

Para el Prof.

Fernando Michelena
con gran afecto y agradecimiento
por su apoyo y colaboración
durante su estancia
en el Departamento de
Investigaciones

29/77

Fernando

Con amor y respeto
Fernando Michelena

SISTEMA DE BIBLIOTECAS
Instituto de Investigación de Zonas
Desérticas, UASLP

UNIVERSIDAD AUTONOMA DE SAN LUIS POTOSI

ESCUELA DE CIENCIAS QUIMICAS



Estudio de Correlación entre Métodos Empleados para Calcular
Concentraciones de Sales Disueltas en Aguas Naturales,
Partiendo de su Conductividad Eléctrica

TRABAJO RECEPCIONAL

QUE PARA OBTENER
EL TITULO DE
QUIMICO
PRESENTA

ANA LUCIA JUAREZ MEDINA

EX LIBRIS



SISTEMA
BIBLIOTECAS
U.S.L.C. 1120
Nº DE REG 434

A mis padres :

Felipe Juárez Dávalos

Ma. de la Paz Medina de Juárez

Con cariño y gratitud infinitos.

A mis hermanos

Felipe

Pablo

A la Srta. Ma. Luisa López Acosta

Con gran afecto, respeto y agradecimiento.

A mis maestros

A mis compañeros y amigos

A Javier

RECONOCIMIENTO

Expreso mi sincero agradecimiento al Sr. Biol. Fernando Medellín Leal, Director del Instituto de Investigación de Zonas Desérticas de la Universidad, por el gran apoyo que me brindó para llevar a cabo el presente trabajo en el Instituto a su digno --- cargo.

Al mismo tiempo hago patente mi reconocimiento y gratitud al Sr. Q.I. Enrique Díaz de León Sánchez, por el valioso asesoramiento que tuvo a bien dispensarme en la elaboración de este estudio.

C O N T E N I D O

CAPITULO I.-	INTRODUCCION
	a).- Antecedentes
	b).- Objetivos
CAPITULO II.-	GENERALIDADES
	Fundamentos de la conductividad eléctrica en el agua.
CAPITULO III.-	DESCRIPCION DE LOS METODOS EN ESTUDIO
CAPITULO IV.-	MATERIALES Y METODOS ANALITICOS
	a).- Muestreo
	b).- Métodos practicados en los análisis
CAPITULO V.-	RESULTADOS
CAPITULO VI.-	DISCUSION DE RESULTADOS
CAPITULO VII.-	CONCLUSIONES
	BIBLIOGRAFIA

I N T R O D U C C I O N

a).- Antecedentes.

Los primeros experimentos acerca del empleo de la electricidad para la producción de fenómenos químicos empieza prácticamente con el descubrimiento de la pila voltaica en el año de 1800,- posteriormente en el año de 1830 el químico y físico inglés -- Michael Faraday, inicia estudios cuantitativos referentes a la - relación entre la cantidad de electricidad que pasa por una diso- lución y la cantidad de substancia transformada en cada uno de - los conductores utilizados. Faraday dió el nombre de electrólito al sistema líquido conductor de la corriente eléctrica, hoy se - adscribe este nombre a la substancia disuelta, llamó electrodos- a los conductores metálicos en su contacto con la disolución, -- siendo el ánodo el unido al polo positivo del manantial de co--- rriente y cátodo al conectado al polo negativo, iones a las par- tículas que en disolución conducen la corriente eléctrica, deno- minando aniones a las que van al ánodo y cationes a las que se - dirigen al cátodo. (3)

En los años siguientes se investigaron intensamente los fe- nómenos electroquímicos y pronto se hizo evidente que había dos- clases de electrólitos; los llamados "electrólitos débiles", que tenían baja conductividad y los "electrólitos fuertes", que te- nían alta conductividad. (6)

No obstante la causa de la conducción de la corriente eléc- trica de ciertas disoluciones no se explicó satisfactoriamente - hasta 1887, año en que el químico y físico sueco Svante Arrhe--- nius dió a conocer su teoría de la disociación electrolítica, pa- ra explicar el comportamiento de los electrólitos: Las moléculas del electrólito se disocian en partículas con cargas eléctricas- llamadas iones, la disociación es incompleta y hay un equilibrio

entre las moléculas y sus iones, los iones conducen la corriente al desplazarse en la disolución. (4)

Ahora sabemos que la conductividad eléctrica de una solución es la suma de las conductividades de todos los iones presentes. Depende del número de iones por unidad de volumen de solución y de la velocidad con que estos iones se muevan bajo la influencia de la fuerza electromotriz aplicada.

Considerando como punto de partida la conductividad eléctrica de las aguas naturales, Villalobos (11) y Díaz de León (5) -- han elaborado trabajos que permiten conocer en forma aproximada el contenido de cationes y aniones que predominan en la gran mayoría de éstas, a saber: Sodio, potasio, calcio, magnesio, sulfatos, cloruros y bicarbonatos. Mientras que en los trabajos del Laboratorio de Salinidad de los Estados Unidos de América (Richards, L.A.) (8), encontramos que la relacionan con la concentración total de sales solubles en aguas de riego.

Villalobos establece dos grupos para los cationes, uno es $\text{Na}^+ + \text{K}^+$, el otro $\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$, y para los aniones separa al grupo $\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{=}$ de los bicarbonatos. De sus estudios realizados deduce mediante sencillas ecuaciones hidroggeoquímicas el cálculo en mg/l o ppm, de cualesquiera de los grupos, conociendo la conductividad de la muestra, en micromhos a 25°C , y la concentración determinada analíticamente de alguno de los grupos de cationes o aniones señalados, según sea el caso.

Para el cálculo de cationes Díaz de León graficó la conductividad en micromhos a 25°C , en el eje logarítmico de las ordenadas contra la suma de cationes; $\text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$, en ppm, en el eje normal de las abscisas, resultando una curva que se toma como referencia para calcular la suma de los mismos en muestras de conductividad conocida.

Al intentar graficar de igual manera los aniones, observó - que los resultados eran poco exactos, optando por seguir otro método, encontrando finalmente un factor que al multiplicarlo por la suma de los cationes proporciona resultados más acordes con los determinados analíticamente.

El Laboratorio de Salinidad de los Estados Unidos de América presenta una gráfica de la concentración en ppm, de sales solubles en el agua, en el eje logarítmico de las ordenadas; contra la conductividad en micromhos a 25°C, en el eje logarítmico de las abscisas.

Como no existiera de antemano correlación alguna entre estos métodos, pensando en efectuarla, se llevó a cabo el presente trabajo en el Laboratorio de Química de Aguas del Instituto de Investigación de Zonas Desérticas, para lograr este propósito se analizaron un total de 55 muestras, determinándoles su conductividad eléctrica en un puente de Wheatstone Solubridge Soil-Tester RD-26, con celda de pipeta, expresando ésta en micromhos a 25°C.

Se hace hincapié en que los métodos de los investigadores mencionados son por sí mismos aproximados, no obstante pueden resultar de interés para ser empleados en determinado momento por profesionistas relacionados ya sea con la Química, la Agronomía o la Hidrogeoquímica, puesto que son sencillos y rápidos de ejecutar.

b).-- Objetivos.

Quando se tuvieron los datos de la conductividad de las muestras, se aplicaron las gráficas y ecuaciones señaladas anteriormente para poder analizar posteriormente las variaciones entre los métodos.

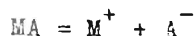
Con el fin de conocer la concentración real de iones en las muestras, para efecto de poder tener una base apoyada en los análisis químicos que fuese auxiliar en la relación: Contenido determinado analíticamente con contenido calculado por los métodos, se cuantearon volumétricamente dureza, calcio, magnesio, cloruros y alcalinidad; por turbidimetría los sulfatos; y por flamometría sodio y potasio.

El objetivo del presente trabajo es observar las variantes entre los métodos, analizarlas y concluir bajo qué condiciones puede resultar más acertada la aplicación de cada uno de ellos.

G E N E R A L I D A D E S

FUNDAMENTOS DE LA CONDUCTIVIDAD ELECTRICA EN EL AGUA

La conductividad de la corriente eléctrica en el agua se explica por medio de la teoría de la disociación electrolítica. En términos generales esta teoría establece que cuando se disuelve en agua un electrólito, ya sea ácido, base o sal, una parte considerable del mismo se disocia espontáneamente en iones positivos y negativos, esto es:



Estos iones se pueden mover independientemente y son guiados a los electrodos de signo opuesto por el campo eléctrico - - aplicado.

La proporción de moléculas que se disocian en iones depende, además del tipo fuerte o débil del electrólito, de la concentración de la disolución. En disoluciones extremadamente diluídas casi la totalidad del electrólito está disociada en iones, - caso contrario ocurre en disoluciones de elevada concentración.

Por consiguiente podemos decir que la conductividad eléctrica, también denominada conducción o conductancia eléctrica, en una disolución electrolítica está en función del grado de disociación.

Esta clase de soluciones al igual que los conductores metálicos, obedecen la ley de Ohm.

Si en una solución electrolítica se colocan dos electrodos de área A, separados por una distancia d, y se aplica un campo eléctrico E, la diferencia de potencial V entre los electrodos será:

$$V = Ed$$

(1)

V = volts

E = volts/cm

d = cm.

Se define la conductividad específica σ , por la relación:

$$\sigma = \frac{J}{E} \quad (2)$$

Donde σ queda expresada en mhos/cm, puesto que J, es decir la densidad de la corriente está definida por:

$$J = \frac{I}{A} \quad (3)$$

I = Intensidad de la corriente en amperes.

A = Area común de los electrodos en cm^2 .

Combinando las ecuaciones (1), (2) y (3) se obtiene:

$$V = \frac{Id}{\sigma A} \quad (4)$$

La cantidad $\frac{d}{\sigma A}$ representa la resistencia que ofrece el conductor al paso de la corriente y se denota por la letra R.

$$R = \frac{d}{\sigma A} \quad (5)$$

R = ohms.

Por lo tanto:

$$V = IR \quad (6)$$

Esta ecuación es la expresión matemática de la ley de Ohm.

La unidad estándar de resistencia es el ohm. Definida como la resistencia que ofrece un conductor al paso de la corriente de un ampere, cuando la diferencia de potencial es de un volt. - Al recíproco del ohm se le denomina mho; el mho es la unidad estándar de conductancia, definida como el recíproco de la resistencia.

De la ecuación (5), se obtiene la conductividad específica:

$$\sigma = \frac{d}{RA} \quad (7)$$

La cual se expresa generalmente en mho/cm. Es importante no tar que la ecuación anterior permite el cálculo de la conductividad específica de la disolución con simplemente conocer su resistencia y las dimensiones de la llamada celda de conductividad.

Se define la constante de la celda de conductividad k como:

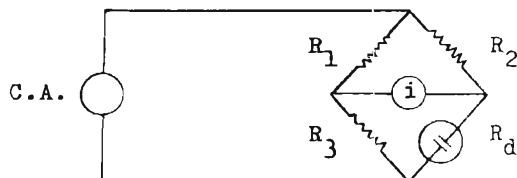
$$k = \frac{d}{A} \quad (8)$$

Por lo que la conductividad expresada en términos de la re-sistencia y la constante de la celda es:

$$\sigma = \frac{k}{R} \quad (9)$$

El procedimiento para obtener la constante de la celda pue-de hacerse directamente, pero ello se practica muy raramente, ya que también es posible evaluarla por medio de una disolución de-conductividad conocida. Para este efecto se utilizan generalmen-te disoluciones de cloruro de potasio.

Para medir la resistencia de las soluciones se emplea un --puente de Wheatstone, alimentado con una fuente de corriente al-terna. Un diagrama de este puente junto con la celda de conductividad, en cuyo interior se encuentra la muestra con resistencia-desconocida se ilustra en la siguiente figura:



Cuando la corriente a través del medidor es nula, se dice que el puente está balanceado. Bajo estas condiciones la relación entre las resistencias es:

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{R_3}{R_d} \quad (10)$$

Por lo que la resistencia de la solución será:

$$R_d = \frac{R_2 R_3}{R_1} \quad (11)$$

Que es la ecuación fundamental que se aplica para el puente de Wheatstone.

Debido a que la conductividad varía con la temperatura de la muestra, el resultado se expresa convencionalmente a 25°C.

La celda de conductancia específica, puede ser del tipo de pipeta o del tipo de inmersión, que tenga electrodos platinizados. La selección de la celda depende del rango de conductancias.

Como indicador del punto nulo generalmente se emplea un tubo "ojo mágico" de rayos de electrones.

Algunas aplicaciones de la medida de la conductividad específica son:

- a).- Para comprobar la pureza del agua destilada.
- b).- Para conocer rápidamente las variaciones de las concentraciones de los minerales disueltos en las muestras de aguas crudas o de deshechos.
- c).- Proporciona una idea de las porciones alícuotas que se deben tomar para las determinaciones químicas comunes.
- d).- Se puede estimar la cantidad de sólidos disueltos en una muestra de agua.

DESCRIPCION DE LOS METODOS EN ESTUDIO

El objeto especialmente en común de los estudios realizados por Villalobos, Díaz de León y el Laboratorio de Salinidad de -- los Estados Unidos de América es la determinación de la conductividad eléctrica de las aguas naturales, la cual puede alcanzar - hasta 8000 micromhos y ocasionalmente puede ser mayor.

En sus trabajos encontramos que los primeros investigadores la relacionan a través de diferentes métodos con la cantidad de los iones más importantes por su concentración, en este tipo de aguas. Estos son: Na^+ , K^+ , Ca^{++} , Mg^{++} , SO_4^- , Cl^- y HCO_3^- , separando, además, a los cationes de los aniones.

Existe una ligera variante en el método del Laboratorio de Salinidad, en donde la relacionan con la concentración total de iones en aguas de riego y sin posibilidad de conocer en forma separada el contenido de cationes o aniones.

Estos métodos son aproximados, sin embargo pueden resultar aplicables cuando, por diversos factores, no es requerida gran - exactitud. A continuación se anotan en detalle:

I.- EXPOSICION DE LOS METODOS DE VILLALOBOS. (11)

Discusión general:

Villalobos encuentra un factor de 0.23 el cual al multipli--carlo por la conductividad de la muestra proporciona el contenido aproximado de cationes, ésto para aguas con conductividades - menores de 1500 micromhos. Para conductividades mayores se efectúa una dilución de 1/10 y la conductancia resultante de esta solución se multiplica por 2.

En cuanto a los aniones se emplea el factor 0.60 el cual al multiplicarlo por la conductividad de la muestra nos proporciona

la concentración aproximada de aniones. Para conductividades mayores de 1500 micromhos se utiliza el factor 0.65 en lugar de -- 0.60.

Es necesario recalcar que con sus ecuaciones hidrogeoquímicas, además de conocer el contenido total de cationes o aniones, es posible calcular la concentración de los grupos $\text{Na}^+ + \text{K}^+$, o bien $\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$, en el caso de los cationes; y la del grupo $\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{--}$, o bien la de los bicarbonatos, en el caso de los aniones, siendo este el enfoque de sus estudios. Empero en el presente trabajo, de las ecuaciones sólo se tomó el factor conveniente, puesto que la correlación entre los métodos no implicó el cálculo de estos grupos.

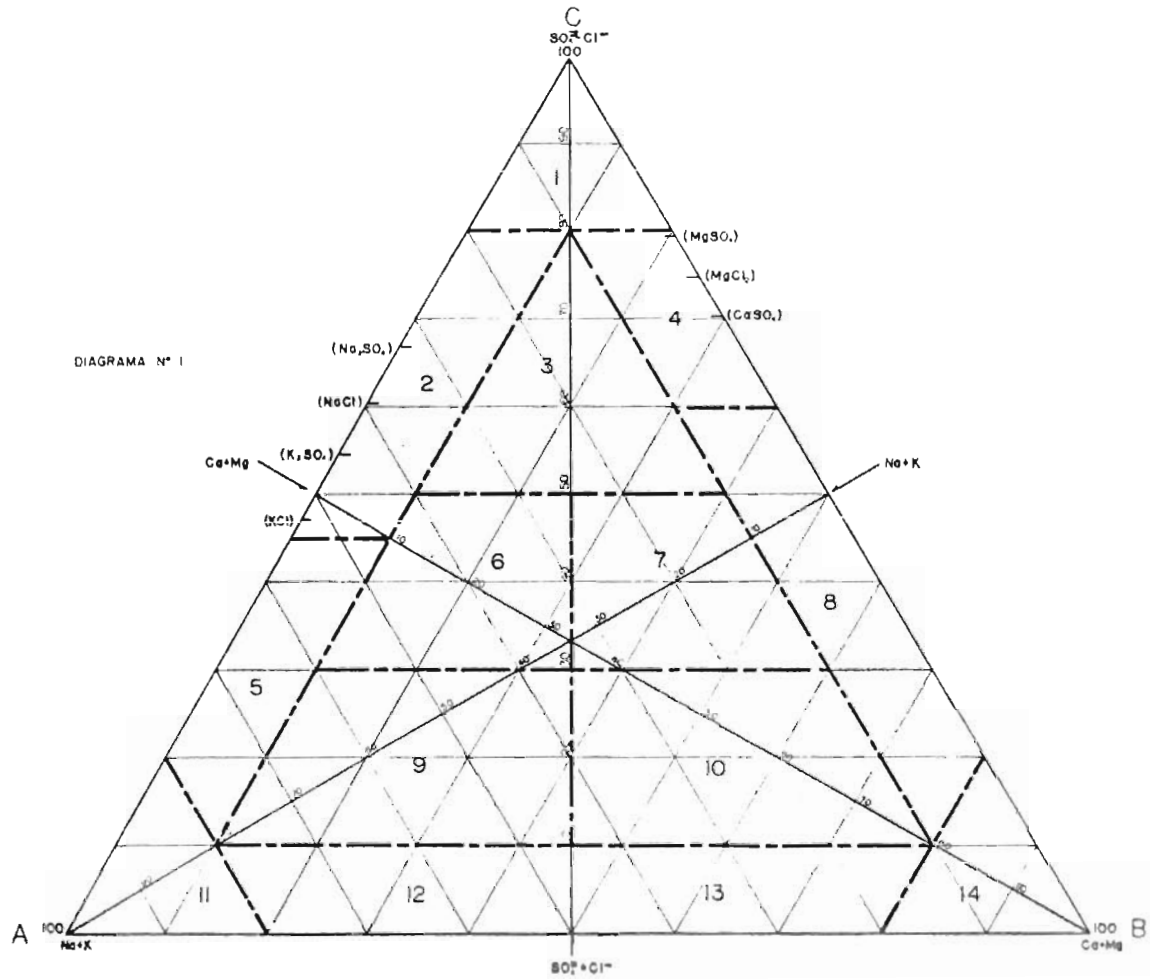
I.1.- METODO PARA EL CALCULO DE CATIONES.

a).- Deducciones iniciales:

El autor asume que las sales más comúnmente presentes y correspondientes a los iones señalados anteriormente, serían: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, NaHCO_3 , NaCl , CaSO_4 , Na_2SO_4 y frecuentemente $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, MgCl_2 , CaCl_2 , MgSO_4 y sales de potasio.

Cuando observó en el Diagrama Triangular Hidroquímico del mismo autor (12), los puntos correspondientes a las sales puras que son más comunes en las aguas naturales, notó que tanto las de sodio y potasio, como las de calcio y magnesio, excepto las de bicarbonatos, ocupaban sitios no muy distantes entre sí, esto le indicaba que los porcentajes en peso de los aniones en tales sales eran muy semejantes, y lo indujo a calcular dichos porcentajes también en sus correspondientes bicarbonatos, comprobando que tampoco diferían mucho. Tomando esto en cuenta, le resultó lógico que si el porcentaje en peso de diversos aniones de las sales comunes era parecido, el de cationes también lo sería; y considerando que sólo existen cuatro cationes importantes --

DIAGRAMA TRIANGULAR HIDROQUIMICO



-en cuanto a su abundancia-, que por sus características -- forman dos grupos perfectamente definidos: Na^+ y K^+ , por un lado; Ca^{++} y Mg^{++} , por el otro. De aquí supuso que podría ser posible que, conociendo la cantidad presente de un grupo calcular la del otro.

A modo de aclaración cabe señalar que este método prácticamente se derivó de otro que está basado en el residuo seco de las muestras de agua y no en su conductividad.

Continúa el autor citando que el peso promedio de aniones, en el residuo seco, obtenido de las sales mencionadas como más comúnmente presentes en el primer párrafo, sería de 63.1% y el de cationes 36.9%.

Tomando en consideración el promedio para cationes encontró experimentalmente el factor 0.33 que al multiplicarlo por el residuo seco determinado analíticamente proporciona el contenido aproximado de cationes. Si se resta al producto uno de los dos grupos señalados se obtienen resultados muy cercanos a los encontrados analíticamente.

Para lograr el factor indicado y establecer sus condiciones de aplicación estudió inicialmente un número aproximado de 300 muestras de aguas.

Según lo enunciado se tiene que:

$$\text{NaK} = 0.33\text{R} - \text{CaMg} \quad (12)$$

$$\text{CaMg} = 0.33\text{R} - \text{NaK} \quad (13)$$

R = Residuo seco, obtenido por evaporación, y secado a 110°C .

NaK = Na + K, expresado en mg/l o ppm.

CaMg = Ca + Mg, expresado en mg/l o ppm.

b).- M é t o d o :

Puesto que la conductividad de las aguas depende de la concentración de sales disueltas, conociendo aquélla es posible calcular ésta, así lo señala Villalobos y considera - al factor 0.7 como el más conveniente para obtener la equivalencia de conductividad, en micromhos a 25°C, a residuo seco, en mg/l o ppm, siempre y cuando se aplique para conductividades menores de 1500 micromhos.

Partiendo de las ecuaciones hidrogeoquímicas (12) y -- (13) y substituyendo el residuo seco por: 0.7 x cond, queda:

$$\text{NaK} = 0.23 \text{ cond} - \text{CaMg} \quad (14)$$

$$\text{CaMg} = 0.23 \text{ cond} - \text{NaK} \quad (15)$$

cond = Conductividad en micromhos a 25°C.

NaK = Na + K, expresado en mg/l o ppm.

CaMg = Ca + Mg, expresado en mg/l o ppm.

La limitación de la aplicación de las ecuaciones sólo para muestras con conductividades menores de 1500 micromhos, es superada mediante el uso de un nuevo factor para conductividades mayores. Aunque nos dice que los resultados obtenidos en estas condiciones no son, por lo general de igual grado de aproximación, pueden considerarse dentro de límites aceptables.

Las aguas con conductividades mayores de 1500 micromhos, son diluídas con agua destilada a 1/10 y en esta forma se determina la conductividad, la que desde luego proporcionalmente será mayor que la conductividad original, debido al aumento del grado de ionización por dilución. (11)

En la ecuación (14), se substituye 0.23 por 0.2 y pues

to que la conductividad está tomada 1/10, se multiplica por 10 quedando:

$$\text{NaK} = 2 \text{ cond (dil. 1/10) - CaMg} \quad (16)$$

Y de igual manera en la ecuación (15), se tiene que:

$$\text{CaMg} = 2 \text{ cond (dil. 1/10) - NaK} \quad (17)$$

El factor 0.2 lo ajustó empíricamente y tomó como punto de partida el utilizado para conductividades menores directas o sea 0.23, adaptándolo de manera que los resultados calculados se acercaran lo más posible a las determinaciones analíticas.

I.2.- METODO PARA EL CALCULO DE ANIONES.

a).- Deduciones iniciales:

Basándose en la experiencia obtenida en el cálculo de cationes, buscó el factor más indicado para obtener los mejores resultados en el de aniones, llegando a la conclusión de que el factor 0.6 era el que proporcionaba datos más cercanos en aguas de conductividades menores de 1500 micromhos y el factor 0.65 en aguas de conductividades mayores de 1500 micromhos.

b).- M é t o d o :

Nos permite conocer, además del contenido aproximado de aniones, la concentración de los $\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{=}$, o bien la de los bicarbonatos.

Una vez obtenido el contenido aproximado de aniones mediante el factor correspondiente, se le resta el de bicarbonatos, para tener el grupo $\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{=}$. Como la alcalinidad se acostumbra a reportar como CaCO_3 , este resultado en ppm, debe multiplicarse por 1.22 para convertirlo a bicar-

bonatos, que es, tal como el autor establece, la forma en - que se debe efectuar la resta.

Algunos de los resultados en muestras de conductivida- des bajas y alcalinidades altas pueden aparecer como negati vos, ello indica la escasa concentración de iones buscados.

Las ecuaciones son:

Para conductividades menores de 1500 micromhos:
cloruros + sulfatos = 0.60 cond - bicarbonatos. (18)

Para conductividades mayores de 1500 micromhos:
cloruros + sulfatos = 0.65 cond - bicarbonatos. (19)

cond = Conductividad en micromhos a 25°C.

concentraciones de aniones expresadas en ppm, o mg/l.

Es muy importante lo que cita para los bicarbonatos:

Si se despejan los bicarbonatos en las ecuaciones ante riores, los resultados obtenidos adolecen de notorias des-- viaciones en aguas de conductividades y cloruros más sulfatos altos, caso frecuente, por lo tanto su aplicación en la búsqueda de aquéllos o alcalinidad, resulta desaconsejable-- en tales casos; sin embargo en aguas de conductividades me-- nores de 1500 micromhos se obtienen resultados que pueden - considerarse satisfactorios.

La ecuación sería:

bicarbonatos = 0.6 cond - (cloruros + sulfatos) (20)

La transformación de bicarbonatos en alcalinidad ex-- presados como CaCO_3 , se logra dividiendo el resultado de - aquéllos entre 1.22.

II.- EXPOSICION DE LOS METODOS DE DIAZ DE LEON. (5)

Discusión general:

El método del autor para los cationes más importantes por su concentración en las aguas naturales o sea; sodio, potasio — calcio y magnesio, nos permite conocer, aproximadamente, la suma total de las concentraciones de estos iones mediante su lectura en una gráfica ideada por él, conociendo previamente la conductividad de las muestras de agua.

Respecto a los aniones encontró el factor 2.5 el cual al — multiplicarlo por la suma de cationes dá como resultado la de — los aniones. Expresando la concentración del anión bicarbonato — como CaCO_3 .

II.1.- METODO PARA EL CALCULO DE CATIONES.

a).- Deducciones iniciales:

Al observar que la suma de cationes para muestras de-- terminadas analíticamente presentaba cierta correspondencia con su conductividad, pensó en graficar estos datos y de este modo ver si resultaba factible la apreciación de su comportamiento, obteniendo una curva la cual se detalla a continuación.

b).- M é t o d o :

El autor graficó en papel semilogarítmico la conductividad en micromhos a 25°C en el eje logarítmico de las ordenadas contra la suma de cationes; $\text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$, — en ppm, en el eje normal de las abscisas, resultando la curva que se ilustra en la gráfica N^o 1. Esta curva la obtuvo- graficando 500 muestras de diferentes conductividades.

En esta curva se puede notar una regularidad para conductividades menores de 1500 micromhos; a medida que la conductividad aumenta se observa una mayor variación en la suma de cationes, que el autor atribuye probablemente a la diferencia de movilidad de los iones presentes.

Por lo anterior, dividió la curva en dos franjas, la de la izquierda para aguas sódicas o con altos contenidos de iones cloro y la de la derecha para las que contienen iones calcio o sulfatos de manera preponderante. Esta divi---sión permite reducir el margen de error en el cálculo de -- las muestras con una conductividad mayor de 1500 micromhos, si se sabe anticipadamente si es sódica o cálcica, lo cual es posible conociendo su procedencia o por determinación -- analítica del calcio.

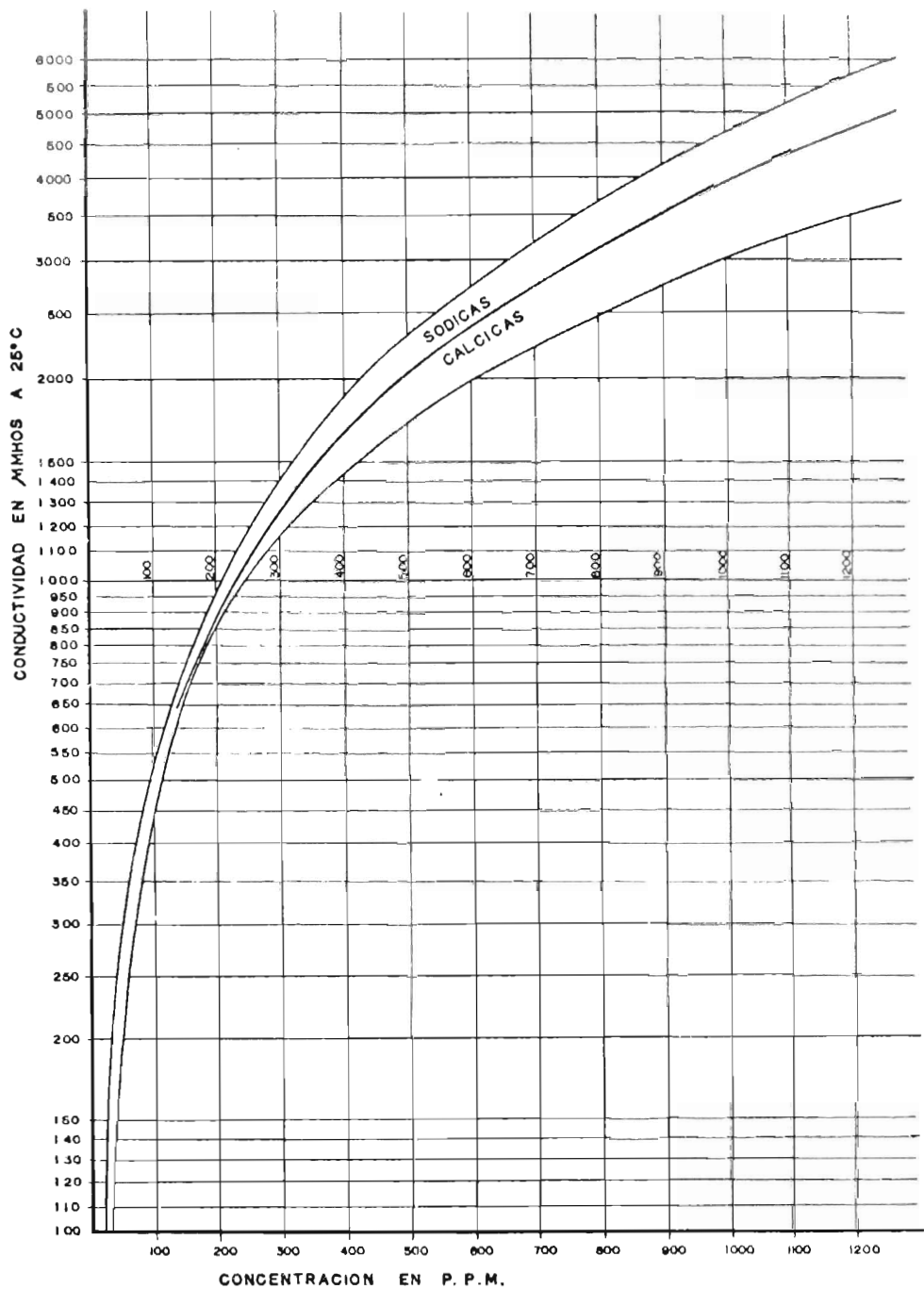
II.2.- METODO PARA EL CALCULO DE ANIONES.

a).- Deduciones iniciales:

Al intentar graficar los aniones, los resultados se -- alejaban bastante de los obtenidos analíticamente, puesto -- que se ha visto que para muestras diferentes de la misma --- conductividad la suma de aniones es muy variable.

b).- M é t o d o :

Basándose en la relación de la suma de los aniones con respecto a la de cationes, encontró un factor que variaba -- de 2 a 3, optando por utilizar el valor promedio de 2.5 como el apropiado para el cálculo de los aniones, el cual al multiplicarlo por la suma de los cationes, proporciona la -- concentración aproximada de los aniones. Todo en ppm.



GRAFICA Nº1 CURVA PARA EL CALCULO APROXIMADO DE LA SUMA DE CATIONES $\text{Na}^+ + \text{K}^+ + \text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$ EN AGUAS NATURALES, CONOCIENDO SU CONDUCTIVIDAD.

La ecuación queda expresada de la siguiente forma:

$$\text{Aniones } (\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{=} + \text{alcalinidad como CaCO}_3) = 2.5 \text{ cat.} \quad (21)$$

cat. = Concentración de cationes determinada analíticamente, en ppm.

Los iones bicarbonatos están en este caso, en relación con la alcalinidad expresada como carbonato de calcio.

Díaz de León menciona que este método es menos exacto que el de cationes, empero sirve para dar una idea general de la calidad del agua.

III.- EXPOSICION DEL METODO DEL LABORATORIO DE SALINIDAD DE LOS ESTADOS UNIDOS DE AMERICA, (Richards, L.A.) (8).

Discusión general:

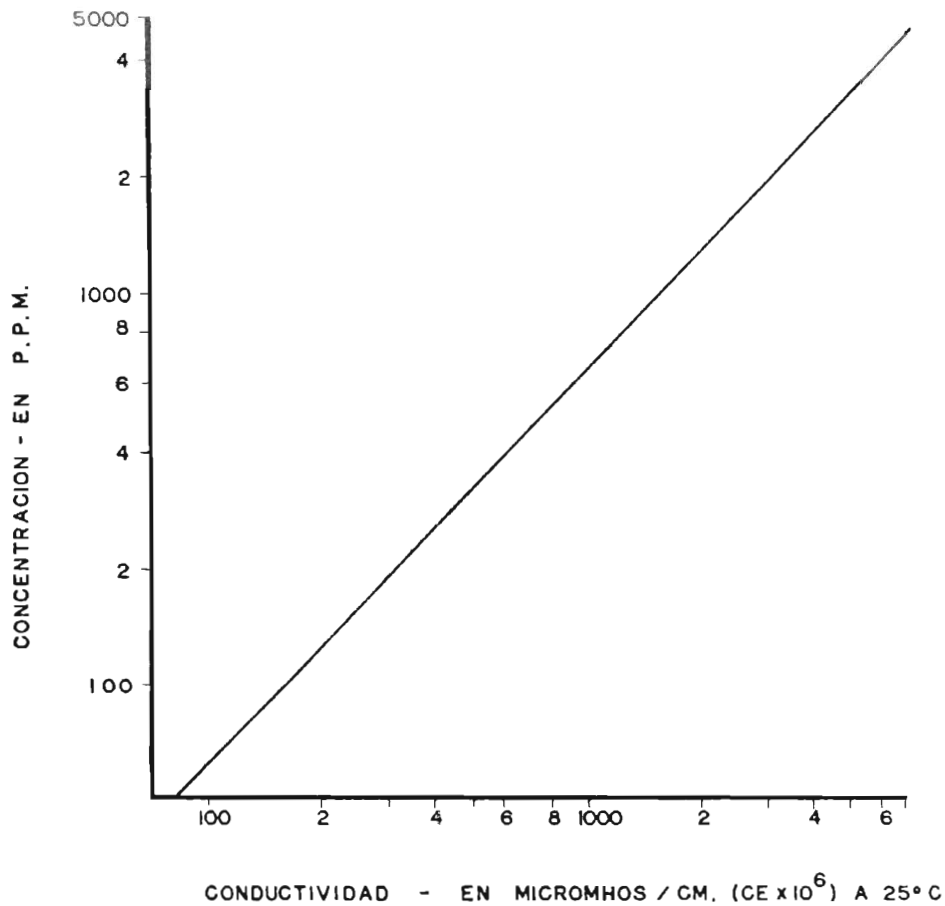
A diferencia de los trabajos de Villalobos y Díaz de León, que como hemos visto nos permiten conocer el cálculo aproximado de la suma de cationes y por otra parte la de los aniones, este método no ofrece separación de iones, sino que, expresa la concentración total de éstos, o sea la concentración total de sales solubles en aguas de riego conociendo su conductividad eléctrica para fines de diagnóstico y clasificación.

a).- Deducciones iniciales:

No se encuentra en la publicación de este trabajo deducción alguna.

b).- Método:

Consiste en la recta que se ilustra en la gráfica N^o 2, en el eje logarítmico de las abscisas se encuentra la conductividad expresada en micromhos a 25^oC y en el eje loga--



GRAFICA Nº 2 RECTA PARA EL CALCULO APROXIMADO DE LA CONCENTRACION TOTAL DE SALES SOLUBLES EN AGUAS PARA RIEGO, CONOCIENDO SU CONDUCTIVIDAD.

rítmico de las ordenadas se halla la concentración total de sales solubles en ppm.

Puede apreciarse que sólo es posible efectuar lecturas para aguas con conductividades menores a 6500 micromhos.

MATERIALES Y METODOS ANALITICOS

a).- MUESTREO

La gran mayoría de las muestras que se utilizaron en este trabajo fueron llevadas al Laboratorio de Química de Aguas del I.I.Z.D., para su análisis químico, por el Sr.- Ing. Flavio Medina Rivera, investigador del Instituto de Geología y Metalurgia de la Universidad, quien las obtuvo de la región occidental del Estado de San Luis Potosí y - otras del Estado de Zacatecas, según se anota en la tabla Nº 1.

T A B L A N^o 1
LUGARES DE PROCEDENCIA DE LAS MUESTRAS

N ^o de Lab.	L o c a l i z a c i ó n
1	pp El Tapón La Dulcita, Villa de Ramos.
2	Noria A. Rodríguez, La Dulcita, V. Ramos.
3	Noria del Tanque, La Dulcita, V. Ramos.
4	Noria de La Dulcita, Villa de Ramos.
5	Noria N ^o 3, La Dulcita, V. Ramos.
6	Noria N ^o 4, La Dulcita, V. Ramos.
7	Noria de San Andrés, La Dulcita, V. Ramos.
8	Tiro de la mina La Cocinera, V. Ramos.
9	Cata de Nuñez, Villa de Ramos.
10	Cata de los Castillo, Villa de Ramos.
11	Cata Común, Villa de Ramos.
12	Tiro de Zamarripa, Villa de Ramos.
13	El Tiro, Villa de Ramos.
14	La Cata Azul, Villa de Ramos.
15	La Cata Blanca, Villa de Ramos.
16	Noria Principal Jesús María, V. Ramos.
17	Noria N ^o 2 Jesús María, V. Ramos.
18	Noria San Antonio, Salinas.
19	Noria de Tolosa, Pinos, Zacatecas.
20	Noria Guadalupe Victoria, Pinos, Zac.
21	Noria Hotel Capri, Salinas.
22	Noria de Manuel María, Pinos, Zac.
23	Noria de Lagunillas, Villa de Ramos.
24	Noria N ^o 2 de Lagunillas, V. Ramos.
25	Noria de San Mateo 1, Villa de Ramos.
26	Noria de San Mateo 2, Villa de Ramos.
27	Noria Rincón Diego Martín, Salinas.

Continuación de la tabla N^o 1

N ^o de Lab.	L o c a l i z a c i ó n
28	Noria de la Colonia Zaragoza, Salinas.
29	Noria Principal El Mezquite, Salinas.
30	Noria El Mezquite, Salinas.
31	Noria Principal del Estribo, Salinas.
32	Rancho Guadalupe, Salinas.
33	pp San Felipe, Soledad Diez Gutiérrez.
34	Noria del Papalote, San Juan del Tuzal, Charcas.
35	Manantial San Juan del Tuzal, Charcas.
36	Noria del Tapado, Moctezuma.
37	Noria Dulce Grande, Villa de Ramos.
38	Noria del Toro, Villa de Ramos.
39	Pozo N ^o 1 Ramón Ramírez, Palma de la Cruz.
40	pp SSA, Dulce Grande, Villa de Ramos.
41	Noria del Gato, Villa de Ramos.
42	Arroyo Sáuz de Calera, Villa de Ramos.
43	Noria Principal Sáuz de Calera, V. Ramos.
44	Noria N ^o 2 Sáuz de Calera, V. Ramos.
45	Noria N ^o 3 Sáuz de Calera, V. Ramos.
46	pp SSA, Zacatón, Villa de Ramos.
47	Noria del Zacatón, Villa de Ramos.
48	Noria agua potable, Salitral de Carrera, V.R.
49	Noria N ^o 2 Salitral de Carrera, V. Ramos.
50	Noria de la Candelaria, Villa de Ramos.
51	Noria Candelaria 2, Villa de Ramos.
52	Noria El Saladillo, Zacatecas.
53	pp SSA, Saladillo, Zacatecas.
54	Noria Corpus Cristi, Saladillo, Zac.
55	Noria del Tropezón, P. Natera, Zac.

b).- METODOS PRACTICADOS EN LOS ANALISIS

Además de la determinación de la conductividad, se analizaron en las muestras: Sodio, potasio, dureza, calcio, magnesio, - cloruros, sulfatos y alcalinidad, éstos análisis fueron valiosos auxiliares. También se determinó el pH, que no forma parte del - método, siendo éste un análisis complementario. Las alícuotas - que se tomaron para determinados métodos fueron calculadas a par - tir de los trabajos de Díaz de León.

CONDUCTIVIDAD

MATERIAL Y EQUIPO:

Puente de Wheatstone, Solubridge Soil-Tester RD-26 con celda - de pipeta.

Termómetro con rango de -20°C a 100°C .

Vasos de precipitado, matraz y pipeta volumétricos.

REACTIVOS:

Solución patrón de KCl 0.01 N.

PROCEDIMIENTO:

1o.- Cada muestra fué tomada en vasos de precipitado, habien - do sido enjuagados previamente con la misma muestra de - agua, se tomó la temperatura a cada una antes de colocar - la en la celda para hacer el ajuste correspondiente en - el aparato. La celda se enjuagó también varias veces con - agua destilada y después con la misma muestra antes de - efectuar cada determinación.

2o.- Para muestras con conductividades mayores de 1500 micro - mhos se hizo una dilución de 1/10 y en estas condiciones se realizó una nueva lectura.

30.- Con el fin de determinar la precisión del aparato, se --
determinó la constante de la celda, por medio de la solu-
ción patrón de KCl 0.01 N, que se toma como referencia -
y la cual a 25°C tiene una conductividad específica de -
1413 micromhos/cm.(9)

CALCULOS:

- a).- La escala de conductividad del conductímetro está expre-
sada en milimhos/cm, por lo tanto para el reporte en mi-
cromhos/cm se multiplica por 1000.
- b).- Todas las lecturas de conductividad están reportadas a -
25°C.
- c).- La constante de la celda c, es igual al producto de la -
resistencia medida en ohmios de la solución patrón de --
KCl por la conductividad específica conocida en mhos/cm,
de esta solución patrón.

$$c = R_{\text{KCl}} \times 0.001413 \quad (22)$$

La conductividad específica de la solución patrón medida
en el conductímetro fué 1.415 milimhos/cm.

Por lo que la constante del aparato es:

$$c = \frac{1}{0.001415} \times 0.001413$$
$$= 0.99858$$

Aproximadamente igual a la unidad.

SODIO Y POTASIO

Tanto el sodio como el potasio están presentes en la mayoría de las aguas naturales, en las calderas el sodio puede ser encontrado en altas concentraciones cuando el agua es suavizada mediante un proceso intercambiador de iones calcio y magnesio por los iones sodio, en agricultura es importante conocer las proporciones del mismo en el suelo ya que altos contenidos pueden causar detrimento en la permeabilidad de éste. También es necesario saber el contenido de potasio en el suelo, puesto que es uno de los elementos nutritivos de gran valor para el desarrollo de las plantas.

El método comúnmente empleado en las determinaciones de sodio y potasio es la fotometría de flama.

Fundamento.-

Cualquier substancia es susceptible de ser excitada sometiéndola a temperaturas suficientemente altas, como la de una flama; las especies excitadas producidas son siempre inestables y si no se desactivan mediante colisiones y no entran en una reacción química o se disocian, perderán su energía en forma de radiación electromagnética. Puesto que para cada especie existirá un gran número de estados excitados posibles, se producirán muchas radiaciones de diferentes frecuencias al volver a niveles más estables. La colección de radiaciones emitidas por una especie recibe el nombre de espectro de emisión. (10)

La fotometría de flama es un método de análisis cuantitativo basado en la medida de la intensidad de las líneas espectrales. (10) Un mecanismo monocromático se emplea para aislar la línea del espectro deseada, 589 milimicras para el sodio y 768 milimicras para el potasio.

B).- SODIO

MATERIAL Y EQUIPO:

Espectroflamómetro EVANS ELECTROSELENIUM.

Frascos de vidrio.

REACTIVOS:

Solución estándar de NaCl, equivalente a 200 ppm de Na.

Soluciones estándares de 20, 30 y 50 ppm de Na.

PROCEDIMIENTO:

1o.- Se efectuaron las diluciones convenientes en las muestras.

2o.- Con las soluciones estándares de NaCl se elaboró una gráfica de calibración, llevando a 0 con agua destilada y a 100 con la solución de 50 ppm de Na.

3o.- El porcentaje de emisión del sodio se determinó en el espectroflamómetro, llevándolo a la gráfica previamente elaborada, para conocer la concentración.

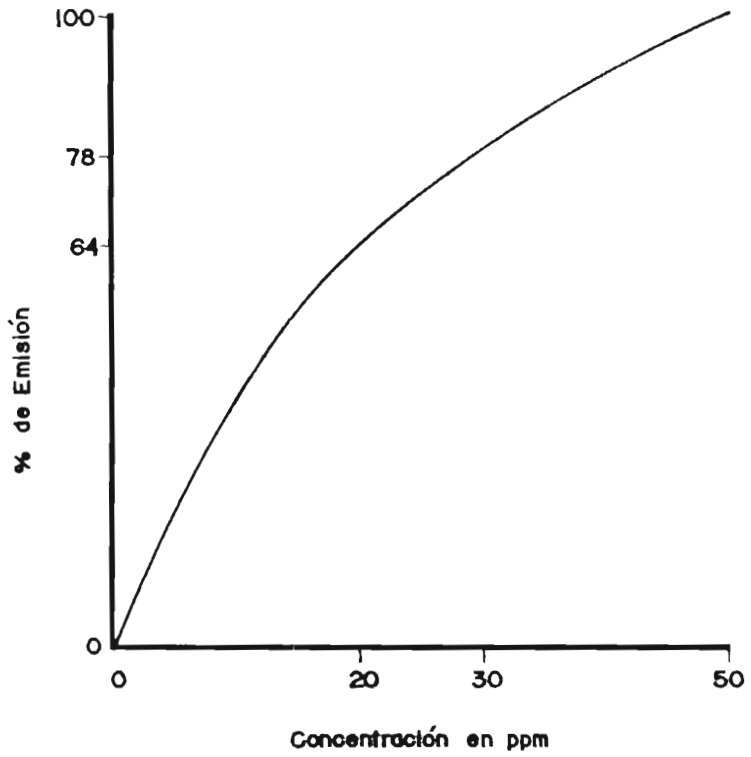
CALCULOS:

$\text{ppm de Na} = \text{Lectura de la gráfica en ppm} \times \text{fd.}$

fd = factor de dilución.

PREPARACION DE LA GRAFICA PARA LA DETERMINACION DEL SODIO

ml de solución de NaCl equivalentes a 200 ppm de Na.	Concentración obtenida al diluir a 100 ml.	Lecturas del % de emisión.
0	0	0
10	20	64
15	30	78
25	50	100



GRAFICA No. 3 DETERMINACION DEL SODIO

B).- POTASIO

MATERIAL Y EQUIPO:

Espectroflamómetro EVANS ELECTROSELENIUM.

Frascos de vidrio.

REACTIVOS:

Solución estándar de KCl; equivalente a 200 ppm de K.

Soluciones estándares de 10, 30 y 50 ppm de K.

PROCEDIMIENTO:

- 1o.- Se efectuaron las diluciones convenientes en las muestras.
- 2o.- Con las soluciones estándares de KCl se elaboró una gráfica de calibración, llevando a 0 con agua destilada y a 100 con la solución de 50 ppm de potasio.
- 3o.- El porcentaje de emisión del potasio se determinó en el espectroflamómetro, llevándolo a la gráfica previamente elaborada, para conocer la concentración.

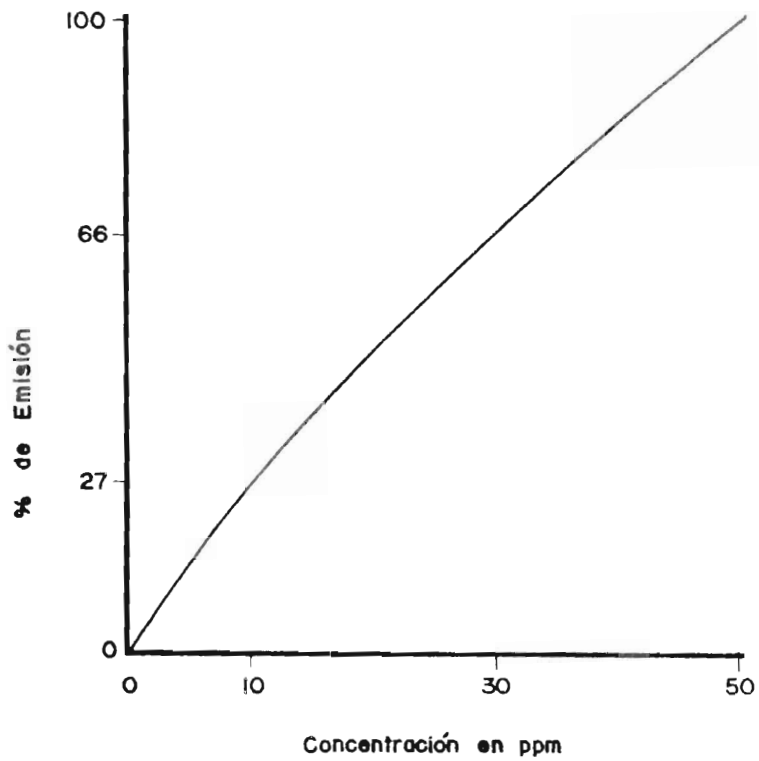
CALCULOS:

ppm de K = Lectura de la gráfica en ppm x fd.

fd = factor de dilución.

PREPARACION DE LA GRAPICA PARA LA DETERMINACION DEL POTASIO

ml de solución de KCl equivalentes a 200 ppm de K.	Concentración obtenida al diluir a 100 ml.	Lecturas del % de emisión.
0	0	0
5	10	27
15	30	66
25	50	100



GRAFICA No.4 DETERMINACION DEL POTASIO

D U R E Z A

Son consideradas aguas duras, aquellas que requieren cantidades considerables de jabón para producir espuma y que también provocan incrustaciones en las tuberías de agua caliente, calderas, evaporadores, intercambiadores de calor y otras unidades en las cuales la temperatura del agua es incrementada. La dureza -- del agua refleja la naturaleza de las formaciones geológicas que ha atravesado, por éso las aguas varían su dureza de un lugar a otro, siendo las superficiales menos duras que las subterráneas.

Los cationes metálicos divalentes son la causa de la dureza, los cuales reaccionan con el jabón o con ciertos aniones formando precipitados. Estos cationes son principalmente los de calcio, magnesio, estroncio, fierro y manganeso, en la siguiente tabla se muestran en orden de su abundancia en aguas naturales, así como los aniones más importantes. (9)

<u>Cationes</u>	<u>Aniones</u>
Ca ⁺⁺	HCO ₃ ⁻
Mg ⁺⁺	SO ₄ ⁼
Sr ⁺⁺	Cl ⁻
Fe ⁺⁺	NO ₃ ⁻
Mn ⁺⁺	SiO ₃ ⁼

La dureza es una característica del agua que representa la concentración total de iones calcio y magnesio expresados como CaCO₃, clasificándose en dos formas: según el ión metálico y según los aniones asociados a los iones metálicos. Existe también la llamada dureza aparente. (9)

a).- Según el ión metálico:

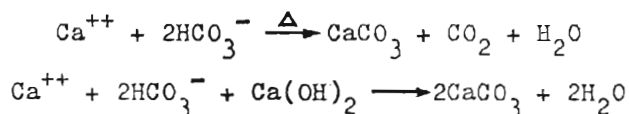
Dureza de calcio y magnesio.- Se conoce como dureza -- total la originada por el calcio y el magnesio, debido

a que estos iones causan la mayor parte de la dureza de las aguas. El análisis de la dureza total y del calcio nos dá oportunidad de saber indirectamente el contenido de magnesio, sin necesidad de recurrir a su análisis químico, como se verá más adelante.

b).- Según los aniones asociados a los iones metálicos.

Dureza carbonatada y no carbonatada.- La porción de la dureza químicamente equivalente a la alcalinidad de carbonatos y bicarbonatos se considera como "dureza carbonatada" o temporal, es importante porque los iones $\text{CO}_3^{=}$ y HCO_3^- se precipitan a temperaturas elevadas como en calderas o durante el proceso de ablandamiento.

Las reacciones son:



La cantidad de dureza que no se puede remover con la acción del calor es la denominada "dureza no carbonatada" o permanente. (9)

c).- Dureza aparente.

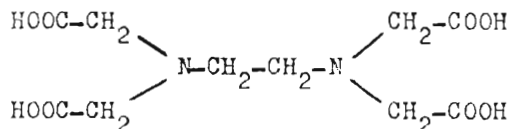
Las aguas saladas contienen grandes cantidades de sodio y presentan una acción con el jabón similar a la de la dureza, por acción del efecto del ión común. Por esta causa este fenómeno es denominado "dureza aparente".

DETERMINACIONES.

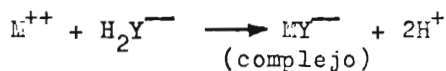
La determinación de la dureza total ($\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$) se efectuó titulando con solución de la sal disódica del ácido etilendiamino tetraacético, EDTA, empleando como indicador Negro de Eriocromo T, y para el calcio se usó el indicador Murexida,

Fundamento.-

El ácido etilendiamino tetraacético, EDTA, es uno de los compuestos más importantes del grupo denominado quelones o complexonas (2) su fórmula desarrollada es la siguiente:



Tanto el EDTA como sus sales sódicas son compuestos que lantes que forman iones complejos muy estables con Ca^{++} y Mg^{++} , y otros iones que causan dureza. (9)



Correspondiendo M^{++} al catión metálico y H_2Y^{--} a la sal disódica del EDTA.

La aplicación del EDTA en este tipo de determinaciones depende de la presencia de un indicador, Negro de Eriocromo-T para la dureza total y Murexida para el calcio. El complejo metal indicador que se forma con los cationes de la muestra de agua debe ser estable, pero menos que el complejo metal EDTA, con objeto que pueda apreciarse un cambio de color nítido. (2)



Cuando se añade una pequeña cantidad de Negro de Eriocromo-T, de color azul, a un agua dura, con pH de 10 — aproximadamente, se combina con unos cuantos iones de Ca^{++} y Mg^{++} para formar un complejo débil de color rojo vino. (9)



Durante la titulación con EDTA, todos los iones de dureza que están libres forman un complejo y finalmente el EDTA deshace el color rojo vino porque puede formar otro complejo más estable con los iones; ésto libera al colorante que toma su color normal, azul. (9)



A).- DUREZA TOTAL

MATERIAL:

Matraces Erlenmeyer, bureta y pipetas.

REACTIVOS:

EDTA 0.01 M

Solución Buffer pH 10

Negro de Eriocromo-T, en mezcla sólida con NaCl, al 0.5%.

PROCEDIMIENTO:

Se colocaron en matraces Erlenmeyer 50 ml de muestra y en el caso de muestras con indicios de concentraciones altas, se tomaron alícuotas de 1, 2, 5, 10 o 25 ml, llevándolas a un volumen de 50 ml con agua destilada. Se les añadió 1 ml de solución Buffer pH 10 y una pequeña porción del indicador Negro de Eriocromo-T, titulando con el EDTA valorado, apreciándose el cambio de rojo vino a azul.

CALCULOS:

Se reporta en términos de $CaCO_3$, en ppm o mg/l.

$$mg/l = \frac{M \times mmol CaCO_3 \times ml EDTA \times 1000 mg \times 1000 ml}{ml \text{ de muestra}}$$

Simplificando:

$$mg/l = \frac{ml EDTA \times f}{ml \text{ de muestra}}$$

Siendo $f = 1000$

B).- CALCIO

MATERIAL:

Matraces Erlenmeyer, bureta y pipetas.

REACTIVOS:

EDTA 0.01 M

Solución de NaOH 2 N

Murexida, en mezcla sólida con NaCl, al 0.5%.

PROCEDIMIENTO:

Se miden los mismos volúmenes que en la determinación anterior, se les agrega 1 ml de la solución de NaOH para alcalinizar las muestras a un pH de aproximadamente 10 y se titula con el EDTA utilizando Murexida como indicador, hasta cambio de color rosa a morado.

CALCULOS:

Se reporta en ppm, o mg/l de calcio.

$$\text{mg/l} = \frac{M \times \text{mmol Ca} \times \text{ml EDTA} \times 1000 \text{ mg} \times 1000 \text{ ml}}{\text{ml de muestra}}$$

Simplificando:

$$\text{mg/l} = \frac{\text{ml EDTA} \times f}{\text{ml de muestra}}$$

Siendo $f = 400$

C).- MAGNESIO

Para la determinación del magnesio sólo se emplean los volúmenes de EDTA gastados en la titulación de la dureza total y del calcio.

CALCULOS:

Se reporta en ppm, o mg/l de magnesio.

$$\text{mg/l} = \frac{(A - B) \times \text{mmol Mg} \times M \times 1000 \text{ mg} \times 1000 \text{ ml}}{\text{ml de muestra}}$$

Simplificando:

$$\text{mg/l} = \frac{(A - B) \times f}{\text{ml de muestra}}$$

Siendo:

$$f = 243$$

A = ml de EDTA empleados en la titulación de la dureza--
total.

B = ml de EDTA empleados en la titulación del calcio.

CLORUROS

Los cloruros son aniones que están presentes en el agua en diversas concentraciones, generalmente se incrementan con el contenido mineral. El aumento de cloruros se lleva a cabo de dife--rentes modos; debido a su poder solvente el agua disuelve a los cloruros de los suelos y de las formaciones subterráneas. En proporciones razonables los cloruros no son dañinos a la salud, en concentraciones superiores a 250 mg/l dan sabor salino al agua,--siendo desagradable para el consumo humano.

Para su valoración se siguió el método de Mohr:

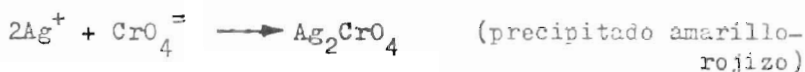
Fundamento.-

En una solución neutra o ligeramente alcalina se puede emplear cromato de potasio para indicar el vire en la valoración de cloruros con nitrato de plata. Se precipita cuantitativamente el cloruro de plata antes que -- se forme el cromato de plata rojo.



Cuando la concentración de iones cloruros tiende a agotarse, el exceso de iones plata empieza a combinarse -- con el ión cromato indicador, hasta el punto en que es sobrepasado el valor de su producto de solubilidad, --

formándose así el precipitado amarillo rojizo.



MATERIAL:

Matraces Erlenmeyer, bureta y pipetas.

REACTIVOS:

K_2CrO_4 al 5%

AgNO_3 0.0141 N

NaCl , equivalente a 200 ppm de Na.

PROCEDIMIENTO:

Se colocaron en matraces Erlenmeyer 25 ml de muestra y en el caso de muestras con indicios de concentraciones altas se tomaron alícuotas de 1, 5 o 10 ml, diluyéndolas a 25 ml con agua destilada. Se les agregó 1 ml de K_2CrO_4 y se titularon con la solución valorada de AgNO_3 hasta coloración amarilla rojiza. También se llevó un testigo con agua destilada siguiendo los mismos pasos.

La solución de NaCl de 200 ppm de Na, fué empleada en la valoración del AgNO_3 .

CALCULOS:

Se reportan en ppm o mg/l mediante la fórmula siguiente:

$$\text{mg/l} = \frac{(A - B) \times N \times 35450}{\text{ml de muestra}}$$

Siendo:

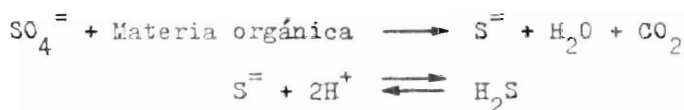
A = ml de AgNO_3 empleados para la muestra.

B = ml de AgNO_3 empleados para el testigo.

N = Normalidad del AgNO_3

SULFATOS

Uno de los aniones más importantes que se encuentran presentes en las aguas naturales es el ión sulfato. Los sulfatos sirven como una fuente de oxígeno para las oxidaciones bioquímicas ocasionadas por bacterias anaerobias, en estas condiciones el ión sulfato es reducido a ión sulfuro, el cual establece un equilibrio con el hidrógeno, formando el sulfuro de hidrógeno, que tiene un olor desagradable.



Esto causa serios problemas de olor y corrosión en tuberías que llevan aguas residuales, la corrosión es causada por el ácido sulfúrico que se forma por la acción oxidante de bacterias aerobias.

Los sulfatos se determinaron por el método turbidimétrico, precipitándolos con cloruro de bario y utilizando solución acondicionadora de alcohol glicerina.

Fundamento.-

Las determinaciones turbidimétricas son las que se realizan mediante la medición de la disminución del poder radiante de un haz luminoso al pasar a través de una suspensión dispersora de la luz.

La medida de la luz transmitida se efectúa a una longitud de onda determinada, en este caso es de 435 mμ.

La duplicación precisa de las condiciones de precipitación es esencial; tanto en estándares como en muestras debe llevarse un control minucioso de temperatura, cantidades y concentraciones de muestras y reactivos, proporción de agitación y período de mezcla. Generalmente se agrega un estabilizador para proteger al coloide, es

decir para evitar la coagulación más allá de un cierto tamaño.

MATERIAL Y EQUIPO:

Espectrofotómetro modelo Coleman Junior II.

Cronómetro.

Matraces Erlenmeyer, pipetas volumétricas y probetas.

REACTIVOS:

HCl concentrado, densidad 1.19 g/ml.

Mezcla alcohol glicerina 2:1.

BaCl₂ sólido anhidro ACS en cristales.

Solución estándar de Na₂SO₄ de 200 ppm de sulfatos

Soluciones estándares de sulfatos de 20, 30 y 40 ppm.

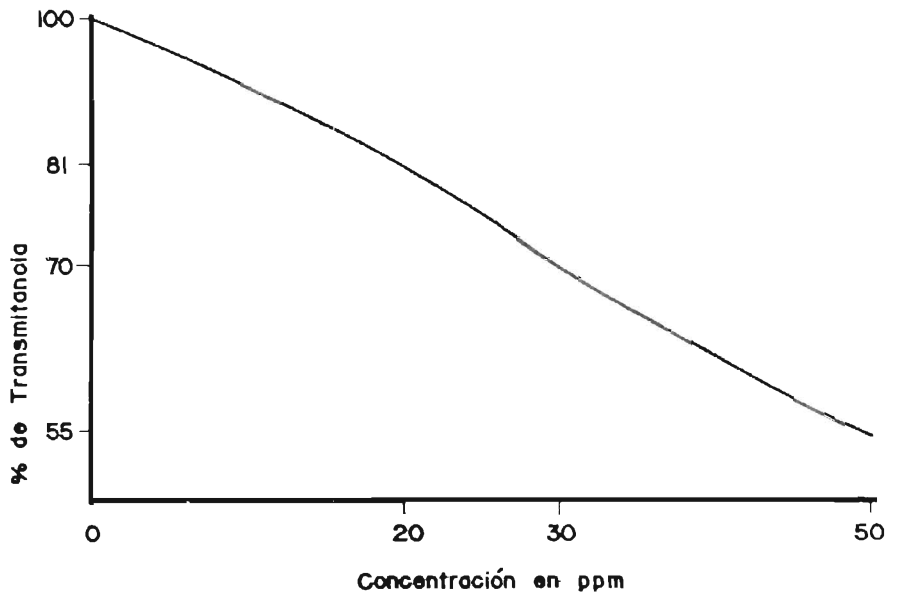
PROCEDIMIENTO:

- 1o.- Las muestras se diluyeron convenientemente. Efectuadas las diluciones se tomaron 20 ml de cada una en matraces Erlenmeyer agregándoles: 1 ml de HCl concentrado, 4 ml de solución acondicionadora alcohol glicerina y una porción aproximadamente de 50 a 100 mg de BaCl₂.
- 2o.- Inmediatamente después de lo anterior, se agitaron de una en una durante un minuto, contándolo con cronómetro.
- 3o.- Las lecturas se efectuaron en el aparato transcurridos 19 minutos después del primer minuto de agitación.
- 4o.- Se elaboró previamente una curva de calibración con las soluciones estándares de sulfatos.
- 5o.- La concentración se obtuvo por comparación con la curva patrón de soluciones estándares.

CALCULOS:

ppm = Lectura de la gráfica en ppm x fd.

fd = factor de dilución.



GRAFICA No.5 DETERMINACION DE SULFATOS

PREPARACION DE LA GRAFICA PARA LA DETERMINACION DE SULFATOS

ml de solución de- BaCl ₂ equivalentes a 200 ppm de SO ₄ ⁼ .	Concentración obtenida al diluir a 100 ml.	Lecturas del % de transmitancia.
0	0	100
10	20	81
15	30	70
25	50	55

ALCALINIDAD

La principal forma de alcalinidad en un agua natural es debida a los bicarbonatos que se forman por la acción del CO₂ sobre los materiales básicos que se encuentran en el suelo. También los hidróxidos y los carbonatos contribuyen a la alcalinidad total del agua, pero no de manera preponderante, ya que rara vez se encuentran en este tipo de aguas.

Para su determinación se siguió el método volumétrico por titulación con ácido clorhídrico valorado, empleando como indicador anaranjado de metilo.

MATERIAL:

Matraces Erlenmeyer, bureta y pipetas.

REACTIVOS:

HCl 0.05 N

Anaranjado de metilo al 0.1%.

PROCEDIMIENTO:

Se tomaron 25 ml de muestra en matraces Erlenmeyer, se les agregó una gota del indicador anaranjado de metilo y se procedió a titular con el HCl valorado, hasta coloración naranja.

CALCULOS:

Se reporta como alcalinidad total en ppm o mg/l, mediante la-

fórmula siguiente:

$$\text{CaCO}_3 = \frac{B \times N \times 50000}{\text{ml de muestra}}$$

Siendo:

B = ml totales de ácido valorado empleados para la obtención del vire.

N = Normalidad del ácido.

Simplificando se reduce a:

$$\text{mg/l} = B \times f$$

Donde f = 100

pH

El pH en el campo de abastecimiento de agua es un factor -- que debe ser considerado en la coagulación química, desinfección, ablandamiento del agua y control de la corrosión. En el tratamiento de aguas residuales y desechos industriales en el que se emplean procesos biológicos, el pH debe ser controlado dentro de un ámbito favorable a los microorganismos. Tanto un pH elevado -- como bajo puede ser perjudicial, ocasionando la muerte de los peces y la esterilidad general en corrientes naturales. Los residuos de bajo pH son corrosivos para las estructuras de acero y -- concreto en los sistemas de vías acuáticas o de alcantarillado. -- Por estas razones y debido a las relaciones fundamentales que -- existen entre pH, acidez y alcalinidad es importante conocer los aspectos teóricos y prácticos del pH. (9)

El pH es la concentración de iones hidrógeno expresado por el logaritmo común del recíproco de la concentración de dichos -- iones, expresión que a su vez recibe la forma simplificada de pH.

$$\text{pH} = -\log (\text{H}^+) = \log \frac{1}{(\text{H}^+)}$$

El símbolo pH representa el "potencial de iones hidrógeno" o "exponente de hidrógeno", y ha sido adoptado universalmente -- por la comodidad que presenta para expresar la concentración de iones hidrógeno o más precisamente, de la actividad del ión hidrógeno, en moles por litro. La escala práctica del pH comprende del 0, muy ácido, al 14, muy alcalino, con el valor medio de 7 - que corresponde a la neutralidad exacta a 25^oC.

MATERIAL Y EQUIPO:

Potenciómetro Beckman modelo H2.

Termómetro con rango de -20^oC a 100^oC.

Vasos de precipitado.

REACTIVOS:

Solución Buffer pH 7.

PROCEDIMIENTO:

1o.- Se calibró el aparato con la solución Buffer de pH 7, -- tomándole inicialmente la temperatura para hacer el ajuste correspondiente.

2o.- Los electrodos se sumergen en cada muestra, haciendo la- lectura del pH directamente en el aparato.

R E S U L T A D O S

T A B L A No. 2

RESULTADOS DE LOS ANALISIS DE LABORATORIO EN LAS MUESTRAS.

No. de Laboratorio.	Cond. umbos 25 C.	pH	Na	K	Ca	Mg	Cl ⁻	SO ₄ ⁻	Alcali-	Dureza
									nidad.	en CaCO ₃
M I L L I G R A M O S P O R L I T R O										
1	1490	8.3	195	9	76	27	167	350	145	300
2	750	8.5	68	14	46	28	61	84	275	230
3	1200	8.6	146	25	38	47	74	112	220	290
4	3200	8.5	260	44	230	164	490	450	220	1250
5	1650	8.0	170	32	68	63	194	160	250	430
6	2500	8.6	290	38	60	85	357	250	420	500
7	790	8.8	114	13	22	28	52	43	290	170
8	3200	8.2	165	15	350	200	255	1050	550	1700
9	1290	8.4	44	13	112	68	120	120	210	560
10	1530	8.0	48	12	122	21	162	140	225	680
11	1800	8.4	70	49	192	72	175	160	270	775
12	620	8.7	28	8	56	39	28	64	225	300
13	1500	8.6	66	15	120	76	130	150	295	615
14	1850	8.4	60	14	132	108	197	140	190	775
15	1100	8.4	40	14	98	56	89	55	230	475
16	820	8.7	44	15	42	42	85	52	225	280
17	840	8.9	42	15	56	45	84	60	235	325
18	700	8.5	56	16	44	17	34	30	240	180
19	2200	8.3	295	53	100	36	292	180	450	400
20	1500	8.5	220	73	48	41	90	102	630	290
21	405	8.1	18	15	48	6	23	26	125	145
22	610	8.7	29	20	36	22	52	32	210	180
23	1460	8.1	54	11	140	55	120	104	100	575
24	390	8.4	28	6	28	17	5	10	180	140
25	900	8.6	53	10	84	36	37	50	320	360
26	900	8.4	55	10	68	35	38	46	310	315
27	480	8.6	23	12	48	18	30	19	175	125
28	430	8.5	26	15	46	13	28	26	170	170
29	1320	8.4	195	18	82	7	58	220	310	235
30	900	8.3	140	13	48	4	47	160	160	135
31	920	8.5	134	14	50	6	48	115	125	150
32	620	8.1	49	18	52	7	22	16	170	160
33	150	8.9	17	9	17	2	6	3	95	52
34	450	8.6	42	10	54	11	7	15	250	180
35	450	8.5	19	5	64	10	17	19	205	200
36	8000	8.2	1825	94	100	121	1724	1150	580	750
37	325	8.4	10	20	36	10	3	4	165	130
38	1500	8.3	240	32	40	28	115	130	430	215
39	350	7.6	31	10	30	3	38	24	80	88
40	1000	8.3	178	21	22	15	51	154	285	115
41	4300	7.9	285	130	520	267	190	2300	320	2400
42	840	8.1	87	16	64	24	34	06	275	260
43	800	8.4	71	16	66	23	34	76	260	260
44	1240	8.2	120	37	52	53	44	28	425	350
45	700	7.9	62	15	62	19	24	70	355	235
46	1000	8.7	122	14	28	16	32	20	325	135
47	1900	8.3	320	30	44	46	75	38	260	300
48	860	8.2	108	12	24	10	26	62	320	100
49	1900	8.8	450	24	10	4	100	125	650	40
50	500	8.3	42	25	36	13	17	20	165	145
51	600	8.1	39	12	48	25	21	70	215	225
52	1330	7.8	138	22	96	30	167	160	135	265
53	420	8.4	29	12	44	10	11	27	170	150
54	1300	8.0	108	22	110	40	200	284	170	440
55	1200	8.2	144	23	78	23	64	150	265	290

T A B L A No. 3

CORRELACION ENTRE EL CONTENIDO DE IONES DETERMINADO ANALITICAMENTE Y
EL CALCULADO A PARTIR DE LOS METODOS DE VILLALOBOS

No. Lab	Cond µmhos 25°C	Cond µmhos 25°C dil.1/10	C A T I O N E S			A N I O N E S			C A T I O N E S + A N I O N E S		
			P.P.M.			P.P.M.			P.P.M.		
			Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error
1	1490		307	343	12	694	894	29	1001	1237	23.5
2	750		156	172	10	480	450	6 (-)	636	622	2 (-)
3	1200		256	276	8	454	720	58	710	996	40
4	3200	370	698	740	6	1208	2060	72	1906	2020	48
5	1650	150	333	300	10 (-)	659	1072	63	992	1372	38
6	2500	250	473	500	6	1119	1625	45	1592	2125	33
7	790		177	182	3	449	474	5.5	626	656	5
8	3200	375	730	750	3	1976	2060	5	2706	2830	4.5
9	1290		237	297	25	496	774	56	733	1071	46
10	1530	150	273	300	10	576	994	72.5	849	1294	52
11	1800	180	383	360	6 (-)	664	1170	76	1047	1530	46.1
12	620		131	143	9	366	372	2	497	515	4
13	1500		277	345	24	640	900	41	917	1245	36
14	1850	140	314	200	11 (-)	569	1202	111	883	1482	68
15	1100		208	253	22	425	660	55	633	913	44
16	820		143	189	32	411	492	20	554	681	23
17	840		158	193	22	431	504	17	589	697	18
18	700		133	161	21	365	420	15	498	581	17
19	2200	225	484	450	7 (-)	1021	1430	40	1505	1880	25
20	1500		382	345	9 (-)	961	900	6 (-)	1343	1245	7 (-)
21	405		87	93	7	201	243	21	288	336	17
22	610		107	140	31	340	366	8	447	506	13
23	1460		260	336	30	346	876	153	606	1212	100
24	390		79	90	14	235	234	0.4 (-)	314	324	3.2
25	900		183	207	13	477	540	13	660	747	13
26	900		168	207	23	462	540	17	630	747	18.5
27	480		101	110	9	262	288	10	363	398	10
28	430		100	99	1 (-)	261	258	1 (-)	361	357	1 (-)
29	1320		302	304	0.66	656	792	21	958	1096	14
30	900		205	207	0.97	402	540	34	607	747	23

CONTINUACION DE LA TABLA No. 3

No. Lab	Cond Amhos 25°C	Cond Amhos 25°C dil. 1/10	C A T I O N E S P.P.M.			A N I O N E S P.P.M.			C A T I O N E S + A N I O N E S P.P.M.		
			Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error
31	920		204	212	4	401	552	38	605	764	26
32	620		126	143	13	245	372	52	371	515	39
33	150		45	34	24 (-)	125	90	28 (-)	170	124	27 (-)
34	450		117	103	12 (-)	327	270	17 (-)	444	373	16 (-)
35	450		98	103	5	286	270	5.5 (-)	384	373	3 (-)
36	8000	1030	2140	2060	4 (-)	3582	5200	45	5722	7260	27
37	325		76	75	1 (-)	208	195	6 (-)	284	270	5 (-)
38	1500		340	345	1	770	900	17	1110	1245	12
39	350		74	80	8	160	210	31	234	290	24
40	1000		236	230	2.5 (-)	553	600	8	789	830	5
41	4300	630	1202	1260	5	2880	2795	3 (-)	4082	4055	0.66(-)
42	840		191	193	1	455	504	11	646	697	8
43	800		176	184	4.5	427	480	12	603	664	10
44	1240		262	285	9	673	744	10.5	935	1029	10
45	700		158	161	2	405	420	4	563	581	3
46	1000		250	230	8 (-)	526	600	14	776	830	7
47	1900	190	510	380	25 (-)	1284	1235	4 (-)	1794	1615	10 (-)
48	860		214	198	7 (-)	478	516	8	692	714	3
49	1900	200	488	400	18 (-)	1048	1235	18	1536	1635	6
50	500		116	115	0.86(-)	246	300	22	362	415	15
51	600		124	138	11	353	360	2	477	498	4
52	1330		286	306	7	492	798	62	778	1104	42
53	420		95	97	2	245	252	3	340	349	3
54	1300		280	299	7	691	780	13	971	1079	11
55	1200		268	276	3	537	720	34	805	996	24

NOTAS:

El porcentaje de error negativo se indica con el signo correspondiente.

Para efectuar la suma de aniones, se expresa la alcalinidad como HCO_3^- .

T A B L A No. 4

CORRELACION ENTRE EL CONTENIDO DE IONES DETERMINADO ANALITICAMENTE Y
EL CALCULADO A PARTIR DE LOS METODOS DE DIAZ DE LEON

No. Lab	Cond ambios 25°C	C A T I O N E S			A N I O N E S			C A T I O N E S + A N I O N E S		
		P.P.M.			P.P.M.			P.P.M.		
		Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error
1	1490	307	345	12	662	767	16	969	1112	15
2	750	156	165	6	420	390	7 (-)	576	555	4 (-)
3	1200	256	280	9	406	640	58	662	926	39
4	3200	698	815	17	1160	1745	50	1858	2560	38
5	1650	333	385	16	604	832	38	937	1217	30
6	2500	473	635	34	1027	1182	15	1500	1817	21
7	790	177	170	4 (-)	385	442	15	562	612	9
8	3200	730	815	12	1855	1825	2 (-)	2585	2640	2
9	1290	237	305	29	450	592	31.5	687	897	30.5
10	1530	273	360	32	527	682	29	800	1042	30
11	1800	383	430	12	605	957	58	988	1387	40
12	620	131	130	0.76(-)	317	327	3	448	457	2
13	1500	277	350	26	575	692	20	852	1042	22
14	1850	314	440	40	527	785	49	841	1225	46
15	1100	208	255	22.5	374	520	39	582	775	33
16	820	143	175	22	362	357	1 (-)	505	532	5
17	840	158	180	14	379	395	4	537	575	7
18	700	133	150	13	312	332	6	445	482	8
19	2200	484	550	14	922	1210	31	1406	1760	25
20	1500	382	350	8 (-)	822	955	16	1204	1305	8
21	405	87	90	3	174	217	25	261	307	18
22	610	107	130	21	294	267	9 (-)	401	397	0.99(-)
23	1460	260	340	30	324	650	101	584	990	69.5
24	390	79	80	1	195	197	1	274	277	1
25	900	183	200	9	407	457	12	590	657	11
26	900	168	200	19	394	420	6.5	562	620	10
27	480	101	105	4	224	252	12.5	325	357	10
28	430	100	90	10 (-)	224	250	12	324	340	5
29	1320	302	305	0.99	588	755	28	890	1060	19
30	900	205	200	2 (-)	367	512	39.5	572	712	24

CONTINUACION DE LA TABLA No. 4

No. Lab	Cond µmhos 25°C	C A T I O N E S			A N I O N E S			C A T I O N E S + A N I O N E S		
		P.P.M.			P.P.M.			P.P.M.		
		Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error	Determinado	Calculado	%error
31	920	204	210	3	358	510	42	562	720	28
32	620	126	130	3	208	315	51	334	445	33
33	150	45	35	22 (-)	104	112	8	149	147	1 (-)
34	450	117	100	14.5 (-)	272	292	7	389	392	0.77
35	450	98	100	2	241	245	2	339	345	2
36	8000	2140	-°-	-°-	3454	5350	55	5594	-°-	-°-
37	325	76	70	8 (-)	172	190	10	248	260	5
38	1500	340	350	3	675	850	26	1015	1200	18
39	350	74	75	1	142	185	30	216	260	20
40	1000	236	230	2.5 (-)	490	590	20	726	820	13
41	4300	1202	1085	10 (-)	2810	3005	7	4012	4090	2
42	840	191	185	3 (-)	395	477	21	586	662	13
43	800	176	175	0.56(-)	370	440	19	546	615	13
44	1240	262	290	11	577	655	13.5	839	945	13
45	700	158	150	5 (-)	349	395	13	507	545	7
46	1000	250	230	8 (-)	455	625	37	705	855	21
47	1900	510	460	10 (-)	1073	1275	19	1583	1735	10
48	860	214	190	11 (-)	408	535	31	622	725	16.5
49	1900	488	460	6 (-)	905	1220	35	1393	1680	21
50	500	116	110	5 (-)	210	290	38	326	400	23
51	600	124	130	5	306	310	1	430	440	2
52	1330	286	310	8	462	715	55	748	1025	37
53	420	95	90	5 (-)	208	237	14	303	327	8
54	1300	280	305	9	654	700	7	934	1005	8
55	1200	268	280	4	479	670	40	747	950	27

NOTAS:

El porcentaje de error negativo se indica con el signo correspondiente.

Los resultados de la muestra No. 36 no fué posible obtenerlos, pues su conductividad está fuera de los límites de la gráfica.

Para efectuar la suma de aniones, se expresa la alcalinidad como CaCO_3 .

T A B L A No. 5

CORRELACION ENTRE EL CONTENIDO DE IONES DETERMINADO ANALITICAMENTE Y
EL CALCULADO A PARTIR DEL METODO DEL LABORATORIO DE SALINIDAD

No. Lab	Cond µmhos 25°C	CONCENTRACION TOTAL DE SALOS SOLUBLES P.P.M.		
		Determinado	Calculado	% error
1	1490	969	955	1 (-)
2	750	576	480	16 (-)
3	1200	662	770	16
4	3200	1858	2100	13
5	1650	937	1050	12
6	2500	1500	1620	8
7	790	562	510	9 (-)
8	3200	2585	2100	19 (-)
9	1290	687	830	21
10	1530	800	980	22
11	1800	988	1170	18
12	620	448	400	11 (-)
13	1500	852	960	12
14	1850	841	1200	42
15	1100	582	710	22
16	820	505	520	3
17	840	537	540	0.5
18	700	445	450	1
19	2200	1406	1450	3
20	1500	1204	960	20 (-)
21	405	261	255	2 (-)
22	640	401	390	3 (-)
23	1460	584	870	49
24	390	274	250	9 (-)
25	900	590	580	2 (-)
26	900	562	580	3
27	480	325	320	1.5 (-)
28	430	324	270	17 (-)
29	1320	890	1210	36
30	900	572	570	0.34(-)

CONTINUACION DE LA TABLA No. 5

No. Lab	Cond µmhos 25°C	CONCENTRACION TOTAL DE SALES SOLUBLES P.P.M.		
		Determinado	Calculado	% error
31	920	562	580	3
32	620	334	400	20
33	150	149	92	38 (-)
34	450	389	290	25 (-)
35	450	339	290	14 (-)
36	8000	5594	-°-	-°-
37	325	248	205	17 (-)
38	1500	1015	960	5 (-)
39	350	216	220	2
40	1000	726	640	12 (-)
41	4300	4012	2800	30 (-)
42	840	586	540	8 (-)
43	800	546	520	5 (-)
44	1240	839	800	5 (-)
45	700	507	450	11 (-)
46	1000	705	640	9 (-)
47	1900	1583	1240	22 (-)
48	860	622	540	13 (-)
49	1900	1393	1240	11 (-)
50	500	326	320	2 (-)
51	600	430	380	12 (-)
52	1330	748	850	14
53	420	303	265	12.5(-)
54	1300	934	840	10 (-)
55	1200	747	770	3

NOTAS:

El porcentaje de error negativo se indica con el signo correspondiente.

El resultado de la muestra No. 36 no fué posible obtenerlo, pues su conductividad está fuera de los límites de la gráfica.

Por razones de comodidad en las siguientes tablas se designan con siglas los métodos, a saber:

Villalobos:

A Método para cationes
A' " " aniones
A + A' Suma de cationes y aniones.

Díaz de León:

B Método para cationes
B' " " aniones
B + B' Suma de cationes y aniones.

Laboratorio de Salinidad:

C Método para cationes y aniones.

T A B L A N^o 6

RANGOS DEL % DE ERROR PARA CATIONES

Rango del % de error	CANTIDAD DE MUESTRAS	
	Métodos	
	A	B
0 a \pm 1	7	5
> \pm 1 a \pm 10	29	27
> \pm 10 a \pm 20	8	12
> \pm 20 a \pm 30	9	7
> \pm 30	<u>2</u>	<u>3</u>
	55	54.†

† El resultado para la muestra No. 36 no fué posible obtenerlo por el método B, pues su conductividad está fuera del límite de la gráfica.

T A B L A N^o 7

RANGOS DEL % DE ERROR PARA ANIONES

Rango del % de error	CANTIDAD DE MUESTRAS	
	Métodos	
	A'	B'
0 a \pm 1	2	3
> \pm 1 a \pm 10	16	13
> \pm 10 a \pm 20	13	14
> \pm 20 a \pm 30	5	6
> \pm 30	<u>19</u>	<u>19</u>
	55	55

T A B L A N^o 8

RANGOS DEL % DE ERROR PARA CATIONES + ANIONES

Rango del % de error	CANTIDAD DE MUESTRAS		
	A+A'	B+B'	C
0 a <u>±</u> 1	2	4	4
> <u>±</u> 1 a <u>±</u> 10	20	19	20
> <u>±</u> 10 a <u>±</u> 20	11	11	20
> <u>±</u> 20 a <u>±</u> 30	9	11	6
> <u>±</u> 30	<u>13</u>	<u>9</u>	<u>4</u>
	55	54*	54*

* El resultado para la muestra No. 36 no fué posible obtenerlo por B+B' y C, pues su -- conductividad está fuera de los límites de las gráficas correspondientes.

DISCUSION DE RESULTADOS

Como la composición química de las aguas naturales es muy variable, ésto implica que los métodos en estudio nos presenten resultados algunas veces acordes con las determinaciones analíticas y otras se alejen de las mismas.

Es preciso mencionar que debido a circunstancias especiales el análisis químico de las muestras no pudo realizarse inmediatamente, especialmente el de las 22 primeras.

Si se considera un error hasta del $\pm 20\%$ como aceptable para los resultados, tomando en cuenta que los métodos proporcionan datos sólo aproximados, observamos lo siguiente:

Para los cationes:
(tabla No. 6)

Según el método A	44 muestras (80 %)	quedan dentro del límite.
" " " B	44 muestras (81.4%)	quedan dentro del límite.

Para los aniones:
(tabla No. 7)

Según el método A'	31 muestras (56.3%)	quedan dentro del límite.
" " " B'	30 muestras (54.5%)	quedan dentro del límite.

Para cationes + aniones:
(tabla No. 8)

Según A + A'	33 muestras (60 %)	quedan dentro del límite.
" B + B'	34 muestras (62.9%)	quedan dentro del límite.
" el método C	44 muestras (81.4%)	quedan dentro del límite.

La muestra No. 23 presentó un elevado porcentaje de error - en cuanto al cálculo de aniones por los métodos A' y B' (tablas- Nos 3 y 4).

Por el método A' la muestra No. 14 presentó un porcentaje de error mayor del 100% para los aniones. Se aprecia en la tabla -- No 4, que de acuerdo con lo calculado por el método B' el porcen- taje de error para esta muestra es también elevado.

El porcentaje más alto de error según lo calculado por el - método C, corresponde a las muestras mencionadas (tabla No 5).

Probablemente el elevado porcentaje de error de las muestras Nos. 14 y 23 tenga alguna relación con su composición química -- que es semejante entre sí y diferente de las 53 restantes. De -- acuerdo con el análisis químico de las mismas, ambas son aguas - cálcicas, la concentración de cloruros es mayor que la de los -- sulfatos y ésta mayor que la alcalinidad.

CONCLUSIONES

- 1).- Los métodos son sencillos y de rápida ejecución, sin embargo el del Laboratorio de Salinidad presenta el inconveniente de no separar al contenido de cationes del de aniones, - por lo tanto nos ofrece menos información. Empero resultó - que un mayor porcentaje de muestras quedan dentro del límite aceptable en la correlación de cationes + aniones. Por - lo tanto y en base a lo anterior, cuando solamente interese conocer la concentración total de iones, este método resultará más apropiado que los otros.
- 2).- Respecto a los métodos de Villalobos y Díaz de León, nos -- dan oportunidad de conocer por una parte el contenido de ca -- tiones y por otra el de los aniones, incluso por medio de - las ecuaciones hidrogeoquímicas de Villalobos del capítulo - III se puede calcular el contenido de $\text{Na}^+ + \text{K}^+$, $\text{Ca}^{++} + \text{Mg}^{++}$, $\text{Cl}^- + \text{SO}_4^{=}$, o bicarbonatos. En el caso de los cationes los -- resultados son más cercanos a las determinaciones analíti-- cas, no así para los aniones, tal como señalan los autores.
- 3).- Cuando se requiere conocer el contenido de cationes, los mé -- todos respectivos resultan con similar grado de aproxima--- ción. Ambos son sencillos y rápidos, pueden considerarse -- aceptables.
- 4).- Para muestras con conductividades mayores de 1500 micromhos -- los resultados son más cercanos --a los determinados analíti -- camente-- por el método de Villalobos para cationes y su - - aplicación no se ve limitada como ocurre al usar la gráfica.
- 5).- En cuanto a los aniones los resultados que presentan ambos -- métodos presentan desviaciones de consideración, su aplica -- ción puede resultar aceptable, con reservas.

- 6).- Pudo comprobarse que el hecho de no analizar las muestras -- inmediatamente afecta la exactitud de los resultados en forma apreciable.
- 7).- En términos generales se advierte que efectivamente, como se señalan sus autores, las aguas con conductividades menores de 1500 micromhos presentan resultados más satisfactorios.

BIBLIOGRAFIA

- 1.- APHA, AWWA, WPCF.- Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater, 11a Ed, 1960, 626 p.
- 2.- AYRES, GILBERT H.- Análisis Químico Cuantitativo, 1a Ed, - México, Continental, S.A., 1970, 740 p.
- 3.- BABOR, JOSEPH A.- Química General Moderna, 6a Ed, España,- Manuel Marín y Cía., 1958, 1144 p.
- 4.- BABOR, JOSEPH A.- Química General Moderna, 5a Ed, España,- Manuel Marín y Cía., 1958, 902 p.
- 5.- DIAZ DE LEON, E.- En prensa.
- 6.- NORDMANN, JOSEPH.- Análisis Cualitativo y Química Inorgánica, Trad Ernesto Ureta, 1a Ed, México, Continental, SA, 1960, 548 p.
- 7.- OROZCO, FERNANDO.- Análisis Químico Cuantitativo, 6a Ed, - México, Porrúa, 1970, 468 p.
- 8.- RICHARDS, L.A.- Suelos Salinos y Sódicos, Manual de Agricultura, Trad Nicolás S.D. et al, 3a Ed, México INIA,- 1964, Manual de Agricultura No. 60, 75-78 pp.
- 9.- SECRETARIA DE RECURSOS HIDRAULICOS.- Manual del Curso de - Análisis de Aguas y Aguas de deshecho, 2a Ed, Vol I, - sf, 189 p.
- 10.- STROBEL, HOWARD A.- Instrumentación Química, 1a Ed, México, Limusa Wiley, S.A., 1968, 719 p.
- 11.- VILLALOBOS, C.I.- Ecuaciones Hidrogeoquímicas, Folleto Técnico No. 32, publicado por el Instituto de Geología y Metalurgia, UASIP, 1972.
- 12.- VILLALOBOS, C.I.- Nuevo Método de Clasificación de las --- Aguas Naturales por medio de un Diagrama Triangular -- (Diagrama Triangular Hidroquímico). Contribución No.22, Ediciones del IIZD, 1962; y Geología y Metalurgia III, 23, 1968, UASIP.

Esta Tesis se Imprimió en Junio de 1977 en los
Talleres de Impresos Offsali-G, S. A., con Oficina en
Av. de los Poetas No. 340 (Frente a la Ciudad Univer-
sitaria), Tel. 3-04-22 San Luis Potosí, S. L. P.