaches due to different material that forms the aquifer so there is no reason to divide the aquifer into two as suggested at first.

The saturation index and the stability diagram calculated with the software The geochemist's Workbench (Bethke, 1996) indicate that in both basins the water is supersaturated with potassium feldspar, gibbsite, albite and quartz, as well as in CB are stable with respect to kaolinite and microcline, whereas CA is stable with the previous and pyrophyllite.

**Keywords:** San Miguel Basin, Saturation Index, Stability diagrams,

## Dedicatorias

A mis papás, Elena y Filiberto, por el apoyo y el cariño que me han dado siempre.

A Rosario y Valeria Tostado, por la alegría que le han dado a mi vida.

A mi mano derecha J. Rosas por su ayuda, paciencia, el cariño y sus consejos. Jamás hubiera intentado llegar a donde estoy ahora de no ser por ti.

## Agradecimientos

Al CONACYT por el apoyo económico que me dio la oportunidad de continuar estudiando.

A mi asesor, el Dr. Thomas Kretzschmar, por guiarme en la realización de este trabajo, por la confianza y sobre todo por su paciencia.

A mis asesores, María Tereza Cavazos y Alejandro Hinojosa por sus comentarios y recomendaciones.

A todas las personas que me permitieron recolectar las muestras de agua ya que este trabajo salió adelante gracias a su disposición.

A los técnicos de Ciencias de la Tierra, Mario Vega, Gabriel Rendón y Víctor Pérez, por su valiosa ayuda en el laboratorio.

A los profesores de Ciencias de la tierra por las horas extra que invirtieron en mi formación.

A mis amigos Cecilia Cortina, Reyna Barradas, Erick Hernández y Felipe Vega, por su compañía y por la ayuda que me dieron durante la elaboración de este trabajo.

## CONTENIDO

	<b>Página</b>
Resumen español.....	i
Resumen ingles.....	ii
Dedicatorias.....	iii
Agradecimientos.....	iv
Contenido.....	v
Lista de Figuras.....	vii
Lista de Tablas.....	xi
<b>I. Introducción.....</b>	<b>1</b>
I.1. Antecedentes.....	1
I.2. Justificación.....	1
I.3. Hipótesis de trabajo.....	3
I.4. Objetivos.....	4
<b>II. Geología .....</b>	<b>6</b>
II.1. Geología Regional.....	6
II.2. Geología Loca.....	6
<b>III. Hidrología.....</b>	<b>13</b>
<b>IV. Hidrogeoquímica. ....</b>	<b>14</b>
IV.1. Ciclo hidrológico.....	14
IV.2. Reacciones de equilibrio.....	16
IV.3. Intercambio iónico.....	17
IV.4. Oxidación reducción.....	19
IV.5. Isótopos.....	22
IV.6. Interacción entre la litología y la composición de las aguas subterráneas.....	24
IV.7. Diagramas de Piper.....	27
IV.8. Diagramas de Stiff.....	27

## CONTENIDO (continuación)

	<b>Página</b>
<b>V. Modelado.....</b>	<b>29</b>
<b>V.1. Fundamentos de la modelación hidrogeoquímica.....</b>	<b>29</b>
<b>VI. Métodos y Materiales.....</b>	<b>31</b>
<b>VI.1. Metodología.....</b>	<b>31</b>
<b>VI.2. Análisis de Aniones.....</b>	<b>32</b>
<b>VI.3. Análisis de Cationes.....</b>	<b>32</b>
<b>VII. Resultados.....</b>	<b>34</b>
<b>VII.1. Características fisicoquímicas.....</b>	<b>37</b>
<b>VII.2. Constituyentes mayoritarios.....</b>	<b>40</b>
<b>VII.3. Constituyentes minoritarios.....</b>	<b>46</b>
<b>VII.4. Clasificación geoquímica de las aguas subterráneas de la cuenca de San Miguel.....</b>	<b>51</b>
<b>VII.5. Correlaciones iónicas.....</b>	<b>58</b>
<b>VII.6. Isótopos.....</b>	<b>63</b>
<b>VII.7. Índices de saturación.....</b>	<b>65</b>
<b>VII.8. Diagramas de Estabilidad.....</b>	<b>69</b>
<b>VIII. Discusión.....</b>	<b>72</b>
<b>IX. Conclusiones.....</b>	<b>81</b>
<b>Referencias.....</b>	<b>83</b>

## LISTA DE FIGURAS

<i>Figura</i>		<b>Página</b>
1	Ubicación de la Cuenca San Miguel. 1 Acuífero detrítico (cuenca baja). 2 Acuífero fracturado (cuenca alta). En el recuadro de la izquierda se muestra la parte norte de Baja California y la localización de la cuenca.	3
2	Intrusión salina.	4
3	Mapa Geológico de la Cuenca San Miguel	7
4	División de la cuenca. La cuenca alta (CA) se conforma de rocas del tipo volcánico y metamórfico, mientras que la parte que corresponde a la cuenca baja (CB) es roca de tipo sedimentario	8
5	Perfil de las formaciones Rosario y Redonda	9
6	Tipos de Suelo presentes en el área de estudio	12
7	El Ciclo hidrológico	15
8	Concentración de Isótopos según sea la temperatura y la altitud (Tomado de Clark y Fritz, 1997)	23
9	Diagrama de Piper (tomado de Carrillo, 2002)	26
10	Esquema básico del diagrama de Stiff	27
11	Diagrama de Stiff para dos tipos de agua: Agua de mar (izquierda) y agua superficial (derecha).	28
12	Ubicación de los pozos muestreados	36
13	Temperatura del agua registrada en los pozos de las dos cuencas de San Miguel durante los tres muestreos 2008-2009.	38
14	Conductividad eléctrica del agua de las muestras analizadas	39

## LISTA DE FIGURAS (continuación)

<i>Figura</i>		<b>Página</b>
15	pH de las muestras de la cuenca de San Miguel.	40
16	Concentración de Sodio	41
17	Variación de la concentración de potasio durante el periodo de muestreo.	41
18	Concentración de Calcio.	42
19	El comportamiento de la concentración de Magnesio durante el muestreo tiene tendencia a la disolución tal vez asociada al intercambio de cationes.	43
20	Concentración de cloruros.	44
21	Concentración de Sulfatos.	45
22	Concentración de Bicarbonatos.	46
23	Concentración de Fluoruros.	47
24	Concentración de Aluminio.	48
25	Concentración de Molibdeno.	49
26	Concentración de Zinc.	50
27	Concentración de Boro.	51
28	Clasificación de las muestras de agua de los pozos que representan CA (círculos) y CB (estrellas).	53
29	Diagramas de Stiff de CB. Los diagramas en color verde corresponden al muestreo de Octubre, el morado a Diciembre y el azul a Febrero.	54

## LISTA DE FIGURAS (continuación)

<i>Figura</i>		<b>Página</b>
30	Diagramas de Stiff correspondientes CA.	55
31	Continuación diagramas de Stiff CA.	56
32	Relación entre los sólidos disueltos totales (SDT) vs (Na / Na+Ca). Se comparan los resultados de la Cuenca San Miguel contra los reportados Appelo y Postma, (1993). Se observa claramente que las muestras de la cuenca están en el dominio de la roca.	58
33	Relación entre SDT y (Na/Cl). La línea de color azul representa la proporción correspondiente al agua de mar (Drever, 1997).	59
34	Relación entre el cloro y el sodio.	60
35	Relación entre la suma de los cationes (Ca+Mg) y (Na+K).	60
36	Relación entre el Ca y el Mg.	61
37	Índice de Intercambio de base.	62
38	Relación entre el Cloro y el Litio.	63
39	Relación de isótopos. Las muestras localizadas en la parte superior corresponden a los pozos de la cuenca, alta mientras que el resto fueron tomados en la zona de recarga de la cuenca en el 2006.	64
40	Índice de saturación para la muestra 1.	66
41	Índice de saturación de la muestra 6 de CA.	66
42	Diagrama de estabilidad (Octubre).	70

## LISTA DE FIGURAS (continuación)

<i>Figura</i>		<b>Página</b>
43	Diagrama de estabilidad Diciembre.	71
44	Diagrama de estabilidad Febrero.	71

## LISTA DE TABLAS

Tabla		Página
I	Composición de muestras representativas de arenas de las unidades Krus y Kruc de la Formación Rosario (Tomada de Yeo, 1984).	10
II	Litología de clastos y conglomerados representativos en la Formación Redonda (Tomada de Yeo, 1984).	11
III	Mineralogía del granito de la “cuenca alta”.	35
IV	Ubicación de los puntos muestreados.	37
V	Clasificación de las muestras durante el periodo de muestreo.	57
VI	Índices de saturación de las muestras de la Cuenca de San Miguel (Octubre, 2008).	67
VII	Índices de saturación de las muestras de la Cuenca de San Miguel (Diciembre, 2008).	68
VIII	Índices de saturación de las muestras de la Cuenca de San Miguel (Febrero, 2009).	69

# Capítulo I

---

## Introducción

---

### I.1 Antecedentes

La cuenca de San Miguel está localizada aproximadamente a 20 km al noroeste de la ciudad de Ensenada, Baja California y tiene una superficie de 210 km<sup>2</sup> (Figura 1). Limita al norte con la cuenca Guadalupe, al Noroeste con la cuenca de La Misión, al Sur con la cuenca de Ensenada y al Este con la cuenca de Ojos Negros (CNA, 2002). La cuenca de San Miguel tiene una extensión de 1 km y un ancho que va desde los 100 a 500 m.

El clima de la zona de estudio es templado seco con una temperatura promedio de 16.8°C El periodo de lluvias se manifiesta en invierno (noviembre a febrero) a diferencia del resto del país en el que se presentan en verano, la precipitación promedio es de 309 mm (CNA, 2002).

En concordancia con el periodo de lluvias y la permeabilidad de las rocas el acuífero se recarga lo que provoca que el nivel freático del acuífero se eleve durante las temporadas de invierno y primavera. De acuerdo con la geología de la región, es muy probable que la infiltración en las zonas de sierra y lomeríos se lleve a cabo por fracturas y fallas (CNA, 2002).

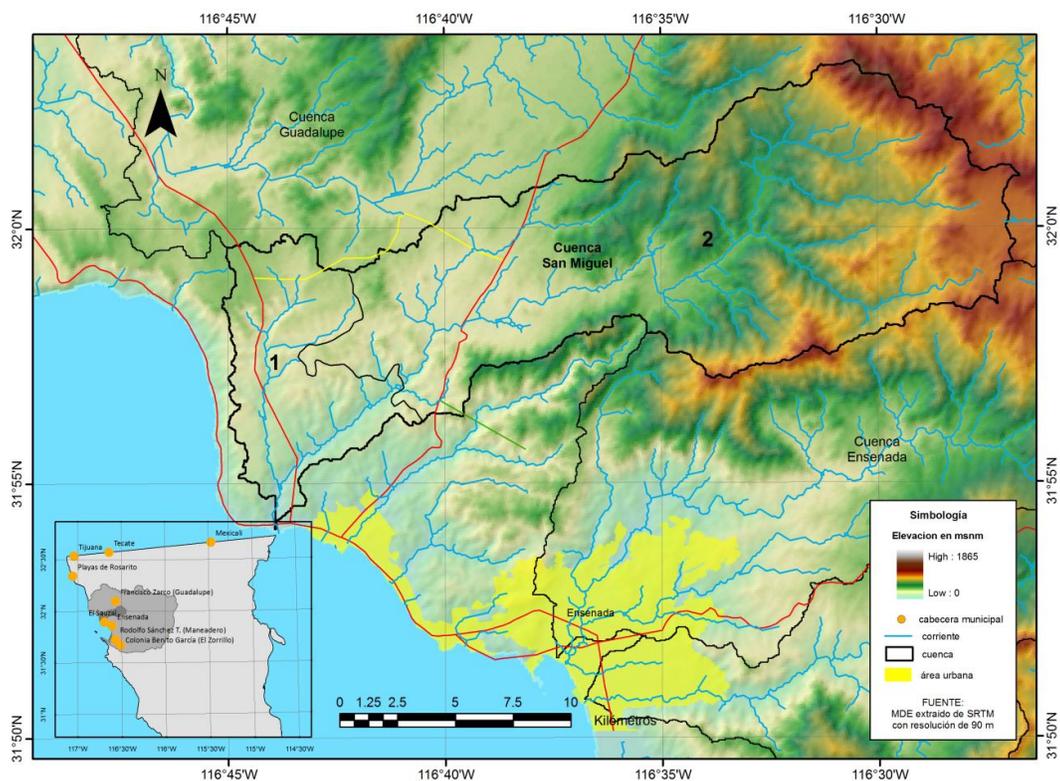
### I.2 Justificación

Generalmente las grandes ciudades, y las que están en crecimiento, requieren cada vez de un mayor volumen de agua para satisfacer las crecientes demandas de la sociedad y sus actividades económicas (agropecuarias, industria, etc.). Dicha demanda es generalmente cubierta por los cuerpos de agua superficiales

como presas, ríos, etc. Sin embargo, en las zonas áridas y semiáridas el abasto del recurso es principalmente por medio del agua subterránea. Desafortunadamente en diferentes partes del territorio nacional la sobreexplotación de acuíferos provoca su agotamiento u otros problemas como su contaminación al aumentar la concentración de los minerales; y en el caso de los acuíferos, actualmente la sobreexplotación se encuentra relacionada principalmente por intrusión salina tanto a nivel nacional como mundial (Price, 2007).

La industria vitivinícola de Baja California es de relevancia para la economía del Estado, en función de esto, el recurso hídrico es un factor determinante debido a que su disponibilidad es nula de manera superficial, por tal motivo la demanda tiene que ser cubierta del agua extraída de acuíferos.

La cuenca de San Miguel básicamente tiene dos acuíferos (Figura 1), uno fracturado en la cuenca alta y otro libre de tipo detrítico en la cuenca baja. Como ya se mencionó, la sobreexplotación del acuífero puede derivar en serios problemas de la calidad del agua por lo que resulta necesario mantener un estricto control sobre la cantidad extraída e infiltrada para mantener el equilibrio en el sistema; por otro lado, también se requiere conocer la composición química del agua ya que con esta información se puede establecer su estado de equilibrio determinar las especies minerales que se encuentran disueltas y cuáles pueden formarse debidas a cambios en las propiedades físico químicas como pH y temperatura. Además, con esa información es posible identificar fuentes de contaminación antropogénica y geológica.



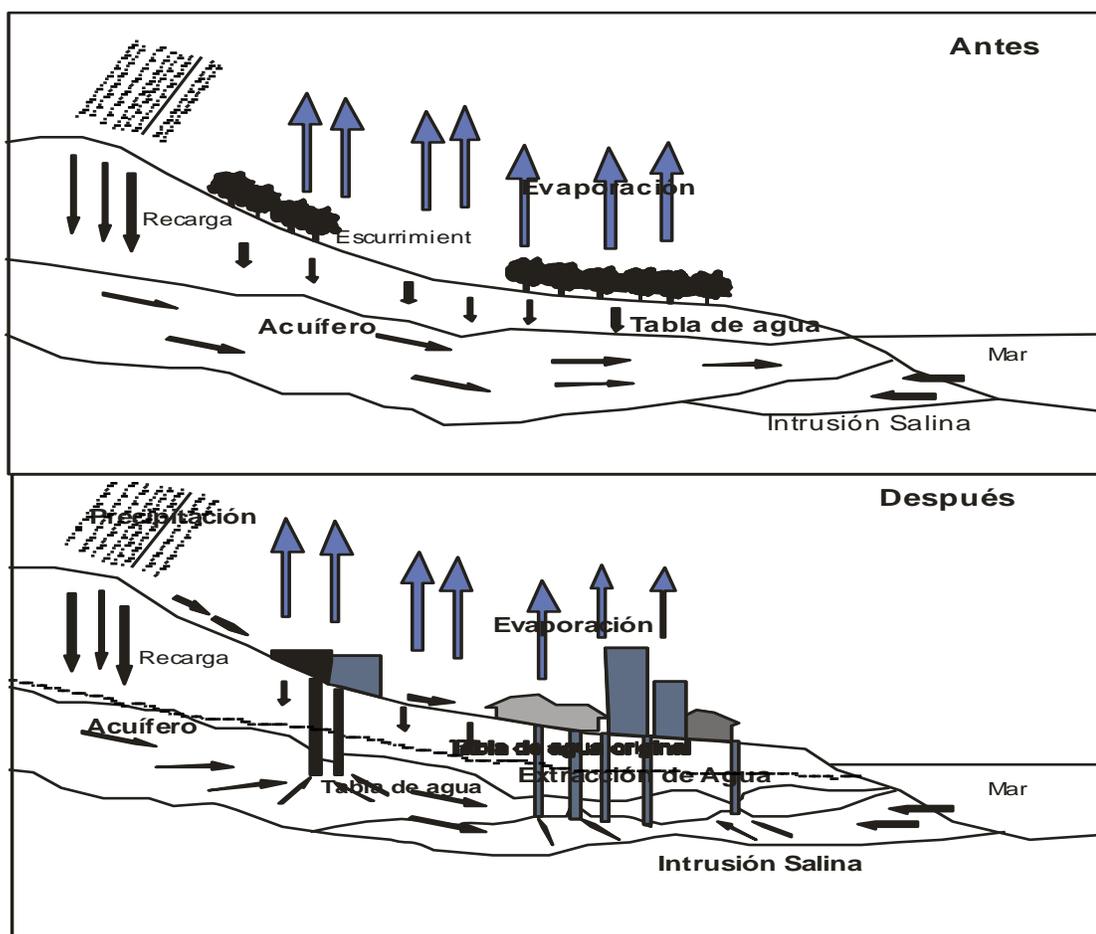
**Figura 1.** Ubicación de la Cuenca San Miguel. 1 Acuífero detrítico (cuenca baja). 2 Acuífero fracturado (cuenca alta). En el recuadro de la izquierda se muestra la parte norte de Baja California y la localización de la cuenca.

### I.3 Hipótesis de trabajo

La calidad del agua de un acuífero depende de varios factores tanto naturales como el tipo de roca, tiempo de residencia así como antropogénicos por ejemplo desechos de la actividad industrial y agrícola que a través del tiempo se acumulan en el suelo y pueden ser lixiviados contaminando el acuífero. Debido a estos factores es posible que el agua presente en el acuífero tenga diferente composición química asociada a los diferentes tipos de materiales por los que fluye.

Por su ubicación, se espera que en la zona más cercana a la costa del acuífero San Miguel la concentración de sales sea mayor que en la cuenca alta debido al aporte de sales presentes en las rocas sedimentarias además del posible avance y retroceso del agua de mar a medida que se altere la recarga o se incremente la

sobreexplotación del acuífero. En la figura 2 se esquematizan los elementos principales que se consideran para que ocurra la intrusión salina costera.



**Figura 2.** Intrusión salina. En un acuífero costero en condiciones naturales, se produce un movimiento tridimensional del agua dulce hacia el mar y puesto que el agua dulce y salada son miscibles, existe una zona de transición donde, por procesos de difusión, estas aguas se mezclan. En la parte de la zona de transición situada al costado del agua dulce, el agua salobre es igualmente arrastrada hacia el mar y por simple efecto de balance de sales, hace que se esté renovando constantemente.

## I.4 Objetivos

El objetivo general de esta tesis es investigar: a) la intrusión salina en la región cercana a la costa del acuífero de San Miguel y b) la hidrogeoquímica del agua

subterránea. Esto nos ayudará a identificar los procesos responsables de la evolución de la composición química del agua del acuífero.

Para ello se desarrollaron los siguientes objetivos específicos:

- Caracterizar el agua de norias y/o escurrimientos superficiales disponibles a lo largo de la cuenca de San Miguel;
- Determinar la variación de la composición química del agua subterránea;
- Determinar si existe relación entre el tipo de agua y el tipo de material acuífero.
- Determinar las fases minerales presentes en el acuífero usando modelo geoquímico The geochemist's workbench (Bethke, 1996) y el grado de influencia que tienen los efectos antropogénicos sobre estas fases.

## Capítulo II

---

### Geología

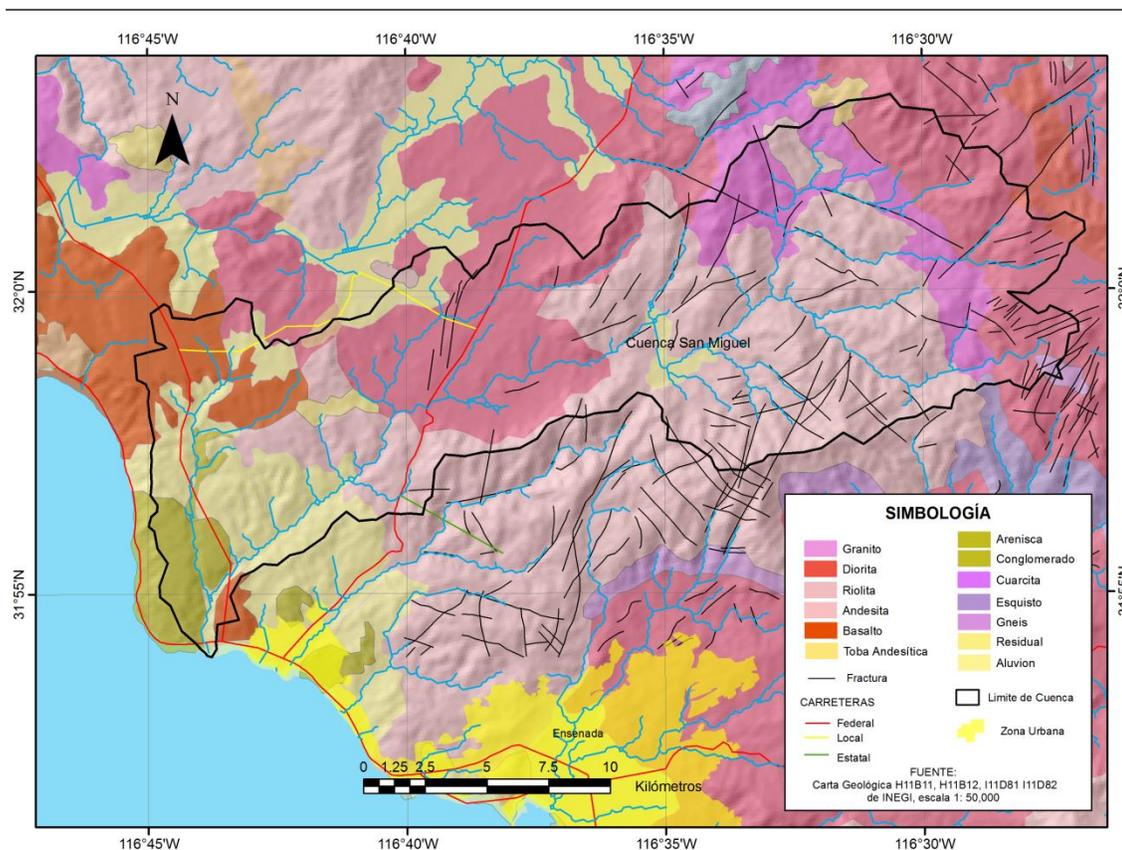
---

#### II.1 Geología Regional

Gastil et al. (1975) elaboraron el plano geológico del Estado de Baja California identificando tres grandes unidades geológicas: a) Prebatolíticas, b) Batolíticas y c) Posbatolíticas (Figura 3). Las primeras incluyen rocas cretácicas de la Formación Alisitos y rocas pre-cretácicas metasedimentarias de probable edad paleozoica. En el caso de las batolíticas afloran granodioritas, tonalitas, gabros y diabasas que, en general, forman las sierras más importantes. El rango estratigráfico de las rocas post-batolíticas incluye rocas que van desde el Cretácico (Grupo Rosario y Formación Redonda) hasta el Plio-Cuaternario y consiste de depósitos marinos, lacustres, aluviones así como basaltos y andesitas).

En el extenso territorio de la entidad existen numerosos recursos geológicos aprovechables, entre ellos los minerales de tipo metálico tales como el oro, plata, cobre, etc. así como también minerales no metálicos (calizas) útiles como materiales de construcción tales como la cal y el cemento, el agua subterránea y la energía geotérmica (INEGI, 2009)

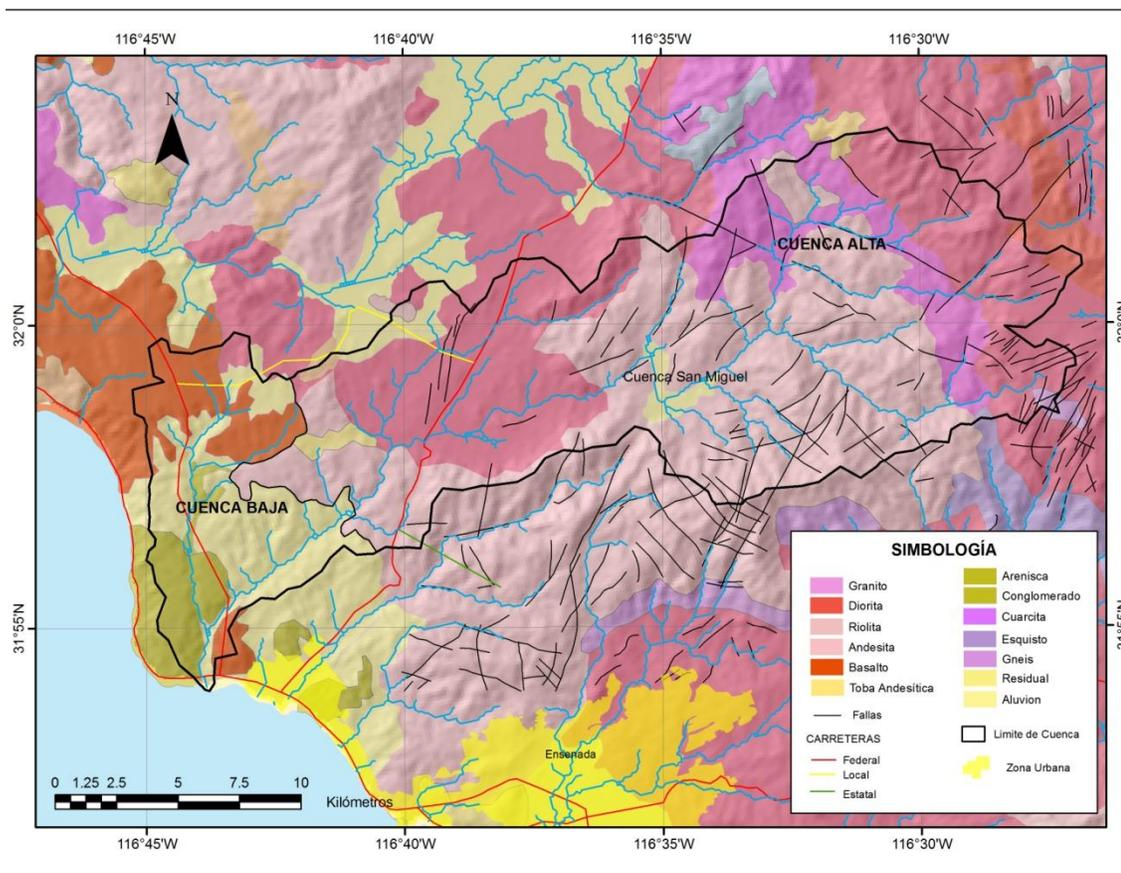
En la cuenca de San Miguel afloran las unidades reportadas por Gastil et al., (1975) las rocas pre-batolíticas están representadas por la Formación Alisitos (fundamentalmente volcánicas no diferenciadas). Por su parte, los granitos, granodioritas y tonalitas localizadas hacia el NE de la cuenca representan a las rocas batolíticas. Esta litología forma parte de la zona de recarga del valle de San Miguel (Figura 3). Hacia el extremo SW se localizan las rocas del Cretácico marino de la Formación Rosario así como rocas de la Formación Redonda.



**Figura 3.** Mapa Geológico de la Cuenca San Miguel. (Modificada de Gastil et al., 1975 e INEGI).

Para propósitos de geohidrología Kretzschmar et al. (2006) distinguieron las siguientes unidades litológicas en la cuenca de San Miguel:

- Cuaternario: aluvión
- Mioceno: Volcánicas post-batolíticas (basalto y andesita basáltica).
- Cretácico superior: Compuesta por la Formación Rosario y la Formación Redonda (por la escala de la figura 3 no se muestran pero la descripción detallada está en la Figura 5, Minch et al. 1984)
- Cretácico: Batolíticas: granodiorita, tonalita y gabro.
- Jurásico: Pre-batolíticas (volcánicas no diferenciadas, plutónicas, pizarra y gneis).

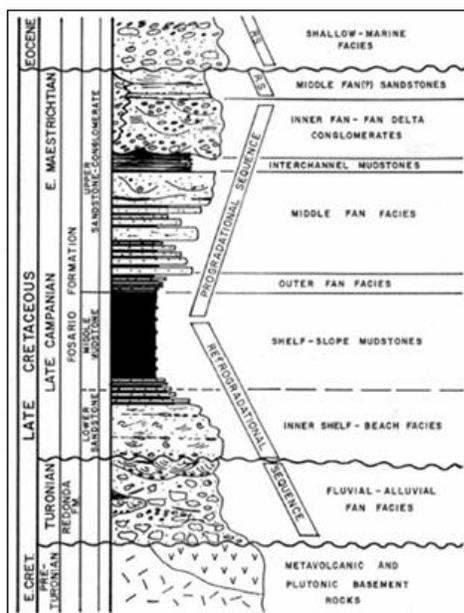


**Figura 4.** División de la cuenca. La cuenca alta (CA) se conforma de rocas del tipo volcánico y metamórfico, mientras que la parte que corresponde a la cuenca baja (CB) es roca de tipo sedimentario.

Yeo (1984) realizó un análisis petrográfico de la Formación Rosario que abarca la parte que corresponde a la cuenca y encontró que está representada por las unidades de arenas denominadas como Krus y Kruc (Tabla I). Esto indica que las unidades son textural y composicionalmente inmaduras con abundantes fragmentos angulares de roca metavolcánica con procedencia de la Formación Alisitos. Las muestras tomadas tienen cuarzo y alta cantidad de bioclastos con una cantidad menor de feldespatos y fragmentos de roca meta volcánica que rocas de arena. La abundancia de bioclastos y el pequeño porcentaje de granos inestables (feldespatos y fragmentos de roca) sugiere que el origen de los

depósitos proviene de fuentes que han sufrido proporcionalmente grandes periodos de retrabajo en el ambiente marino.

La Formación Redonda consiste de guijarros masivos a conglomerados e interestratificados y de finos a gruesos lentes de arena lodosos (Minch et al.1984). Los conglomerados consisten en cantos rodados subangulados a redondeados y adoquines de cuarcitas de varios colores, porfirta andesitica y brechas metavolcánicas y abundantes granodioritas en un tono café rojizo (Tabla II). En el campo, la Formación Redonda puede ser reconocida por la abundancia de grandes adoquines y cantos rodados además de su distintivo color rojizo que es debido al hierro oxidado (Yeo, 1984).



**Figura 5.** Perfil de las formaciones Rosario y Redonda

**Tabla I.** Composición de muestras representativas de arenas de las unidades Krus y Kruc de la Formación Rosario (Tomada de Yeo, 1984)

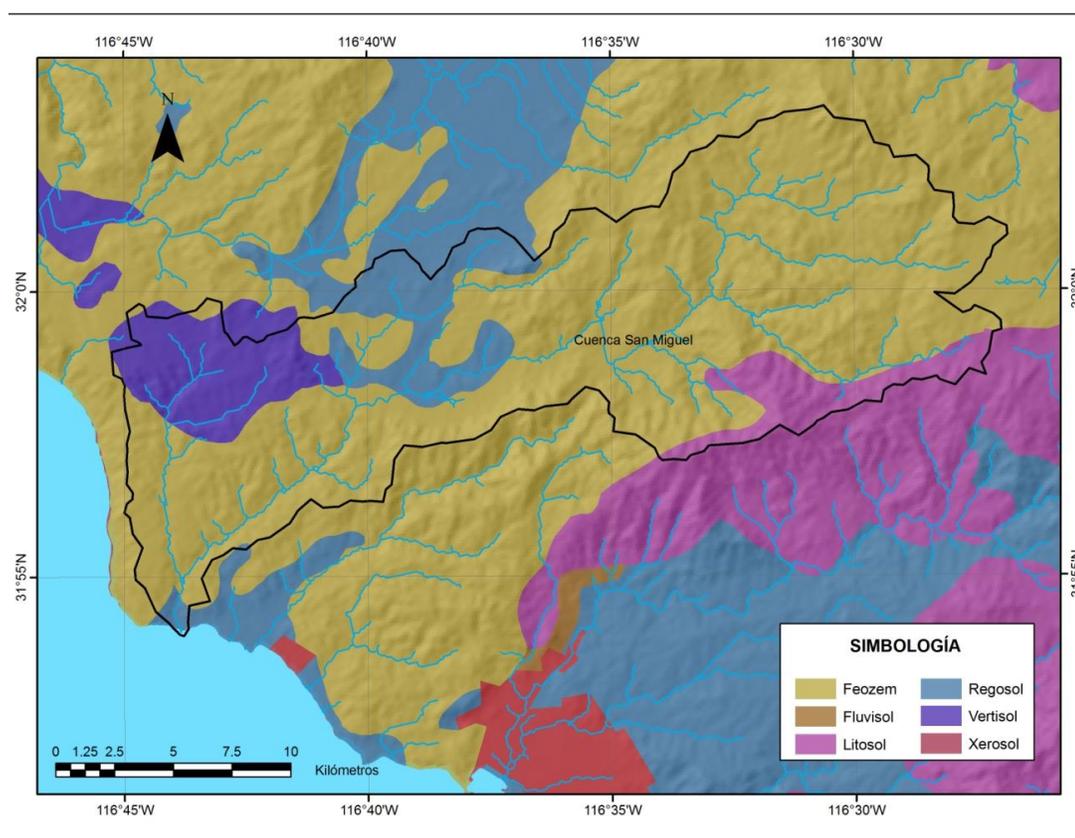
<b>Componente</b>	<b>Kruc (% Roca)</b>	<b>Krus (% Roca)</b>
Cuarzo / Esquisto	42	55
Feldespato (plagioclasa) (Ortoclasa) (Microclina)	11 (8) (2) (1)	8 (5) (3) (0)
Fragmentos de roca (Meta volcánica) (Metamórfica) (Sedimentaria) (Bioclastos)	38 (32) (4) (2) (*)	32 (29) (2) (*) (1)
Biotita	1	*
Anfíbol verde	1	1
Tipos de Accesorios	Zircón Apatita Magnetita Esfera	Zircón Muscovita Magnetita Apatita
% Estructura	87	88
% Matriz	7	3
% Cemento	3	4
% Porosidad	3	5
Clasificación	Litarenita feldespática	Litarenita
Redondeado	Angular	Subangular
Arreglo	Pobre	Justo/Pobre

**Tabla II.** Litología de clastos y conglomerados representativos en la Formación Redonda (Tomada de Yeo, 1984)

Componente	MR % roca	LG	MV	LM	ET
<b>PLUTONICO</b>	(20)	(61)	(19)	(36)	(47)
Granodiorita	10	41	3	28	17
Diorita	6	17	12	7	16
Monzonita	1	1	1	1	2
Porfirita	1	1	2	0	1
Otros	2	0	1	0	1
<b>METAVOLCANICO</b>	(47)	(28)	(76)	(56)	(40)
Metabrecha	20	16	42	11	18
Metaporfiritica	18	10	22	29	8
Metabasalto	7	2	8	8	12
Metatoba	2	0	2	3	1
Otros	0	0	2	5	1
<b>METAMORFICO</b>	(33)	(11)	(5)	(8)	(13)
Metasedimentos	14	2	0	0	0
Hornfels	4	0	0	1	1
Pizarra	0	0	3	0	0
Gneiss	*	*	0	0	0
Cuarzita	15	9	2	7	12
<b>ROUNDING</b>					
A-angular *-Accesorio	A	A	A	A	A
MR- Mesa Redonda MV- Medano Valley LM- La misión ET- EL tigre LG- La Gloria					

Por lo anterior se puede resumir que las rocas ígneas y metamórficas se distribuyen a lo largo de la cuenca desde el Noreste hacia el Sur, abarcando la mayor parte del área (Figura 4) mientras que las rocas sedimentarias se localizan a lo largo de la costa del Océano Pacífico en la porción Suroeste de la cuenca (en la desembocadura de la cuenca). Debido a lo anterior la cuenca puede ser dividida en dos, la cuenca alta (en lo sucesivo CA) compuesta por el material consolidado de permeabilidad media-baja constituido por rocas ígneas intrusivas ácidas (granito) y extrusivas ácidas (Riolitas) y rocas metamórficas (Carta Geológica Ensenada (H11B12) y Francisco Zarco (I11D82)). La cuenca baja (en lo sucesivo CB) está compuesta por material no consolidado de permeabilidad alta formado por roca del tipo sedimentaria.

Los suelos en la zona de estudio (Figura 6) se clasifican como Feozem, un suelo rico en materia orgánica y nutrientes lo que resulta en altos rendimientos cuando el suelo es utilizado en la agricultura de riego o de temporal, además este tipo de suelo es altamente permeable, y constituye la mayor parte del área. También se encuentra en menor proporción suelo del tipo Litosol, cuya profundidad es menor a los 10 cm, el cual se localiza en las sierras y lomeríos y se caracteriza por ser arenoso o arcilloso. Otros tipos de suelo que se encuentran en la región son del tipo Regosol, caracterizado por su fertilidad variable y es localizado en playas y el tipo Vertisol que son suelos arcillosos muy fértiles, pero con alta dureza (Kretschmar et al. 2006).



**Figura 6.** Tipos de Suelo presentes en el área de estudio

## Capítulo III

---

### HIDROLOGÍA

---

Los recursos hídricos del Estado de Baja California son limitados y las corrientes fluviales en general son pocas y de tipo intermitente debido a la baja precipitación pluvial. La consecuencia es la lenta renovación que existe de las fuentes subterráneas haciéndolas escasas (INEGI, 2005).

El Estado está dividido en cinco regiones hidrológicas: Baja California Noroeste, Baja California Centro-Oeste, Baja California Centro-Este, Baja California Noreste y Río Colorado (CONAGUA, 2002).

La zona de estudio pertenece a la región hidrológica Baja California Noroeste o región hidrológica No. 1 y se ubica en la porción Centro-Noroeste del Estado. Cuenta con una amplia red hidrológica formada por ríos y arroyos, de los cuales la mayoría son intermitentes, además en ella se localizan las tres presas de almacenamiento del Estado.

El área de la cuenca de San Miguel es una cuenca abierta delimitada hacia el oriente por la Sierra Blanca y al oeste por el Océano Pacífico. Está drenada por dos arroyos intermitentes, los cuales se originan en las partes altas de la sierra. El principal escurrimiento superficial es el arroyo San Miguel o también conocido como el arroyo del Carmen que se inicia en el cañón del mismo nombre, en la parte suroeste tiene un afluente formado en el Cañón del Tigre; el arroyo desemboca al Océano Pacífico por la punta San Miguel y es clasificado como un arroyo de tercer orden de acuerdo con la ramificación del mismo.

## Capítulo IV

---

### Hidrogeoquímica

---

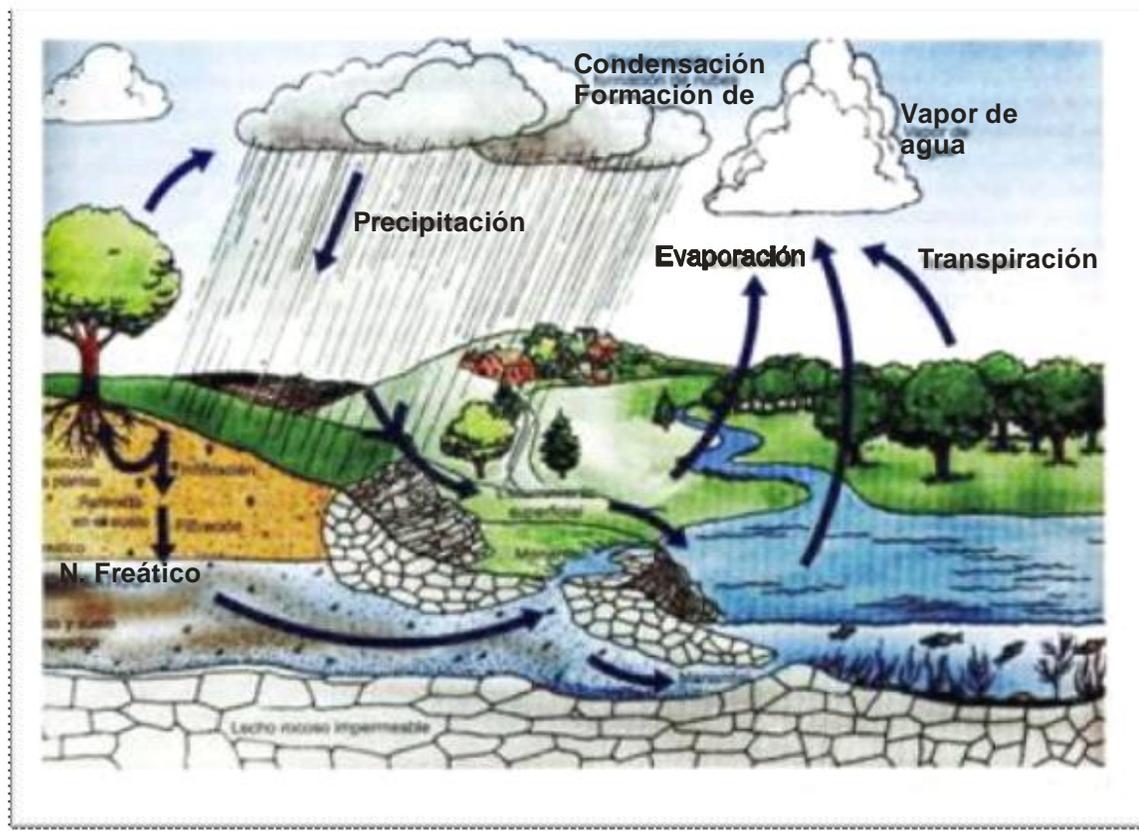
El proceso del ciclo hidrológico va modificando durante su trayecto la composición química del agua ya que ésta depende de factores tales como del tipo de roca, la porosidad y permeabilidad de la misma así como el tiempo de residencia entre otros. Por medio de la hidrogeoquímica se puede conocer de manera cuantitativa el funcionamiento y la calidad del agua de los acuíferos.

### IV. Ciclo hidrológico

El concepto de ciclo hidrológico se refiere a los movimientos de masas de agua de un sitio a otro y de un estado a otro (Martínez-Rubio y Ruano 1990). Aunque está claro que conceptualmente en el “ciclo” está explícito que no existe principio ni final, el ciclo hidrológico podría iniciarse en el agua contenida en la atmósfera en forma de vapor de agua que al condensarse pasa a forma líquida (lluvia) o sólida (nieve) según las condiciones, una parte se precipita sobre las aguas oceánicas y continentales, y otra sobre el terreno. De las precipitaciones totales, una parte se reincorpora a la fase gaseosa por los procesos de evaporación, otra fluye por la red hidrológica superficial en forma de arroyos y ríos y otra se infiltra al subsuelo formando los acuíferos.

A escala global el agua es un recurso renovable, sin embargo a escalas regionales esto no se cumple del todo (Fernández, 1999) debido a diversos factores por ejemplo la sobre explotación de acuíferos, derivando en un déficit en el balance hídrico. Por otro lado durante el recorrido del ciclo hidrológico la calidad del agua se puede ver alterada al incorporar diversos elementos naturales o

antropogénicos que en concentraciones mayores pueden ser dañinas tanto para seres humanos como para plantas y hasta el sector industrial puede verse afectado.



**Figura 7.** El Ciclo hidrológico

Todo fenómeno cíclico implica una igualdad de pérdidas y de ganancias, de entradas y de salidas en el sistema, por lo que el balance del agua (o del sistema) podrá representarse por la siguiente ecuación:

$$P = Ev + Es + I \quad (1)$$

Dónde P es precipitación, Ev es evapotranspiración, Es representa la escorrentía superficial e I representa la infiltración

La infiltración está condicionada por el tipo de rocas, su permeabilidad y estructuras de los acuíferos, el clima de la región (lluvia y evaporación), topografía, vegetación y la extensión de la cuenca receptora o de recarga.

## IV.2 Reacciones de equilibrio

Un sistema puede ser cualquier objeto, cantidad de materia, región del espacio limitada por una superficie real o ficticia, seleccionado para estudiarlo (Smith et al. 1997). El resto del universo es el entorno o medio exterior. Se dice que un sistema se encuentra en estado de equilibrio termodinámico, si es incapaz de experimentar espontáneamente algún cambio de estado cuando está sometido a unas condiciones determinadas. El estado de equilibrio puede ser calculado para un sistema en particular.

Un sistema en equilibrio tiene la característica de estar en su estado de mínima energía; para un sistema con temperatura (T) y presión (P) constante la medida apropiada de energía es la Energía libre de Gibbs (G) la cual está relacionada con la entalpía (H) y la entropía (S) por la siguiente ecuación:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S \quad (2)$$

Cuando un sistema se mueve hacia el equilibrio puede liberar calor e incrementar su entropía, o puede experimentar diferentes cambios de calor y entropía. De la ecuación (2), un  $\Delta G$  negativo nos indica un proceso espontáneo mientras que  $\Delta G = 0$  indica que el proceso está en equilibrio. Es decir en una reacción del tipo  $A + B = C$  cuando el  $\Delta G$  es negativo el proceso ocurre en la dirección escrita (hacia la derecha) mientras que un  $\Delta G$  positivo indica que la reacción sucede en el sentido inverso (o que la reacción no se producirá en el sistema).

Para una reacción química del tipo  $aA + bB = cC + dD$  si el sistema está en equilibrio la siguiente relación es cierta:

$$\frac{a_C^c a_D^d}{a_A^a a_B^b} = Keq$$

Donde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  son los moles de A, B, C y D respectivamente,  $a$  es la actividad y  $K_{eq}$  es la constante de equilibrio

Si la expresión no se encuentra en equilibrio el lado izquierdo de la ecuación es llamado el producto de actividad (AP por sus siglas en inglés) o (IAP) cuando están involucrados los iones de las especies. Las expresiones  $(AP/K_{eq})$ ,  $\log (AP/K_{eq})$  son utilizadas para saber qué tan alejado se encuentra el sistema del equilibrio (Drever, 1997). La expresión  $RT \ln(AP/K_{eq})$  representa el cambio de la energía libre utilizada en convertir un mol de reactantes a productos bajo las condiciones a las cuales el AP es medido ( $R$  es la constante de los gases). El uso más común para estas expresiones es para describir la extensión a la cual una solución en particular es súper saturada o sub saturada respecto a una fase sólida, el término índice de saturación es usado para  $\log (IAP/K_{eq})$  para una disolución.

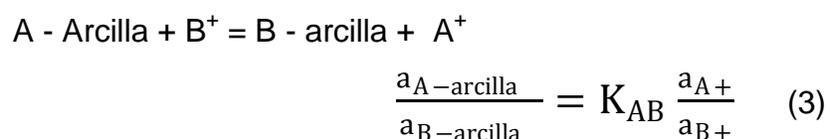
### IV.3 Intercambio iónico

La composición química del agua subterránea es resultado de la interacción natural del agua que se infiltra con la roca que forma el acuífero. Las reacciones que ocurren con los minerales en el trayecto a través de la zona no saturada van modificando su composición. Algunos factores que controlan la química del agua son la evapotranspiración, decaimiento de materia orgánica, meteorización y disolución de carbonatos, silicatos, reacciones de intercambio iónico, mezcla de aguas de diferentes características y actividades antropogénicas.

Se define el cambio iónico como los procesos reversibles por los cuales las partículas sólidas del suelo adsorben iones de la fase acuosa liberando al mismo tiempo otros iones en cantidades equivalentes, estableciéndose el equilibrio entre ambas fases.

Las causas que originan el intercambio iónico son los desequilibrios eléctricos de las partículas del suelo. Para neutralizar las cargas se adsorben iones, que se pegan a la superficie de las partículas por lo que quedan débilmente retenidos por las partículas del suelo y se pueden intercambiar con la solución del suelo. Cuanto más superficie tenga el material y más desequilibrada se encuentre, más iones se fijaran. En el suelo son varios los materiales que pueden cambiar cationes. Los principales cambiadores son las arcillas y la materia orgánica (ambos materiales presentan propiedades coloidales).

Los minerales del grupo de las arcillas son los productos más comunes de la interacción agua-roca en condiciones tierra-superficie y son definidos como silicatos de grano fino, cristalino con estructura de capas enrejadas. Estos minerales se subdividen en cinco grupos: caolinita, montmorillonita, illita, clorita y vermiculita; los cuales se caracterizan por presentar tamaños de  $2\mu\text{m}$  o menor. Como consecuencia de la estructura y tamaño, los minerales arcillosos son efectivos intercambiadores de iones entre estos y el agua que corre a través de ellas (Drever, 1997) como consecuencia del intercambio de iones, en la superficie de los minerales se generan cargas eléctricas que adquieren grupos  $\text{OH}^-$  que se adsorben en la superficie del mineral y otras capas de cationes y aniones, estos iones quedan adsorbidos en las capas adyacentes estableciendo cargas netas positivas cuando están en medio ácido ( $\text{pH} < 7$ ) o negativas en medio básico ( $\text{pH} > 7$ ). La relación de las actividades iónicas en solución se puede expresar de la siguiente manera:



Donde  $a_{\text{A-arcilla}}$  y  $a_{\text{B-arcilla}}$  representan las actividades de A y B en el sitio de intercambio,  $a_{\text{A}^+}$  y  $a_{\text{B}^+}$  son las actividades en solución y  $K_{\text{AB}}$  es la constante de intercambio.

La importancia del intercambio de iones es debida a que controla la disponibilidad de nutrientes ( $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Ca}^{+2}$ ) para las plantas, interviene en los

procesos de floculación - dispersión de arcilla y por consiguiente en el desarrollo de la estructura y estabilidad de los agregados y determina el papel del suelo como depurador natural al permitir la retención de elementos contaminantes incorporados al suelo.

#### IV.4 Oxidación reducción

El pH influye fuertemente en la capacidad solvente de las soluciones acuosas (González-Bonorino, 1972). Una gran cantidad de elementos de la naturaleza tienen distintos estados de oxidación, dependiendo de la presencia de un ambiente oxidante o reductor. Los elementos tienden a mantener el estado de oxidación que representa el mínimo de energía o el estado cuyo cambio exija el mayor consumo de energía, dicho cambio es la ganancia o pérdida de electrones. En el agua subterránea hay reacciones químicas las cuales provocan la transferencia de electrones entre los constituyentes disueltos dando como resultado el cambio en el estado de oxidación de las especies presentes (Díaz-Delgado et al. 2006). La molécula oxidante es aquella que gana electrones y por lo tanto se reduce mientras que la molécula reductora es la que pierde los electrones. Las moléculas oxidantes y reductoras se conocen como el par redox y la fortaleza de este par se puede medir por el potencial de oxido-reducción mediante la ecuación de Nerst (expresada de manera logarítmica)

$$Eh = Eh^{\circ} + 0.231 \log (\text{Oxidante} / \text{Reductor}) \quad (4)$$

Donde  $Eh$  =potencial de oxidación-reducción

$Eh^{\circ}$  es una constante que depende de la naturaleza del oxidante y del reductor y se refiere a las condiciones estándares.

El potencial de oxidación-reducción se mide en voltios o milivoltios. Para el análisis en medios acuosos debido a que en ellos no se encuentran electrones libres es conveniente usar el potencial de electrones ( $pe$ ). El  $pe$  es por definición el logaritmo negativo de la actividad electrónica y es utilizado para saber si las

condiciones son oxidantes o reductoras. Cuando el  $pe$  es bajo las condiciones son reductoras y cuando el  $pe$  es alto las condiciones en el medio son oxidantes.

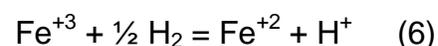
El  $pe$  está relacionado con el  $Eh$  con la expresión siguiente (Fagundo-Castillo 2007)

$$pe = \frac{F}{2.0303RT} - Eh \quad (5)$$

Donde  $R$  = Constante de los gases,  $T$  = temperatura.

A 25 °C,  $Eh = 0.059 pe$ .

Considerando la siguiente reacción:



Como la actividad del hidrógeno ( $a_{H^+}$ ) es igual a la presión parcial del mismo y ( $P_{H_2}$ ) = 1 entonces:

$$\Delta G_R = \Delta G_R^\circ + RT \ln \left( \frac{a_{Fe+2}}{a_{Fe+3}} \right) \quad (7)$$

El  $Eh$  y la energía libre de Gibbs están relacionados por la siguiente ecuación (Dreever, 1997).

$$\Delta G_R = -nFEh \quad (8)$$

Donde  $n$  es el número de electrones involucrados en la reacción y  $F$  es la constante de Faraday, el signo negativo es establecido por convención.

Dividiendo la ecuación (8) entre  $-nF$  y sustituyendo en la (7) nos da la siguiente ecuación:

$$Eh = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln \left( \frac{a_{Fe+2}}{a_{Fe+3}} \right) \quad (9)$$

$E^\circ$  es el potencial estándar del electrodo, el cual es la celda de  $Eh$  que puede tener si todas las especies químicas involucradas (para este caso el  $Fe^{+2}$  y  $Fe^{+3}$ ) estuvieran en su estado estándar (actividad igual a 1). La ecuación (9) puede ser reescrita de la siguiente manera:

$$Eh = E^\circ + \frac{2.303RT}{nF} \log \frac{a_{Fe+2}}{a_{Fe+3}} \quad (10)$$

Generalizando la ecuación anterior para una temperatura de 25°C:

$$Eh = E^\circ + \frac{0.059}{n} \log \left( \frac{\text{producto de la actividad de las especies oxidadas}}{\text{producto de la actividad de las especies reducidas}} \right) \quad (11)$$

De manera similar a Eh pero de manera más simple debido a que *pe* es una unidad de actividad y no es necesario hacer la conversión entre volts y actividades se llega a la siguiente ecuación (dreever, 1997)

$$pe = \frac{1}{n} \log Keq + \frac{1}{n} \log \left( \frac{\text{Producto de actividad de las especies oxidadas}}{\text{Producto de actividad de las especies reducidas}} \right) \quad (12)$$

Si una solución contiene más de un par redox cada par puede definir un *pe* o un *Eh*. Si el sistema se encuentra en equilibrio químico, los dos valores son idénticos, pero si todas las especies no están en equilibrio estos dos valores son distintos. En general el electrodo de platino (la herramienta estándar para medir directamente el *Eh*) responde satisfactoriamente a pocos pares redox en sistemas geoquímicos especialmente a baja temperatura. El electrodo responde de manera incorrecta a los pares  $SO_4^- - HS^-$ ,  $O_2 - H_2O$ ,  $CO_2 - CH_4$ ,  $NO_3^- - N_2$  y  $N_2 - NH_4$  por lo tanto el *Eh* puede ser difícil o imposible de determinar (Bethke, 2008).

Los diagramas *Eh* – pH son una manera muy conveniente de visualizar las relaciones de estabilidad entre fases sólidas y líquidas en donde las reacciones redox están involucradas (Fagundo-Castillo, 2007). Predicen la especiación en casos en los que el equilibrio se alcanza rápidamente, determinan la especiación estable y determinan si un sistema está o no en equilibrio.

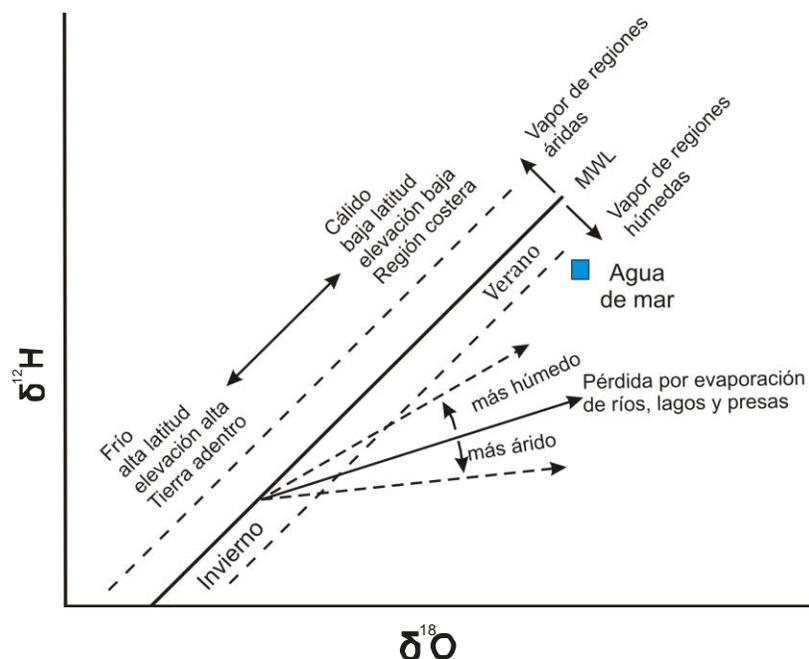
En resumen, el potencial redox tiene gran influencia sobre la disolución, transporte y precipitación de los elementos que poseen diversos grados de oxidación.

## IV.5 Isótopos

En el núcleo atómico de la mayoría de los elementos presentes en la naturaleza el número de neutrones es igual al número de protones pero cuando son diferentes se tiene un isótopo.

La molécula de agua está compuesta de hidrógeno y oxígeno, cada uno de estos átomos con sus respectivos isótopos por lo que el agua puede ser formada con las diferentes combinaciones isotópicas, la más común es  $\text{H}_2^{16}\text{O}$ , siendo raro encontrar las otras dos moléculas las otras  $^1\text{H}^{16}\text{O}$  y  $^1\text{H}_2^{18}\text{O}$ ; de esta manera, las moléculas pueden ser ligeras o pesadas.

Los isótopos se dispersan por la atmósfera e intervienen en el ciclo hidrológico a través de las precipitaciones, siendo entonces regulados por los procesos naturales. Comenzando con los océanos, en éstos se encuentran mezclas de agua ligera y pesada; con la evaporación las moléculas de agua ligera se incorporan al aire más rápido que las pesadas, por lo que en la atmósfera abunda el agua isotópicamente ligera en tanto las moléculas isotópicamente más pesadas son las primeras en condensarse. El grado de fraccionamiento depende de la temperatura y la altitud, así por ejemplo a temperaturas bajas la concentración en isótopos pesados es menor, así como también disminuye conforme se aleja del mar adentrándose en el continente (Figura 8).



**Figura 8.** Concentración de Isótopos según sea la temperatura y la altitud (Modificado de Clark y Fritz, 1997).

El contenido de los isótopos estables de oxígeno  $^{18}\text{O}$  y deuterio D es usado como trazador del origen del agua subterránea debido a que la cantidad se considera conservativa una vez ingresada al acuífero; es decir, sus contenidos no se ven afectados por las interacciones del agua con la matriz del acuífero.

La relación entre las concentraciones de los isótopos pesados y las especies más abundantes se expresa como desviación en tanto por mil (‰) respecto a un estándar o patrón de referencia, la referencia normal es el “Standard Mean Ocean” (SMOW) que representa el valor medio de dicha relación en el agua de mar.

Los isótopos pueden ser llamados *isótopos naturales* cuando éstos no están involucrados en el decaimiento radioactivo, *isótopos radioactivos* cuando pasan por el proceso de decaimiento o *isótopos radiogénicos* cuando son formados del decaimiento radioactivo, pero éstos no decaen (Drever, 1997). Los isótopos naturales, son de utilidad para entender las fuentes de agua o los procesos que la afectaron desde que se incorporó al acuífero, los radioactivos se usan para

determinar edades y los radiogénicos son usados principalmente para determinar la fuente de elementos específicos, particularmente el estroncio.

## **IV.6 Interacción entre la litología y la composición de las aguas subterráneas**

El agua que interactúa con la roca y el suelo va ganando sales solubles. Los factores que pueden o no favorecer el contenido salino del agua son la temperatura, presión, tiempo de contacto que depende de la permeabilidad y porosidad de la roca por lo que existe entonces una relación entre la composición del agua y las facies geológicas recorridas. Además cabe mencionar que existen factores externos tales como la composición de la lluvia ya que es fuente primaria de la recarga del acuífero (Gil-Montes). Por lo anterior se puede decir que las aguas más profundas suelen contener mayor contenido salino que las superficiales por ser más viejas.

## **IV.7 Clasificación de las aguas subterráneas**

Existen diferentes formas de clasificar el agua de manera muy general, dicha clasificación es útil para dar información con vistas a su uso doméstico, urbano, industrial o agrícola.

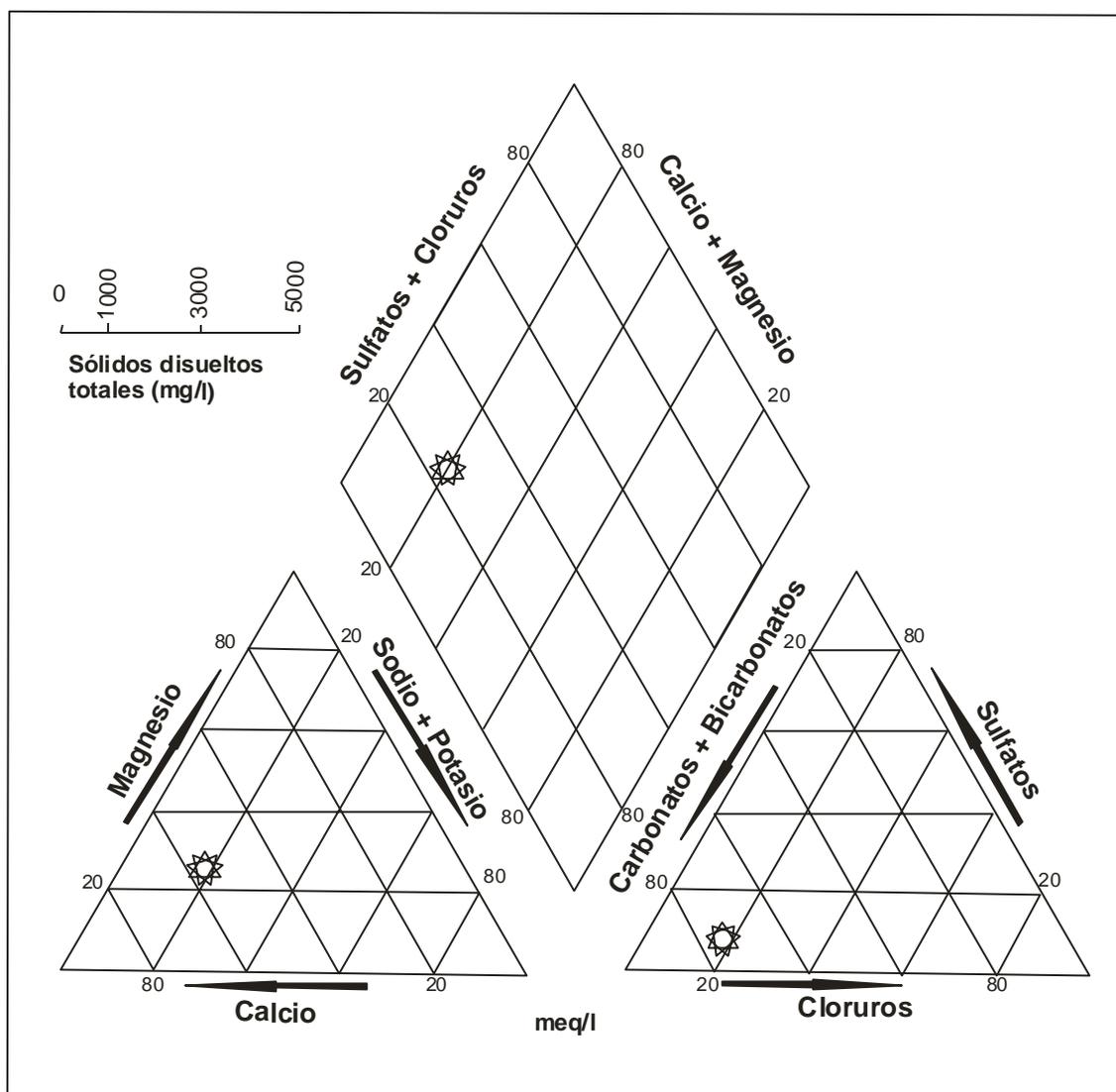
- Aguas meteóricas o recientes: De origen atmosférico y con una composición isotópica similar a la del agua de lluvia (Gil-Montes).
- Aguas fósiles: Aquellas con tiempo de residencia alto y su contenido en sales muy elevado.
- Aguas juveniles: Son de origen magmático y no han tenido contacto con la superficie. La temperatura por lo general es alta y poseen altas concentraciones de S, F, Li, SiO<sub>2</sub> y CO<sub>2</sub>.

- Aguas minerales: Se caracterizan por poseer elementos químicos en disolución en grandes cantidades.
- Salmueras: La mayoría es de origen marino pero debido al tiempo de contacto con la de la roca ésta le confiere una composición diferente a la original.

## **IV.8 Diagramas de Piper**

Los diagramas de Piper son una herramienta gráfica que permite analizar los cationes y aniones presentes en el agua subterránea con el propósito de investigar: a) el origen de los constituyentes disueltos en las aguas, b) las modificaciones en el carácter de un agua con el paso a través de un área y c) problemas geoquímicos relacionados. Este procedimiento está basado en el diagrama múltiple triangular mostrado en la Figura 9.

El agua contiene disueltos cationes y aniones en equilibrio químico los unos con los otros pero también contienen algo de sílice, hierro y aluminio en forma de coloides como óxidos y no forman parte del equilibrio con los constituyentes ionizados. Por ello, el agua natural puede ser tratada en términos de variables de tres cationes y tres aniones y porque el subtotal de sus cationes y aniones, son cada uno el 50% del total del valor reactivo (Donado, 1999).



**Figura 9.** Diagrama de Piper (tomado de Carrillo, 2002). Los puntos representan al agua superficial

El diagrama combina tres campos de dibujo (Figura 9). En el triángulo izquierdo se grafican los cationes ( $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$  y  $\text{Na}^{+}$ ) y en el de la derecha, los aniones ( $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{SO}_4^{-2}$   $\text{Cl}^-$ ), cada vértice representa el 100%. El rombo central muestra todas las características químicas del agua, en él se indica la composición relativa del agua en términos de los cationes y aniones, que corresponden a los cuatro vértices del rombo. Los tres esquemas (dos triángulos y un rombo) muestran el carácter químico esencial del agua de acuerdo a la concentración relativa de sus

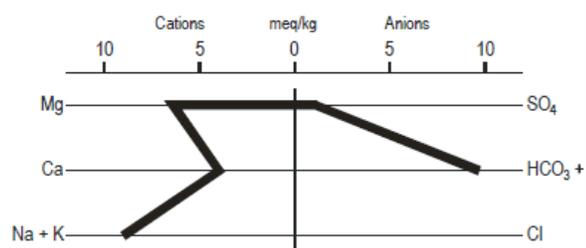
constituyentes, pero no muestran las concentraciones absolutas las cuales comúnmente son decisivas en muchos problemas de interpretación.

La ventaja de estos diagramas radica en la posibilidad de representar muchos análisis en un mismo gráfico, sin dar origen a confusiones. Las aguas químicamente semejantes se encontrarán agrupadas y pueden clasificarse por su ubicación en el diagrama.

#### **IV.9 Diagramas de Stiff**

Los diagramas de Stiff son polígonos que sirven para fácilmente identificar la familia de agua que se tiene en un aprovechamiento dado, además de que la forma de las figuras resultantes dá idea del tipo de agua, se presta a comparaciones, y resulta fácilmente demostrativa al insertarlas en mapas hidroquímicos (Donado, 1999).

La manera de graficar es muy sencilla se parte de una línea vertical que indica la concentración cero, a partir de esta línea se extienden líneas de manera horizontal hacia la derecha e izquierda quedando del lado izquierdo los cationes y por el derecho los aniones usando como unidades los mg/l. En la escala se dividió cada unidad para así facilitar una mejor idea de la magnitud de los iones disueltos en cada una de las muestras, es decir cuanto más ancho es un diagrama, más mineralizada se encuentra el agua a la que representa. Por conveniencia, todas las sales (sodio, potasio, litio) se representan con el sodio. Para realizar el modelo se colocan adecuadamente los puntos que indican las constituyentes del agua; luego se unen los puntos como lo muestra la Figura 10.



**Figura 10.** Esquema básico del diagrama de Stiff

El orden que se tiene para los diagramas para el presente trabajo es el siguiente:

Del lado izquierdo de la figura 10 tenemos:

En el nivel superior se ubica al magnesio ( $Mg^{+2}$ )

En el nivel intermedio se representa la cantidad de calcio ( $Ca^{+2}$ )

En el nivel inferior se representa la suma de sodio ( $Na^{+}$ ) y potasio ( $K^{+}$ )

Del lado derecho tenemos:

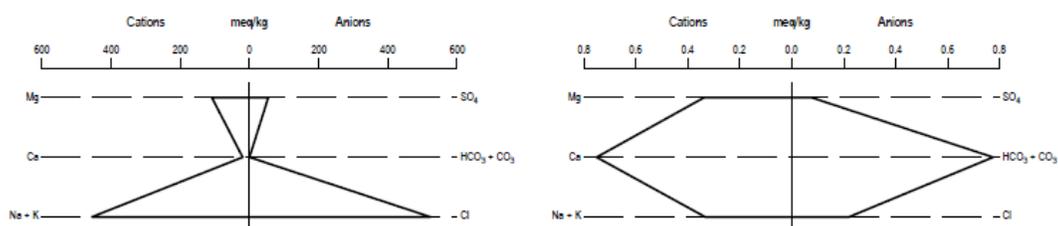
En el nivel superior se ubica al sulfato ( $SO_4^{-2}$ )

En el nivel intermedio se representa la suma de carbonato ( $CO_3^{-2}$ ) y bicarbonato ( $HCO_3^{-}$ )

En el nivel inferior se representa la cantidad de Cloruro ( $Cl^{-}$ )

En la figura 11 se visualiza que el diagrama de Stiff representando un agua de mar, si se analizan los iones que se encuentran con mayor concentración (es decir una mayor distancia respecto a la línea vertical del centro), es decir la suma de sodio y potasio además del cloro, entonces se concluye que el agua queda clasificada como agua "clorurada sódica".

Realizando el mismo análisis que en el agua de mar, el agua superficial tiene una clasificación de "clorurada de calcio o cálcica".



**Figura 11.** Diagrama de Stiff para dos tipos de agua: Agua de mar (izquierda) y agua superficial (derecha).

## Capítulo V

---

### Modelado

---

#### V.1 Fundamentos de la modelación hidrogeoquímica

Los modelos geoquímicos usan como datos iniciales los resultados de análisis físico-químicos de agua y como resultado dan información de la distribución de las especies acuosas y el índice de saturación de las fases sólidas posibles, de acuerdo a la composición química de la solución. Estos modelos se basan en la termodinámica de equilibrio, por lo cual es importante conocer las características físico-químicas del agua y la composición mineralógica del acuífero (Bethke, 1996).

Los modelos pueden ser utilizados para 1) determinar los minerales que controlan la composición química del agua; 2) simulación de mezclas de aguas y los efectos que se puede tener en el acuífero; 3) conocer el índice de saturación específico de ciertos minerales o especies acuosas.

Uno de los modelos que se usa es el The Geochemist's Workbench que es una serie de herramientas para manipular las reacciones químicas, calculando diagramas de estabilidad y los estados de equilibrio de aguas naturales trazando los procesos de reacción y graficando los resultados de dichos cálculos. The workbench consiste de cinco programas: RXN, Act2, Tact, React, Gtplot en los cuales el usuario configura cada programa excepto Gtplot interactivamente con una serie de comandos.

React es un programa flexible que permite modelar los estados de equilibrio y los procesos geoquímicos en sistemas que contienen un fluido acuoso. Se puede calcular la distribución del equilibrio de las especies acuosas en un fluido, el estado de saturación de un fluido con respecto a los minerales y las fugacidades de los gases disueltos en el fluido. El programa permite trazar la evolución un sistema tanto si ocurre una reacción reversible o irreversible en un sistema abierto o cerrado, también una temperatura dada o si es politermal.

El modelo de cálculo del programa React tiene dos componentes principales: el sistema inicial y el proceso que lo altera. Con React se puede calcular el estado de equilibrio del sistema y posteriormente el programa permite cambiar el sistema añadiendo o removiendo reactantes para variar la composición del sistema, cambiando la temperatura, o variando la fugacidad de los gases en un buffer externo. Este proceso es la trayectoria de reacción. El progreso a lo largo de la trayectoria de reacción es medido arbitrariamente en términos de una variable de progreso de la reacción  $\xi$  la cual varía de cero inicialmente a uno al final de la trayectoria.

El programa React permite emplear tres métodos para calcular el coeficiente de actividad para las especies acuosas: El método de Debye-Hückel para soluciones

diluidas así como la ecuación de Pitzer y el método similar Harvie-Möller-Weare (H-M-W) ambas técnicas para soluciones concentradas.

El programa usa la forma extendida de la ecuación de Debye- Hückel la cual asigna un coeficiente a cada especie en solución, es una formulación general que puede ser aplicada a un rango de aguas naturales, incluyendo fluidos diluidos y soluciones en las cuales el soluto dominante es NaCl con fuerzas iónicas arriba de 3 molal (Bethke, 1996).

## Capítulo VI

---

### Métodos y materiales

---

Los parámetros físicos determinantes para entender e interpretar reacciones químicas son el pH, potencial redox, conductividad eléctrica y temperatura del agua. La medición in-situ de estos parámetros es indispensable.

La razón por la cual algunos parámetros como el pH, conductividad eléctrica y oxígeno disuelto entre otros deben medirse in situ es porque la composición del agua es controlada por los equilibrios químicos y varían respecto del tiempo, de tal manera que la manipulación de las muestras puede producir un cambio en el estado de equilibrio y consecuentemente en su composición química: por ejemplo, el dejar una cámara de aire en la botella contenedora de la muestra distorsiona las mediciones reales de  $\text{CO}_2$  Y  $\text{H}_2\text{S}$  disueltos en el agua ya que estos tienden a incorporarse a la fase gaseosa provocando cambios en pH conductividad y precipitación de algunos minerales (Fagundo-Castillo, 2007).

#### VI.1 Metodología

El procedimiento utilizado para la preparación de las botellas y recolección de muestras es sencillo y está basado en la metodología del libro "Standard methods for the examination of water and wastewater" (Greenberg et al., 1999). Las botellas deben someterse a un tratamiento previo que implica un lavado con ácido nítrico 1:1 y después enjuagarse con agua destilada.

En campo, las muestras fueron tomadas de los distintos sitios enjuagando con agua del mismo pozo o noria las botellas en las que se contendrían las muestras;

en el caso de agua de pozo cuando éste no estaba en funcionamiento previo se dejó correr el agua el tiempo suficiente para asegurarse que el agua captada no fuera la almacenada en la tubería.

Los datos medidos insitu fueron la temperatura y la conductividad eléctrica por medio de un conductivímetro portátil EC meter Modelo 2052 VWR international; después de etiquetar las botellas, éstas se almacenaron a bajas temperaturas el tiempo restante de la recolección. En el laboratorio se determinaron el pH (delta 320 pH Meter METLER TOLEDO) y los bicarbonatos con el método de titulación con ácido clorhídrico 0.1 N (por medio del Método 2320B de Greenberg, et al., 1999) para posteriormente filtrar la muestra con una membrana de nitrocelulosa con un diámetro de poro de 45  $\mu\text{m}$ . A las muestras para cationes se les añadió ácido nítrico para su preservación. La acidificación se debe al hecho de que algunos microconstituyentes tienen la tendencia de adherirse a las paredes del frasco por lo tanto la concentración de los cationes disminuye.

Ambas muestras se almacenaron a temperatura menor a 4°C hasta el momento del análisis de iones.

## **VI.2 Análisis de Aniones**

El análisis de aniones tales como bromuros ( $\text{Br}^-$ ), cloruros ( $\text{Cl}^-$ ), fluoruros ( $\text{F}^-$ ), nitratos ( $\text{NO}_3^{-2}$ ) y sulfatos ( $\text{SO}_4^{-2}$ ) se llevó a cabo en un cromatógrafo de iones ICS-2000 DIONEX utilizando como fase móvil solución de hidróxido de sodio 9mM y con tiempo de corrido de 11 minutos.

## **VI.3 Análisis de Cationes**

Los cationes tales como el boro (B), calcio ( $\text{Ca}^{+2}$ ), hierro ( $\text{Fe}^{+3}$ ), potasio ( $\text{K}^+$ ), litio ( $\text{Li}^+$ ), magnesio ( $\text{Mg}^{+2}$ ) y sodio ( $\text{Na}^+$ ) entre otros tantos fueron determinados mediante la espectrometría de plasma (ICP por sus siglas en inglés). Ambos,

aniones como cationes fueron determinados en el laboratorio de Hidrogeoquímica del CICESE.

La validez de los resultados químicos se puede evaluar por distintos métodos, entre ellos es mediante la diferencia entre aniones y cationes no debe exceder cierto valor.

$$\frac{\sum \text{Cationes} - \sum \text{Aniones}}{\sum \text{Cationes} + \sum \text{Aniones}} = e$$

Donde  $e$  es el error en por ciento. En los casos en que el error excede al 10% el análisis deberá ser desechado y hacer una nueva toma de muestra y consecuentemente un nuevo análisis.

## Capítulo VII

---

### Resultados

---

En el medio subterráneo coexisten e interactúan tres fases: sólida, líquida y gaseosa. La composición química del agua subterránea es el resultado de la interacción entre procesos físicos y químicos que tienen lugar a lo largo del flujo, principalmente se trata de la interacción química con minerales, gases y materia orgánica, y la mezcla con otras aguas debido a la dispersión y la difusión.

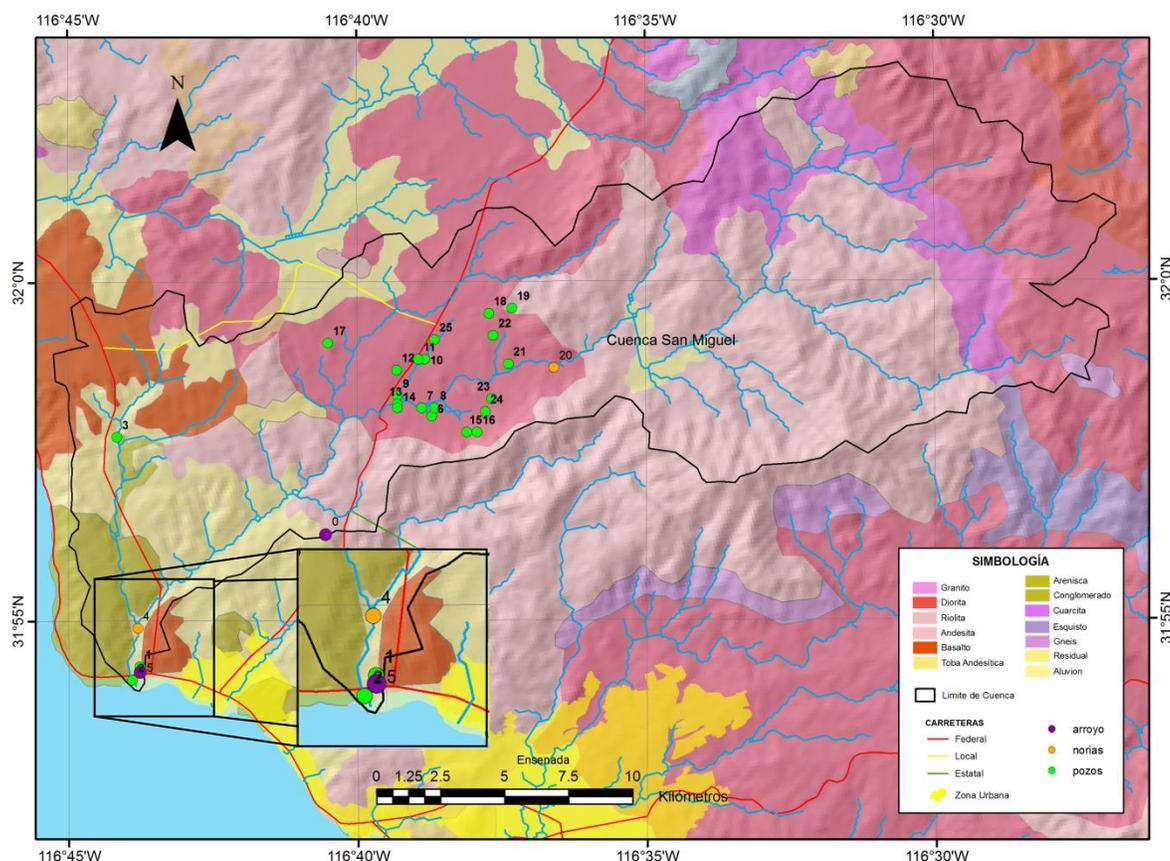
En este trabajo se muestrearon 26 sitios de los cuales dos son norias, 2 arroyos y el resto pozos que abastecen tanto a casas particulares como a viñedos de la región. En la Figura 12 se muestra la ubicación de los pozos dentro de la Cuenca de San Miguel. Como puede observarse 21 de los pozos se ubican en su porción central que, litológicamente, corresponde a la unidad granítica de la cual se tomó una muestra y se realizó la petrografía y cuya mineralogía se describe en la tabla III. En esta tabla también se presentan el resultado de la petrografía de un dique (Misuk-02) afectado por hidrotermalismo que intrusióna al granito (Misuk-01).

**Tabla III.** Mineralogía del granito de la “cuenca alta”

Muestra	Mineralogía	Clasificación	Observaciones
Misuk-01	Cuarzo, feldespatos potásicos, plagioclasas, Biotita	Granito	Sin alteración hidrotermal
Misuk-02	Cuarzo, feldespatos potásicos, plagioclasas, Muscovita, Biotita, Hornblenda, Magnetita e Ilmenita	Metagranito	La biotita se está alterando a sericita y la hornblenda a epidota. La roca está fuertemente alterada por fluidos hidrotermales

Por otra parte, es claro en la figura 12 que el resto de los pozos se localizan en rocas diferentes a los granitos. Estos pozos están en rocas sedimentarias aluvión, areniscas y conglomerados. Con estas consideraciones, es posible pensar en dos tipos de acuíferos: uno localizado en el granito con el agua alojada en sus fracturas y otro en las areniscas con el agua alojada en los poros.

Evidentemente así considerada la cuenca San Miguel se torna más compleja. Solo para efectos de descripción y referencia se denominaran pozos de la “CA” a los que se ubican en el granito y pozos de la “CB” a los que se ubican en las rocas detríticas.



**Figura 12.** Ubicación de los pozos muestreados

En virtud de los objetivos del trabajo, fue necesario realizar tres campañas de campo en diferentes épocas. Los muestreos se llevaron a cabo en los meses de Octubre y Diciembre del 2008 y el último en el mes de Febrero del 2009. Los pozos fueron localizados con un navegador marca Garmin (Tabla IV). Durante las campañas de trabajo de campo se recolectaron tanto las características físicas del agua (la temperatura) como las químicas (pH, conductividad eléctrica y alcalinidad). Para el análisis de estas variables se elaboraron diferentes gráficas (Figuras 13 a 15).

**Tabla IV.** Ubicación de los puntos muestreados

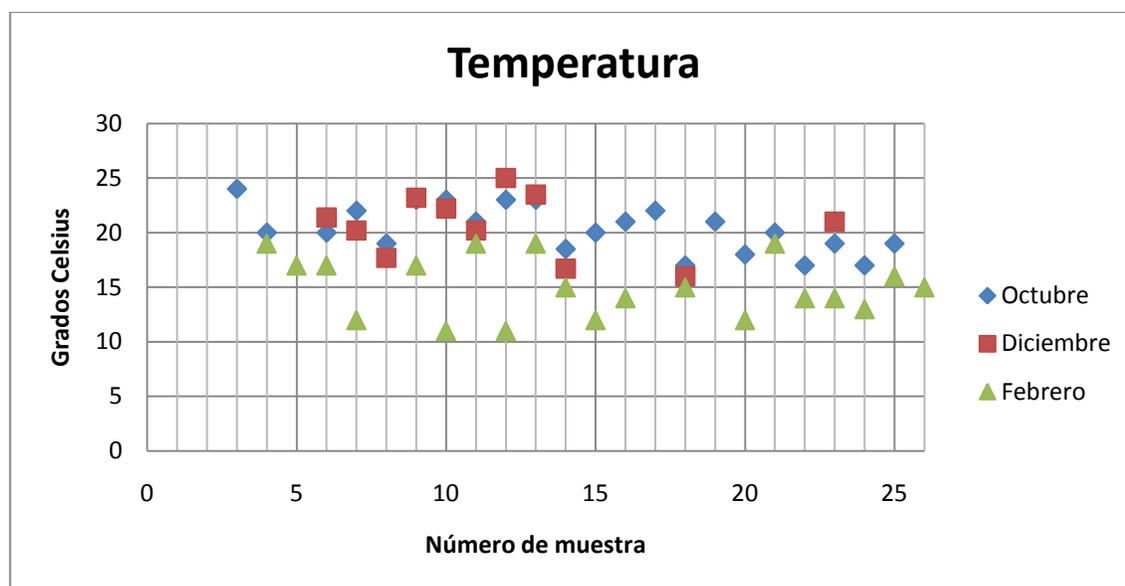
No. Muestra	LATITUD	LONGITUD	Fuente	Lugar	Tipo de roca
1	31.90556	-116.72944	pozo	Cuenca Baja	Aluvi3n
2	31.90222	-116.73167	pozo	Cuenca Baja	Aluvi3n
3	31.96200	-116.73600	pozo	Cuenca Baja	Aluvi3n
4	31.91500	-116.73000	noria	Cuenca Baja	Aluvi3n
5	31.92377	-116.72279	Arroyo	Cuenca Baja	Aluvi3n
6	31.96700	-116.64500	pozo	Cuenca Alta	Granito
7	31.96900	-116.64800	pozo	Cuenca Alta	Granito
8	31.96900	-116.64420	pozo	Cuenca Alta	Granito
9	31.97200	-116.65500	pozo	Cuenca Alta	Granito
10	31.98100	-116.64700	pozo	Cuenca Alta	Granito
11	31.98100	-116.64900	pozo	Cuenca Alta	Granito
12	31.97833	-116.65521	pozo	Cuenca Alta	Granito
13	31.97000	-116.65500	pozo	Cuenca Alta	Granito
14	31.96900	-116.65500	pozo	Cuenca Alta	Granito
15	31.96300	-116.63500	pozo	Cuenca Alta	Granito
16	31.96300	-116.63200	pozo	Cuenca Alta	Granito
17	31.98500	-116.67500	pozo	Cuenca Alta	Granito
18	31.99227	-116.62855	pozo	Cuenca Alta	Granito
19	31.99352	-116.62188	pozo	Cuenca Alta	Granito
20	31.97888	-116.60975	noria	Cuenca Alta	Granito
21	31.97983	-116.62295	pozo	Cuenca Alta	Granito
22	31.98685	-116.62732	pozo	Cuenca Alta	Granito
23	31.97120	-116.62778	pozo	Cuenca Alta	Granito
24	31.96812	-116.62967	pozo	Cuenca Alta	Granito
25	31.98582	-116.64428	pozo	Cuenca Alta	Granito
26	31.9704	-116.65025	Arroyo	Cuenca Alta	Granito

## VII.1 Características fisicoquímicas

### *Temperatura y Conductividad.*

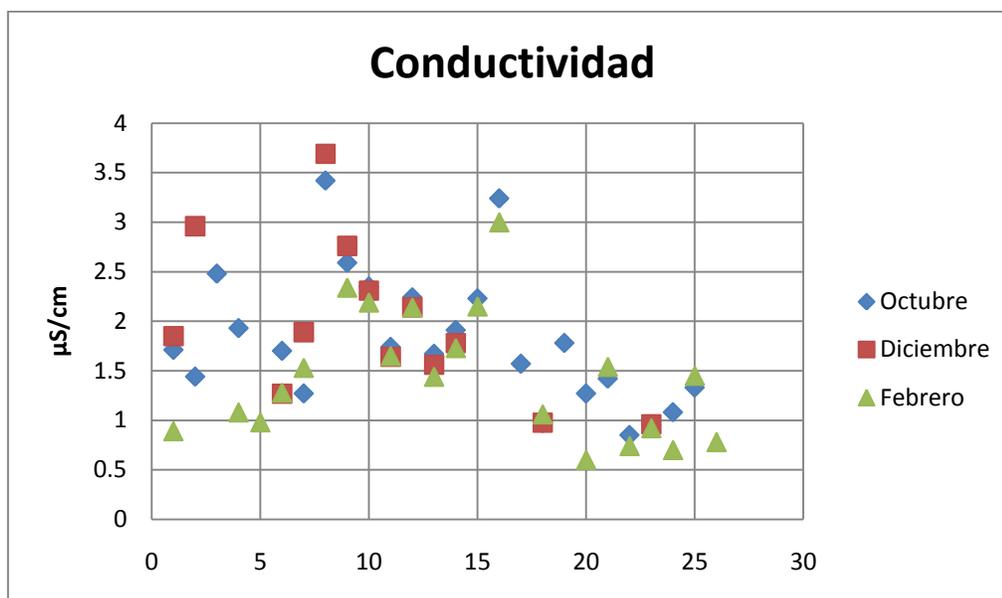
En la figura 13 están graficados los pozos contra la temperatura para las tres campañas de muestreo. Como se aprecia en dicha gráfica, y debido a problemas logísticos (los propietarios de los pozos no se localizaron en repetidas ocasiones) durante el mes de diciembre no se logró tener datos de varios pozos. En la zona

de estudio, el rango de temperatura del agua muestreada varía entre 25°C y 11°C. Por otra parte, la temperatura en las muestras no presentó variaciones significativas en los muestreos de Octubre y Diciembre periodo durante el cual el rango fue de de 17°C a 23°C, pero para febrero la temperatura decreció a 11°C en algunos pozos.



**Figura 13.** Temperatura del agua registrada en los pozos de las dos cuencas de San Miguel durante los tres muestreos 2008-2009.

La conductividad es la capacidad de una sustancia de conducir corriente eléctrica. La presencia de iones en la solución hace que ésta se vuelva conductora, por lo tanto a mayor concentración de iones, la conductividad incrementa (Hem, 1989). La Figura 14 contiene los resultados de la conductividad de la muestras en los tres meses. Las muestras con conductividad más alta ocurrieron en los sitios 2, 8, 9 y 16.



**Figura 14.** Conductividad eléctrica del agua de las muestras analizadas

### *pH.*

El pH es un factor muy importante, porque determinados procesos químicos solamente pueden tener lugar a un determinado pH. Por ejemplo, las reacciones del cloro solo tienen lugar cuando el pH tiene un valor de entre 6,5 y 8. El pH es un indicador de la acidez de una sustancia. Está determinado por el número de iones libres de hidrógeno ( $H^+$ ) en una sustancia. La acidez es una de las propiedades más importantes del agua. El pH sirve como un indicador que compara algunos de los iones más solubles en agua.

El resultado de una medición de pH viene determinado por una consideración entre el número de protones (iones  $H^+$ ) y el número de iones hidroxilo ( $OH^-$ ). Cuando el número de protones iguala al número de iones hidroxilo, el agua es neutra. Tendrá entonces un pH alrededor de 7. El pH del agua puede variar entre 0 y 14. Cuando el pH de una sustancia es mayor de 7, es una sustancia básica y cuando está por debajo de 7, es una sustancia ácida. Cuanto más se aleje el pH por encima o por debajo de 7, más básica o ácida será la solución.

El pH es un factor logarítmico; cuando una solución se vuelve diez veces más ácida, el pH disminuirá en una unidad. Cuando una solución se vuelve cien veces

más ácida, el pH disminuirá en dos unidades. El término común para referirse al pH es la alcalinidad. El pH del agua natural a 25 °C es 7. En la gráfica 7.4 se evidencia que el pH de las aguas estudiadas está en el rango de 8.5 a 6.5.

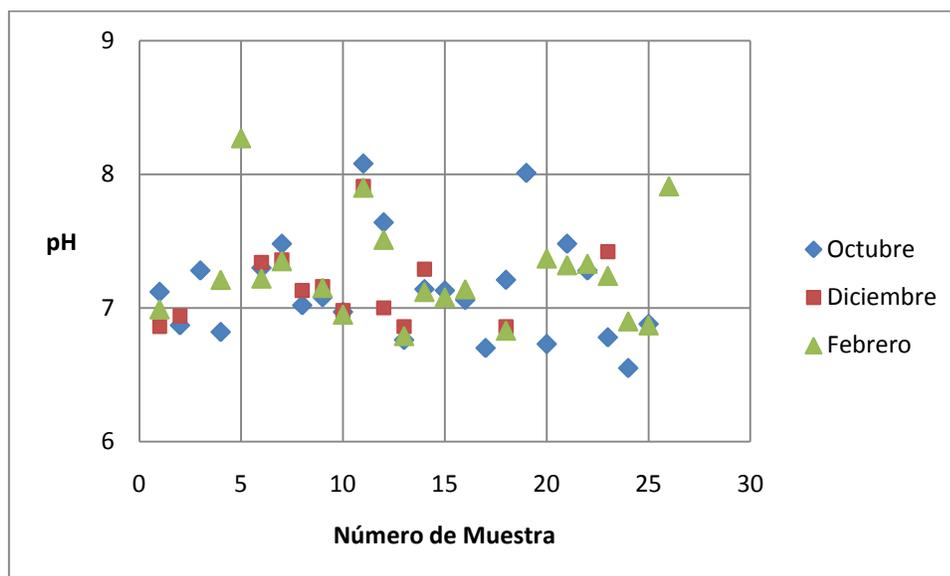


Figura 15. pH de las muestras de la cuenca de San Miguel.

## VII.2 Constituyentes mayoritarios

### *Sodio.*

El sodio es el más abundante de los elementos alcali y en rocas ígneas es ligeramente más abundante que el potasio (Hitchon et al. 1999). La concentración de sodio en agua subterránea es de 200 mg/l. La figura 16 muestra la variación del potasio durante la campaña de muestreo. El valor máximo y el valor mínimo 246 y 8 mg/l respectivamente ocurrieron en Diciembre.

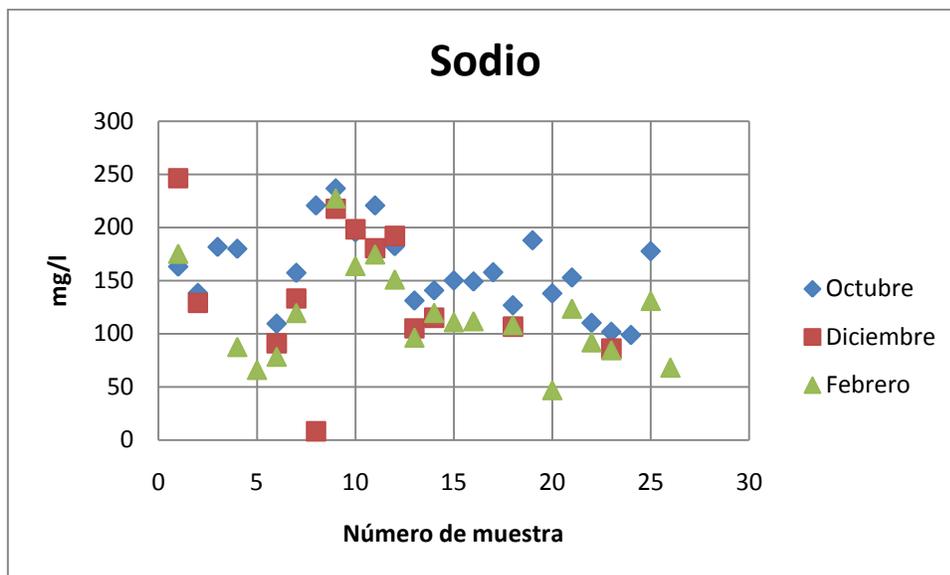


Figura 16. Concentración de Sodio

### Potasio.

El potasio es ligeramente menos común que el sodio en rocas ígneas, pero más común en las sedimentarias (Hitchon et al. 1999). La concentración de potasio en agua subterránea no contaminada es del rango de 0.3 a 12 mg/l y como se puede observar en la figura 17 no supera el valor de 12 mg/l, la concentración en todos los pozos es menor de 10 mg/l, la concentración más alta es de 5.4mg/l.

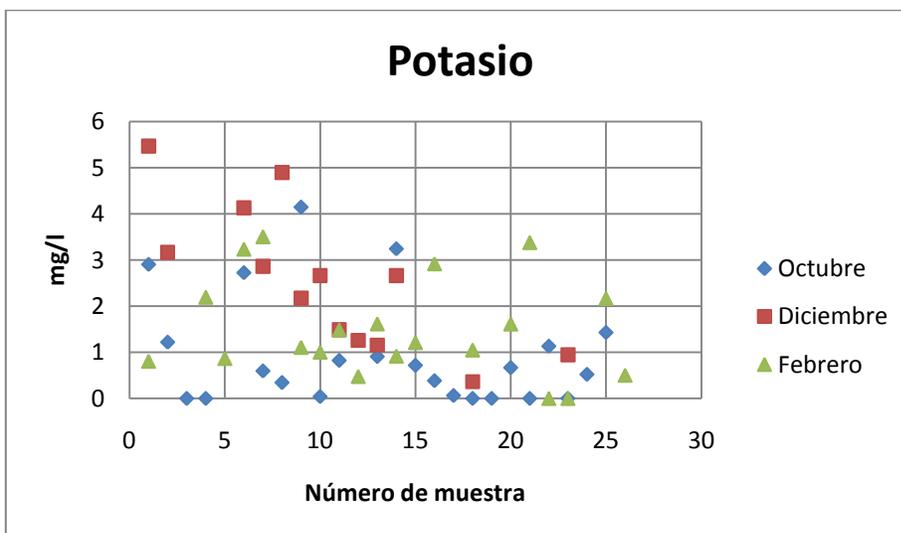


Figura 17. Variación de la concentración de potasio durante el periodo de muestreo

### Calcio.

El calcio es el metal más abundante de los alcalinotérreos y en agua subterránea no contaminada puede llegar a tener concentraciones desde 1 a 100 mg/l. En la Figura 18 se observa que la concentración del calcio en las muestras analizadas no pasa de 220 mg/l quedando dentro del rango de aguas dulces que es de 10 a 250 mg/l (Porras-Martín et al. 1985).

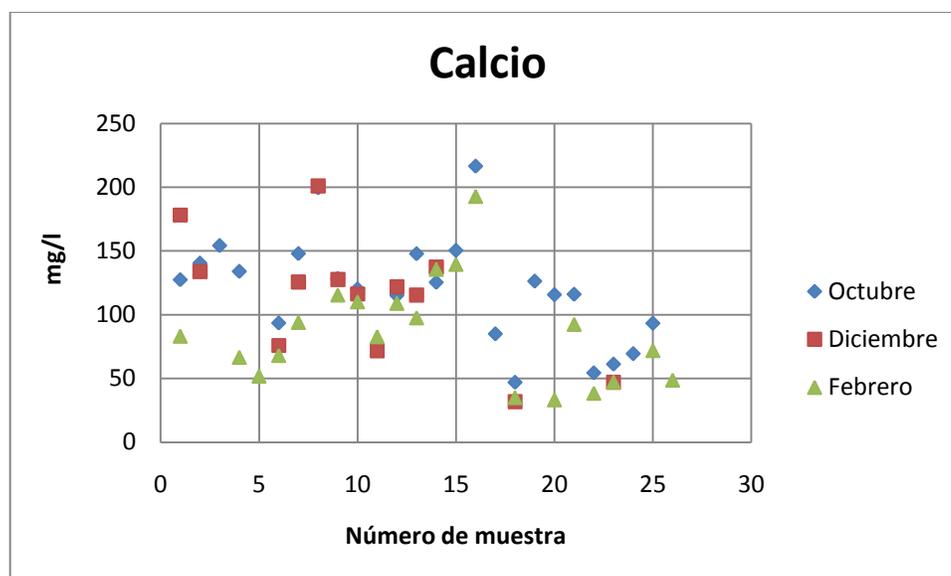
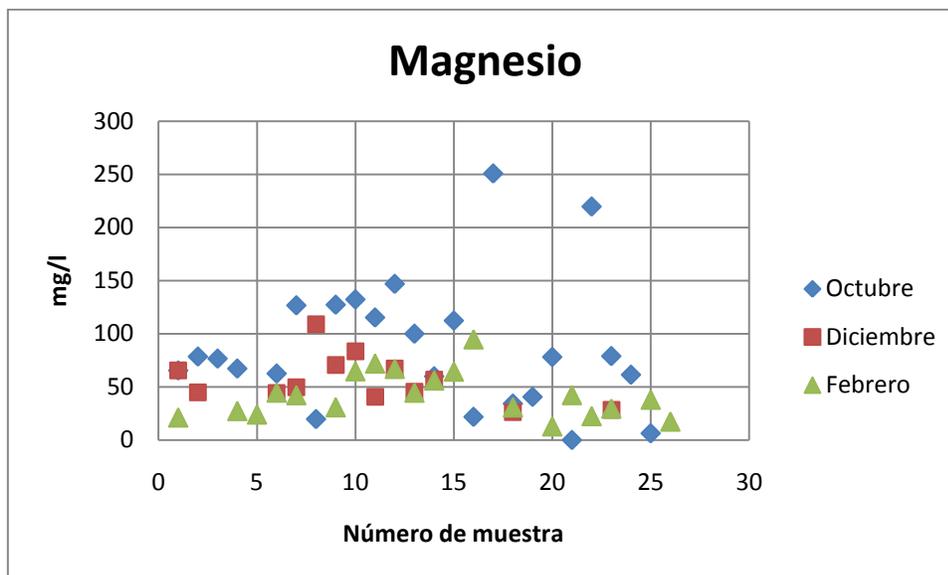


Figura 18. Concentración de Calcio

### Magnesio.

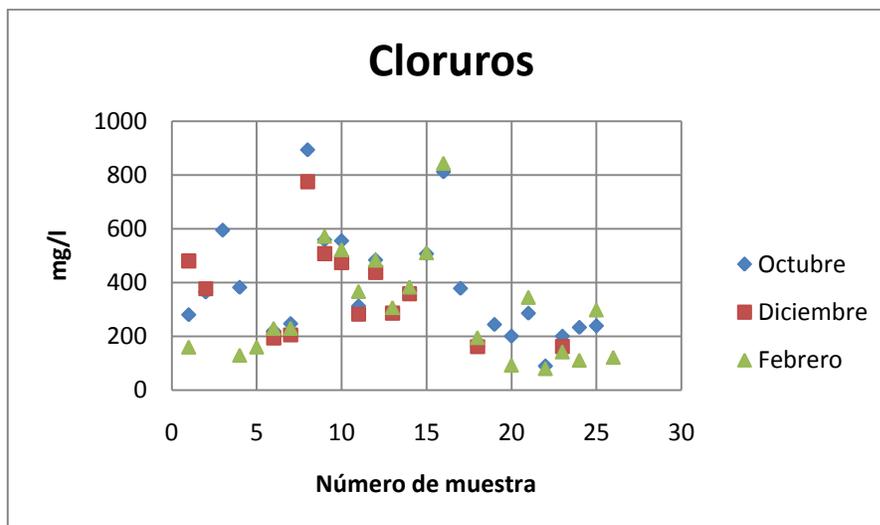
En los procesos de intemperismo el  $Mg^{+2}$  entra a la hidrósfera principalmente a través de la descomposición de minerales ferromagnesianos (Hitchon et al. 1999). Como se puede observar en la Figura 19 la concentración de magnesio va disminuyendo durante el periodo de lluvias. En el mes de Octubre el valor más alto fue de 250 mientras que el valor más bajo fue de 6.3 mg/l. Para Febrero la concentración máxima y mínima fue de 94.6 y 12.9 mg/l, respectivamente.



**Figura 19** El comportamiento de la concentración de Magnesio durante el muestreo tiene tendencia a la disolución tal vez asociada al intercambio de cationes

### *Cloruros.*

El cloro es el halógeno más abundante en la corteza continental y se acumula en reservas de agua terminales (océanos, lagos continentales de cuenca cerrada) debido a que su migración no es afectada por ambientes ácido-alcalinos ni de oxidación reducción, no forma prácticamente ninguna sal insoluble y existe en la naturaleza solo como  $\text{Cl}^-$ . En la figura 20 se grafica la concentración de los cloruros de cada muestra analizada.

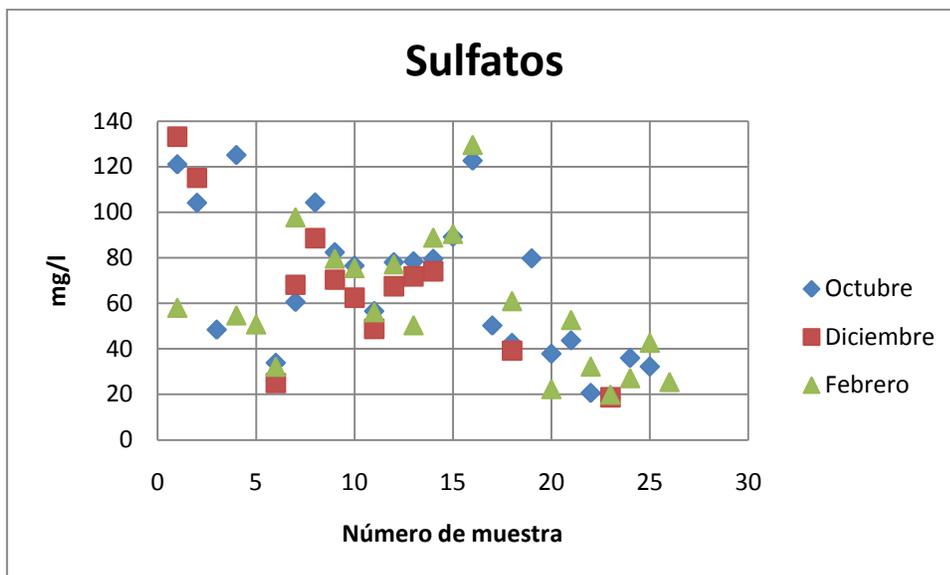


**Figura 20.** Concentración de cloruros

El comportamiento de los cloruros como se observa en la Figura 20 tuvo un descenso en la concentración en el mes de diciembre sin embargo para Febrero la concentración aumentó en algunos sitios incluso más que en el mes de Octubre.

*Sulfatos.*

En aguas dulces la concentración normal de sulfatos varía entre 2 y 150 mg/l y asociado al calcio en aguas salinas puede llegar hasta los 5000 mg/l (Porras-Martín et al. 1985). De la figura 21 se observa que la concentración es menor a los 140 mg/l en los tres muestreos.



**Figura 21.** Concentración de Sulfatos

### *Bicarbonatos.*

El  $\text{CO}_2$  reacciona con el agua formando el  $\text{H}_2\text{CO}_3$  que a su vez se disocia en los iones carbonato y bicarbonato. (Porrás-Martín et al. 1985) en aguas subterráneas naturales con pH inferior a 8.3 la especie dominante es el ión bicarbonato y la concentración suele variar entre 50 y 400 mg/l.

En la Figura 22 se puede observar que el mes con las concentraciones más altas es Octubre y en los meses posteriores la concentración de bicarbonatos decrece.

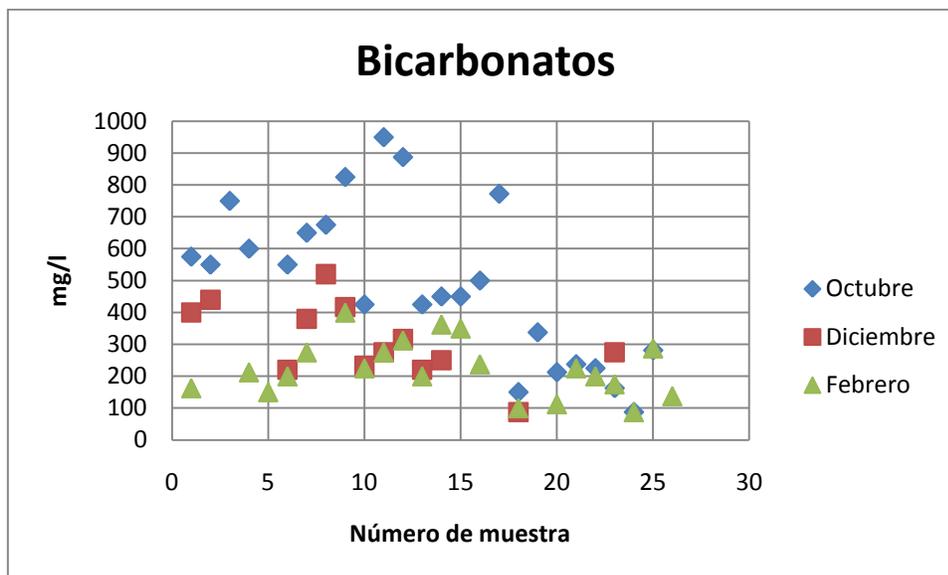
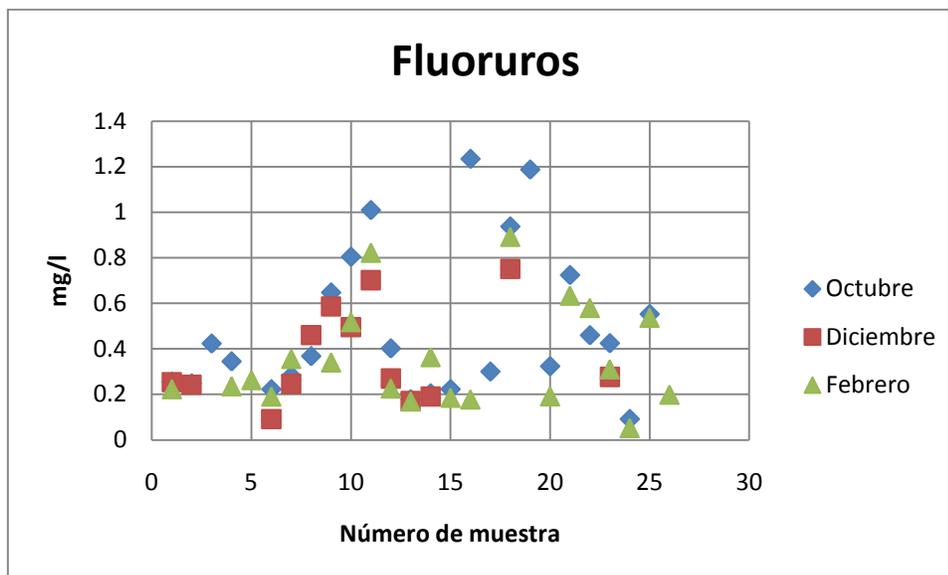


Figura 22 Concentración de Bicarbonatos

### VII.3 Constituyentes minoritarios

#### *Fluoruros.*

El flúor es el más electronegativo de todos los elementos y en solución forma el ión fluoruro  $F^-$  y puede formar fuertes complejos solutos con algunos cationes como el aluminio (Hitchon et al. 1999). La concentración del fluoruro en el agua subterránea puede ir de 1 ppm a más de 25 mg/l. En la figura 23 se grafica la concentración de los fluoruros de las muestras analizadas, los valores altos corresponden al mes de octubre en tanto que en el mes de febrero la concentración, en general, decrece.



**Figura 23.** Concentración de Fluoruros

### *Aluminio.*

El aluminio es el metal más abundante en la corteza terrestre y debido a esto y a su amplia distribución la mayoría de las aguas naturales tienen la oportunidad de disolverlo. El agua de río puede tener  $0.05 \mu\text{g/g}$ , (Hitchon et al. 1999). En la figura 24 se puede observar que la mayoría de las muestras reportan concentraciones arriba de  $1 \text{ mg/l}$ .

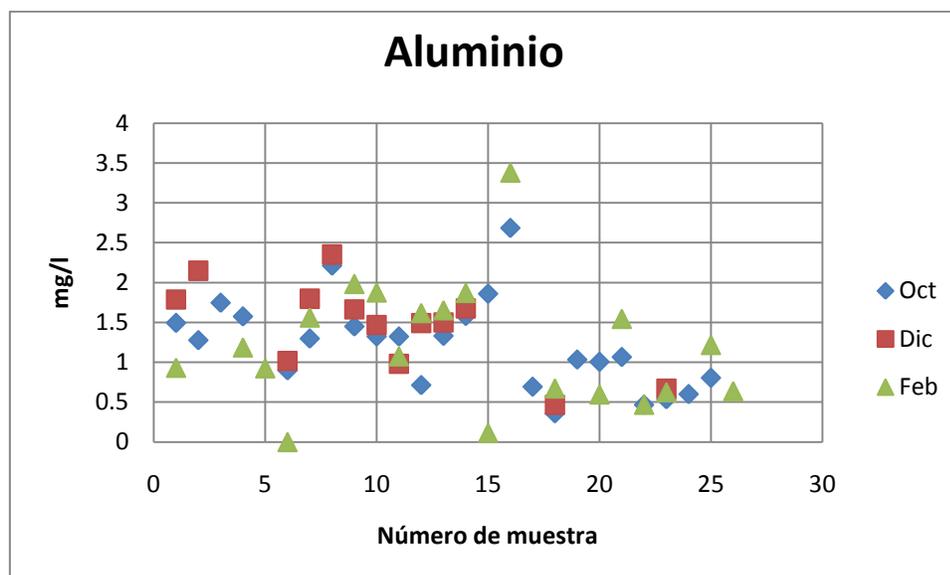
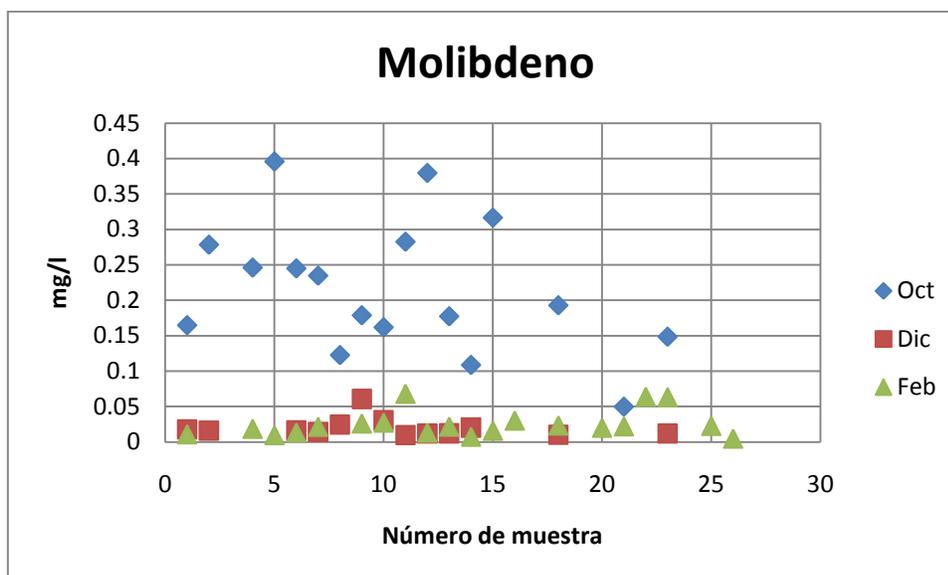


Figura 24. Concentración de Aluminio

### *Molibdeno.*

El molibdeno es un elemento de transición. En estado acuoso está presente en estados de oxidación  $\text{Mo}^{+4}$  o  $\text{Mo}^{+6}$ , éste último forma aniones molibdato en condiciones oxidantes (Hem, 1989).

El molibdeno se encuentra de forma natural en el suelo y se utiliza en la fabricación de aceros especiales y en la producción de tungsteno y de pigmentos (Hitchon et al. 1999), ciertos compuestos de molibdeno se utilizan como aditivos lubricantes y en la agricultura, para prevenir la carencia de molibdeno en los cultivos. La figura 25 muestra las concentraciones de molibdeno en el agua y puede observarse claramente la disminución de la concentración en el mes de Diciembre (mes en que iniciaron las primeras lluvias del temporal) y continuó este comportamiento en Febrero.



**Figura 25.** Concentración de Molibdeno

### *Zinc.*

El zinc es uno de los elementos menos comunes; se estima que forma parte de la corteza terrestre en un 0.0005-0.02%. Su principal mineral es la blenda, marmatita o esfalerita (ZnS). Es un elemento esencial para el desarrollo de muchas clases de organismos vegetales y animales.

En agua subterránea el rango de concentración va de 0.001 a 1 mg/l (Hitchon et al. 1999) y concentraciones mayores de 1 y hasta los 30 mg/l puede deberse a agua subterránea contaminada. En la figura 26 se muestran las concentraciones de cada muestra y se puede observar los valores de cero en octubre que se incrementan notablemente durante los meses de diciembre y febrero

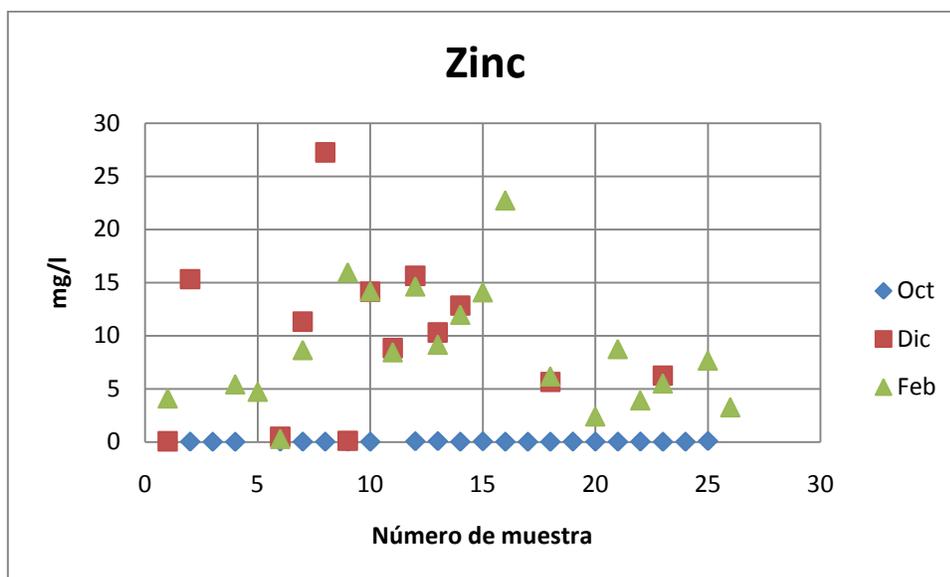


Figura 26. Concentración de Zinc

### Boro.

El boro es uno de los elementos menos abundantes. Es volátil y liberado en gases volcánicos y se acumula en pegmatitas y en depósitos hidrotermales. En ambientes sedimentarios se absorbe en la arcilla, de esta manera se explica el alto contenido en esquistos. La concentración del boro en agua subterránea es del orden de 0.05 a 1.0 mg/l. En la figura 27 se puede observar que todas las muestras tienen concentraciones menores a los 0.3 mg/l y que en el mes de Octubre se registraron las concentraciones más altas.

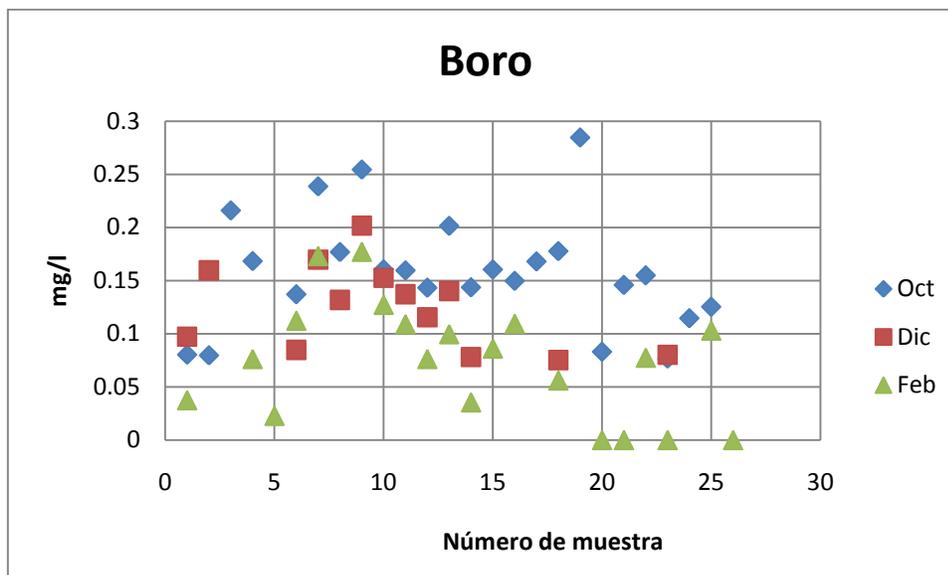


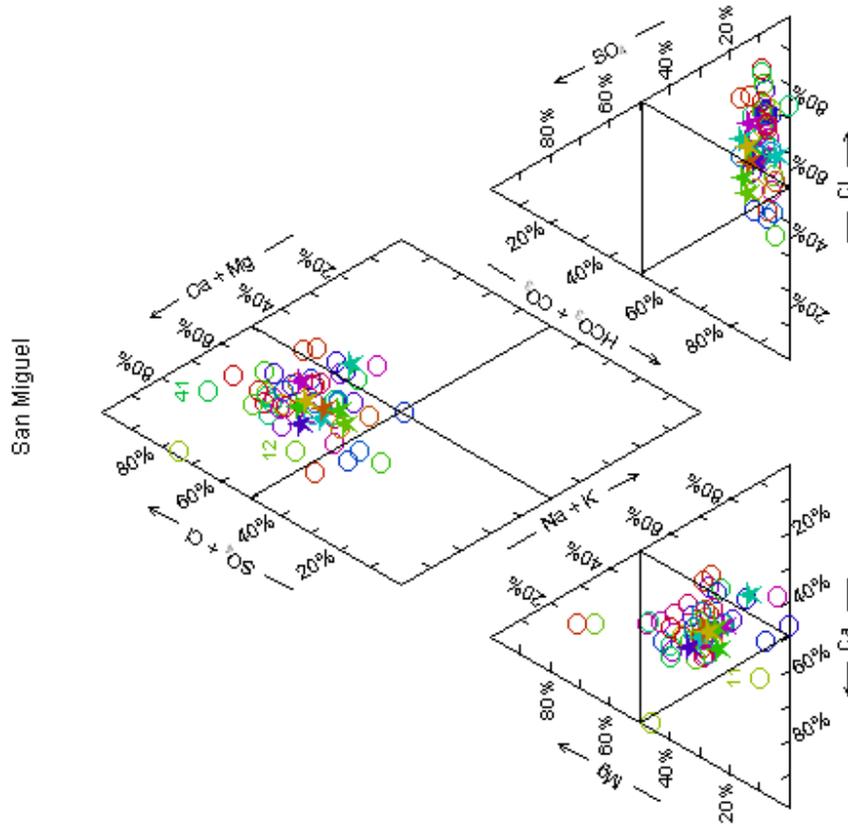
Figura 27. Concentración de Boro

## VII.4 Clasificación geoquímica de las aguas subterráneas de la cuenca de San Miguel

Una vez validados los datos del laboratorio se hizo una rápida clasificación de los resultados usando diagramas de Piper y de Stiff (Figuras 28, 29, 30 y 31). Estos diagramas se basan en el hecho de que los principales minerales formadores de rocas son los silicatos, carbonatos, sulfatos y cloruros, consecuentemente los iones más abundantes en el agua son  $\text{Ca}^{+2}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Na}^{+}$ ,  $\text{K}^{+}$ ,  $\text{SO}_4^{-2}$ ,  $\text{Cl}^{-}$  y  $\text{HCO}_3^{-}$  (Díaz-Delgado et al. 2006). Con estos antecedentes el agua puede ser representada en términos de estos iones debido a que el subtotal de sus cationes y aniones son cada uno el 50% del total del valor reactivo (Donado, 1999).

En el diagrama de Piper se puede observar que existe una tendencia general de la mayoría de las muestras a concentrarse en rombo superior y les corresponde la clasificación de aguas sulfatadas y/o cloruradas, cálcicas y/o magnésicas. Aunque también se observa que algunas otras quedaron distribuidas en el rombo inferior izquierdo (aguas bicarbonatadas cálcicas y/o magnésicas (Figura 28)) y en el rombo inferior derecho (aguas cloruradas y/o sulfatadas sódicas).

También se utilizaron los diagramas de Stiff dado que permiten visualizar mejor los cambios de los principales iones durante los periodos de muestreo (Octubre, Diciembre y Febrero). En la tabla V se muestra la variación en la clasificación durante la campaña de muestreo. En cuanto al anión dominante, de 24 muestras en el mes de Octubre, 19 se clasifican como cloruradas y cinco como bicarbonatadas, en Diciembre las muestras 6 y 7 de bicarbonatadas pasaron a cloruradas y en el mes de Febrero permanecieron con esa clasificación a excepción de la muestra número 22. Por otro lado, los cationes mostraron mayor variabilidad ya que el magnesio fue el catión predominante en Octubre, sin embargo, ya no fue significativo en los meses posteriores, para Diciembre y Febrero el sodio domina seguido del calcio.



**Figura 28.** Clasificación de las muestras de agua de los pozos que representan CA (círculos) y CB (estrellas)

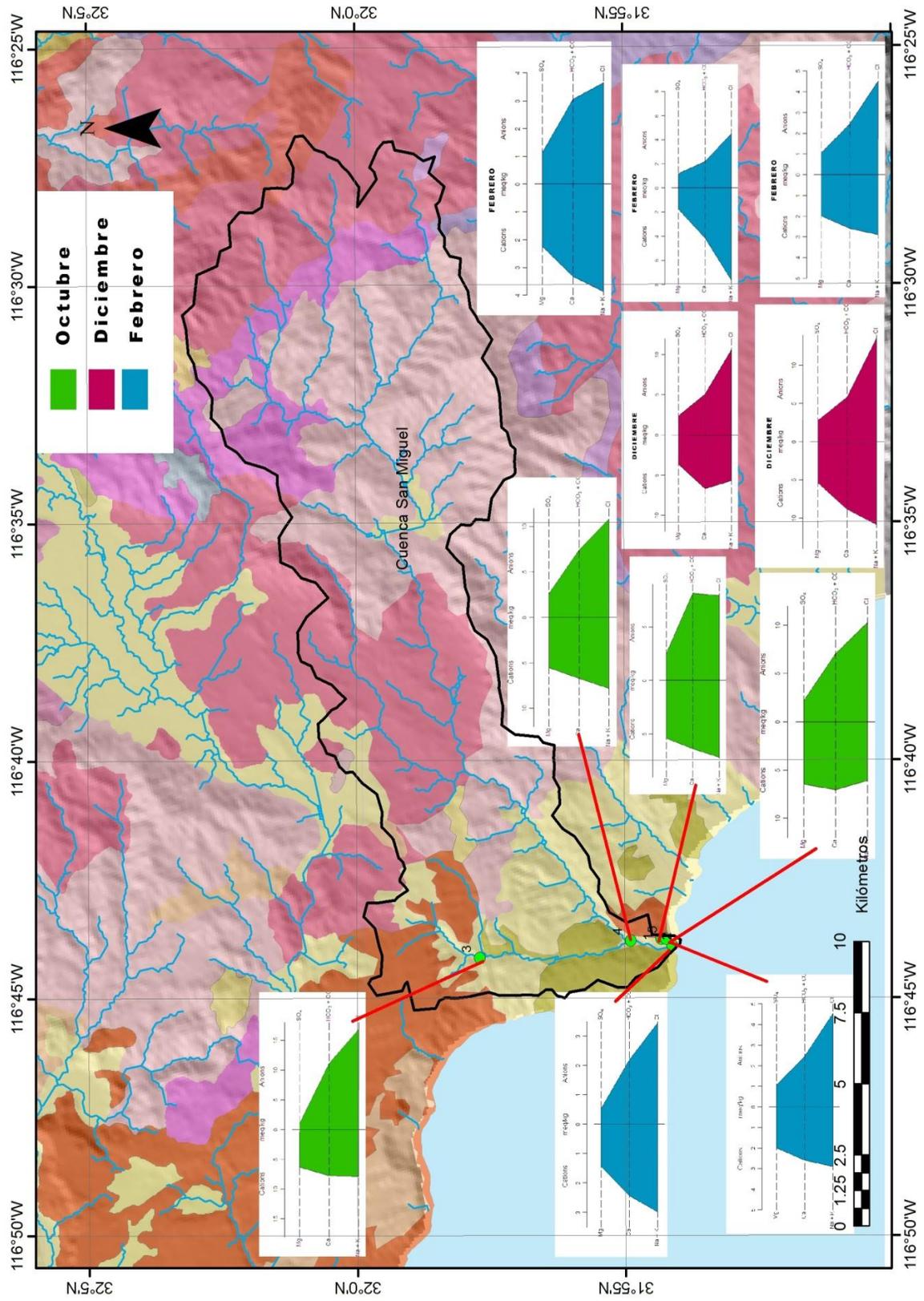


Figura 29. Diagramas de Stiff de CB. Los diagramas en color verde corresponden al muestreo de Octubre, el morado a Diciembre y el azul a Febrero.

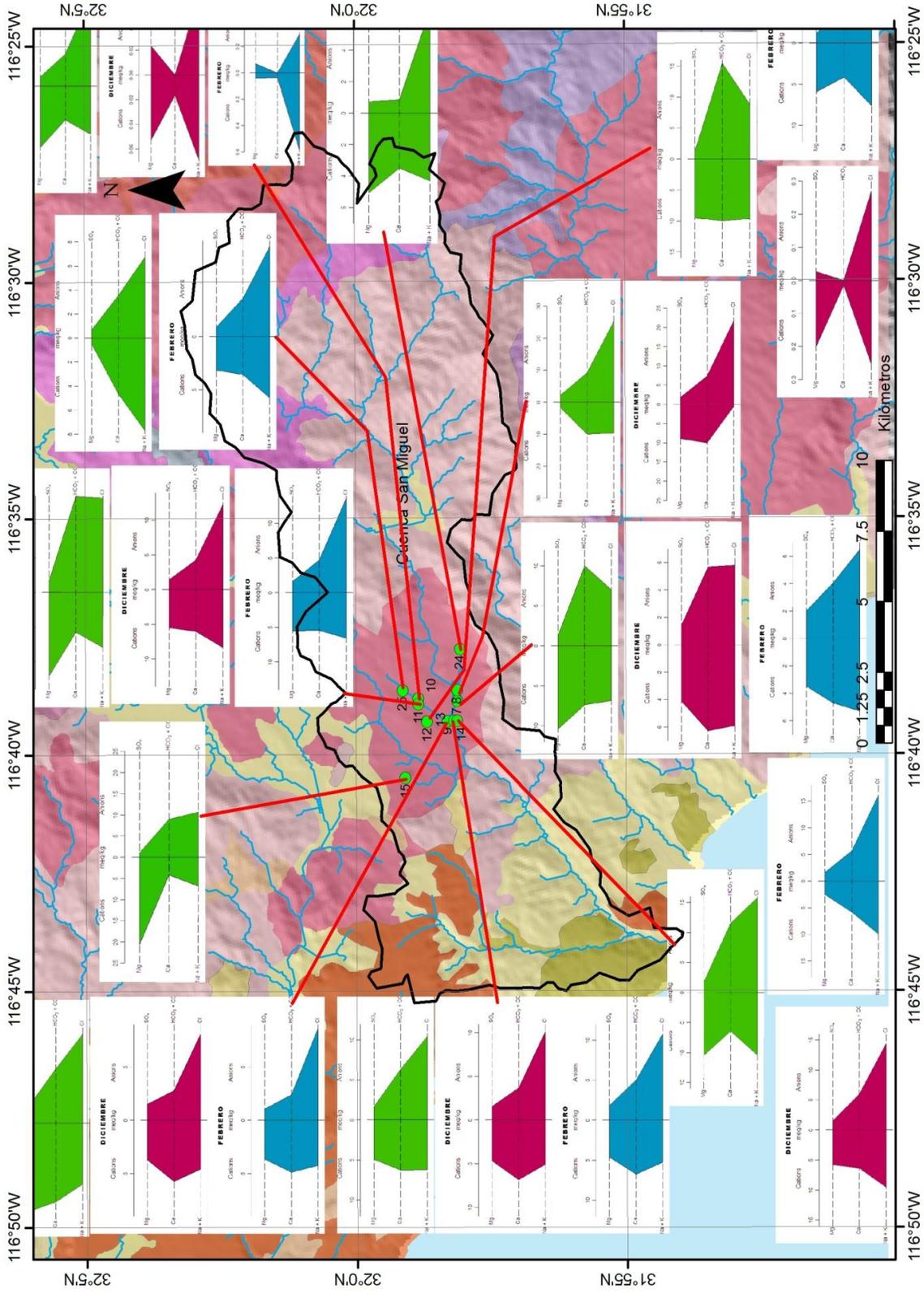


Figura 30. Diagramas de Stiff correspondientes CA

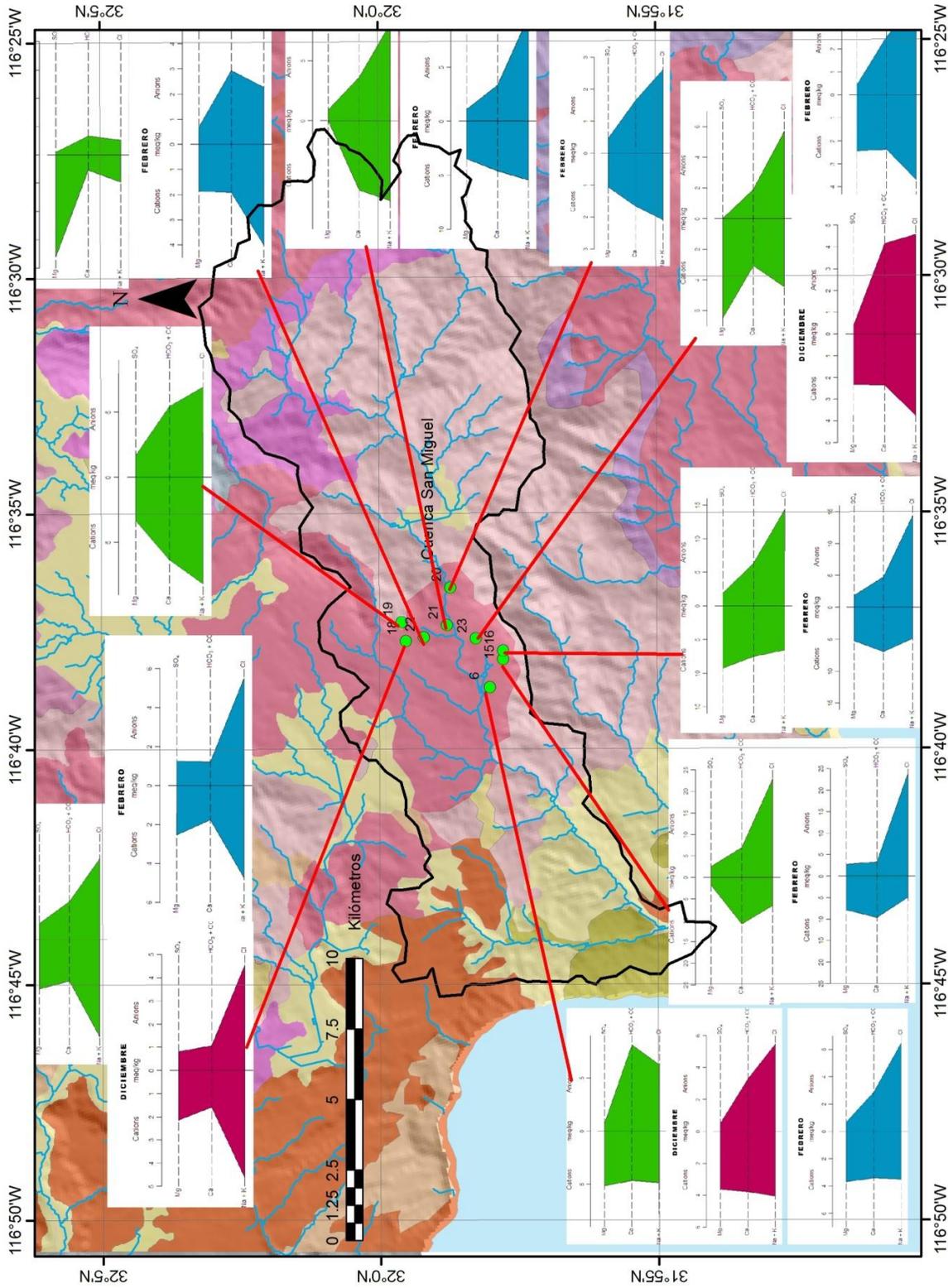


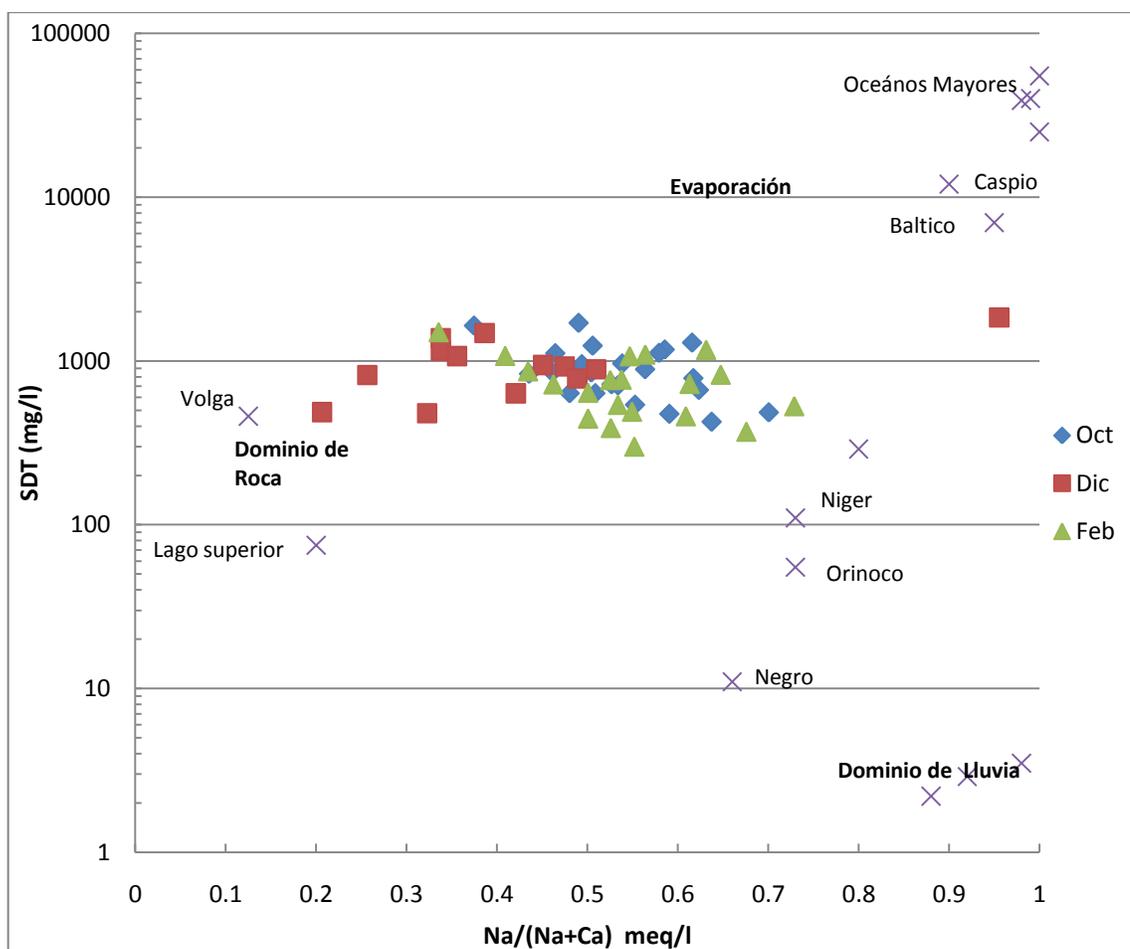
Figura 31. Continuación diagramas de Stiff CA

**Tabla V.** Clasificación de las muestras durante el periodo de muestreo

Muestra	Octubre	Diciembre	Febrero
1	Ca-Cl	Ca-Cl	Na-Cl
2	Na-Cl	Na-Cl	
3	Na-Cl		
4	Na-Cl		Na-Cl
5			Na-Cl
6	Mg-HCO <sub>3</sub>	Na-Cl	Mg-Cl
7	Mg-HCO <sub>3</sub>	Ca-Cl	Na-Cl
8	Ca-Cl	Ca-Cl	
9	Mg-Cl	Na-Cl	Na-Cl
10	Mg-Cl	Na-Cl	Na-Cl
11	Ca-HCO <sub>3</sub>	Na-Cl	Na-Cl
12	Mg-Cl	Na-Cl	Na-Cl
13	Mg-Cl	Ca-Cl	Ca-Cl
14	Ca-Cl	Ca-Cl	Ca-Cl
15	Mg-Cl		Ca-Cl
16	Ca-Cl		Ca-Cl
17	Mg-HCO <sub>3</sub>		
18	Na-Cl	Na-Cl	Na-Cl
19	Na-Cl		
20	Mg-Cl		Na-Cl
21	Na-Cl		Na-Cl
22	Mg-HCO <sub>3</sub>		Na-HCO <sub>3</sub>
23	Mg-Cl	Na-Cl	
24	Mg-Cl		Na-Cl
25	Na-Cl		
26			Na-Cl

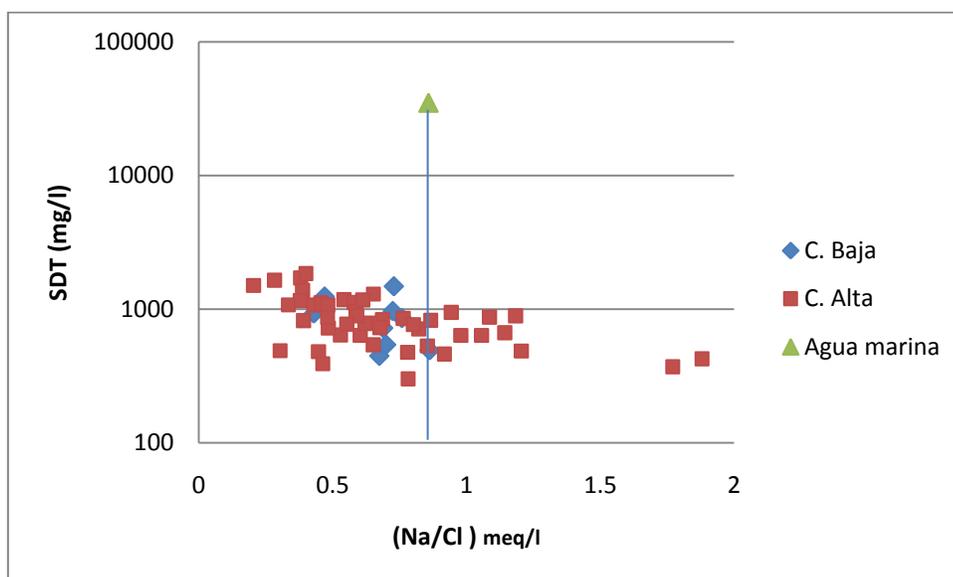
## VII.5 Correlaciones Iónicas

Las relaciones iónicas ayudan a identificar los procesos que ha sufrido el agua subterránea en su evolución. Los factores que controlan la composición de solutos del agua tales como la lluvia, el intemperismo de roca y subsecuentes evaporación y precipitación (Appelo y Postma, 1993) se pueden observar en la Figura 32 donde la mayoría de las muestras se encuentran en el dominio de roca por lo cual se asume que el intemperismo es el proceso dominante.



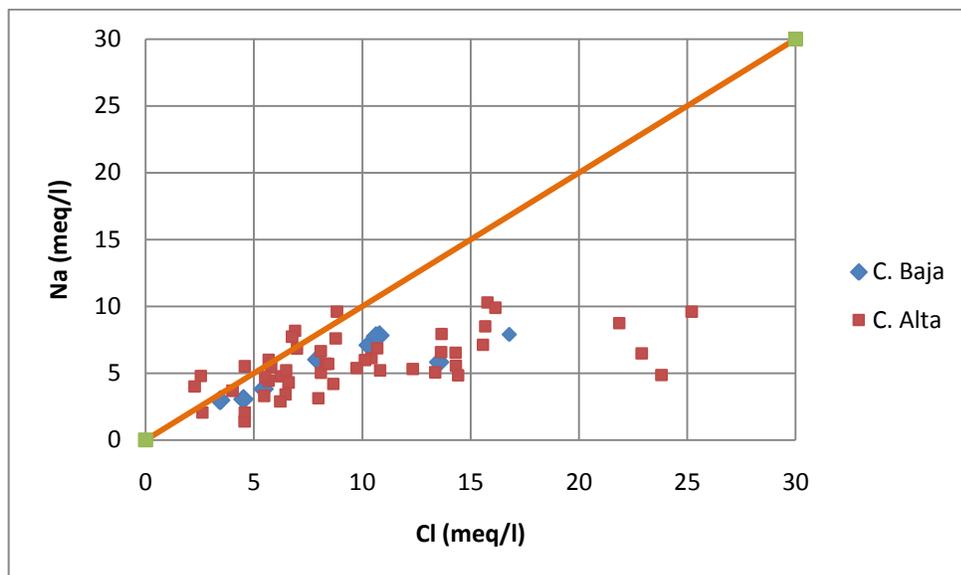
**Figura 32.** Relación entre los sólidos disueltos totales (SDT) vs ( $\text{Na} / \text{Na}+\text{Ca}$ ). Se comparan los resultados de la Cuenca San Miguel contra los reportados por Appelo y Postma, (1993). Se observa claramente que las muestras de la cuenca están en el dominio de la roca.

La Figura 33 muestra la proporción  $\text{Na}^+/\text{Cl}^-$  durante el periodo de muestreo en comparación con la proporción del agua de mar (0.858 Drever, 1997). Las muestras correspondientes a la cuenca baja tienen proporciones menores al agua de mar mientras que en la cuenca alta algunas muestras rebasan dicha proporción.



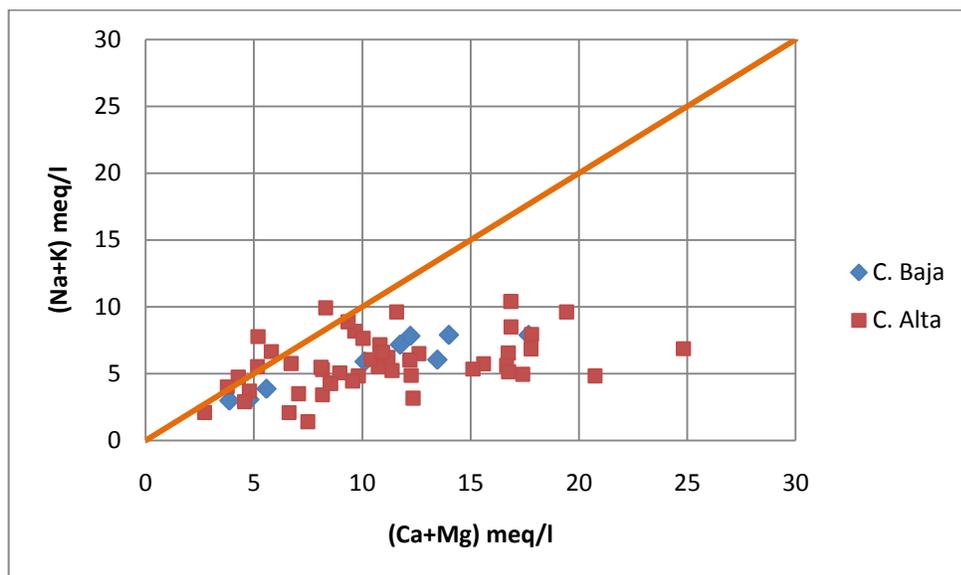
**Figura 33.** Relación entre SDT y (Na/Cl). La línea de color azul representa la proporción correspondiente al agua de mar (Drever, 1997)

En la Figura 34 se puede observar que la mayoría de los sitios muestreados caen debajo de la línea de proporción 1:1, los cloruros incrementan más rápido que el sodio, lo cual indica la posibilidad de que exista intercambio iónico.



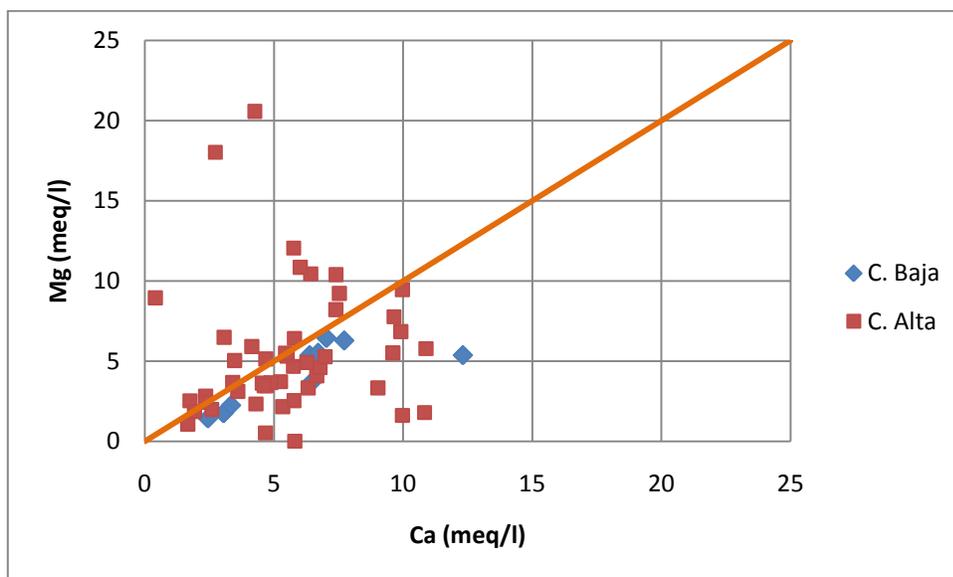
**Figura 34.** Relación entre el cloro y el sodio

En la Figura 35 se grafica la relación entre la suma de los principales cationes (Na+K) y (Ca+Mg), esto da una idea de cuáles pares predominan en el intercambio de cationes.



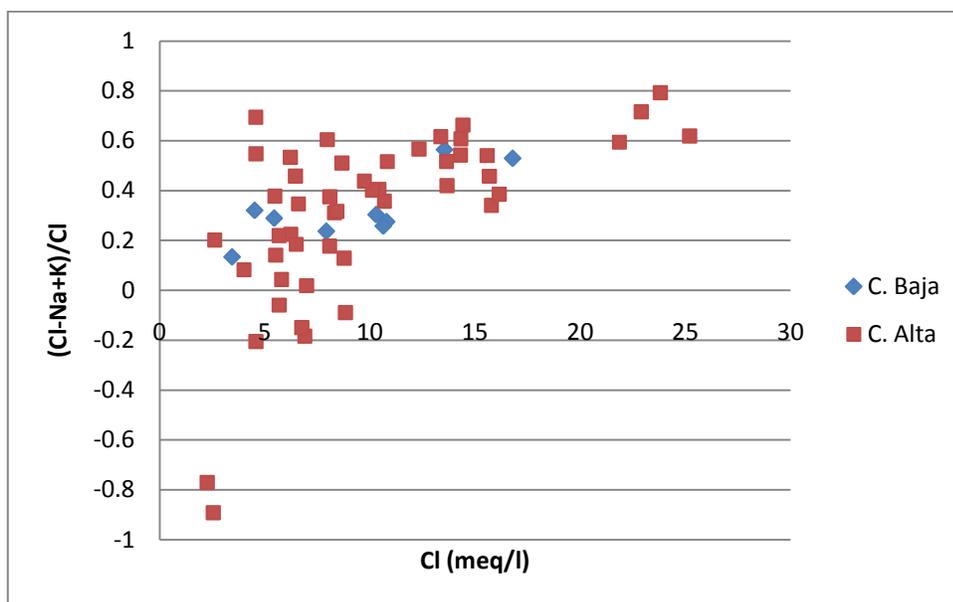
**Figura 35** Relación entre la suma de los cationes (Ca+Mg) y (Na+K)

Debido a que las muestras presentaron concentraciones mayores de Ca+Mg se grafica la relación entre estos dos cationes (Figura 36) para así ver cuál de los dos tiene mayor influencia en el intercambio de iones.



**Figura 36.** Relación entre el Ca y el Mg

Una manera de corroborar que existe el intercambio iónico es graficando el índice de intercambio de base de Schoeller (Figura 37). El índice de intercambio de base consiste de la siguiente relación:  $\frac{\text{Cl}-(\text{Na}+\text{K})}{\text{Cl}}$



**Figura 37.** Índice de Intercambio de base

Para estimar los tiempos de residencia o el tiempo que tiene el agua en interacción con la roca se utiliza el litio ya que cuando se incorpora a la solución por las reacciones de intemperismo tiende a permanecer en su estado disuelto, es uno de los elementos más conservadores (Hem, 1989). En la Figura 38 se puede observar que no hay variación significativa en la concentración de litio mientras que las concentraciones de cloruros son mayores así se supone un corto tiempo de retención del agua en el acuífero.

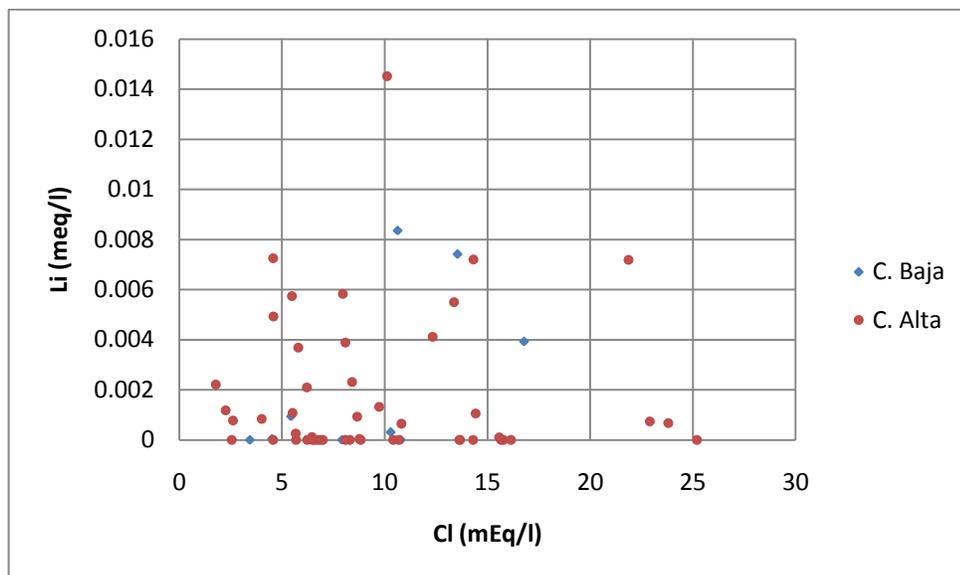


Figura 38. Relación entre el Cloro y el Litio

## VII.6 Isótopos

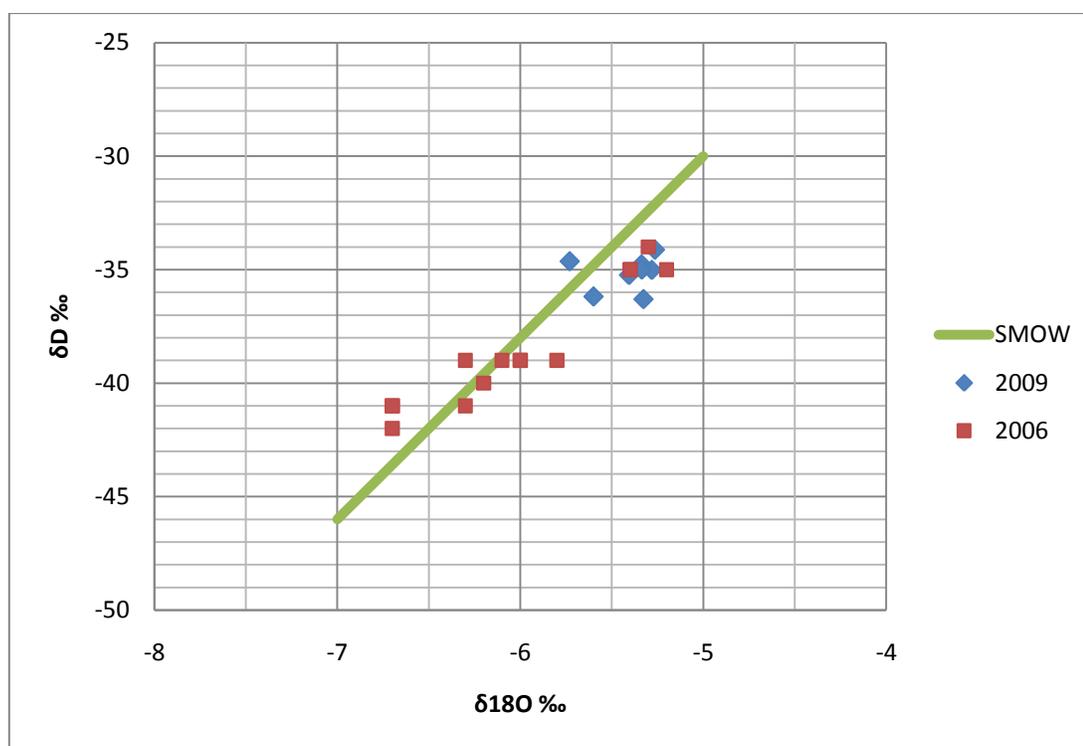
El uso de los isótopos en la hidrología crece rápidamente. Las aplicaciones incluyen el estudio de los procesos que afectan el agua superficial y subterránea (isótopos estables), para determinar la edad del agua (isótopos radiogénicos), así como también para determinar la dirección y/o la velocidad del flujo del agua subterránea (isótopos ambientales).

Los isótopos estables se basan en la tendencia de algunos pares de isótopos de separarse en una fracción ligera y otra pesada, dicha separación ocurre durante algunos procesos geológicos como la evaporación o calentamiento (Fetter, 1994). Los isótopos más utilizados son el oxígeno ( $^{16}\text{O}$ ,  $^{17}\text{O}$  y  $^{18}\text{O}$ ) y el hidrogeno ( $^1\text{H}$  y  $^2\text{H}$ ). Estos isótopos se combinan y forman 9 moléculas estables de agua con diferentes masas atómicas. Durante las fases de cambio del agua de líquido a gas, la fracción pesada tiende a quedarse en la fase líquida, el agua del océano que se evapora es isotópicamente más ligera mientras que la precipitación es

más pesada. La espectrometría de masas puede determinar la proporción de los isótopos de una muestra de agua y se comparan con la proporción de la media estándar del agua del océano (SMOW por sus siglas en inglés).

En el mes de Febrero del 2009 se tomaron muestras para la determinación de isótopos, el análisis fue realizado en la Universidad de Arizona. La Figura 39 muestra los resultados y adicionalmente se añaden los resultados de análisis de muestras tomadas en el 2006.

Las muestras del 2009 corresponden a los sitios 6, 7, 9, 10, 11, 12, 13 y 14 y los datos del 2006 coinciden con los sitios 6, 7, 10 y 12 además de 11 puntos muestreados en la zona de recarga de la cuenca (Sierra Blanca y el Mogor).



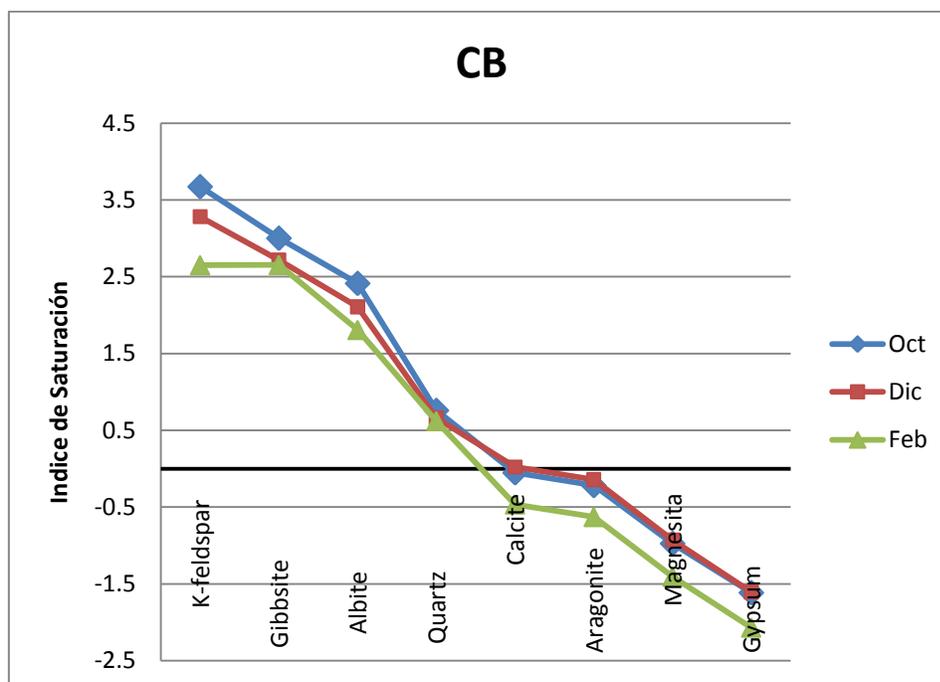
**Figura 39.** Relación de isótopos. Las muestras localizadas en la parte superior corresponden a los pozos de la cuenca alta, mientras que el resto fueron tomados en la zona de recarga de la cuenca en el 2006.

## VII.7 Índices de saturación

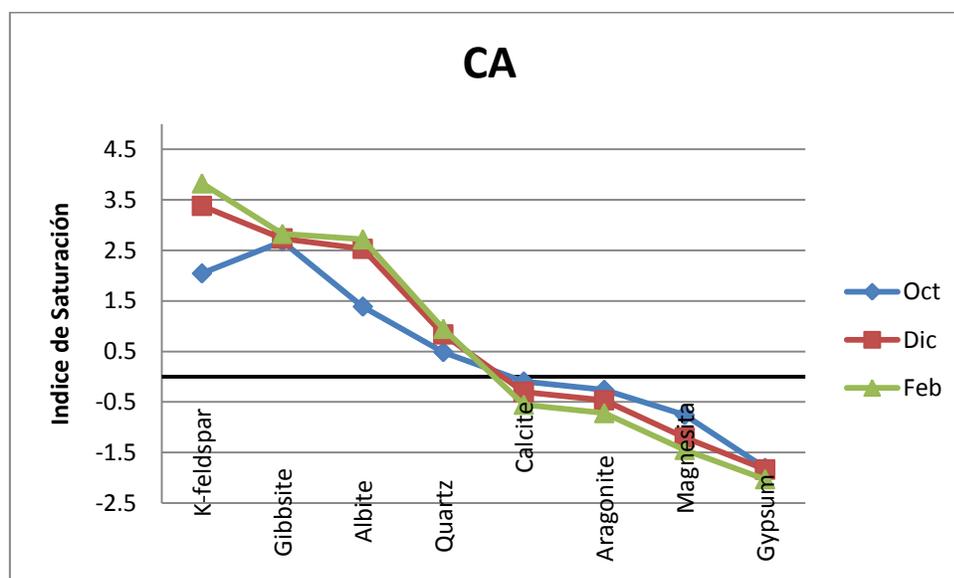
De acuerdo con la teoría, el agua está en equilibrio con determinados minerales cuando el índice de saturación (IS) de una determinada fase mineral es igual a cero. Pero cuando el IS de una solución para una determinada fase mineral es mayor que cero significa que la solución está sobresaturada por lo que dicha fase mineral puede precipitar. Por el contrario si el IS es menor que cero entonces la fase mineral se diluye.

Con el software The Geochemist's Workbench (GW), se calcularon los IS para las aguas de la Cuenca de San Miguel. Aunque se estimaron los IS para todas las muestras (Tabla VI, VII y VIII), solo se presentan los resultados para la muestra 1 y 6 (CB y CA respectivamente) dado que el comportamiento en todos los casos es similar.

Las Figuras 40 y 41 muestran las especies y el índice de saturación correspondiente a las muestras 1 y 6 de la cuenca baja y alta respectivamente, en la primera figura se observa que la saturación disminuye durante el periodo de muestreo, por el contrario en la parte alta la saturación aumenta para el feldespató, albita y cuarzo.



**Figura 40.** Índice de saturación para la muestra 1.



**Figura 41.** Índice de saturación de la muestra 6 de CA.

**Tabla VI.** Índices de saturación de las muestras de la Cuenca de San Miguel (Octubre, 2008).

Sample	K-feldspar	Gibbsite	Albite	Quartz	Calcite	Aragonite	Gypsum	Magnesite
1	3.6722	3.0013	2.4133	0.7594	-0.0526	-0.219	-1.6138	-0.9734
2	2.9969	2.8983	2.1659	0.5825	0.3688	0.2034	-1.6714	-0.4262
3		2.6394	1.7887	0.4034	0.7828	0.618	-1.9908	0.0001
4				0.5574	0.0429	-0.1223	-1.6081	-0.7865
6	3.1179	2.565	1.852	0.5505	0.4558	0.2905	-2.2508	-0.2551
7	2.3407	2.4284	1.9272	0.4943	0.8662	0.7012	-1.959	0.3011
8	1.9413	1.861	1.861	0.4367	0.487	0.3216	-1.5176	-1.06
9	3.05	2.7612	1.9876	0.469	0.4728	-2.0947	-1.8979	-0.0161
10				0.4582	0.049	-0.1158	-1.9393	-0.3978
11	2.1151	1.6136	1.6936	0.4589	1.5881	1.4229	-2.0817	0.8836
12		1.7731	1.1468	0.2858	1.1805		-1.9801	0.9085
13	2.0433	2.6731	1.3865	0.4874	-0.0945	-0.2593	-1.8036	-0.7566
14	3.4104	2.9629	2.154	0.5513		0.1055	-1.7938	-0.6015
15	2.4954	2.9192	1.9478	0.4793	0.3173s	0.152	-1.7606	-0.3355
16	1.8214	2.9099	1.5584	0.3654	0.478	0.3129	-1.4092	-1.0385
17	0.9037	2.6053	1.471	0.5453	-0.2289	-0.3939	-2.3643	-0.2512
18		2.427	1.9781	0.6732	-0.4952	-0.6609	-2.3314	-1.2155
19		1.8824	1.2718	0.2611	1.1004	0.9353	-1.7833	0.0882
20	2.2604	2.7781	1.6746	0.5975	-0.5837	-0.7492	-2.1571	-1.3118
21		2.4765	1.9999	0.5187	0.4132	0.2479	-1.9713	
22	2.5479	2.4629	1.6187	0.5464	-0.3072		-2.8668	-0.2613
23		2.7317	1.1312	0.447	-0.8538	-1.0192		
24	1.5414	2.7064	0.9007	0.4785	-1.4006	-1.5662	-2.3036	-2.032
25	2.8892	2.8186	2.0984	0.6255	-0.2996	-0.465	-2.189	-2.0231

**Tabla VII.** Índices de saturación de las muestras de la Cuenca de San Miguel (Diciembre, 2008).

Sample	K-feldspar	Gibbsite	Albite	Quartz	Calcite	Aragonite	Gypsum	Magnesite
1	3.2819	2.7156	2.1089	0.6611	0.0215	-0.1434	-1.6058	-0.9278
2	3.7999	2.7368	2.672	0.7251	0.223	0.0581	-1.5311	-0.6741
6	4.3158	2.506	2.8141	0.8885	0.0734	-0.0917	-2.4039	-0.6865
7	4.4739	2.7964	3.2771	0.8988	0.4749	0.3097	-1.8504	-0.4583
8	4.9956	3.0081	2.3102	1.0139	0.4796	0.314	-1.6431	-0.3433
9	3.7853	2.7663	2.9728	0.7762	0.3138	0.149	-1.8853	-0.4344
10	4.0089		3.0519	0.877	-0.1948	-0.3597	-1.9817	-0.8411
11	3.4605	2.0101	2.679	0.7327	0.6881	0.5229	-2.1799	-0.0917
12	3.3133	2.7386	2.7143	0.7524	0.0284	-0.1365	-1.9217	-0.6987
13	3.3782	2.7341	2.5281	0.838	-0.3	-0.4648	-1.8349	-1.2016
14	4.8014	3.0273	2.1387	0.9795	0.2018	0.0361	-1.7839	-0.7554
18	3.6604	2.8455	3.1902	1.0875	-1.3	-1.4658	-2.4827	-1.9816
23	3.2858	2.2786	2.3924	0.8069	0.0781	-0.087	-2.6609	-0.6772

**Tabla VIII.** Índices de saturación de las muestras de la Cuenca de San Miguel (Febrero, 2009).

Sample	K-feldspar	Gibbsite	Albite	Quartz	Calcite	Aragonite	Gypsum	Magnesite
1	2.6512	2.6542	1.8077	0.6205	-0.4638	-0.6287	-2.0687	-1.4058
4	4.013	2.8337	2.73	0.8217	-0.1622	-0.3276	-2.0769	-1.1057
5	3.1346	1.6824	2.3466	0.7778	0.6653	0.4996	-2.4682	-0.3664
6				0.9938	-0.2028	-0.3685	-2.3192	-0.9678
7	4.9765	3.2156	3.5023	0.9328	0.1024	-0.064	-1.7493	-0.8852
9	4.6115	3.0347	4.005	1.0863	0.1721	0.0065	-1.8122	-0.9696
10	4.29	3.0733	3.4785	1.0722	-0.4217	-0.5882	-1.8585	-1.2979
11	3.8407	2.1271	3.0272	0.8312	0.6969	0.5315	-2.1153	0.0914
12	4.5484	3.2016	4.0247	1.0367	0.3461	0.1796	-1.854	-0.5107
13	3.8273	2.8281	2.7193	0.9484	-0.5522	-0.7176	-2.0257	-1.4457
14	4.3942	3.071	3.5555	1.0469	0.1389	-0.027	-1.7063	-0.8414
15	3.5433	2.3352	2.498	0.9944	0.0394	-0.1269	-1.6916	-0.9299
16	4.7404	3.1161	3.3545	0.9806	0.0687	-0.0974	-1.4895	-0.8413
18	4.2471	2.8908	3.3071	1.1299	-1.2674	-1.4333	-2.2714	-1.9327
20	4.1936	2.8487	2.651	0.8923	-0.5904	-0.7568	-2.6126	-1.656
21	4.3389	2.8421	3.0181	0.831	0.0865	-0.0789	-2.0335	-0.8043
22	3.6757	2.6361	3.3473	1.0942	-0.3375	-0.5036	-2.474	-1.1928
23	4.1504	2.8386	3.0741	0.9784	-0.4129	-0.579	-2.6189	-1.239
25	4.3756	2.9247	3.2204	1.0414	-0.4679	-0.6337	-2.1969	-1.3354
26	3.4459	2.3256	2.3742	0.7178	0.2492	0.0832	-2.1656	-0.6942

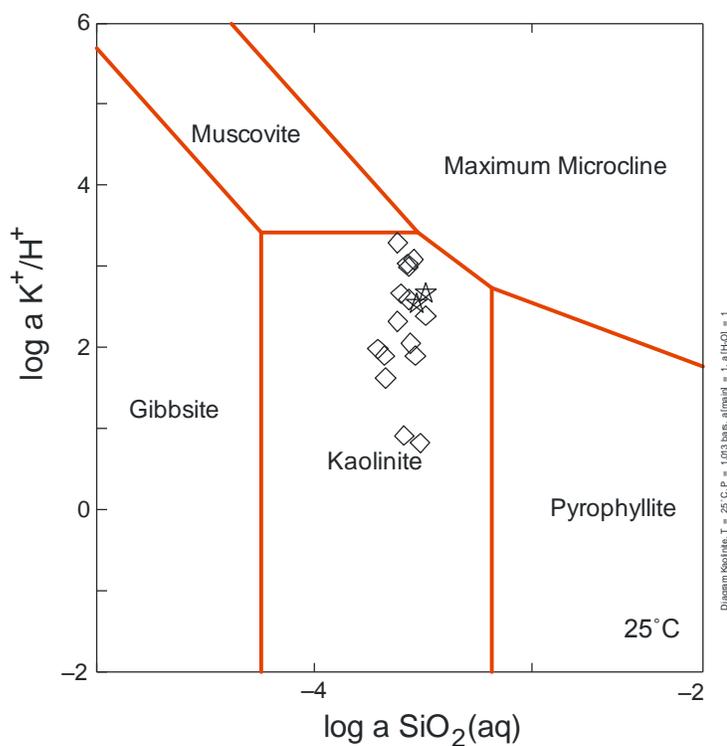
## VII.8 Diagramas de Estabilidad

Las relaciones de estabilidad entre los minerales son útiles para interpretar el comportamiento de las aguas naturales que interactúan con las rocas o sedimentos formados por estos minerales. Por ejemplo, permiten aclarar si un

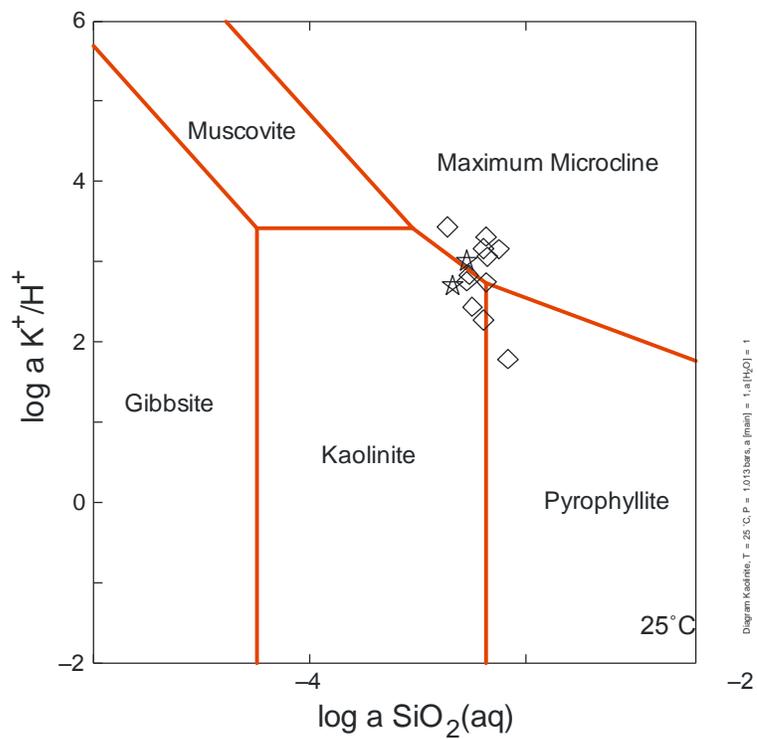
determinado flujo en un momento dado de su recorrido subterráneo se encuentra sub-saturado, saturado o sobresaturado con respecto a los minerales silicatados que componen el acuífero (Drever, 1997; Appelo y Postma, 1993). De manera simple, se refiere a que las relaciones de estabilidad entre minerales son utilizados para entender los sistemas del agua natural, es decir, si la solución A está supersaturada, subsaturada o en equilibrio con el mineral B, ¿cuál mineral (B o C) es más estable en contacto con la solución A?

Las Figuras 42, 43 y 44 muestran los diagramas de estabilidad de las aguas subterráneas con los silicatos a 25°C y 1 atmósfera de presión. Los diagramas fueron construidos a partir de los valores calculados con el programa The Geochemist's Workbench (Bethke, 1996).

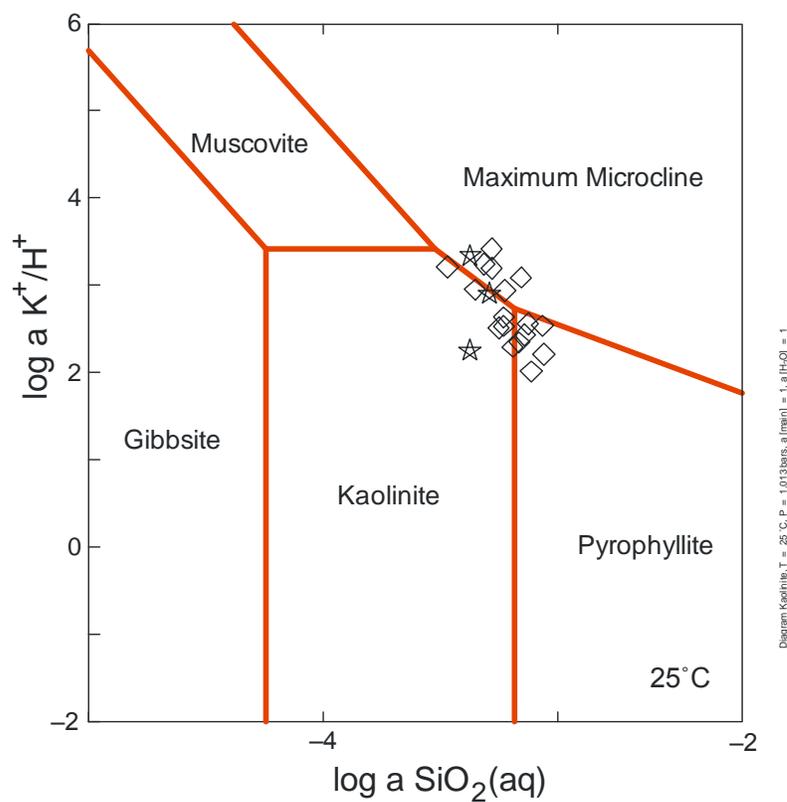
Los diagramas muestran que las aguas quedan agrupadas en el campo de estabilidad de la caolinita (Octubre), pasando al campo de la microclina y la pirofilita (Diciembre y Febrero).



**Figura 42.** Diagrama de estabilidad (Octubre). Las muestras de CB están representadas por una estrella mientras que las de CA por un rombo.



**Figura 43.** Diagrama de estabilidad Diciembre



**Figura 44.** Diagrama de estabilidad Febrero

## Capítulo VIII

---

### Discusión

---

#### *Características fisicoquímicas*

La temperatura puede influir en el incremento o disminución de la solubilidad de las sustancias presentes (Porrás-Martín et al. 1985). En nuestro caso, la variación de la temperatura (Figura 13) en el acuífero es baja debido a la protección del acuífero, por lo que probablemente no tenga la menor influencia.

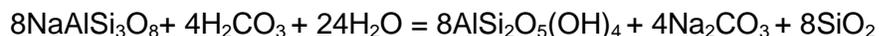
La variación de la temperatura influye en la variación de la conductividad, en la Figura 14 se observa que al incrementar la temperatura, la conductividad incrementa y decae en el mes de febrero cuando la temperatura es más baja.

Como se observa en la Figura 15 el pH de las aguas de "CB" está en el rango de 6.8 a 7.3 aunque en una muestra el pH es de 8.3. En términos generales, estos datos son consistentes con lo reportado por Hem, (1989) quien sugiere que estos valores (6.5 a 8.5) del pH corresponden a valores de agua de río en zonas no influenciadas por la contaminación donde la fotosíntesis por organismos acuáticos disuelven el dióxido de carbono durante el día y los organismos liberan CO<sub>2</sub> en la respiración durante la noche, es decir, las aguas analizadas de la zona de estudio quedan dentro del rango del agua natural.

#### *Constituyentes mayoritarios*

Una fuente importante de sodio son los aportes de agua marina en regiones costeras tanto por intrusión salina como el aporte de la lluvia que se incorpora desde el mar.

El sodio es un elemento que está presente en minerales como las plagioclasas ( $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ ) o la biotita ( $\text{K}(\text{Mg},\text{Fe}_2)_3(\text{Si},\text{Al})\text{O}_{10}(\text{OH})_2$ ). En el intemperismo de la plagioclasa desde el punto de vista químico se dan las siguientes reacciones:



Como se sabe el sodio de la plagioclasa se altera en un mineral arcilloso ( $\text{AlSi}_2\text{O}_5(\text{OH})_4$ ), un carbonato y sílice que puede estar en solución. Estas reacciones son muy comunes en la naturaleza y por el tipo de rocas presentes en la región (por ejemplo granito) y los minerales que las forman, estas reacciones pueden estar ocurriendo.

En la Figura 16 se observa que en la mayoría de las muestras disminuye en el transcurso del periodo muestreo la concentración del sodio. Esto probablemente está asociado al lavado del suelo con el inicio de las lluvias favoreciendo el intemperismo de las rocas.

El ion potasio procede de la meteorización de feldespatos ( $\text{K}, \text{Na}$ ) [ $\text{AlSi}_3\text{O}_8$ ] y ocasionalmente de la solubilización de depósitos de evaporitas.

La concentración de potasio (Figura 17) en todos los pozos es menor de 10 mg/l, debido a que tiende a ser fijado irreversiblemente en procesos de formación de arcillas y de adsorción en las superficies de minerales con alta capacidad de intercambio iónico (Hem, 1989).

El calcio es el mayor componente de los solutos en la mayoría de las aguas naturales y constituyente esencial de los minerales de las rocas ígneas comunes, especialmente de la cadena de silicatos, piroxenos, anfíboles y feldespatos (Hem, 1989). En la Figura 18 se observa que la concentración del calcio en las muestras analizadas varía entre 30 y 220 mg/l. Los valores mayores a 150 mg/l corresponden a los sitios 1, 8 y 16, mientras que los valores menores a los 50 mg/l corresponden a los sitios 18, 22 y 23.

El magnesio es un metal alcalinotérreo y es un constituyente de los minerales ferromagnesianos incluyendo olivino piroxenos y anfíboles. Las formas

sedimentarias de el magnesio incluyen carbonatos como la magnesita e hidromagnesita y mezclas de carbonatos de calcio y magnesio (Hem, 1989).

La reacción que ocurre con e intemperismo de la biotita es la siguiente:



Como se puede observar en la Figura 19 la concentración de magnesio va disminuyendo durante el periodo de lluvias lo que puede indicar que existe un intercambio iónico ya que en aguas subterráneas el magnesio es retenido con preferencia al calcio en los suelos y rocas además que la concentración de magnesio puede rebasar los 100 mg/l en terrenos calcáreos (Porrás-Martín et al. 1985). Las muestras que pasan los 100 mg/l corresponden a los sitios 8, 9, 10, 11, 12, 13, 15 y 22 de la CA. El rango de magnesio en aguas subterráneas va de 0.5 a 50 mg/l y en agua subterránea contaminada puede llegar hasta arriba de 1300 mg/l (Hitchon et al. 1999).

Los cloruros están presentes en varios tipos de roca en concentraciones más bajas que cualquier otro de los constituyentes mayores del agua natural (Hem, 1989). El aporte significativo de este ion se debe a las evaporitas, el agua de lluvia puede ser una fuente importante de  $\text{Cl}^-$  en zonas cercanas al mar y la masa de aire que contiene cloruro de sodio al moverse hacia el continente deja sales por medio del lavado de la lluvia.

Los principales factores que controlan la concentración de cloruros en aguas subterráneas son la evaporación y la mezcla de aguas (Carrillo et al. 2007). En la Figura 20 se puede observar que la concentración de cloruros disminuye poco en el mes de diciembre aunque en el mes de febrero los sitios 2, 6, 9, 11, 13, 14, 15, 16, 18, 21 y 25 registraron un aumento en la concentración respecto al mes de octubre, los sitios 8 y 16 se tienen concentraciones mayores a 700 mg/l.

El ión sulfato procede de la oxidación de sulfuros que se encuentran formando las rocas ígneas y sedimentarias además de la descomposición de la materia orgánica, sin embargo la disolución de yeso y anhidrita aportan cantidades significativas a las aguas subterráneas (Hem, 1989). En la Figura 21 se aprecia

que no hay variación significativa en la concentración de uno u otra parte de la cuenca debida al tipo de suelo. La concentración varía entre 18 y 133 mg/l, las muestras 1, 2, 4 (CB), 8 y 16 (CA) tienen concentraciones mayores a 100 mg/l.

La concentración de bicarbonatos en aguas naturales generalmente es contenida dentro de un rango moderado por los efectos del equilibrio de carbonatos (Hem, 1989), los ríos superficiales contienen menos de 200 mg/l. Las concentraciones de más de los 1000 mg/l ocurren en aguas con bajas concentraciones de Ca y Mg, especialmente en los procesos que liberan dióxido de carbono (reducción de sulfatos). En la figura 22 la concentración de los bicarbonatos varía desde los 87 hasta los 950 mg/l y las muestras con contenido mayor de 700 mg/l de bicarbonatos corresponden a los sitios 3 (CB), 9,11 y 12 y 17 de CA.

#### *Constituyentes minoritarios.*

En el agua subterránea, la concentración natural de fluoruro depende de aspectos geológico, químico y características físicas del acuífero, la porosidad y acidez de la tierra y rocas, la temperatura, la acción de otros elementos químicos, y la profundidad de los pozos de extracción. El agua dulce de la superficie terrestre tiene una concentración normalmente de 0.01 ppm a 0.3 ppm. Hem (1989) encontró que a pH por debajo a la neutralidad se pueden tener complejos de fluoruro de aluminio. En soluciones con alto contenido de calcio puede haber equilibrio con respecto a fluorita, en otras palabras, el calcio evita que la concentración de los fluoruros se incremente. En la figura 23 se puede observar que la concentración de fluoruros está dentro del rango del agua subterránea que varía entre 0.01 y 1.5 (Hitchon et al. 1999) y que durante la campaña de muestreo la concentración disminuyó al igual que el calcio por lo es posible que la concentración de éste último no influya de manera directa en el control de la concentración del fluoruro.

El aluminio es constituyente mayor de algunos minerales formadores de rocas como los feldespatos y micas ocurre en cantidades substanciales en silicatos y rocas ígneas (Hem, 1989). Si el fluoruro está presente puede formar complejos de

$AlF^{+2}$ . Las altas concentraciones de aluminio son comunes en aguas con bajo pH (<4) y alta cantidad de sulfatos (Hitchon et al. 1999) debido a que estos factores afectan la solubilidad de la gibsita y caolinita. Como el pH de las muestras analizadas es cercano a la neutralidad, no es posible tener alto contenido de aluminio (Drever, 1997), por lo que las concentraciones reportadas en las muestras (Figura 24) son atribuidas al método usado en la preparación de las muestras para su análisis, ya que deben ser filtradas y acidificadas (ver capítulo VI) por lo que los coloides o partículas que pasen el filtro van a ser disueltas con el ácido y contribuyen al aporte en la concentración.

El Molibdeno es un elemento esencial en la nutrición tanto de animales como de plantas. La principal fuente de molibdeno es la molibdenita ( $MoS_2$ ) o la wulfenita ( $PbMoO_4$ ). La concentración total de molibdeno en los suelos promedio va de 1 a 2 ppm. Las concentraciones altas de molibdeno en los suelos han sido asociadas con material sedimentario. Como se puede observar en la Figura 25 la concentración de molibdeno lejos de rebasar las 2 ppm durante el periodo de muestro va disminuyendo, esto puede deberse a la acción del agua durante el periodo de lluvias.

El zinc está presente en roca ígnea y sedimentaria, así como en silicatos y óxidos. Es absorbido en las arcillas, óxidos de hierro y materia orgánica, lo cual explica la abundancia en esquistos y en arcillas de mar (Hitchon et al. 1999). La abundancia del zinc en agua subterránea la varía entre 0.001 a 1 mg/l y en las muestras analizadas la concentración durante el periodo de lluvias aumentó significativamente alcanzando valores hasta los 15.63 mg/l, las concentraciones más altas se encontraron en los sitios 2 (CB), 7, 8, 9, 10, 13, 14, 15, 17 y 18 (CA). Desde el punto de vista de la calidad del agua según la norma NOM-127 el límite para el zinc es de 5 mg/l debido que una concentración mayor puede ser detectada en el sabor del agua. La alta concentración puede estar asociada a la minería, ya que en la zona de la cuenca están indicadas minas de oro, plata y turquesa, y la hemimorfita (silicato de zinc) abunda en los yacimientos de plomo y plata del mundo. También las altas concentraciones pueden deberse a su

uso agrícola, ya que el sulfato de zinc se usa como suplemento en la alimentación animal y en la preparación de abonos y rociadores agrícolas.

El ión boro es esencial para el crecimiento de plantas, procede de la alteración de las rocas ígneas, gases volcánicos, agua marina, terrenos evaporíticos y de detergentes. En el medio ambiente, el boro se combina con el oxígeno y otros elementos para formar compuestos conocidos como boratos. Los boratos se encuentran en los océanos, rocas sedimentarias, carbón, esquisto y algunos suelos (Hem, 1989). La figura 27 muestra que la concentración del Boro esta dentro de la concentración de aguas subterráneas.

#### *Clasificación geoquímica de las aguas subterráneas de la cuenca de San Miguel.*

En el diagrama de Piper (Figura 28) las muestras que se concentran en rombo superior se les clasifica como “cloruradas de calcio y magnesio”, las muestras que quedaron dentro del rombo inferior izquierdo la clasificación es “bicarbonatadas de calcio y magnesio” (sitios 1, 2, 6 y 17), finalmente en el rombo inferior derecho la clasificación que le corresponde es “cloruradas sódicas” (sitios 20, 26, 30, 34 y 42).

Utilizando los diagramas de Stiff para CB se aprecia que todas las muestras se clasifican como cloruradas sódicas (Figura 29, 30 y 31). En la muestra uno la única variación que se presentó durante los meses de muestreo fue el intercambio del cation calcio por el sodio en el mes de febrero, en el resto de las muestras se mantuvieron las concentraciones altas en NaCl. La secuencia normal de un agua joven de reciente infiltración es  $Ca^{+2} > Mg^{+2} > Na^{+}$  y  $HCO_3^{-} > SO_4^{-2} > Cl^{-}$  y la secuencia de un agua con un largo tiempo de residencia se tiende a invertir, por lo que el agua en CA es más joven que en CB.

El comportamiento de CB contrasta con el de CA donde se aprecian variaciones en la clasificación. En el mes de octubre la composición química de las aguas es “bicarbonatadas de calcio y magnesio” sitios 6, 7, 11, 17 y 22, pero también se tienen las cloruradas que en su mayoría son de magnesio (8 muestras) y algunas

de calcio (3 muestras) y sodio (4 muestras). Resalta el hecho de que estas condiciones cambiaron en los muestreos posteriores ya que el bicarbonato dejó de ser el componente principal al disminuir su concentración por lo que las aguas se clasificaron como cloruradas.

### *Correlaciones iónicas*

Como se sabe, el agua de mar es dominada por el contenido de  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  así como por su alto contenido de SDT, por lo tanto la ubicaríamos en la parte superior derecha de la figura 32, mientras que la lluvia a pesar de que tiene una composición relativa al agua de mar, el contenido de sólidos es bajo, de esta manera se grafica en la parte inferior derecha de la figura, por otro lado, debido al intemperismo de las rocas el contenido de  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{HCO}_3^-$  incrementa ubicándose en la parte central izquierda.

Las muestras analizadas se encuentran entre el dominio de roca y la evaporación, el agua de lluvia al entrar en contacto con la roca se enriquece de  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{HCO}_3^-$  y en la subsecuente precipitación y evaporación las sales menos solubles precipitan más rápido ( $\text{CaCO}_3$ ) enriqueciendo la solución con  $\text{Na}^+$  (Appelo y Postma, 1993).

El valor de la relación Na/Cl está asociado a la existencia de procesos de cambio de bases, debido a que el ión cloruro no es afectado por la retención con el terreno y el ión sodio sí. También el valor de esta relación puede verse alterado por la meteorización que afecta a algunos silicatos, los cuales podrían liberar sodio al agua. Por otro lado, la alta concentración de sodio puede ser causada también por la influencia marina por lo que se utilizó la relación Na/Cl (meq/l). Para el agua de mar la relación promedio de sodio y cloro es de 0.858 (Drever, 1997).

Las muestras correspondientes a CB tienen proporciones menores al agua de mar mientras que en la de CA algunas muestras rebasan dicha proporción (Figura 33) aunque existe una diferencia notable en la cantidad de SDT lo que puede significar que además de la deposición atmosférica de la sal del mar, el intemperismo de los minerales es una fuente adicional de sodio.

En la Figura 34 se puede observar que las muestras que están por arriba de la línea 1:1 reflejan intemperismo de silicatos y la mayoría que cae debajo de la línea tienen una concentración de sodio menor a la del cloro, es probable que esto se deba entonces al intercambio de cationes o precipitación, el contenido de Cl<sup>-</sup> probablemente resulta del rocío de la sal de mar debido a su proximidad a la región de la costa.

Para saber que catión reemplaza al sodio se utilizaron las figuras 35 y 36 y de esta manera se conoce que la disminución de sodio en la cuenca baja y para la mayoría de las muestras en la parte alta se debe al reemplazo de éste por el calcio.

Al graficar el índice de intercambio de base de las muestras (Figura 37), las que tienen un valor positivo indican que existe un intercambio de sodio y potasio del agua con el calcio y magnesio de la roca, mientras que valores negativos indican que agua recibe iones de sodio y potasio de la roca (Antuna-Ibarra, 2005).

En la Figura 38 se puede observar que no hay variación significativa en la concentración de litio mientras que las concentraciones de cloruros son mayores así se supone para este caso un corto tiempo de retención del agua en el acuífero.

### *Isótopos*

En la Figura 39 se muestra la relación de las desviaciones de  $^{18}\text{O}$  vs.  $2\text{H}$ , y observando su distribución espacial con respecto a la línea meteórica mundial (SMOW) los puntos que tienen concentraciones más pobres en su composición isotópica corresponden a la parte de CA y puede deberse a que su recarga procede de las partes altas donde se genera un decaimiento en dichas concentraciones, las mediciones realizadas en el 2006 y que coinciden con los puntos medidos en la última campaña de muestreo tienen resultados muy similares a los actuales. Por otro lado en las muestras correspondientes a la zona de recarga las concentraciones mayores de isótopos indican que reciben recarga procedente de la precipitación de agua meteórica local, además de que las

muestras que se desvían por debajo de la línea meteórica están sometidas a procesos de evaporación (Fetter, 1994).

#### *Índices de saturación.*

Con los resultados de los análisis químicos de las aguas de la Cuenca de San Miguel y utilizando el software GW las posibles fases minerales que se pueden formar son: feldespato potásico, gipsita, albita, cuarzo, calcita, aragonita, yeso y magnesita. Las cuatro primeras fases tanto en la cuenca alta como en la baja de acuerdo a su índice de saturación pueden precipitarse, en tanto que la calcita y la aragonita, por su cercanía al punto de equilibrio podrían formarse o disolverse. El resto de las fases minerales no están saturados por lo tanto pueden disolverse.

En los diagramas de estabilidad, los puntos representativos de las aguas quedan agrupados en el campo de estabilidad de la caolinita (Octubre), pasando al campo de la microclina y la pirofilita (Diciembre y Febrero). Por lo tanto las aguas son estables respecto a la caolinita, microclina y pirofilita. La caolinita  $Al_4[Si_4O_{10}](OH)_8$  y la pirofilita  $Al_4[Si_8O_{20}](OH)_4$  son los minerales que posiblemente se hayan formado producto de la descomposición de feldespato y otros silicatos de aluminio debida a la acción del agua y el  $CO_2$ .

## Capítulo IX

---

### Conclusiones

---

Los parámetros fisicoquímicos del agua subterránea en CB y CA mostraron pocos cambios así como tampoco se notaron cambios significativos en la química del agua de ambas partes de la cuenca de acuerdo a su distinta composición.

La variación en el contenido de sodio se debe al intemperismo de los minerales silicatados (e.g. las plagioclasas del granito), y su incremento se debe a la evapotranspiración. Mientras que la deposición de agua de mar y la evaporación fueron los procesos responsables de que la concentración de los cloruros aumentara.

La disolución de la biotita y de los carbonatos pudieron ser los responsables de la contribución de calcio y magnesio en el intercambio de estos iones con el sodio y potasio del agua.

La disolución de yeso pudo ser la responsable de la contribución de sulfatos en CB así como de la disminución de los bicarbonatos favoreciendo al equilibrio de los carbonatos.

El agua de las muestras analizadas indica que el intemperismo es el factor que controla la composición de solutos del agua, debido a que el agua de lluvia al entrar en contacto con la roca se enriquece de  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{HCO}_3^-$  y en la subsecuente precipitación y evaporación las sales menos solubles precipitan más rápido ( $\text{CaCO}_3$ ) enriqueciendo la solución con  $\text{Na}^+$ .

La clasificación del agua subterránea durante el periodo de muestreo fue de tres tipos: clorurada sódica, clorurada de  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{Mg}^{+2}$  y bicarbonatada de  $\text{Ca}^{+2}$  y  $\text{Mg}^{+2}$ .

El  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$  fueron los iones dominantes en el agua subterránea durante la temporada de muestreo en CB. En CA los iones que dominaron la composición del agua en el mes de Octubre fueron el bicarbonato y el magnesio y posteriormente

fueron desplazados por el cloruro y el sodio en Diciembre y Febrero, lo que indica que el agua es más joven en la cuenca alta que en la cuenca baja, lo anterior concuerda con resultado de litio en el agua ya que muestra tiempos de residencia (interacción agua-roca) relativamente cortos, además, los isótopos indican que la recarga del acuífero se origina en la sierra procedente de la precipitación local y ésta es la que alimenta a la CA.

De acuerdo a los índices de saturación, las posibles fases minerales que pueden formarse debido a la composición química del agua tanto en CA como en CB son el feldespato potásico, gibsita, albita y cuarzo, las fases que no están saturadas son el yeso y la magnesita por lo tanto pueden disolverse. La calcita y la aragonita muestran variabilidad ya que pueden formarse como disolverse.

De los diagramas de estabilidad, las aguas muestreadas se encuentran estables respecto a la caolinita en Octubre, en Diciembre y Febrero además de la caolinita, las muestras presentan sobresaturación respecto a la microclina y la pirofilita. La caolinita  $\text{Al}_4[\text{Si}_4\text{O}_{10}](\text{OH})_8$ , pirofilita  $\text{Al}_4[\text{Si}_8\text{O}_{20}](\text{OH})_4$  y la microclina  $\text{KAlSi}_3\text{O}_8$  son arcillas que se forman producto de la descomposición de feldespato potásico y otros silicatos de aluminio (como pirofilita y muscovita) debida a la acción del agua y el  $\text{CO}_2$ .

Como una hipótesis de trabajo la cuenca de San Miguel se dividió, de acuerdo con la geología, en dos cuencas menores: CA y CB. Los resultados hidrogeoquímicos de este trabajo no apoyan la idea de que sean acuíferos separados debido a que no hubo una diferencia marcada en los resultados de los análisis del agua.

## Referencias

- Antuna-Ibarra., I. 2009. Desarrollo hidrogeológico e hidrogeoquímico del acuífero de la Misión, Baja California. Tesis de maestría. Centro de Investigación Científica y de Investigación Superior de Ensenada, Baja California. 100 pp.
- Appelo, C.A.J. y Postma, D. 1993. Geochemistry, groundwater and pollution. A.A. Balkema publishers. 536 pp.
- Bethke, C.M. 1996. Geochemical reaction modeling concepts and applications. Oxford University Press Inc. New York. 397pp.
- Bethke, C.M. 2008. Geochemical and biogeochemical reaction modeling second edition. University of Illinois. Cambridge University press. New York. 536 pp.
- Carrillo-Rivera, C., 2002. Hidrogeoquímica Ambiental. Notas del curso-Taller. Centro de Geociencias UNAM (inédito).
- Carrillo-Rivera, C., I. Varsányi., Ó. Lajos., Kovács., A. Cardona. 2007. Tracing Groundwater Flow Systems with Hydrogeochemistry in Contrasting Geological Environments. Water Air Soil Pollut.184:77–103
- Clark, I. D., y P. Fritz. 1997. Environmental Isotopes in Hydrogeology. CRC Press/Lewys Publishers, Boca Raton, Fl. 328 pp
- CNA (Comisión Nacional del Agua) 2002. Determinación de la disponibilidad de agua en el acuífero de Ensenada, Estado de Baja California, Subdirección General Técnica, Gerencia de Aguas Subterráneas, Subgerencia de Evaluación y Modelación Hidrogeológica.
- Díaz-Delgado, C., M.V. Esteller y F. López-Vera, 2006. Recursos Hídricos, Conceptos básicos y estudios de caso en Iberoamérica. Segunda edición. Piriguazú Ediciones. Uruguay. 800 p
- Fetter, C.W. 1994. Applied Hydrogeology. Third edition. Prentice-Hall. New Jersey. 691 pp.
- Drever, J.I. 1997. The geochemistry of natural waters, surface en groundwater environments third edition. Prentice Hall, Inc. New Jersey. 436 pp.

- Gastil, R.G., R.P. Phillips and E.C. Allison. 1975. Reconnaissance Geologic Map of the State of Baja California: Geological Society of America; accompanies Reconnaissance Geology of the State of Baja California, 1975: Geol Soc. America Memoir 140, 170 p.
- González-Bonorino, F. 1972. Introducción a la Geoquímica. Secretaría General de la Organización de los Estados Americanos. Washington D.C. 140 pp.
- Hem, J.D. 1989. Study and Interpretation of the chemical characteristics of natural water. U.S. Geological Survey. Water-Supply Paper 2254. U.S Government printing Office. Washington, D.C. Third edition. 263 pp.
- Hitchon, B., E.H. Perkins., and W.D. Gunter, 1999. Introduction to Ground Water Geochemistry Geoscience Publishing Ltd. Alberta Canada. 310 pp.
- Kretzschmar, T., Abad, M., Pamplona, U., 2006. La Cuenca San Miguel. Centro de Investigación Científica y de Enseñanza Superior de Ensenada. Informe Técnico. 14 p
- Martínez-Rubio J., y P. Ruano, 1990. Aguas subterráneas Capacitación y aprovechamiento. Progensa. 408 pp.
- Porrás-Martín, J., P.N. López-Guerrero., C. Alvarez-Fernández., A. Fernández-Uría., M. V. Gimeno. 1985. La composición química de las aguas subterráneas naturales. Instituto Geológico y Minero de España. Informe Técnico. 80 pp.
- Price, M., 2007. Agua Subterránea. Editorial Limusa, Noriega Editores. 342 pp.
- Yeo, R. K., 1984. Sedimentology of Upper Cretaceous Strata, Northern Baja California, Mexico. Minch, A and Ashby, .R., eds., Miocene and Cretaceous Depositional Environments Northwestern Baja California, Mexico: Pacific Section A. A. P. G., vol.54 p. 57-68.
- Smith, J. M., H. C. Van Ness and M. M. Abbott. 1997. Introducción a la Termodinámica en Ingeniería Química 5ª edición. Editorial McGraw-Hill/Interamericana. México D. F. 845 pp.

## WEB

- CONAGUA, 2002. Comisión Nacional del Agua  
<http://www.conagua.gob.mx/>  
Consultado en Diciembre de 2008
- Gil-Montes J. Recursos Hidrogeológicos.  
<http://ciberia.ya.com/elbrocense/recursos.html>  
Consultado en Marzo de 2009
- INEGI (Instituto Nacional de Estadística y Geografía) 2005. Cuaderno Estadístico Municipal de Ensenada, Estado de Baja California, Edición 2005.  
<Http://www.inegi.org.mx>  
Consultado en Diciembre de 2008
- INEGI, 2009  
<http://mapserver.inegi.gob.mx/geografia/espanol/estados/bc/geolo.cfm>  
Consultado en Febrero de 2009
- WBCS, 2009. Worldwide Bioclimatic Classification System  
<http://www.globalbioclimatics.org/station/me-ensen.htm>  
Consultado en Diciembre de 2008
- Fagundo-Castillo J. 2007. Contribuciones al desarrollo de la hidrogeoquímica  
<http://www.fagundojr.com/index.html>  
Consultado en Febrero de 2009