Seminario de Investigación

“Estrategias didácticas para promover el aprendizaje significativo de la química, a partir del estudio de materiales naturales”

Realizado por

Micaela Andrea Sanchez

Directora: Dra. Miria Baschini

Co-directora: Mg. Sc. Diana Andrade

Establecimiento: Laboratorio de Aguas y Arcillas

Departamento de Química

Profesorado en Química- Facultad de Ingeniería

Neuquén

Junio 2017

RESUMEN

El presente trabajo aborda estrategias asociadas a promover el aprendizaje significativo de la química, destinadas a establecimientos educativos de nivel medio y universitario de Neuquén capital y zonas aledañas, a partir de intercalar actividades prácticas y teóricas en un amplio abanico de contenidos disciplinares de la química. La propuesta se basa en el estudio de diversos parámetros físico- químicos en muestras de sistemas materiales naturales, algunos de ellos regionales: suelos, fangos y aguas salinas. Las prácticas de laboratorio llevadas a cabo sobre dichos parámetros, se utilizan para la comprensión de contenidos disciplinares, dado que pueden ser estudiados como sistemas materiales pertinentes (calificados) para la enseñanza puesto que la indagación de sus propiedades y características permiten desplegar el aprendizaje de contenidos de química a nivel curricular. A partir de estas actividades se pretende incitar la motivación del alumnado en el área de ciencias naturales, acorde a los contenidos curriculares a trabajar, en la que se incluyen estrategias en la atención a la diversidad áulica.

Palabras claves: suelos, fangos, agua, sistemas materiales naturales, sistemas salinos, cristales, diversidad áulica, aprendizaje significativo.

Agradecimientos

- A mis directoras de tesis, Miria Baschini y Diana Andrade que me acompañaron y ayudaron en este proyecto.
- A mi mamá, Lidia, y hermanos, Jorge, Miriam y María Sol, por ser incondicionales, apoyarme y alentarme siempre.
- A Mauro, mi compañero de vida, quien siempre me acompañó y me dio una palabra de aliento.
- A mi abuela Rosa, mis tíos, Gladys y Elías, primos, por estar siempre presentes.
- A mi prima Débora por ayudarme y acompañarme siempre.
- A mi papá y mi abuelo, que me acompañan desde el cielo.
- A mis compañeras de la facultad, Vanina, Ana, Yazmina, Nadia y Daniela, con quienes compartí hermosos momentos en este camino.
- A mis amigas, Antonella, Guadalupe, Celeste, Marlen, Mariana, y Mariana, que siempre me escucharon y apoyaron.
- A mi compañera de laboratorio Evelyn, con quien compartí este trayecto.
- A todo el equipo de Laboratorio de Aguas y Arcillas, Eugenia, Raúl, Carlos, Andrea y Vanina, quienes siempre estuvieron predispuestos y me ayudaron en cuanto lo necesité.

Índice

INTRODUCCIÓN 6

Sistemas materiales naturales 8

1. Sistemas materiales naturales: Suelos 9

1.2 Métodos de separación de fases 13

Ensayo de sedimentación 15

1.3 Determinacion del porcentaje de Humedad: adsorción de agua 16

1.4 Capacidad de adsorción 19

1.4.1 Métodos espectroscópicos 20

Comparaciones en conjunto adsorción de cristal violeta y agua en suelos 23

1.5 Curvas de enfriamiento 24

1.5.1 Curva de enfriamiento bentonita (CATAE) 26

2. Sistemas materiales naturales: aguas 29

2.1. Ubicación de los sistemas salinos naturales analizados 32

2.2. Composición físico-química en sistemas naturales de aguas 32

2.2.1. Determinación de dureza del agua 32

2.2.2 Determinación de calcio 35

2.2.3 Determinación de cloruros 36

2.2.4. Determinación de sulfatos 38

2.2.5. Determinación de potasio y sodio 40

2.3 Determinación de conductividad 43

2.3.1 Parte experimental 45

2.4 Acidez y basicidad de sistemas natural suelo - agua 49

2.5 Obtención de sales por evaporación 54

2.6 Formación de cristales en muestras de agua 56

2.6.1 Análisis mineralógicos 56

2.6.2 Cristales al microscopio 56

3. Estudio de Termoquímica en aguas naturales 67

3.1. Calorimetría 67

Experiencia 1.1: Determinación de la capacidad calorífica utilizando como calorímetro un vaso de poliestireno 68

Experiencia 1.2: Determinación de la capacidad calorífica utilizando como calorímetro un termo 69

Experiencia 1.3: Determinación de la capacidad calorífica utilizando como calorímetro el vaso de Dewar 69

4. *Secuencias didácticas como estrategias para la enseñanza de la química mediante el estudio de sistemas naturales y uso de material diversificado* 73

5. Experiencias prácticas de las secuencias didácticas 121
6. Conclusiones de las prácticas áulicas..... 124
7. Anexos 126
Bibliografía 131

INTRODUCCIÓN

La crisis por la que atraviesa la educación secundaria, cuya expresión más notoria son los niveles en que se repite de año y el abandono de una enorme franja de jóvenes, da cuenta del sostenimiento de la desigualdad social, de la segmentación y de la desmotivación que se observa en la escuela. Las mismas problemáticas aparecen en el primer año de los niveles de enseñanza universitarios, donde el desfasaje entre el secundario y la universidad es notorio. Conforme a esto, el trabajo apunta a la significación de los contenidos del área química, con el objetivo de promover la participación activa de los estudiantes en prácticas relacionadas con materiales del entorno, con la intención de contribuir a la comprensión y dar utilidad a aquello que se enseña en química.

La idea surge a partir de un trabajo de investigación sobre la inclusión educativa en las escuelas de gestión social de Neuquén capital. Dichas escuelas se caracterizan por la reinserción de adolescentes que han abandonado la secundaria, en la mayoría de los casos por razones socioeconómicas. La realidad educativa referida a la deserción escolar de adolescentes y jóvenes se manifiesta en la capital neuquina, donde en las zonas periféricas se agrava debido a los contextos de vulnerabilidad y pobreza. Las causas del abandono en el nivel medio son múltiples, entre ellas desigualdad socioeconómica que se mancomuna con la desmotivación que transitan los estudiantes en la escuela.

Este trabajo se divide en dos bloques definidos, el correspondiente al estudio y experiencias realizadas en el laboratorio, y el bloque de secuencias didácticas referentes a los temas trabajados. A su vez, el primero se subdivide en, el bloque de suelos, por un lado, y el de aguas, por otro, cada uno con sus respectivas determinaciones. Además, estos últimos mencionados, están interrelacionados por lo que se trabajan como un sistema conectado en ciertas secciones. Al inicio del trabajo y al comenzar cada uno de estos bloques, se presenta una red conceptual con los contenidos a abordar (Fig. 1).

El bloque de secuencias didácticas está conformado por cuatro módulos definidos y con temáticas específicas en cada caso, pero que a su vez, tratan temas relacionados. Será detallado su fundamento en la sección correspondiente.

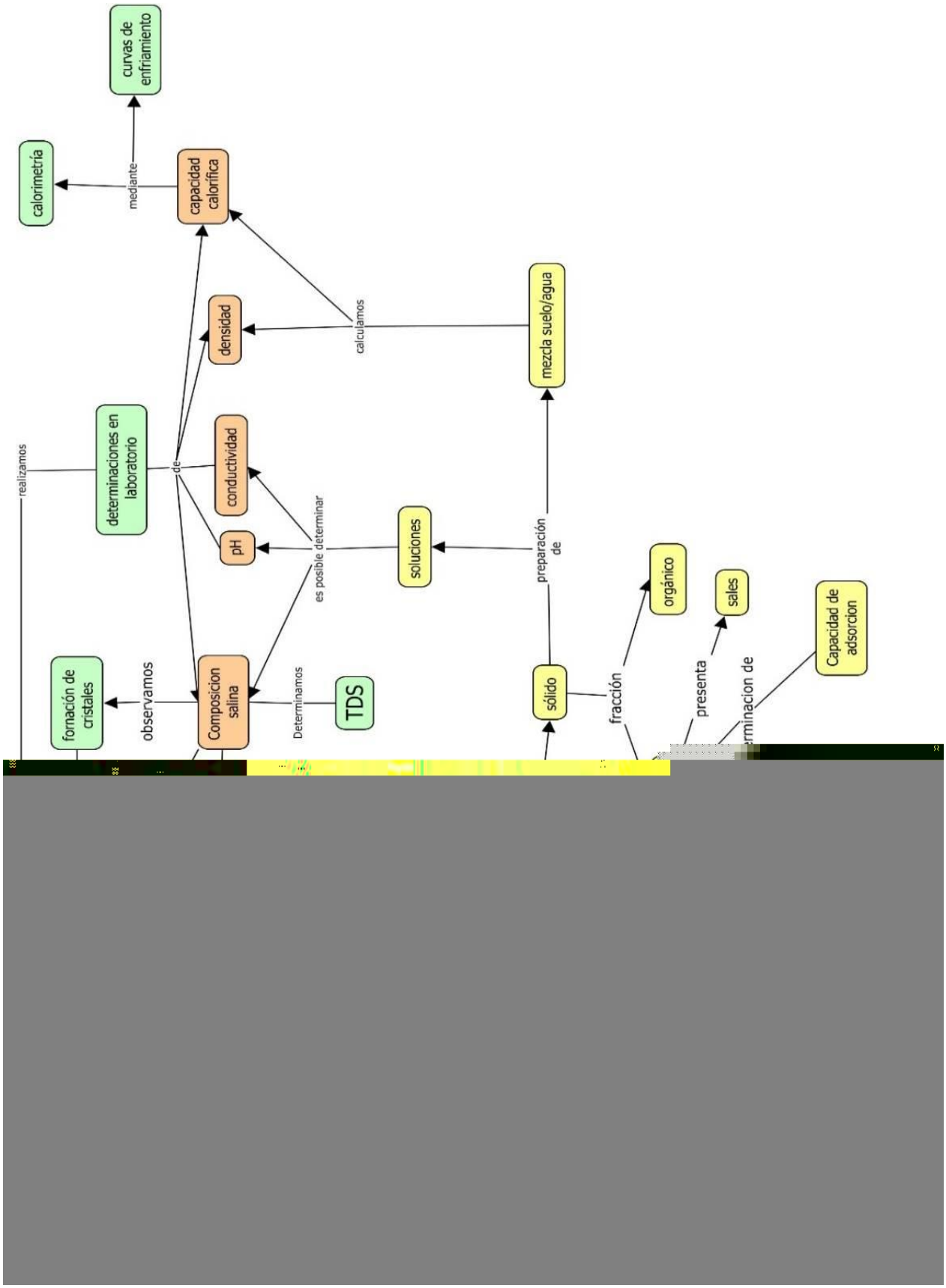


Figura 1. Red conceptual de contenidos

Sistemas materiales naturales

La calidad del recurso natural suelo puede abordarse desde un enfoque interdisciplinario en el que confluyen aspectos agroeconómicos técnicos, económicos, sociales, legales y ambientales. Tiene importantes funciones naturales y presenta amenazas de erosión, contaminación, compactación, salinización y declinación en biodiversidad. Según las normas ISO el suelo se define como la capa superior de la corteza terrestre, compuesta por partículas minerales, sustancias orgánicas, agua, aire y materia viva. Es un recurso natural limitado que puede deteriorarse con un mal manejo, cuyo proceso de formación implica miles o millones de años. Nuestra civilización es dependiente tanto de los metales extraídos del suelo como de los minerales, y las materias primas con las que fabricamos energía (carbón, petróleo, gas natural). La importancia del suelo en los equilibrios ambientales se refiere a su rol en cuanto a la nutrición de las plantas, su utilización como receptor de residuos y su acción como filtro de contaminantes.

El agua en el suelo influye en su génesis y evolución. Muchas otras propiedades como la consistencia y procesos, como la absorción de nutrientes por las plantas, la regulación de la temperatura, los procesos de óxido-reducción, la movilización de sustancias y problemas de erosión también están bajo su influencia. El agua puede tener diversas sales disueltas, compuestos orgánicos e inorgánicos solubles, moléculas provenientes de la degradación de herbicidas y pesticidas y partículas coloidales en suspensión. La cantidad y el estado energético del agua en el suelo influyen en las propiedades del suelo más que ningún otro factor, *(Robinson, 1967).*

Desde esta perspectiva global de hacer énfasis en la importancia de comprender las utilidades como así también reflexionar sobre nuestras acciones ante los sistemas naturales, se realizan estas propuestas didácticas en las que se trabajan los contenidos disciplinares desde un aspecto aplicable y con materiales tangibles para los estudiantes del nivel medio e ingresantes universitarios.

1. *Sistemas materiales naturales: Suelos*

Los suelos son sistemas materiales heterogéneos de origen natural, que están conformados por tres fases definidas, sólida, líquida y gaseosa. La fase sólida la conforman los materiales orgánicos e inorgánicos (materia mineral), la líquida está compuesta por agua, (humedad del suelo), mientras que la gaseosa contiene aire. Los dos últimos, humedad y aire, son variables depedientes y determinadas por la materia mineral y orgánica. Así entonces, podemos concebir el suelo como un sistema de tres fases con un número definido de componentes, *(Robinson, 1967).*

La fase líquida está en equilibrio con la fase sólida y con la gaseosa. Este equilibrio varía debido a cambios de temperatura y contenido de agua, a la absorción de nutrientes por las plantas y a los microorganismos. La materia mineral está formada por los productos físicos y químicos de meteroización de las rocas, mientras que la materia orgánica se conforma por residuos más o menos descompuestos de materiales de plantas y en menor proporción de restos y excresiones de animales.

Es entonces que podemos establecer que los suelos son sistemas materiales naturales, a partir de los cuales se pueden abordar contenidos conceptuales, que son expuestos en una red conceptual (Fig. 1.1), donde además se muestra la relación entre los temas y las experiencias prácticas realizadas en cada caso.

A continuación se explican los ensayos y determinaciones llevadas a cabo en este bloque en las muestras que se detallarán; la parte experimental fue desarrollada en el laboratorio de aguas y arcillas, Departamento de química, Facultad de Ingeniería de la Universidad del Comahue.

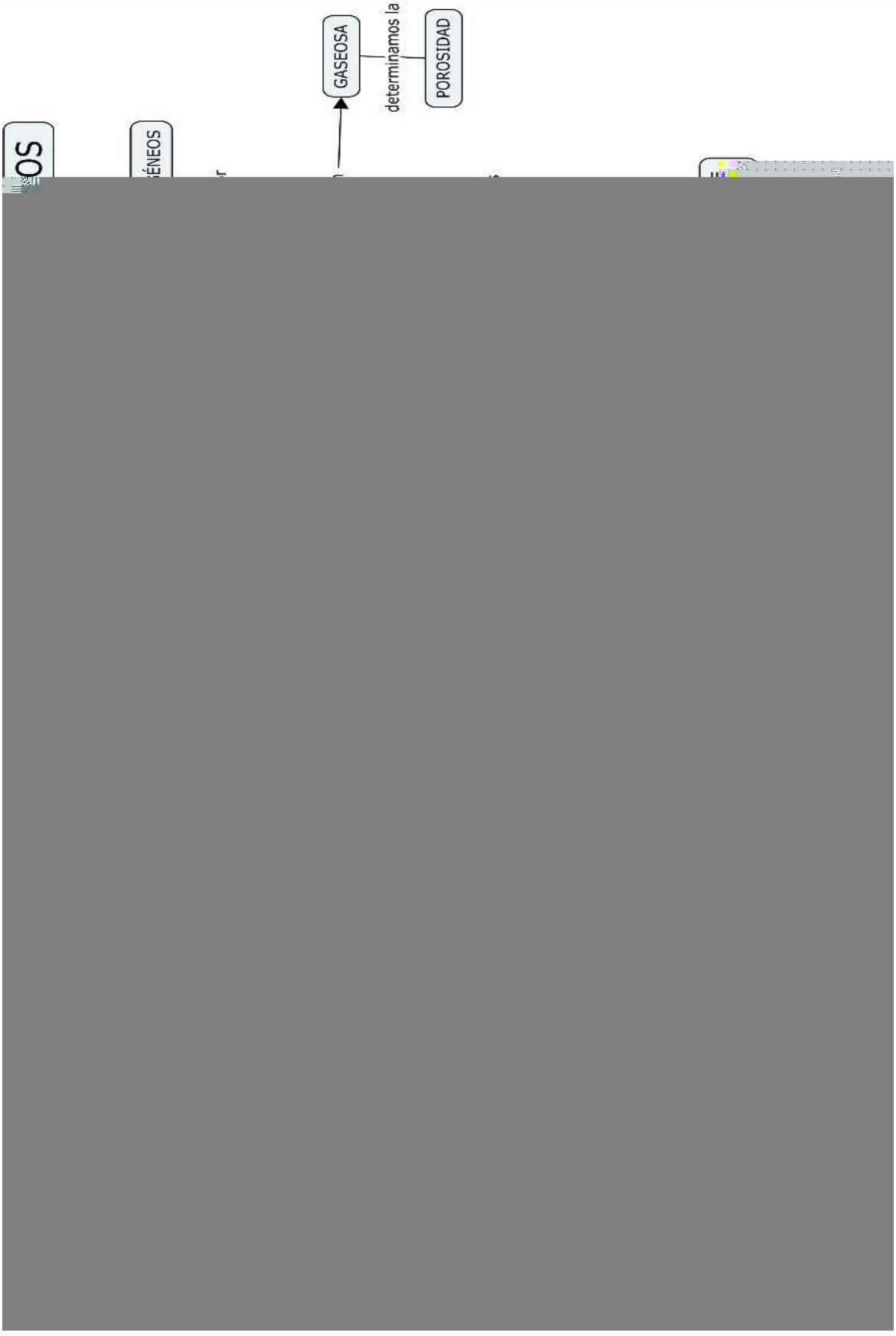


Figura 1.1. Red conceptual de suelos

1.1 Composición y fracciones granulométricas de los suelos

El suelo es un sistema heterogéneo y poroso, compuesto por partículas muy pequeñas e independientes, cuyo arreglo determina el volumen del espacio poroso, en el cual se transmite o se retienen el agua y el aire. En la mayoría de los suelos, se observa en la fase sólida el predominio de componentes inorgánicos, que se originan de los minerales constituyentes de la roca o material a partir del cual se ha formado el suelo. Las rocas de la corteza terrestre se identifican por la proporción relativa de los distintos elementos químicos. Los siguientes son los más abundantes:

Elemento	Símbolo	Carga	% En peso
Oxígeno	O	O^{2-}	46,6
Silicio	Si	Si^{4+}	27,7
Aluminio	Al	Al^{3+}	8,1
Hierro	Fe	Fe^{2+} Fe^{3+}	5,0
Calcio	Ca	Ca^{2+}	3,6
Sodio	Na	Na^{+}	2,8
Potasio	K	K^{+}	2,6
Magnesio	Mg	Mg^{2+}	2,1
Hidrógeno	H	H^{+}	

Tabla 1.1. Abundancia de los elementos en la Tierra

La preponderancia del silicio y del oxígeno explica que predominen los silicatos, minerales cuya estructura cristalina se caracteriza por los enlaces covalentes Si-O que son muy estables. Los minerales petrogénicos, que forman las rocas de la corteza terrestre son silicatos en una proporción del orden del 95%. El predominio de los minerales silicatados resulta válido para la mayoría de los suelos en zonas templadas, pero en condiciones de zonas semiáridas y áridas, los componentes en mayor proporción son el carbonato de calcio ($CaCO_3$) o el yeso ($CaSO_4$. $2H_2O$). Si su contenido es elevado, alrededor de un 60% o más, tendrán mayor significancia que los componentes silicatos, *(Roquero et al. 2003).*

El tamaño de las partículas de cada horizonte de los suelos, está relacionado con el grado de meteorización de los minerales, de forma que hay una cierta relación entre las fracciones granulométricas y la naturaleza mineralógica de los componentes.

Las técnica de estudio de la fracción de arena y limo son muy diferentes de las que se aplican en los análisis mineralógicos de arcilla. La arena refleja la mineralogía de los materiales geológicos ya sea de la roca madre del suelo o bien de la cuenca, si se trata de un sedimento. El estudio microscópico de la fracción arena gruesa determina la

procedencia de los minerales, la naturaleza de la meteorización y el grado de evolución del suelo *(Roquero et al., 2003).* La separación entre partículas está relacionada con su tamaño. Los suelos se dividen en grupos dependiendo del diámetro promedio de partícula:

Suelo	Diámetro de grano [mm]
arena muy gruesa	2.00-1.00
arena gruesa	1.00-0.50
arena media	0.50-0.25
arena fina	0.25-0.10
arena muy fina	0.01-0.05
limo	0.05-0.002

Tabla 1.2. Clasificación del suelo según su diámetro promedio de grano

El término arcilla se aplica a un material natural, terroso, de tamaño de grano fino y que muestra plasticidad cuando es mezclado con una cierta proporción de agua. Su composición química está caracterizada por la presencia de Si, Al y H_2O, junto a cantidades variables de Mg, Mn, Fe, Ca, Na y K, principalmente. Los principios generales de la estructura laminar de las arcillas se determinan mediante el estudio de los Rayos X. Las unidades principales son disposiciones bidimensionales de tetraedros (poliedros de coordinación) de silicio- oxígeno, donde la capa se denomina tetraédrica o de silicio. Además se conforma por disposiciones de octaedros de aluminio o magnesio con oxígeno- hidroxilos. Presenta la capa de aluminio $Al_2(OH)_6$ y la capa de magnesio $Mg_3(OH)_6$. A su vez, las láminas se apilan paralelamente manteniéndose unidas por fuerzas de Van der Waals, por puentes de hidrógeno, etc.

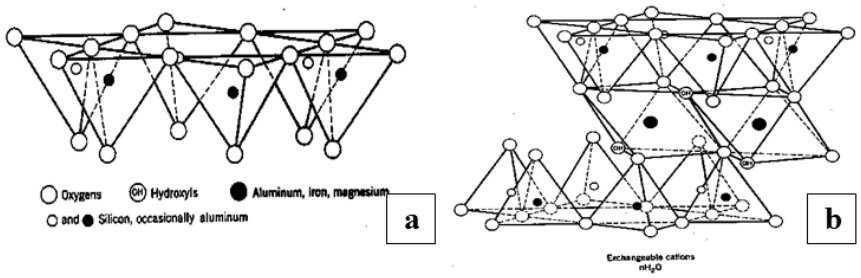


Figura 1.2. Lámina de: a) tetraedros; b) octaedros

Muestra	Fracción Arena (%)	Fracción Limo (%)	Fracción Arcilla (%)
SF	76,78	17,85	5,36
SC	71,43	26,19	2,38
SP	86,84	13,16	
M6	-	-	100

Tabla 1.4. Fracciones del suelo

En el caso de fango de Copahue (M6) se conocía su composición definida, de arcillas bentonita y caolinita, por lo que se sabe de antemano que sólo estaba compuesto por arcilla. Para el suelo del Lago Pellegrini, se observaban dos fases únicamente, en la que claramente se distinguía la fase de arena, pero la de limo y arcilla no era clara por lo que la consideramos como una mezcla de ambas.

En la siguiente ilustración (Fig. 1.4) se presentan claramente las tres fases de sedimentación para el caso de suelo fértil; según el tamaño de la partícula, de arriba hacia abajo se observa: arcilla, limo y arena.

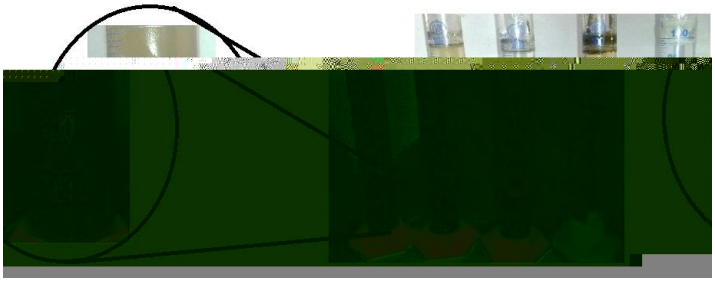


Figura 1.4. Fases del suelo fértil

1.3 Determinacion del porcentaje de Humedad: adsorción de agua

Teniendo presente que el suelo presenta tres fases definidas, sólida, líquida y gaseosa, en esta sección se analizará la fase líquida del sistema. El porcentaje de humedad de un suelo es un parámetro que indica cual es la cantidad de agua que presenta una muestra del mismo en forma directa. La cantidad de agua que pueda ser retenida por un suelo va a depender de su composición. La capacidad de campo indica la cantidad de agua que puede retener el suelo contra la fuerza de gravedad, después de un riego o lluvia que ha humedecido todo el suelo. Está directamente relacionado con el contenido y tipo de arcillas y de materia orgánica.

Parte experimental

Se procedió a calcular la humedad en diferentes muestras de suelos: SF, SC, SP, y del fango M6 (Fig.1.5), para lo cual se midió la masa de las cápsulas de porcelana (o recipientes) vacías y luego con las respectivas muestras, determinando por diferencia la cantidad de cada una de ellas. Se llevaron a cabo dos procedimientos diferentes; el primero consistió en utilizar cápsulas para colocar los suelos y medir su masa utilizando la balanza analítica. Para el secado, se colocó las muestras en estufa (Fig. 1.6 a) a 45°C, durante tres días. El segundo procedimiento consistió en medir la masa utilizando balanza granataria y en recipientes de poliestireno; luego fueron colocadas en desecador (Figura 1.6 b) con piedras de sílica gel (Figura 1.6 c), las cuales tienen la capacidad de adsorber el agua, dejándolas alrededor de diez días en el desecador. En ambos casos, luego del periodo cumplido, se retiraron las muestras y se las pesó; en el caso de las colocadas en estufa, primero se dejó enfriar hasta la temperatura ambiente.

Figura 1.5. a) De izquierda a derecha: SF, SC y SP. b) fango M6 seco.

Figura 1.6. a) Estufa; b) Desecador; c) Piedras de sílica gel.

Resultados

A partir de los pesos de las muestras, antes y después de estar en el desecador y/o estufa, se procedió a calcular la cantidad de agua retenida o adsorbida por los suelos, expresada en función del porcentaje de humedad.

Muestra	cápsula vacía (g)	suelo húmedo + cápsula (g)	suelo húmedo (g)	Cápsula + suelo seco (g)	Diferencia suelos (g)	Humedad (%)
SF	62,2107	151,1690	88,9583	125,3456	25,8234	29,03
SC	87,0019	177,4030	90,4011	159,0127	18,3903	20,34
SP	86,3589	179,3560	92,9971	170,2976	9,05840	9,74
M6	62,2114	100,7050	38,4936	77,6420	23,0630	59,91

Tabla 1.5. Cálculos de humedad de suelos, con método de secado en estufa.

Cálculo de porcentaje de humedad

La masa del suelo húmedo es el 100% del sistema (suelo + agua), mientras que el valor de la diferencia de suelos es el porcentaje de agua, ya que dicha diferencia corresponde a la masa de agua que se evaporó; se presenta entonces el siguiente cálculo para el caso del suelo fértil:

88,9583g muestra suelo ———— 100%
25,8234g muestra suelo seco———— x= 29,03%

La muestra M6 presenta el mayor porcentaje de humedad. El elevado valor que presenta, se relaciona con la naturaleza del mismo, conformada por arcillas hidrofílicas y residuos salinos procedentes de Copahue. Si se comparan las muestras de suelo, la que presenta el mayor valor es el suelo fértil; esto puede deberse a la composición de materia orgánica que presenta en mayor proporción que los otros suelos. No tenemos una medida correspondiente a la cantidad de dicha materia, pero es posible determinarlo mediante el color oscuro que presenta.

Muestra	% Humedad Desecador	% Humedad Estufa
SF	29,16	29,03
SP	9,49	9,740
SC	No se pudo determinar	20,34

Tabla 1.6. Comparación valores humedad de muestras obtenidas con los métodos en desecador y en estufa

Conclusiones

El resultado de las experiencias realizadas tanto con desecador como con estufa, permiten decir que, en el caso de la determinación usando desecador, cuanto mayor fue el tiempo

de exposición de las muestras, los valores de porcentaje de humedad se emparejaron a los obtenidos con estufa. Esto nos permite valorar la posibilidad de utilizar el desecador como recurso en el aula para realizar este tipo de experiencias. Además se puede pensar en construir un desecador a partir de una lata de leche en polvo o utilizar un recipiente hermético (Tupper®) con las piedras de sílica gel en su interior, en ambos casos. Pensando en la posibilidad de no contar con balanzas para este tipo de trabajo, el inconveniente se puede solucionar utilizando una masa mayor de suelo en la realización del ensayo, utilizando modalidades de trabajo que se asocien a la complejidad de la disponibilidad laboratorio.

1.4 Capacidad de adsorción

Las fuerzas moleculares en la superficie de un sólido se encuentran sin balancear, por lo cual atraen hacia sí a las fuerzas de otras sustancias que se ponen en contacto. Este fenómeno de concentración de una sustancia sobre la superficie de un sólido o líquido se denomina adsorción, y la sustancia atraída hacia la superficie se llama fase adsorbida, mientras que aquella a la que se adhiere es el adsorbente. La adsorción es distinta a la absorción; en este último caso la sustancia no se retiene en la superficie, sino que pasando a su través, penetra y se distribuye por todo por todo el cuerpo de un sólido o líquido.

La adsorción es la asociación de materia, ya sean átomos, moléculas o iones, a las superficies de los sólidos (interfase sólido-líquido). Esto produce que las concentraciones de las sustancias disueltas sean diferentes en las proximidades de las partículas que en la fase líquida. Pueden estar implicadas fuerzas físicas, tales como fuerzas de dispersión de London- Van der Waals y fuerzas por puentes de hidrógeno, como así también fuerzas de enlace entre átomos, iónico y covalente.

Existen dos tipos de adsorción, la física o de Van der Waals y la química o activada. En el primer caso presenta cambios de entalpía bajos, alrededor de 10000 calorías por mol de adsorbato, el equilibrio es reversible y se establece de forma rápida. Las fuerzas que intervienen son de Van der Waals. En cambio la adsorción química presenta valores que varían desde 20000 a 100000 calorías lo que ocasiona una interacción más fuerte entre el adsorbente y adsorbato; se produce una combinación de moléculas en la superficie formándose un compuesto sobre ésta. Los minerales de arcillas y componenetes orgánicos presentan cargas de superficie que pueden deberse a la propia estructura, a las roturas en los bordes, a cargas variables que dependen del pH, a la disociación y unión de iones H^+;

en general se tratan de cargas negativas, por lo que pueden adsorber compuestos que presenten cargas contrarias, *(Maron y Prutton, 1993).*

1.4.1 Métodos espectroscópicos

La espectroscopía es la ciencia que estudia las interacciones que suceden entre la radiación y la materia. Los métodos espectroscópicos de análisis miden la cantidad de radiación producida o absorbida por las especies atómicas o moleculares que se analizan. Estos métodos se clasifican de acuerdo con la región del espectro electromagnético que se utiliza para hacer la medición. Estas regiones incluyen los rayos γ, X, ultravioleta (UV), visible, infrarrojo (IR), microondas y radiofrecuencias (RF).

En el análisis de espectroscopía experimental, la muestra inicialmente se encuentra en su nivel mas bajo de energía o estado fundamental. Luego se estimula el analito aplicando energía en forma de luz. El estímulo induce una transición de algunas especies del analito a un estado de energía superior o estado excitado. Para obtener la información del analito, se mide la radiación electromagnética emitida cuando éste regresa a su estado basal, o puede medirse la cantidad de radiación absorbida debido a la excitación. Los resultados suelen representarse en forma de un espectro, es decir un gráfico de la radiación emitida en función de la frecuencia o de la longitud de onda. En la espectroscopía de absorción se mide la cantidad de luz absorbida en función de la longitud de onda utilizada, lo cual puede dar información cualitativa y cuantitativa de la muestra. Cada especie molecular tiene la capacidad de absorber su propia frecuencia característica de la radiación electromagnética.

La ley de absorción conocida como Ley de Lambert y Beer, da información cuantitativa de cómo es que la atenuación de la radiación depende de la concentración de las moléculas que la absorben y de la distancia que recorre el rayo en el medio absorbente. Cuando la luz atraviesa una solución de analito, la intensidad de la radiación disminuye como consecuencia de la excitación del analito. La figura 1.7 muestra la atenuación que experimenta un haz de radiación monocromática cuando pasa por una solución absorbente de espesor l en cm y concentración c en moles por litro. Debido a las interacciones que suceden entre los fotones y las partículas absorbentes, la energía radiante del rayo disminuye desde I_0 hasta I. La transimitancia T de la solución, es la fracción de radiación incidente que transmite la solución. Este parámetro suele expresarse como porcentaje de transmitancia.

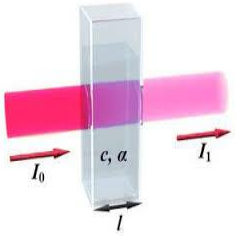


Figura 1.7. Atenuación de un haz de radiación por una solución absorbente.

Parte experimental: Adsorción de cristal violeta (VC) en suelos

Se preparó una solución de cristal violeta, VC[1], ($C_{24}H_{28}N_3Cl$), de concentración 0,724mM, y a partir de la misma se procedió a preparar diluciones en sendos tubos de plástico de 8mL. A cada una de las diluciones se les separó el sobrenadante; luego de ser centrifugados a 800rpm durante 20 minutos, se midió su absorbancia para realizar la correspondiente curva de calibración.

Procedimiento curva de calibración del cristal violeta[2]

1. Realizar la línea de base con agua destilada. Llevar a absorbancia 0 (cero) para eliminar cualquier interferencia.
2. Medir los valores de absorbancia de la muestra más diluída a la más concentrada.
3. Realizar el gráfico de absorbancia en función de la concentración.

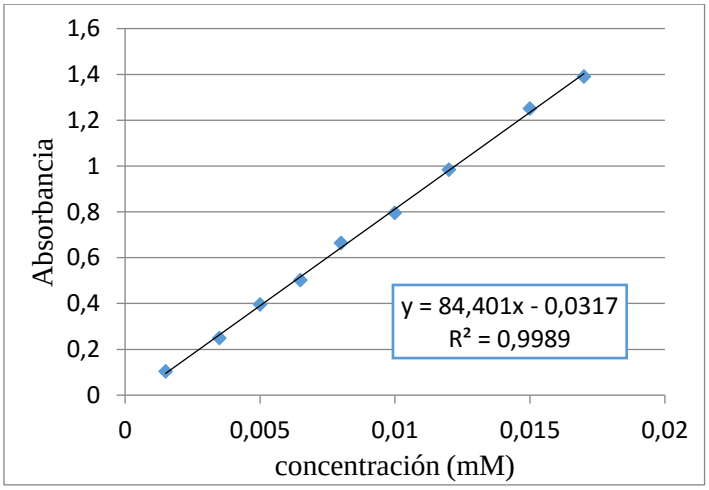


Figura 1.8. Curva de calibración del cristal violeta (λ=590nm)

[1] Ver anexo N°1. Pág. 127
[2] Ver anexo N°1. Pág. 127

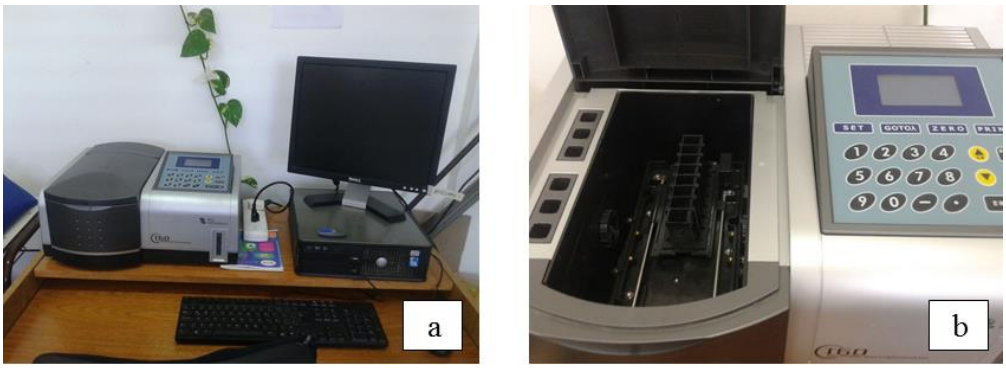


Figura 1.9. a) Espectofotómetro UV-visible y PC; b) Espectofotómetro UV-visible

Parte experimental

Se prepararon mezclas con las distintas muestras de suelo; se les colocó 4,0 mL de solución de cristal violeta y 4,0 mL de agua destilada, con pipeta automática. Luego se procedió a realizar dos experiencias distintas: un conjunto de tubos fue colocado en agitador por unos minutos, mientras que el resto no. A continuación fueron colocados todos los tubos en la centrífuga a 8000 rpm durante. Al finalizar se retiró el sobrenadante, del cual se midió su absorbancia.

La cantidad de cristal violeta que es adsorbido por el suelo, es la diferencia entre la concentración inicial y la del sobrenadante. Para calcular ésta última, es necesario leer su absorbancia y a partir de este valor, y con la ecuación de la curva de calibración de VC, determinar el valor de la concentración de cristal violeta en el sobrenadante.

Resultados

A partir de los valores de absorbancia obtenidos durante las mediciones, se calcula la concentración utilizando la expresión matemática y= 84,401x- 0,0317

Muestra	Longitud de onda (λ) (nm)	Absorbancia	Concentración (mM)	Cantidad adsorbida (meq/g)
SC	590	0,395	0,0152	0,1374
SP	589	0,801	0,0493	0,1223
SF	589	0,172	0,0121	0,1393
M6	590	0,468	0,0140	0,0941

Tabla 1.7. Cantidad adsorbida de VC en suelos

Los ensayos se realizaron sobre las mismas muestras mediante dos métodos distintos, con y sin agitación previa a la centrifugación. Un conjunto de tubos con muestras de suelos y VC, se colocaron en agitador antes de ser centrifugados, cuyos valores de absorbancia figuran en la tabla 1.7, mientras que otro ensayo fue realizado sin agitación; de estos últimos se obtuvieron valores de absorbancia, varias veces menores a los anteriores. Surge así, la importancia de considerar, en futuras experiencias, la agitación en el proceso experimental, dado que incrementa el número de colisiones y por ende de interacción, favoreciendo mayor contacto entre la solución de cristal violeta y las muestras a analizar.

Comparaciones en conjunto adsorción de cristal violeta y agua en suelos

A continuación se muestran los gráficos que representan los miliequivalentes adsorbidos de cristal violeta y el porcentaje de humedad, anteriormente calculado, para cada uno de los suelos.

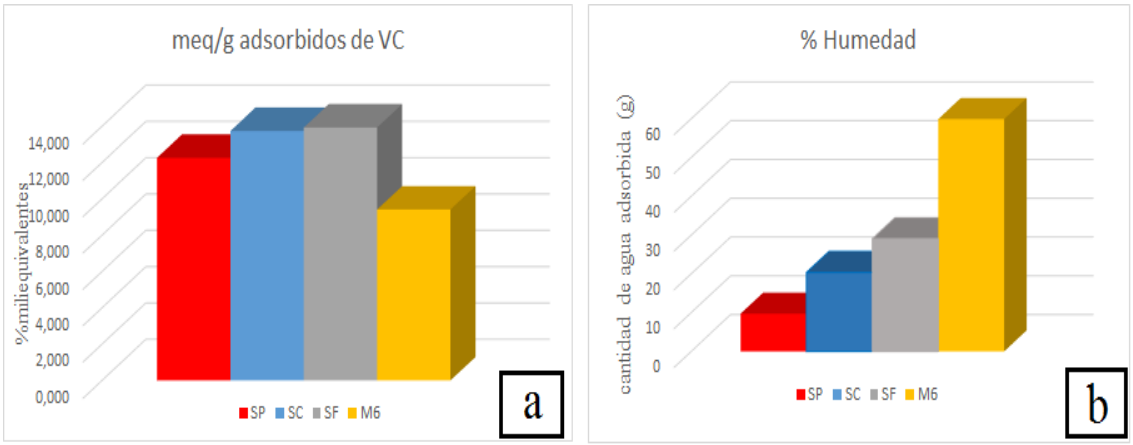


Figura 1.10. Comparación entre adsorción de VC (a) y adsorción de agua (b)

Si comparamos ambos gráficos se puede concluir que en las muestras SF, SC y SP, a medida que aumenta el porcentaje de humedad, aumenta también el porcentaje de adsorción del cristal violeta, por lo que podemos establecer que hay una relación directa entre la composición del suelo y la capacidad de adsorción tanto de compuestos polares como de compuestos iónicos. En el caso de compuesto polar hacemos referencia al agua adsorbida, mientras que el cristal violeta es un compuesto iónico, debido a que presenta carga neta +1.

A partir de la tabla podemos concluir que hay una correspondencia entre la cantidad de arcilla de las muestras y el porcentaje de humedad. En el caso de la cantidad adsorbida de

cristal violeta hay correspondencia con las cantidades de arcilla y los miliequivalentes adsorbidos a excepción del fango que es el que solo presenta arcilla y sin embargo es el de menor miliequivalentes adsorbidos. Esto se justifica en el hecho de que la arcilla predominante en el fango es caolinita, que no tiene carga superficial negativa, entonces es poco adsorbente de cationes orgánicos.

Muestra	Fracción Arena (%)	Fracción Limo (%)	Fracción Arcilla (%)	Cantidad adsorbida de VC (meq/g)	%Humedad medido en estufa
SF	76,78	17,85	5,36	0,13927	29,03
SC	71,43	26,19	2,38	0,12226	9,74
SP	86,84	13,16		0,13736	20,34
M6	-	-	100	0,09407	59,91

Tabla 1.8. Comparación entre fracciones de suelo, adsorción de VC y porcentaje de humedad

1.5 Curvas de enfriamiento

Las curvas de enfriamiento son una representación gráfica de la temperatura (T°) de un material frente al tiempo (t) conforme a su enfriamiento.

Para que una pasta de arcilla o un peloide sea apropiado para su uso en peloterapia se requieren ciertas propiedades como una cinética de enfriamiento lenta, alta capacidad de absorción, alta capacidad de intercambio catiónico, buena adhesividad, facilidad de manejo y sensación agradable cuando se aplica sobre la piel. De todas estas propiedades, la cinética de enfriamiento es una de las más importantes, ya que el calor aportado por el peloide es también un agente terapéutico, y por tanto para muchas aplicaciones terapéuticas el peloide debe mantenerse a una temperatura superior a la temperatura corporal durante el tiempo de aplicación al paciente. *(Pozo et al., 2006)*

En un peloide, se considera al agua como el principio activo responsable de su acción termoterápica debido a su gran calor específico mientras que la fase sólida se la considera como el excipiente que le sirve de vehículo, mejorando su eficacia y tolerancia por el paciente, al moderar la transmisión de calor, con una textura y sensación agradable al aplicarlo sobre la piel *(Maraver et al., 2008).*

La Termoterapia consiste en la aplicación del calor sobre el organismo por medio de cuerpos materiales de temperatura más elevada que la corporal. En condiciones basales, cuando no se realiza ningún trabajo o actividad externa, la energía metabólica se utiliza en el mantenimiento de las constantes vitales y como consecuencia se libera calor (1

Kcal/1 Kg. de peso corporal/hora). Ante una elevación de la temperatura, el organismo pone en marcha una serie de mecanismos termorreguladores, tales como la vasodilatación periférica, la hiperventilación pulmonar, de manera tal que le permiten al cuerpo eliminar calor. Como resultados de la termoterapia es posible mencionar que aumenta el consumo de oxígeno por los tejidos, la actividad enzimática y la síntesis proteica, se produce relajación de musculatura en la zona de aplicación, entre otros. *(Díaz, 2005)*

Parte experimental: procedimiento de curvas de enfriamiento

1. Pesar exactamente en la balanza la cantidad de material que se va a utilizar.
2. Tapar el tubo y aumentar su temperatura en baño de agua en un vaso de precipitado hasta aproximadamente 60°C (puede ser más) usando un sensor de temperatura dentro del recipiente. En el caso que se trabaje con fangos o arcillas, envolver con papel film el sensor para que no se dañe.
3. Sumergir el tubo con la muestra en el baño termostático que regulado a 35°C. (Fig. 1.11)
4. Iniciar la lectura con el programa Testo[3]. (Fig. 1.11)

Figura 1.11. Equipo Testo, sensor de temperatura, PC y baño termostático

La ecuación que describe el intercambio de calor entre un cuerpo caliente en contacto con un cuerpo frío está dada por:

$$T - T_{min} = (T_{max} - T_{min})\, e^{-kt} \qquad \text{siendo } k = p/C_k$$

donde T es la temperatura (°C) en un momento determinado en el tiempo t (minutos), T_{max} la máxima temperatura alcanzada, T_{min} la mínima temperatura, *p* es la constante del equipo, que debe ser determinada, y C_k (J/°Cg) la capacidad calorífica de la muestra.

[3] Ver anexo N°2. Pág. 128

Para linealizar esta ecuación y poder realizar su gráfica, se toma logaritmo natural a ambos lados:

$$\ln(T- T_{min}) = -kt + \ln (T_{max} – T_{min})$$

Al representar $\ln(T- T_{min})$ en función de t, se obtiene la pendiente de valor k. si se conoce el valor de C_k para la sustancia analizada, es posible calcular el valor de *p*, el cual es necesario averiguar para las determinaciones.

1.5.1 Curva de enfriamiento bentonita (CATAE)

La pasta de bentonita al 20% es utilizada como referencia para determinar la constante *p* característica del equipo utilizado

$$p = C_p \, m \, k \quad (1)$$

Siendo C_P (J/°C) el calor específico de la pasta de bentonita, *m* (g) es la masa y *k* la constante de enfriamiento determinada a partir de su curva de enfriamiento.

El calor específico de la pasta se puede calcular como

$$C_p = X_b \, C_b \quad + \quad X_a \, C_a \, (2)$$

Donde X_b es la fracción de bentonita y X_a es la del agua, C_b, es el calor específico de la bentonita y C_a el correspondiente al agua. Además la capacidad calorífica (C_k) se define como

$$C_k = C_p \; m. \quad (3)$$

Estos conceptos se amplían en el capítulo siguiente: Sistemas materiales naturales aguas

Parte experimental

Se preparó una mezcla de agua y bentonita al 20% m/m. Para lograr una mezcla homogénea, se lo dejó estacionar durante una semana, de manera tal que la bentonita se hidratara completamente. Luego, se pesó aproximadamente 40 g. de la pasta (el valor se registra exactamente a la cuarta cifra decimal) en un tubo de plástico, utilizando balanza analítica electrónica, y se llevó a cabo el procedimiento de la curva de enfriamiento detallada anteriormente. Esta experiencia se hizo por duplicado.

Resultados

- *Curva de enfriamiento bentonita*

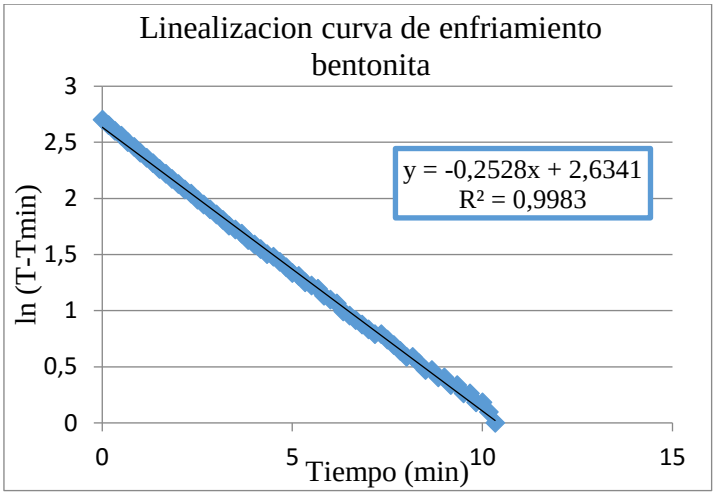


Figura 1.12. Linealización de curva de enfriamiento de bentonita

A partir de la expresión matemática de la curva se obtiene la pendiente k, calor específico del agua (C_{pa}= 4,18 J/°Cg) y calor específico de la bentonita (C_{pben}= 0,77 J/°Cg), obtenidas de bibliografía, y los valores experimentales de temperatura, es posible determinar la capacidad calorífica del equipo, es decir, la constante *p*.

k (obtenida del gráfico)	**Cp total (J/°Cg)**	**Calor específico (J/°C)**	**Constante del equipo *p* (J/°C)**	**$p_{promedio}$ (J/°C)**
0,2528	3,498	138,7	35,06	35,13
0,2610			36,20	

Tabla 1.9. Valores de constante del equipo

- *Curva de enfriamiento para M6 (Fango Copahue)*

Se procedió a realizar la curva de enfriamiento para el fango de Copahue (M6), de la misma manera que el procedimiento anterior. En este caso se considera la constante del equipo *p* calculada con la bentonita.

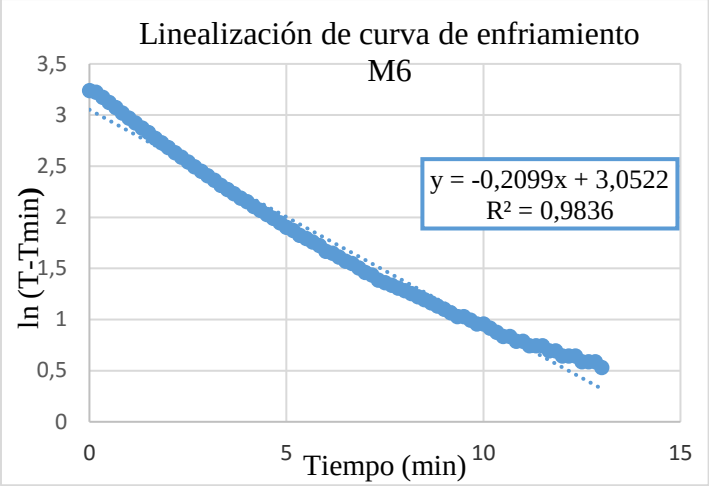


Figura 1.13. Linealización de curva de enfriamiento del fango M6

De la linealización se obtiene la expresión matemática y= -0,2618x + 3,1408

Siendo el valor de k= 0,2099, obtenida de la expresión matemática, *p*= 35,13 J/°C, calculada anteriormente con el procedimiento de la pasta de bentonita y m= 54,2287g la cantidad de fango colocada en el tubo de plástico para determinar su calor específico.

Siendo $p = k \cdot C_{kfango} \Longrightarrow C_{kfango} = p/k = 35{,}13\ J/°C / 0{,}2099 = 167{,}37\ J/°C$

$C_{pfango} = C_{kfango}/m_{fango} = 167{,}37\ J/°C / 54{,}2287g = 3{,}09\ J/°C\ g$

Si se reemplazan estos valores en (3) obtenemos:

3,09 J/°C g = **C_{pfango}** 0,4 + 4,18 J/°Cg 0,6 → **C_{pfango}** = 1,45 J/°Cg

Conclusiones

Mediante la construcción de las curvas de enfriamiento es posible obtener el valor del calor específico de una sustancia desconocida a partir de valores conocidos, tales como el calor específico del agua y las cantidades de masa utilizadas.

En el trabajo realizado, usando pasta de bentonita como patrón y teniendo en cuenta la composición del fango, constituido por bentonita (25%) y caolinita (75%).

Las curvas de enfriamiento proporcionan entonces una nueva herramienta experimental para futuros trabajos sobre dicho sistema.

2. Sistemas materiales naturales: aguas

En Argentina se encuentran múltiples lagunas de aguas salobres, distribuidas por todo el territorio nacional, cuyas características salinas y la facilidad de obtener muestras de ellas, permiten tomarlas como sistemas materiales de estudio con un amplio abanico de contenidos disciplinares y actitudinales a desarrollar. Las lagunas y lagos salobres del mundo son ecosistemas naturales que contienen una gran diversidad de especies, animales y vegetales, y muchas de ellas forman parte del patrimonio de la humanidad declarado por la UNESCO. El agua ingresa a estos sistemas por el aporte de afluentes, ríos, canales, agua subterránea y se pierde predominantemente por el proceso de evaporación. Las sales permanecen disueltas en ese sistema, y cuando la evaporación supera la cantidad de agua que ingresa, la concentración salina se incrementa *(Baschini et al., 2014).*

En las lagunas o lagos salados los sedimentos se han formado durante procesos de disminución y elevación del nivel de las aguas, bajo condiciones de salinidad muy cambiantes, pudiendo alcanzar en períodos de extrema sequía valores cercanos a los de las soluciones saturadas de cloruro de sodio (NaCl), unos 360 gramos de sal por litro.

Las sales, cuando precipitan de estas soluciones, presentan diferente forma dependiendo de su proceso de cristalización. El termino cristal, se aplica a cualquier solido homogéneo que posea un ordenamiento interno tridimensional, independiente de su aspecto externo. En un cristal la distribución ordenada de sus átomos se denomina estructura cristalina y su conocimiento nos permite obtener información sobre la posición de sus átomos, la localización y tipos de enlace, así como el contenido químico de la celda unidad. El método más comúnmente empleado para la identificación mineralógica de una sustancia cristalina es la difracción de rayos X *(Pozo et al., 2006).*

En este capítulo se presentan resultados acerca de la composición y propiedades de las aguas de sistemas naturales salinos de Argentina comparados con información bibliográfica. El objetivo es lograr conectar estos temas de aplicación con conceptos de la química, debido a que son potenciales a atraer la atención porque forman parte del contexto cotidiano, de estrecha relación con el entorno, en el cual quien estudia, aprende o enseña, se encuentra inmersa. Además se intenta estudiar la importancia de conocer la composición de aguas en relación a su uso en el ámbito agrícola, tal es así para el caso de sus condiciones para el riego de cultivos. De esta manera se trabajan aspectos en relación al medio ambiente, que pueden tratarse dentro del aula, con una visión de química aplicada. Desde este punto, es posible analizar la interrelación entre suelos y aguas en un

espacio geográfico, ya que las propiedades y características de uno, puede influir en el otro. En el área agrícola estos sistemas se trabajan en conjunto, de manera tal que aquí se analizará tanto las muestras de agua, como así también las soluciones obtenidas a partir de los suelos, debido a que hay ciertos parámetros que sólo es posible determinarlos en solución y no en su estado natural. Se trabajó con los siguientes ecosistemas salinos naturales: Laguna Mar Chiquita, Córdoba, Laguna Epecuén, Buenos Aires, Lago Pellegrini y Agua del Arroyón, Río Negro y salinas mendocinas, Mendoza. Mediante diferentes determinaciones experimentales, se analizó la composición de cationes y aniones, que generalmente están presentes en los sistemas salinos; se busca analizar la relación entre la conductividad de aguas salinas, la salinidad y la cantidad de sólidos totales disueltos, de forma experimental como por medición del equipo. Mediante el microscopio óptico se observaron la formación de cristales en los sistemas naturales mediante diferentes sistemas de secado, que fueron comparados con los resultados de difracción de rayos X. Otros parámetros analizados fueron la capacidad calorífica y el pH, que permiten analizar las propiedades del agua para un fin determinado, como por ejemplo para su uso como riego de cultivos o para el uso doméstico.

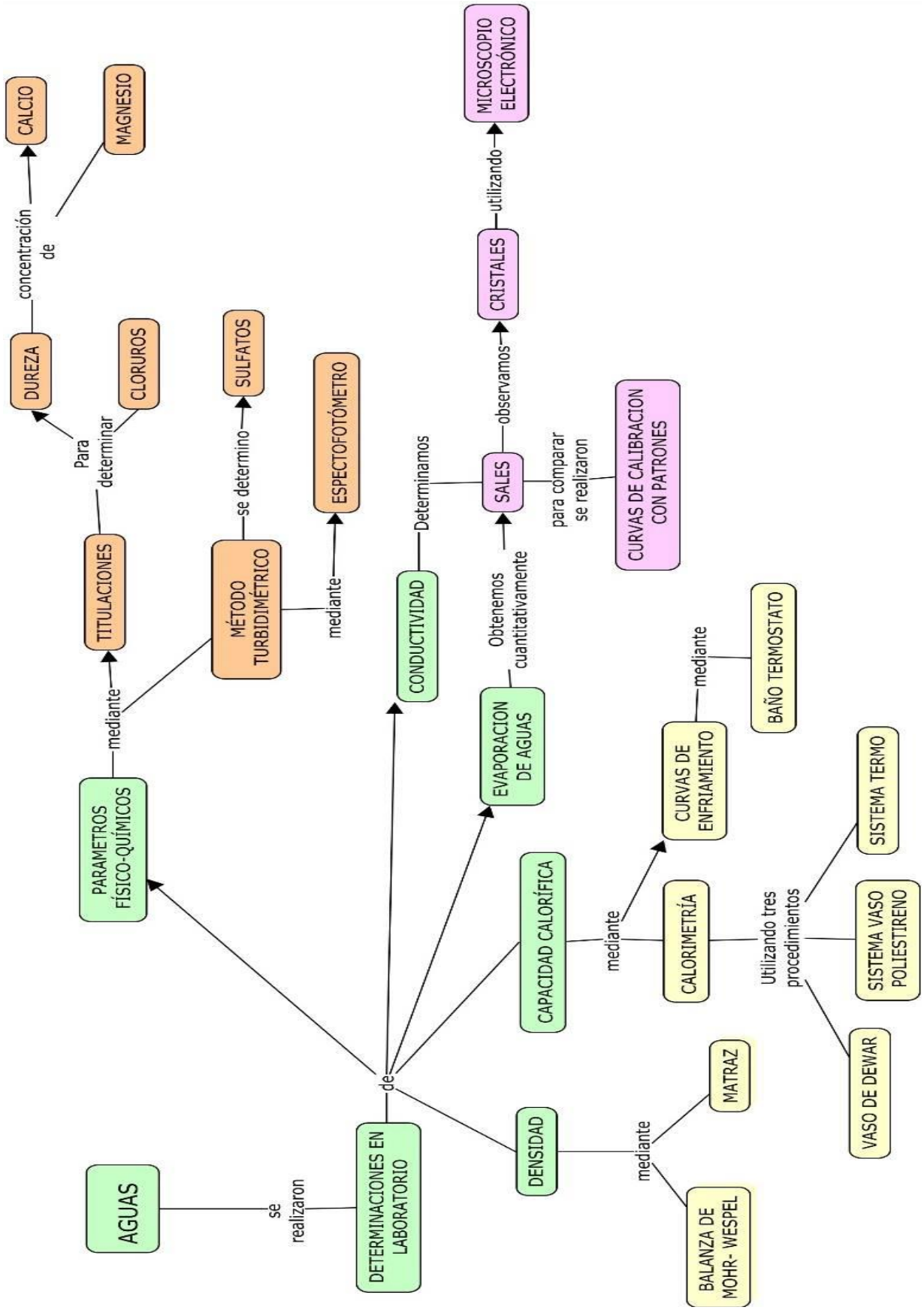


Figura 2. Red conceptual aguas

2.1. Ubicación de los sistemas salinos naturales analizados

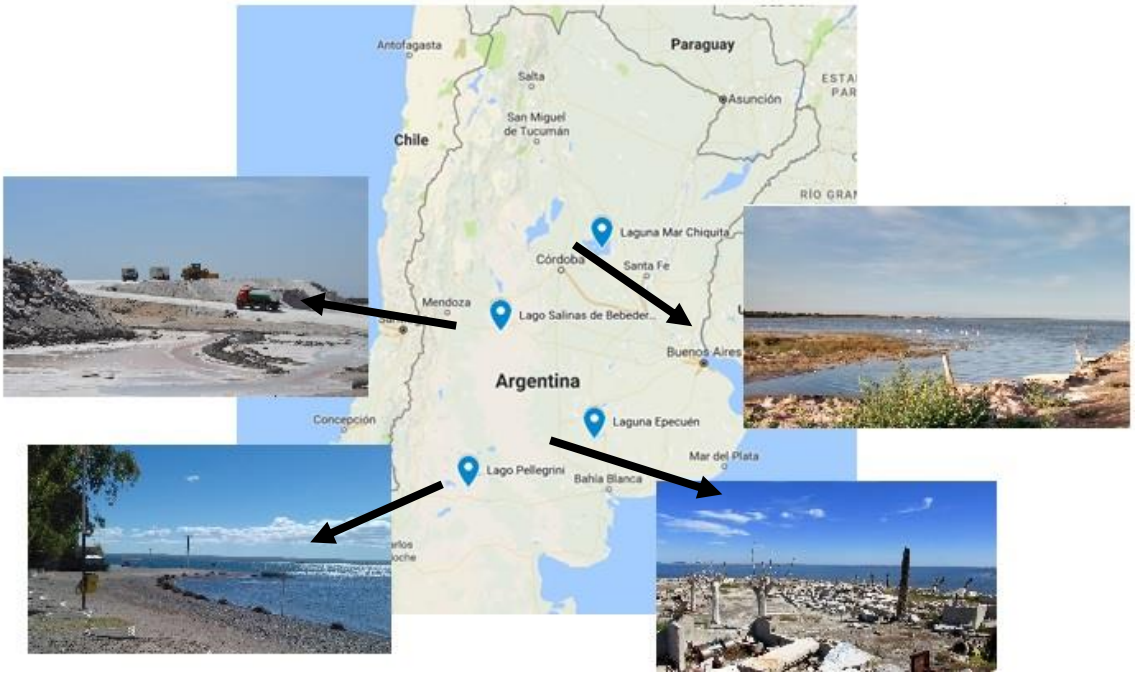


Figura 2.1. Sitios de muestreo de aguas naturales

Muestra	Sistema natural	Ubicación
MC	Laguna Mar Chiquita	Córdoba
AA	Arroyón (Lago Pellegrini)	Río Negro
LP	Lago Pellegrini	Río Negro
AM	salinas mendocinas	Mendoza
EP	Laguna Epecuén	La Pampa

Tabla 2.1. Procedencia de las muestras procesadas

2.2. Composición físico-química en sistemas naturales de aguas

2.2.1. Determinación de dureza del agua

La dureza del agua se debe a cationes metálicos polivalentes como los iones Ca^{2+} y Mg^{2+}. Este parámetro suele medirse aplicando el principio de quelación, siendo uno de los quelantes más comunes la sal disódica del ácido etiléndiaminotetraacético, Na_2EDTA. Este ácido es tetraprótico (pK_1=2; pK_2=2,8; pK_3=6,2; pK_4=10,3) y en su forma

desprotonada tiene seis sitios potenciales para formar un enlace con un ión metálico: los cuatro grupos carboxilo y los dos grupos amino, cada uno de estos últimos con un par de electrones no compartidos.

En la determinación de dureza con EDTA, hay varios equilibrios competitivos. El pH de la disolución se ajusta a un valor de 10±0,1 para mantener la estabilidad de los quelatos, y la necesidad de mantener en solución los iones metálicos; esto se consigue con una solución buffer (NH_4Cl/NH_3) que forme complejos débiles con los metales, de modo que se desplacen fácilmente al formarse los complejos con EDTA.

Como el EDTA y sus complejos son incoloros, se añade negro de Eriocromo T (NET) para facilitar la detección del punto final. El NET es triprótico y su forma principal a pH 10 es el anión divalente azul, HIn^{2-}. Antes de la valoración con EDTA se añade una pequeña cantidad de NET a la disolución y se forma un complejo de color rojo con el Mg^{2+}. Los colores correspondientes se indican con sombreado.

$$HIn^{2-} + Mg^{2+} \leftrightarrow H^{+} + MgIn^{-}$$

A medida que se añade EDTA, se combina primero con Ca^{2+} y después con Mg^{2+} en función de los complejos EDTA-Ca^{2+} y EDTA-Mg^{2+} (pK_F= 10,7 y pK_F= 8,7 respectivamente). Cuando el EDTA compleja todo el Mg^{2+} libre, elimina el Mg^{2+} del complejo rojo con NET formándose el color azul del indicador

$$EDTA + H^{+} + MgIn^{-} \leftrightarrow EDTA\text{-}Mg + HIn^{2-}$$

La sal Na_2EDTA también forma complejos estables con Fe, Cu, Pb, Co, Zn, Mn y Ni. Estas interferencias pueden eliminarse por el agregado de cianuro de potasio (KCN), en cuya presencia pueden titularse muestras conteniendo concentraciones tan altas como 10 mg/L de Fe, Pb, Zn o Cu. El Mn en estado de oxidación mayor que 2, reacciona rápidamente con el indicador, siendo necesario reducirlo a bivalente con el agregado de clorhidrato de hidroxilamina.

Las ecuaciones utilizadas fueron las siguientes:

- Determinación de concentración de dureza total:

$$\text{Dureza total (mg/L ó ppm de } CaCO_3) = \frac{V_{EDTA} \times F_{EDTA} \times PF_{CaCO_3} \times 1000}{V_{alícuota}}$$

Donde:

V_{EDTA}: el volumen consumido de EDTA
F_{EDTA}: la formalidad del EDTA
PF= peso fórmula del $CaCO_3$
$V_{alícuota}$= volumen utilizado de la muestra

- Determinación de calcio (Ca^{2+}):

$$[Ca^{2+}]\ (mg/L \text{ ó ppm de } CaCO_3) = \frac{V_{EDTA} \times F_{EDTA} \times PF_{CaCO3} \times 1000 \times 0,4}{V_{alícuota}}$$

Parte experimental

Se realizaron titulaciones por duplicado para determinar la concentración de dureza presente en las distintas muestras de agua. Se tituló con una solución de EDTA concentración 0,0118 F hasta viraje, registrando el volumen consumido (mL).

Resultados

A continuación se muestra el cálculo correspondiente de determinación de la concentración de calcio y magnesio para una de las muestras, a modo de ejemplo; el resto de los valores obtenidos se representan en una tabla.

- Laguna Mar Chiquita

Los valores de volumen obtenidos en las titulaciones fueron los siguientes:
v_1= 0,78ml v_2= 0,80ml

$$\text{Dureza (ppm de } CaCO_3) = \frac{0,78\ \cancel{ml} \times 0,0118\ \cancel{mmol/mL}}{30\ \cancel{ml}} \times 100 mg/\cancel{mmol} \times \frac{100ml}{1\cancel{mL}} \times \frac{1000\cancel{ml}}{1L} =$$

Dureza (ppm de $CaCO_3$) = 3120 mg/L

En este caso se preparó una dilución para la muestra, por ello aparece el factor 100ml/1ml.

Muestra	Volumen muestra (mL)	Dilución	Volumen EDTA 1 (mL)	Volumen EDTA 2 (mL)	Dureza 1 (mg/L $CaCO_3$)	Dureza 2 (mg/L $CaCO_3$)	Dureza promedio (mg/L de $CaCO_3$)
MC	30	1:100	0,78	0,80	3120	3200	3160
AA	10	-	1,54	1,52	181,72	179,36	180,5
LP	10	-	4,90	4,90	578,20	578,2	578,2
AM	30	1:100	0,92	0,94	3618,7	3697,3	3658,0
EP	30	1:100	0,40	0,38	1573,3	1494,7	1534,0

Tabla 2.2. Cálculos de dureza de las diferentes muestras de agua.

2.2.2 Determinación de calcio

Para la determinación de calcio se realiza una valoración, también utilizando la sal disódica, Na_2EDTA- 0,0118 F, para lo cual se debe ajustar el pH a 12,5 utilizando NaOH al 50%m/m como regulador de pH. En este caso se utiliza el indicador calcón, de color azul, que forma con los iones calcio un complejo coloreado púrpura, en cambio el magnesio no forma complejos a pH superior a 9,5. Por lo tanto el calcón permite la determinación de calcio en presencia de magnesio. Al llegar al punto de equivalencia se observa un color azul brillante.

Para las mismas muestras de agua, se llevó a cabo la determinación de la concentración de calcio (mg/L $CaCO_3$)

Resultados

A modo de ejemplo, se expresa el cálculo para determinar la concentración de Ca^{2+} en la muestra de Mar Chiquita (2016) con dilución 1:100:

$$[Ca^{2+}]\ (mg/L\ CaCO_3) = \frac{0{,}46\ \cancel{ml} \times 0{,}0118\ mmol/\cancel{mL} \times 100\ mg/\cancel{mmol} \times 100\cancel{ml} \times 1000\cancel{ml}}{30\cancel{ml} \qquad 1\cancel{ml} \qquad 1L} = 1730{,}7\ mg/L$$

La cantidad de calcio está expresada en mg/L de $CaCO_3$, entonces:

100g $CaCO_3$ ———— 40,0g de Ca^{2+}

1,731g $CaCO_3$ ———— x= 0,6923 g de Ca^{2+} $\Longrightarrow$ $[Ca^{2+}] = 692{,}3$ mg/L

Muestra	Volumen muestra (mL)	Dilución	Volumen EDTA 1	Volumen EDTA 2	$[Ca^{2+}]$ 1 (mg/L $CaCO_3$)	$[Ca^{2+}]$ 2 (mg/L $CaCO_3$)	Promedio $[Ca^{2+}]$ (mg/L)
MC	30,0	1:100	0,46	0,44	723,3	693,5	708,9
AA	10,0	–	1,10	1,10	51,9	51,9	51,9
LP	10,0	–	2,62	2,70	127,4	123,6	125,5
AM	30,0	1:100	0,66	0,70	1038,4	1103,5	1071,0
EP	2,0	-	0,40	0,42	94,4	99,3	96,9

Tabla 2.3. Concentraciones de calcio en muestras de aguas

A partir del valor de dureza total y la cantidad de calcio obtenida, ambas expresadas como mg/L ó ppm de $CaCO_3$, realizamos la diferencia y obtenemos la cantidad de magnesio en cada muestra:

Muestra	Dureza (mg/L de $CaCO_3$)	$[Ca^{2+}]$ (meq/L)	$[Mg^{2+}]$ (meq/L)
MC	3160,0	708,9	321,0
AA	180,5	51,9	12,2
LP	578,2	125,5	63,4
AM	3658,0	1071,0	236,0
EP	1534,0	96,9	310,1

Tabla 2.4. Concentración de Calcio y Magnesio en muestras de agua

2.2.3 Determinación de cloruros

La determinación de cloruros se lleva a cabo mediante el *método del nitrato de mercurio* $(HgNO_3)_2$, según métodos normalizados para el análisis de aguas potables y residuales (17 Edición, 1989) una titulación. El fundamento de esta técnica se basa en la formación de cloruro de mercurio (II), ligeramente ionizado y en medio ácido, utilizando ácido nítrico para el ajuste del pH. Se utiliza una solución de nitrato de mercurio (II) en presencia de un indicador mixto de difenilcarbazona – azul de bromofenol para la valoración de la muestra hasta la formación, en el punto final, de un complejo de mercurio – difenilcarbazona (DFC) con un viraje de color de amarillo a violeta (Dietrich, 2014)
Las reacciones son las siguientes:

$$Hg^{2+} + 2Cl^{1-} \longrightarrow HgCl_2$$

$$Hg^{2+} + DFC \longrightarrow Hg\text{-}DFC$$

Los reactivos a utilizar son los siguientes:

- Solución patrón de cloruro de sodio, NaCl (0,500 mg Cl^-mL^{-1})
- Solución de nitrato de mercurio, $Hg(NO_3)_2$ (0,0141 N)
- Solución indicadora mezcla de difenilcarbazona y azul de bromofenol.
- Solución de ácido nítrico, HNO_3 (aprox. 0,2 N)

Procedimiento

1. Tomar un volumen definido de la muestra o una dilución de ella en un Erlenmeyer, la cual debe contener al menos de 10 mg de cloruro; para ello se mide previamente la conductividad que debe estar en un rango de 200-300 µS.

2. Agregar 10 gotas de indicador mixto; se colorea la solución a color lila.
3. Agregar gota a gota HNO_3 (0,2 N) hasta que el color cambie a amarillo neto (pH ≈ 3,6). Luego, agregar 5 gotas más del mismo ácido nítrico (HNO_3)
4. Enrasar la microbureta con el agente titulante $Hg(NO_3)_2$ 0,0141 N
5. Titular con la solución de $Hg(NO_3)_2$ hasta viraje permanente del indicador a color violáceo.

Parte experimental

A las muestras mencionadas: MC, AA, LP, AM y EP se les determinó la concentración de cloruros mediante la titulación detallada anteriormente. Una vez obtenidos los valores del agente titulado consumido, se hizo el cálculo de la concentración de cloruros mediante la ecuación correspondiente:

$$[Cl^{1-}]\ (mg/L) = \frac{V_{solución\ Hg(NO3)2} * N_{\ Hg(NO3)2} * f * 35{,}45 * 1000}{V_{alícuota}}$$

Siendo:

- $V_{solución\ Hg(NO3)2}$ el volumen titulante para la muestra
- $V_{Alicuota}$ el volumen de la muestra.
- El número 35,35 es el peso molecular del Cl^{1-}
- *f* el factor de valoración (cociente entre normalidad teórica y experimental)

Resultados

Muestra	Volumen muestra (mL)	Dilución	Volumen 1 $Hg(NO_3)_2$ (mL)	Volumen 2 $Hg(NO_3)_2$ (mL)	$[Cl^-]$ 1 (mg/L)	$[Cl^-]$ 2 (mg/L)	Promedio $[Cl^-]$ (mg/L)
MC	5,00	1:100	1,93	1,88	22728,3	22067,7	22398,0
AA	15,00	-	0,84	0,89	33,0	34,8	34,0
LP	2,00	-	3,19	3,21	939,1	942,0	940,6
AM	5,00	1:100	0,80	0,76	9421,0	8921,0	9171,0
EP	2,00	1:100	2,61	2,60	76546,3	76591,4	76568,8

Tabla 2.5. Concentración de cloruros en muestras de aguas

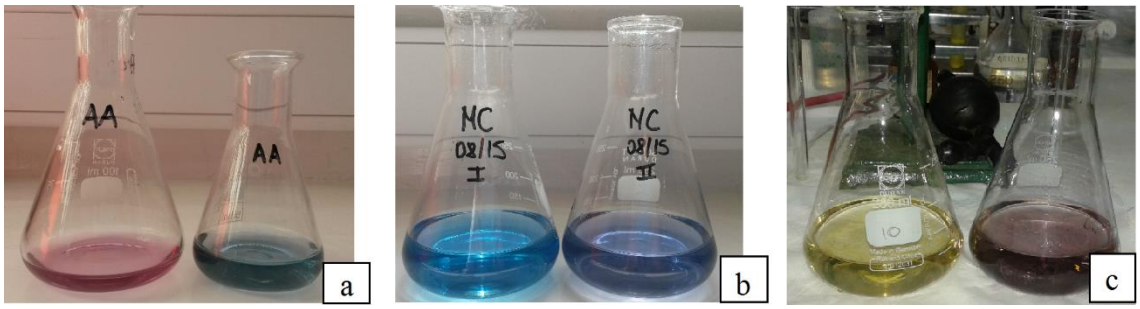


Figura 2.2. Viraje de titulaciones antes y después de la titulación respectivamente. a) calcio- magnesio: Color rosa a azul. b) Calcio: color lila a turquesa. c) Cloruros: color amarillo a violeta.

2.2.4. Determinación de sulfatos

La determinación de sulfatos se realizó mediante el *método turbidimétrico*, con la utilización de equipo espectofotómetro UV- visible (T60 Quik Operate Guide) El ion sulfato precipita en medio ácido con cloruro de bario ($BaCl_2$) formando cristales de sulfato de bario ($BaSO_4$) de tamaño uniforme. La cantidad de cristales es proporcional a la concentración de sulfatos en la muestra e inversamente proporcional a la transmitancia luminosa de la suspensión, que se puede medir utilizando el espectrofotómetro a 460nm. La concentración de SO_4^{2-} es determinada con una curva de calibración realizada con una solución patrón

Reactivos

- Cloruro de bario cristalizado ($BaCl_2$)
- Solución alcohólica de glicerina
- Solución ácida de cloruro de sodio (NaCl/HCl)
- Solución patrón de sulfato de sodio Na_2SO_4 (0,09 mg/mL)

Parte experimental

- *Procedimiento de curva de calibración*[4]

Se preparan tubos de soluciones patrón de Na_2SO_4, con los cuales se realiza la curva de calibración; se colocaron en tubos de ensayo 0,00; 0,15; 0,60; 0,90; y 1,20 mL de solución patrón de Na_2SO_4; a cada uno de ellos, agregar 1mL de solución glicerina/alcohol, 0,5mL de solución (NaCl/HCl) y completar con agua destilada hasta 6,5 mL de volumen final. Colocar $BaCl_2$, con punta de espátula, y mezclar en vortex. Luego medir la transmitancia

[4] Ver anexo N°3. Pág. 128

en el espectofotómetro. Cada vez que se quiere realizar una medición, se debe llevar a cabo previamente, la curva de calibración correspondiente.

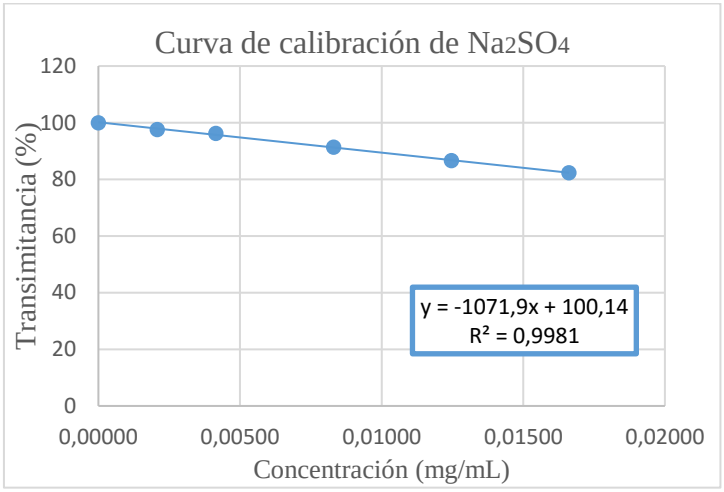


Figura 2.3. Transmitancia en función de la concentración

- *Determinación de sulfatos en muestras de agua*

La determinación de sulfatos se realizó sobre las muestras anteriormente citadas, las soluciones en estudio fueron preparadas por duplicada. Se realizó el mismo procedimiento que en el caso anterior con la excepción de que en este caso no se adicionó la solución patrón de sulfato de sodio (Na_2SO_4), sino, directamente la muestra a determinar. Estas muestras fueron preparadas por duplicado.

Considerando los valores de conductividad de las distintas muestras se consideró realizar las diluciones que correspondían con la finalidad, de lograr que los valores de concentración obtenidos puedan ser leídos en la curva de calibración. Los valores obtenidos se muestran en la tabla 2.6.

Muestra	Volumen muestra (ml)	Dilución	Transmitancia (%) 1	$[SO_4^{2-}]$ 1 (mg/L)	Transmitancia (%) 2	$[SO_4^{2-}]$ 2 (mg/L)	$[SO_4^{2-}]$ promedio (mg/L)
MC	0,5	1:100	91,50	10793,9	93,10	8853,4	9823,7
AA	0,5	-	93,80	90,3	93,70	91,7	91,0
LP	4,0	1:100	96,30	401,1	98,10	705,7	553,4
AM	1,0	1:250	90,65	16667,0	90,71	16572,0	16620,0
EP	0,1	1:100	94,91	39596,2	95,50	35846,3	37721,2

Tabla 2.6. Valores de transmitancia y concentración de sulfatos en muestras de agua.

Observación: Cada vez que se determinó la concentración de sulfatos en muestras, se volvió a realizar la curva de calibración con soluciones patrones, de manera tal que los valores reflejados en la tabla 2.6 corresponden a curvas de calibración de diferentes días.

2.2.5. Determinación de potasio y sodio

Fotometría de llama

La determinación de sodio y potasio se realizó utilizando como técnica analítica *fotometría de llama*. Esta técnica de análisis, que sirve para la determinación de elementos alcalinos y alcalinotérreos, se basa en la excitación de electrones de un átomo por la energía térmica de una llama. Los electrones (inestables) ceden su exceso de energía al ambiente al pasar a de un estado de mayor energía a otro de menor energía. Dicha energía se disipa en forma de luz y, dado que corresponde a uno o más niveles de energía, aparecen diferentes longitudes de onda en el espectro resultante. En condiciones constantes y controladas, la intensidad luminosa de la longitud de onda producida por cada uno de los átomos resulta directamente proporcional a la concentración de la sustancia de interés en la muestra. Así la fotometría de llama resulta adecuada para la determinación directa de la concentración de algunos metales, es decir, que resulta inmediata su aplicación como método cuantitativo.

En resumen, los electrones de los átomos en el atomizador pueden ser promovidos a orbitales más altos por un instante mediante la absorción de una cantidad de energía (es decir, luz de una determinada longitud de onda). Esta cantidad de energía (o longitud de onda) se refiere específicamente a una transición de electrones en un elemento particular, y en general, cada longitud de onda corresponde a un solo elemento.

Figura 2.4. Fotómetro a la llama

Parte experimental

Para determinar los iones Na^+ en cada muestra de agua se realiza una curva de calibración utilizando soluciones de concentraciones de 0 ppm a 3 ppm, midiendo la intensidad de emisión para cada una de ella. Para la curva de calibración correspondiente a los iones K^+ se utilizan soluciones de 0 ppm a 0,6 ppm. Una vez obtenidos estos datos, se mide la intensidad de emisión para cada muestra, realizando una dilución si fuera necesario. En la Figura 2.4 se muestra el fotómetro de llama utilizado para la cuantificación de sodio y magnesio.

Resultados

Muestra	Lectura K^+	[K+] ppm	Lectura Na^+	[Na+] ppm
MC	0,90	213,9	7	10829,1
LP	1,00	118,6	6	913,7
AM	1,45	1139,5	12	9644,7
EP	0,30	1488,4	15	58477,2

Tabla 2.7. Valores de concentración de Na^+ y K^+

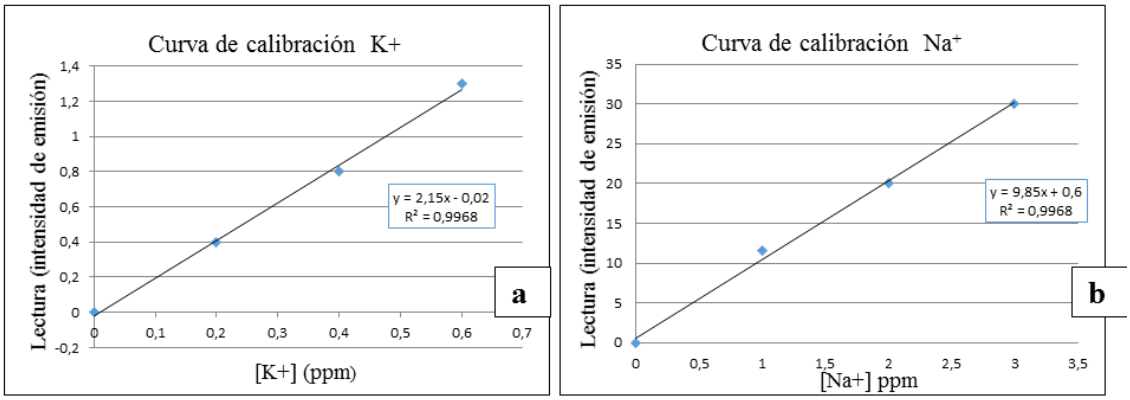


Figura 2.5. Curvas de calibración de: a) potasio (K+); b) sodio (Na+)

Resultados generales

A partir de los análisis físico químicos realizados sobre las distintas muestras se presenta realizadas para las distintas muestras, se presenta una tabla con los valores en mg/L y meq/L de los cationes y aniones, para cada una de las muestras de aguas analizadas.

	Unidades	MC	LP	AM	EP
[Ca^{2+}]	mg/L	708,7	125,7	1069,9	96,9
	meq/L	35,4	6,3	53,5	4,8
[Mg^{2+}]	mg/L	321,0	63,4	236,0	310,1
	meq/L	26,4	5,2	19,4	25,5
[K^{+}]	mg/L	213,9	34,2	118,6	1186,1
	meq/L	5,5	0,9	3,0	30,4
[Na^{+}]	mg/L	10829,1	913,7	9644,7	58477,2
	meq/L	470,8	39,7	419,3	2542,5
[Cl^{-}]	mg/L	21380,7	915,9	8128,2	74066,7
	meq/L	603,1	25,8	229,3	2089,3
[SO_4^{2-}]	mg/L	9884,3	553,4	16620,2	37721,2
	meq/L	205,9	11,5	346,3	785,9

Tabla 2.8. Concentraciones de cationes y aniones en muestras de agua

Muestra	ANIONES (meq/L)	CATIONES (meq/L)	Relación cationes/aniones
MC	809,0	538,2	0,7
LP	37,4	52,1	1,4
AM	575,5	495,3	0,9
EP	2875,2	2603,3	0,9

Tabla 2.9. Concentración total de aniones y cationes en cada muestra.

Conclusiones

En cuanto a los valores de la relación entre meq/L de cationes y aniones, es posible establecer que en el caso de LP, que presenta un valor de 1,4, podría indicar la presencia de aniones que no han sido evaluados, probablemente los carbonatos y bicarbonatos. En el caso de MC da cuenta que el valor 0,7 indicaría que hay cationes que no están siendo evaluados.

2.3 Determinación de conductividad

Soluciones electrolíticas

Los electrolitos son sustancias que en disolución acuosa se disocian o ionizan total o parcialmente, y por lo tanto conducen la corriente eléctrica. Según la teoría de la disociación electrolítica o ionización de Arrhenius, todos los electrolitos, cuando están disueltos en agua, se descomponen o se disocian en átomos o grupos de átomos eléctricamente cargados (iones). Como la solución total es eléctricamente neutra, el número total de cargas positivas y negativas es el mismo. El carácter conductor de este tipo de soluciones se debe a los iones que transportan la corriente en la solución, por esa razón una de las formas de determinar el grado de disociación de un electrolito es por la conductividad eléctrica de la solución.

La salinidad se define como la cantidad de sólidos disueltos en 1kg de agua. Dado que la determinación del contenido total de sales requiere de análisis químicos que consumen mucho tiempo, se utilizan en sustitución métodos indirectos para estimar la salinidad. Esta medida puede estimarse mediante determinaciones de: conductividad, densidad, índice de refracción o velocidad del sonido en agua.

Método con conductímetro

La corriente eléctrica es transportada a través de la solución, por los iones, por lo que la conductividad a cierta temperatura, dependerá del grado de disociación de las especies disueltas. La resistencia específica o resistividad de una solución es la resistencia entre caras paralelas de un cubo de 1cm, sus unidades son ohm x cm. La inversa de la resistencia es la conductancia, mientras que la inversa de la resistividad es la conductividad. En las soluciones de electrolitos es más conveniente emplear la conductancia equivalente, que es la conductancia de una solución que contiene un equivalente gramo de soluto entre dos electrodos de tamaño definido separados 1cm.

La conductividad eléctrica se da generalmente en términos de la conductividad específica κ (unidades $\Omega^{-1}cm^{-1}$) definida como la recíproca de la resistencia R (en Ω, ohm) del cuerpo homogéneo de sección A (en cm^2) y longitud l (en cm): K = 1 R l A La unidad del sistema internacional para la recíproca del ohm es el siemens (1S ≡ Ω -1). En el laboratorio se cuenta con un instrumento para realizar mediciones de conductividad, llamado conductímetro que posee una celda de inmersión de vidrio con electrodos de platino

recubiertos con negro de platino coloidal. La relación entre la separación de los electrodos y el área de los mismos, l/A es llamada constante de la celda y es 1 cm^{-1}. El conductímetro proporciona directamente el valor de κ en μScm^{-1} corregido a 20 °C. Como la conductividad depende de la temperatura, es necesario referir todos los resultados a esta temperatura. Además, la conductividad depende de la concentración de la solución y de las movilidades de los iones presentes.

Los sólidos totales disueltos (STD) son la suma de los minerales, sales, metales, cationes o aniones disueltos en el agua. Esto incluye cualquier elemento presente en el agua que no sea (H_2O) molécula de agua pura y sólidos en suspensión. Se pueden determinar experimentalmente, filtrando y evaporando una determinada cantidad de agua a bajas temperaturas (± 105°C). El residuo seco contiene materiales tanto orgánicos como inorgánicos y es lo que se conoce como STD. La combustión siguiente a una temperatura de 500°C elimina las sustancias orgánicas y descompone los bicarbonatos con pérdida de CO_2. El residuo resultante contiene los sólidos inorgánicos totales y representa la concentración de sales totales en el agua. Una manera rápida y simplificada de medir los STD de una muestra de agua es la conductividad eléctrica. El hecho se basa en la capacidad de una solución para conducir la corriente eléctrica en función de la concentración de iones en ella presentes. Por tanto se espera que en soluciones con mayor concentración iónica presenten mayores conductividades y, por consiguiente, menor resistencia.

Cuando se dispone de soluciones naturales o preparadas en el laboratorio, con elevada concentración de iones, la lectura de conductividad que se realiza con los equipos correspondientes, se ve afectada por la formación de pares iónicos, que disminuyen en parte la capacidad conductora de ese sistema. Por esa razón se recurre a la preparación de diluciones cuyas medidas de conductividad se correspondan con sistemas en los que los pares iónicos no alcancen a formarse, teniendo presente que las soluciones diluidas tienden a comportase idealmente, mientras que las concentradas no lo hacen, por eso se preparan diluciones para realizar las curvas de calibración. (Bachini, 2017) del ultimo trabajo de sistemas salinos

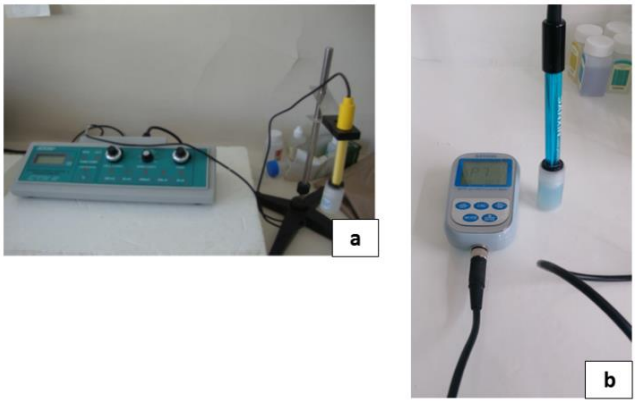


Figura 2.6. Peachímetro: a) equipo de mesada; b) equipo de campo

2.3.1 Parte experimental

Con el objetivo de utilizar la medida de conductividad como parámetro para determinar los componentes salinos de las muestras de agua, se construyeron curvas de calibración con soluciones de concentración conocida de sustancias usadas como referencia: KCl, Na_2SO_4, $CaCO_3$, y NaCl. Se eligieron dichas sales porque son las que más comúnmente se encuentran en los sistemas naturales, y el KCl porque sus soluciones se usan como patrones de calibración de conductividad.

El procedimiento consistió en preparar soluciones patrón con las sales mencionadas considerando los valores de solubilidad, disolviendo la masa correspondiente en agua destilada a un volumen final de 100 mL en matraz volumétrico. Para elaborar la curva de calibración de las conductividades en función de la concentración de sales, a partir de las soluciones patrón se realizaron las mediciones correspondientes de conductividad utilizando conductímetro de mesada y de campo. Con este último además, se midieron otros parámetros como: salinidad, sólidos disueltos totales y resistividad.

Una vez elaborada la curva de calibración, se utilizó la misma para determinar en las diferentes muestras de agua, a través de sus mediciones de conductividad, la cantidad de sales presentes en cada una de ellas.

Tablas, curvas y análisis de resultados

Tubo N°	Volumen KCl (ml)	STD KCl calculados (mg/L)	Conductividad equipo de mesada (µS)	Conductividad equipo de campo (µS)	STD del equipo (mg/L)	Salinidad (g/L)
1	1,5	1054,5	1920	1897	1360	0,95
2	1,2	843,6	1561	1520	1090	0,76
3	0,9	632,7	1165	1153	787	0,56
4	0,6	421,8	794	780	536	0,39
5	0,3	210,9	409	390	265	0,17
6	0,1	70,3	152	155	102	0,07

Tabla 2.10. Valores de parámetros para el KCl

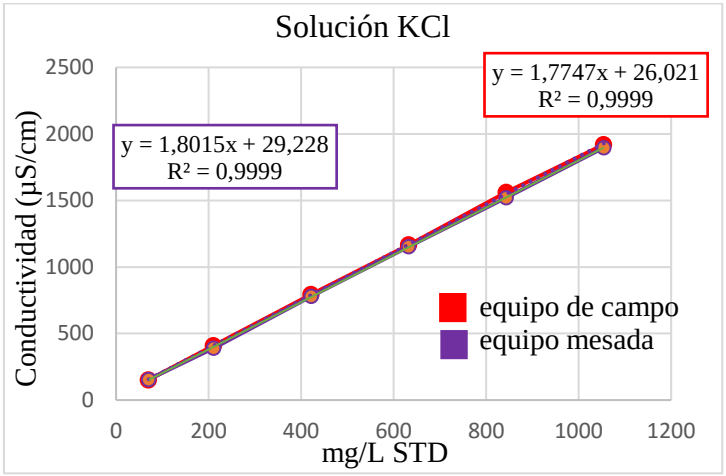


Figura 2.6. Conductividad en función de mg/L de sólidos disueltos totales. Comparación entre conductímetro equipo de mesada y de campo

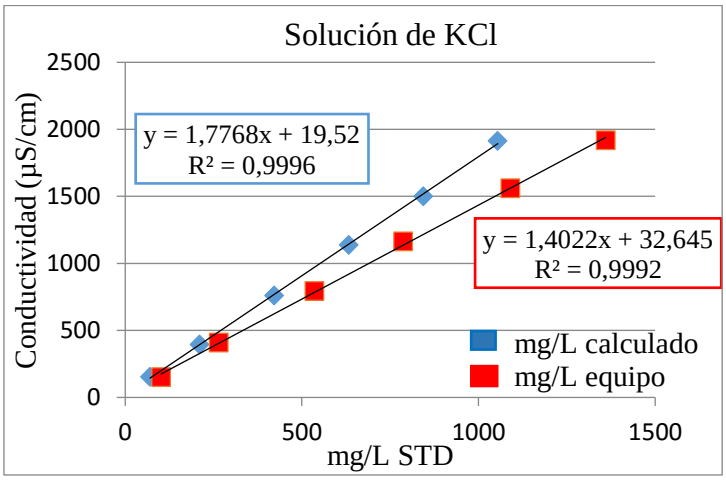


Figura 2.7. Conductividad en función de mg/L de sólidos disueltos totales. Comparación entre los STD calculados y lectura del conductímetro de campo.

Se observa que hay una relación lineal entre la conductividad y la cantidad de sólidos disueltos, cuya ecuación sería la que utiliza el equipo para tal conversión. Esto se relaciona directamente con la definición de conductividad.

Los mg/L calculados se determinaron teniendo presente la cantidad exacta de KCl sólido que se pesó y disolvió en 100ml de solución; entonces:

$$\text{Sólidos disueltos (mg/L)} = \frac{Vmuestra * 5{,}624\ mg/ml}{8ml} * \frac{1000ml}{1L}$$

A continuación se representan las gráficas de la conductividad del equipo de campo en función de los mg/L de STD calculados a partir de la soluciones patrón.

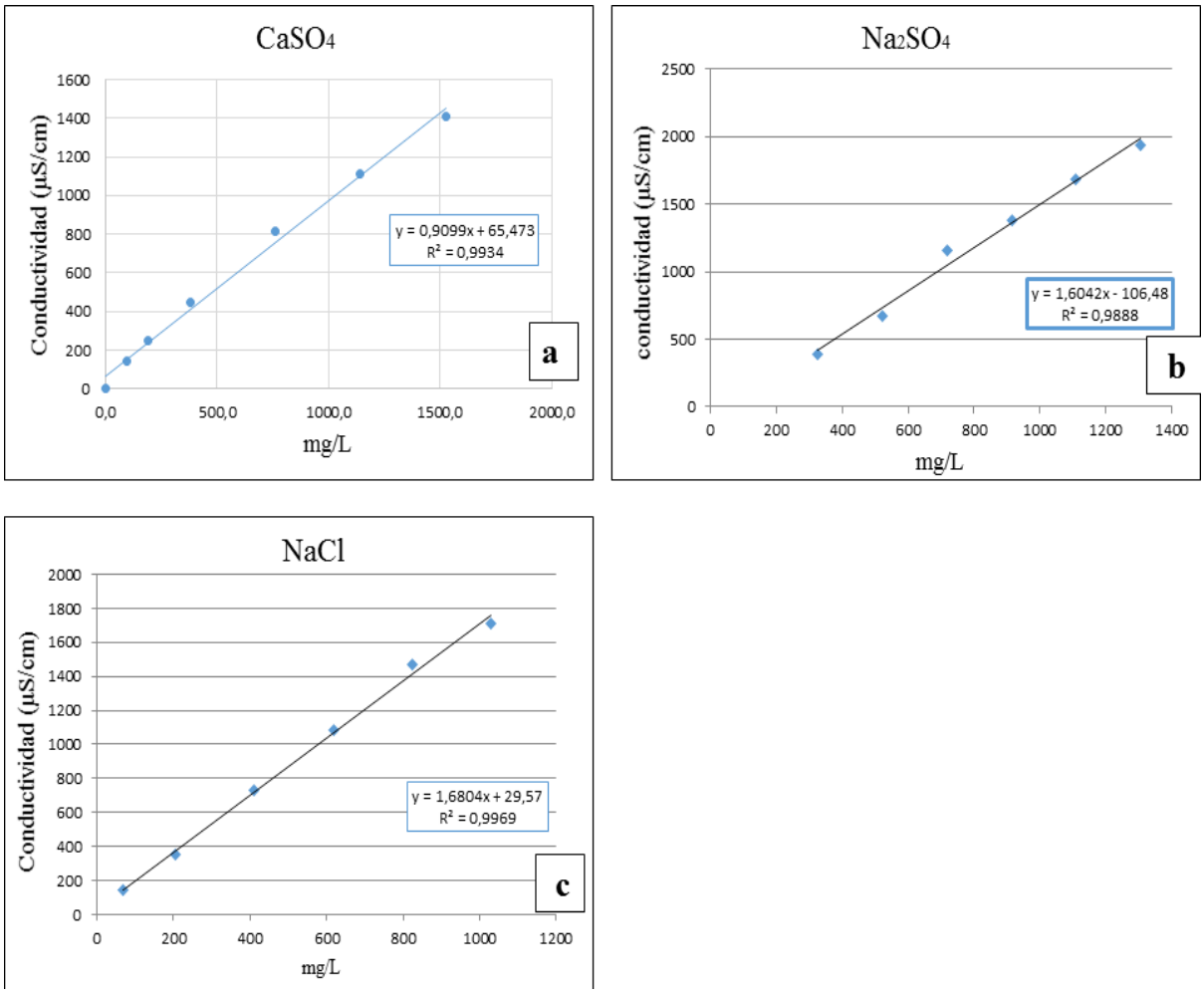


Figura 2.8. Conductividad en función de mg/L de STD correspondiente a la solución de: a) $CaSO_4$; b) Na_2SO_4; c) NaCl

Ecuación de las curvas	mg/L calculados según las ecuaciones				
	MC	**EP**	**AM**	**LP**	**AA**
cond µS/cm = 1,7768 (mg KCl/L) + 19,52 R^2 = 0,9996	52649,7	177352,5	33007,7	270,4	216,4
cond µS/cm = 1,6804 (mg NaCl/L) + 29,57 R^2 = 0,9969	55072,0	186031,6	34303,1	279,9	222,8
cond µS/cm = 1,6042 (mg Na_2SO_4/L) - 106,48 R^2 = 0,9888	66168,8	216070,3	44413,1	378,1	318,2
cond µS/cm = 0,9099 (mg $CaSO_4$/L) +65,437 R^2 = 0,9994	97761,0	333697,9	59405,1	477,6	372,0
STD (mg KCl/L) medidos con conductímetro de campo	86000	263200	52900	3060	254

Tabla 2.11. Valores de STD (mg/L) en las muestras analizadas, obtenidos a partir de las curvas patrón y STD (mg/L) obtenidos con conductímetro de campo.

A partir de los valores obtenidos se puede observar que hay similitud entre los valores de las pendientes de las curvas de KCl, NaCl y Na_2SO_4. En cuanto a los valores de ordenada de los dos primeros casos se puede apreciar que se le suma a la conductividad casi el mismo valor, lo que nos indica que son similares las concentraciones de estas sales, lo cual es coherente ya que ambas corresponden a las concentraciones de cloruros (Cl^-). En cuanto a la curva de Na_2SO_4, el factor que resta en la ecuación, hace que el valor de concentración obtenido sea mucho menor que en los casos anteriores.

El conductímetro de campo permite obtener el valor de STD tomando como patrón al KCl. Si se compara los valores de STD correspondientes a KCl obtenidos a partir de la curva y los obtenidos con el conductímetro, podemos establecer que en todos los casos es mayor el valor obtenido con el equipo que con las curvas. Hay valores que están cercanos a los STD (mg/L) calculados con las curvas del resto de las sales analizadas (NaCl, Na_2SO_4 y $CaSO_4$), por lo que se puede estimar que estaría midiendo también dichas sales.

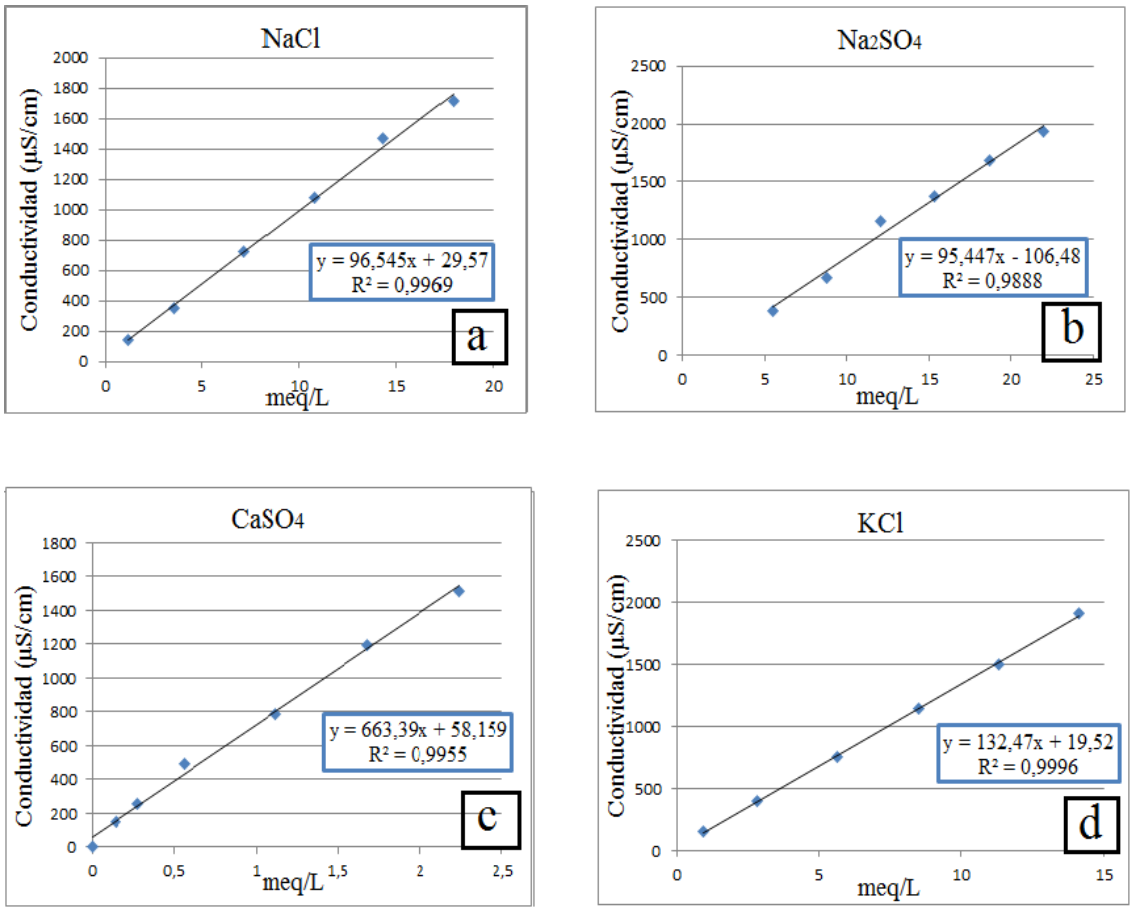


Figura 2.9. Conductividad en función de meq/L STD, a) NaCl; b) Na_2SO_4; c) $CaSO_4$; d) KCl

2.4 Acidez y basicidad de sistemas natural suelo - agua

La forma más usual de diagnosticar las condiciones de acidez o de basicidad de un suelo se basa en la medida de pH en una suspensión suelo- agua. En sistemas naturales el intervalo de pH se extiende desde 3.0 a 12.0. La acidez y basicidad de un suelo viene determinada por los cationes adsorbidos sobre los minerales de arcilla y la materia orgánica. A pH menores a 5,5 se manifiestan los efectos perjudiciales, debido a la toxicidad del aluminio y la poca biodisponibilidad de los elementos nutrientes. Los suelos con carbonato de calcio, característicos de las zonas semiáridas y áridas, tienen un pH del orden de 7,5 a 8,5. Los términos de suelos sódicos y alcalinos se asignan para suelos con pH superiores a 8,5. Los que presentan pH de 9,0 a 12,0 contienen carbonato de sodio y sus condiciones son desfavorables. *(Porta, et.al; 1999)*

pH	Evaluación	Efectos esperables
< 4,5	Extremadamente ácido	Condiciones muy desfavorables
4,5-5,5	Fuertemente ácido	Toxicidad por Al^{3+} Exceso de Co, Cu, Fe, Mn, Zn Deficiencia de Ca Mg, P, S, Mo Actividad bacteriana escasa
5,6-6,5	Medianamente ácido	Máxima disponibilidad de nutrientes Mínimos efectos tóxicos
6,6-7,3	Neutro	
7,4-7,8	Medianamente básico	Generalmente con $CaCO_3$ Disminuye disponibilidad de P, Co, Cu, Fe, Zn, Mn
7,9-8,4	Básico	
8,5-9,0	Ligeramente alcalino	Presencia de Na_2CO_3
>10	Fuertemente alcalino	Toxicidad de Na y B Actividad microbiana escasa Micronutrientes poco disponibles

Tabla 2.12. Efectos en los suelos en función del pH

La acidez y basicidad del suelo afectan a diversas propiedades como su comportamiento y el crecimiento de las plantas. Entre las propiedades físicas podemos mencionar a la porosidad y aireación, y a la humedad y temperatura. Entre las propiedades químicas, la movilidad de elementos tóxicos, a la disponibilidad de nutrientes, la descomposición de la materia orgánica, la adsorción de aniones, sulfatos, fosfatos y cloruros, y además afecta a propiedades biológicas, como la movilidad y absorción de nutrientes. En cuanto a los cultivos se establece que cada planta adquiere mayor productividad dentro de un cierto intervalo de valores de pH, pero a su vez puede vivir fuera de dichos intervalos ya que presentan capacidades de adaptación. Uno de los métodos para disminuir los efectos desfavorables de los suelos ácidos es mediante el encalado, es decir la adición de enmiendas calizas. Las cantidades de enmiendas a utilizar se basan en las necesidades de cal, es decir, moles de Ca^{2+} por kg de suelo que se requieren para disminuir la acidez hasta un valor aceptable. La reacción es la de neutralización. *(Jackson, 1976)*

La alcalinidad de los suelos suele presentarse asociada con la presencia de la salinidad o ser su consecuencia, manifestándose con un pH suficientemente elevado para que provoque el viraje de la fenolftaleína a rosa (pH entre 8,3 y10-11). Este intervalo se relaciona con un elevado porcentaje, del 15 al 85%, de saturación de la capacidad de intercambio con Na^+.

Los constituyentes inorgánicos del agua reaccionan con el suelo en forma iónica. Los principales cationes son Na^+, Ca^{2+}, Mg^{2+} y en pequeñas proporciones K^+, los principales aniones son CO_3^{2-}, HCO_3^-, Cl^- y SO_4^{2-}. El riesgo de alcalinidad de un suelo debido al agua

está determinado por la concentración absoluta y relativa de cationes. Si la proporción de sodio es alta, será mayor el peligro de alcalinidad si por el contrario predominan el calcio y magnesio, el peligro será menor. Se expresa en forma matemática la alcalinidad de suelo mediante el RAS, relación de adsorción del sodio, expresados la concentración de cationes en meq/L: (Manual INTA, año) secretaria de agricultura y ganadería)

$$RAS = \frac{Na^{+}}{\sqrt{Ca^{2+} + Mg^{2+}}}$$

Clasificación de las aguas según su salinidad

Existen diversos criterios para clasificar las aguas, por ejemplo de riego. En este caso se muestran los límites dados para los valores de conductividad en relación a la salinidad, y se explica el posible peligro de este factor en las aguas y suelos.

Conductividad (µS/cm)	Riesgo de salinidad	Características del agua de riego
<250	Bajo	Pueden usarse para riego en la mayoría de los cultivos
250-750	medio	Pueden producirse las plantas moderadamente tolerantes a las sales
750-2250	alto	No pueden usarse en suelos con drenajes deficientes. Deben seleccionarse aquellas especies vegetales muy tolerantes a las sales.
>2250	Muy alto	No son apropiadas para riego bajo condiciones ordinarias, pero pueden usarse ocasionalmente en circunstancias especiales. En este caso se deben seleccionar los cultivos altamente tolerantes a las sales.

Tabla 2.13. Valores de conductividad en relación a la salinidad

Riesgo de alcalinidad

La clasificación de aguas para riego con relación al RAS se basa principalmente en el efecto PSI (porcentaje de sodio intercambiable) sobre las condiciones físicas del suelo. Las plantas sensibles al sodio pueden sufrir daños debido a la acumulación en los tejidos cuando los valores de PSI son más bajos que los necesarios para deteriorar la condición física del suelo.

RAS	Riesgo de alcalinidad	Características del agua de riego
<10	Bajo	Puede usarse para la mayoría de los suelos. Hay cultivos sensibles (algunos frutales) que pueden acumular cantidades perjudiciales de sodio.
10-18	Medio	Solo pueden usarse en suelos de textura gruesa o suelos orgánicos de buena permeabilidad.
18-26	Alto	Pueden producir niveles tóxicos de sodio intercambiable en la mayor parte de los suelos, por lo que se necesitarán prácticas especiales de manejo del suelo, buen drenaje, fácil lavado y adiciones de materia orgánica.
>26	Muy alto	Es inadecuada para el riego, excepto cuando la salinidad es muy baja o media y cuando la disolución de calcio en el suelo y/o adición de yeso u otros mejoradores no hace antieconómico el empleo de esta clase de agua.

Tabla 2.14. Valores de RAS

Parte experimental: parámetros físico- químicos de soluciones de suelos

Se prepararon soluciones a partir de las distintas muestras de suelo. Se filtraron y luego se le determinó al sobrenadante la conductividad, la cantidad de sólidos totales disueltos (STD) y el pH.

Sistema natural	Conductividad (µS/cm)	STD equipo (mg/L)	pH	Salinidad de (g/L)
SF	294	198,0	6,80	0,13
SC	636	432,0	7,00	0,31
SP	535	362,0	6,70	0,26
M6	261	173,0	2,29	0,12
SM	139	74,5	6,60	0,05
Sal 4	100	46,3	6,30	0,03

Tabla 2.15. Parámetros de soluciones de suelos.

Sistema natural	Conductividad (µS/cm)	STD equipo (mg/L)	pH	Salinidad de (g/L)
MC	65700	93600	8,08	41,0
AA	404	254	8,06	0,18
LP	3930	3060	8,20	2,09
AM	45100	52900	8,80	27,3
EP	164800	219900	8,96	34,6

Tabla 2.16. Parámetros de muestras de agua

Para la solución patrón de KCl se midieron los mismos parámetros utilizando el conductímetro de campo. La siguiente gráfica determina la relación entre la conductividad y la salinidad, cuya expresión matemática se utilizó para obtener los valores de salinidad de los suelos, expresados en la última columna de la tabla 2.15.

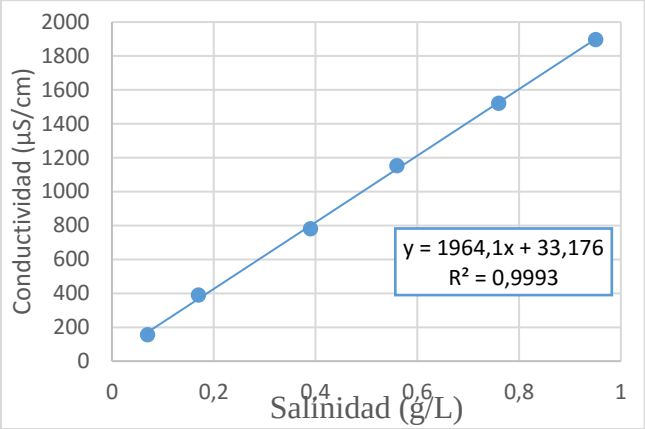


Figura 2.10. Conductividad vs salinidad del KCl

Análisis de resultados

Observando los valores de pH obtenidos de las soluciones de suelos y la tabla 2.12, se puede decir que dichos valores para la mayoría de los suelos, son neutros. En cuanto a las soluciones de sales de Mendoza (SM) y de Córdoba (Sal 4) los valores de pH son ligeramente ácidos, siendo importante esta característica a tener en cuenta según su potencial uso.

En cuanto al fango M6 su valor de pH es extremadamente ácido, característica acorde al sistema de termas de Copahue (medio ácido), donde el uso no se orienta a la agricultura, pero sí a fines medicinales terapéuticos.

En relación a los valores de conductividad y el riesgo de salinidad en los suelos, referente a la tabla 2.13, se puede concluir que los suelos SF, SC y SP, presentan un valor medio de salinidad por lo que se pueden cultivar plantas tolerantes a bajas concentraciones de salinidad. En cuanto a SM observamos que presenta un valor bajo de conductividad.

Si se analiza los valores de estos parámetros para el caso de las diferentes muestras de agua pero el agua proveniente del mismo lugar presenta un valor muy alto, lo que indica una alta concentración de sales.

Comparando los valores de conductividad, STD y pH obtenidos de las diferentes muestras correspondiente a la tabla 2.16, con la caracterización de las tablas 2.12, 2.13 y 2.14, muestran que las muestras MC, LP, AM y EP, no son aguas aptas para riego ni

consumo humano, ya que existe riesgo por salinidad y relación de adsorción de sodio elevados, presentando valores de conductividad muy elevados; a excepción del agua del Arroyón, (AA) que se ubica dentro de los parámetros establecidos y si puede ser utilizada para este fin.

2.5 Obtención de sales por evaporación

Los sistemas salinos de lagunas y lagos presentan diferentes sales, entre las cuales es más común encontrar cloruro de sodio, de potasio, sulfatos, entre otras, que pueden ser determinadas mediante diferentes metodologías, algunas más directas que otras, y permiten el reconocimiento de las características y composición de dichos sistemas. En ellos la acumulación de sales se ha ido conformando durante procesos de disminución y elevación del nivel de las aguas, lo que influye en la variabilidad de los valores dependiendo del lugar y el momento. El agua ingresa a estos sistemas por el aporte de afluentes, ríos, canales, agua subterránea y se pierde predominantemente por el proceso de evaporación. Las sales permanecen disueltas en ese sistema, y cuando la evaporación supera la cantidad de agua que ingresa, la concentración salina se incrementa.

Los sólidos totales disueltos (STD) se pueden determinar filtrando y evaporando una determinada cantidad de agua a bajas temperaturas. El residuo seco contiene materiales tanto orgánicos como inorgánicos y es lo que se conoce como STD. La combustión siguiente a una temperatura de 500°C elimina las sustancias orgánicas y descompone los bicarbonatos con pérdida de CO_2. El residuo resultante contiene los sólidos inorgánicos totales y representa la concentración de sales totales en el agua.

La salinidad es la cantidad de sólidos disueltos en 1kg de agua; dado que la determinación del contenido total de sales requiere de análisis químicos que consumen mucho tiempo, se utilizan en sustitución métodos indirectos para estimar la salinidad, como lo es la conductividad. La relación salinidad - conductividad depende de la naturaleza de las sales presentes. En general, la salinidad en g/L es igual a la conductividad en la forma expresada, multiplicada por un factor entre 0,0005 y 0,0009.

Parte experimental

El procedimiento consistió en poner a evaporar muestras de agua para poder obtener las sales que están disueltas en ella. Para ello se pesaron las cápsulas de porcelana vacías, luego las cápsulas de porcelana con 100 mL de la muestra de agua y se colocaron en estufa a 70 °C dejándolas durante cuatro días hasta desecación total. Después de este periodo se pesaron Nuevamente la capsulas determinando por diferencia la masa de las sales.

Agua natural	Conductividad (µS/cm)	g de sal/L Evaporación	g de sal/L Lectura del equipo (STD)	g de sal/L Suma de aniones y cationes	Salinidad (g/L ó ppt)	pH
MC	65700	51,0	77,1	43,3	41,0	8,08
AA	404	0,3	0,254	0,2	0,18	8,06
LP	3930	3,0	3,060	2,6	2,09	8,20
AM	45100	42,0	52,90	35,8	27,3	8,80
EP	164800	179,0	228,2	171,9	141,8	8,96

Tabla 2.16. Valores de parámetros de los sistemas de aguas naturales

Análisis de resultados

Analizando la tabla 2.16, en los casos de AA y LP podemos observar que las cantidades de sólidos disueltos por evaporación, los de lectura STD, la suma de cationes y aniones, y por salinidad, son similares, por lo que es posible medir este parámetro por diferentes metodologías.

En el caso de EP, se observa que todos los valores de sólidos totales disueltos (g/L) son coincidentes entre los obtenidos por evaporación y la suma de aniones y cationes; mientras que el valor obtenido de lectura del equipo, da un valor mucho mayor, lo que puede deberse a que se tuvo que hacer una dilución para determinar su lectura, lo que aumentaría el valor de conductividad y por ende de STD.

En los casos MC y AM, hay una gran variación entre los valores de sólidos totales disueltos, pero hay más similitud en ambos casos entre los g/L obtenidos de la suma de cationes y aniones y los g/L de salinidad.

Se puede establecer que todos los valores de salinidad, dan por debajo del resto de los valores. Esto tiene relación con que este parámetro sólo mide las sales disueltas, y puede que en las muestras existan otro tipo de sólidos disueltos.

2.6 Formación de cristales en muestras de agua

2.6.1 Análisis mineralógicos

Para determinar la composición mineral de los sistemas de aguas naturales, se utilizó el método de Difracción de Rayos X (DRX).

Posteriormente se compararon dichos resultados con los análisis físico - químicos ya analizados, y con las imágenes obtenidas por observación de cristales con el microscopio óptico, lo cual se detallará posteriormente.

	Porcentaje	**Referencia**
Preponderante	>30%	****
Abundante	20-30%	***
Presente	10-20%	**
Pobre	<10%	*

Tabla 2.17. Evaluación semicuantitativa

Minerales	Fórmula Química	Laguna Pellegrini	Laguna Epecuén	Laguna Mar Chiquita	Salinas mendocinas
Halita	NaCl	****		***	
Cuarzo	SiO_2	**			
Basanite	$CaSO_40{,}5H_2O$	**			
Yeso	$CaSO_42H_2O$	**			
Calcita	$CaCO_3$	**			
Thenardita	Na_2SO_4	***			
Cristobalito	SiO_2	*			

Tabla 2.18. Abundancia mineralógica en los sistemas naturales

2.6.2 Cristales al microscopio

Los sistemas salinos presentan en su composición diferentes sales y minerales cuya solubilidad va variando de acuerdo al ambiente en el que esté inmerso. Mediante métodos de evaporación de aguas naturales en el laboratorio, es posible obtener la masa de sales presentes y utilizando el método de DRX su posterior identificación. Los cristales que se forman debido al proceso de cristalización por evaporación pueden ser observados mediante el microscopio electrónico y compararse con imágenes de muestras patrón. Esta información complementa a los datos obtenidos por DRX.

El objetivo del siguiente apartado, es mostrar y comparar diferentes imágenes de cristales, observadas a través del microscopio óptico compuesto, tanto de muestras de aguas, proveniente de sistemas naturales tanto cristales patrones, seleccionadas.

Equipo a utilizar: microscopio electrónico compuesto

En la actualidad, se utiliza varios tipos de microscopios ópticos: de campo claro, contrastes de fases, campo oscuro y fluorescencia. El microscopio de campo claro es el que generalmente se emplea en cursos básicos de biología y de microbiologías y se compone de dos series de lentes (lentes del objetivo y lentes del ocular) que funcionan conjuntamente para producir la imagen. Con este tipo de microscopio las muestras se visualizan gracias a las diferencias de contraste entre ellas y el medio que las rodea. Las diferencias de contraste se producen porque las células absorben o dispersan la luz en diferentes grados. (Brock, 2003)

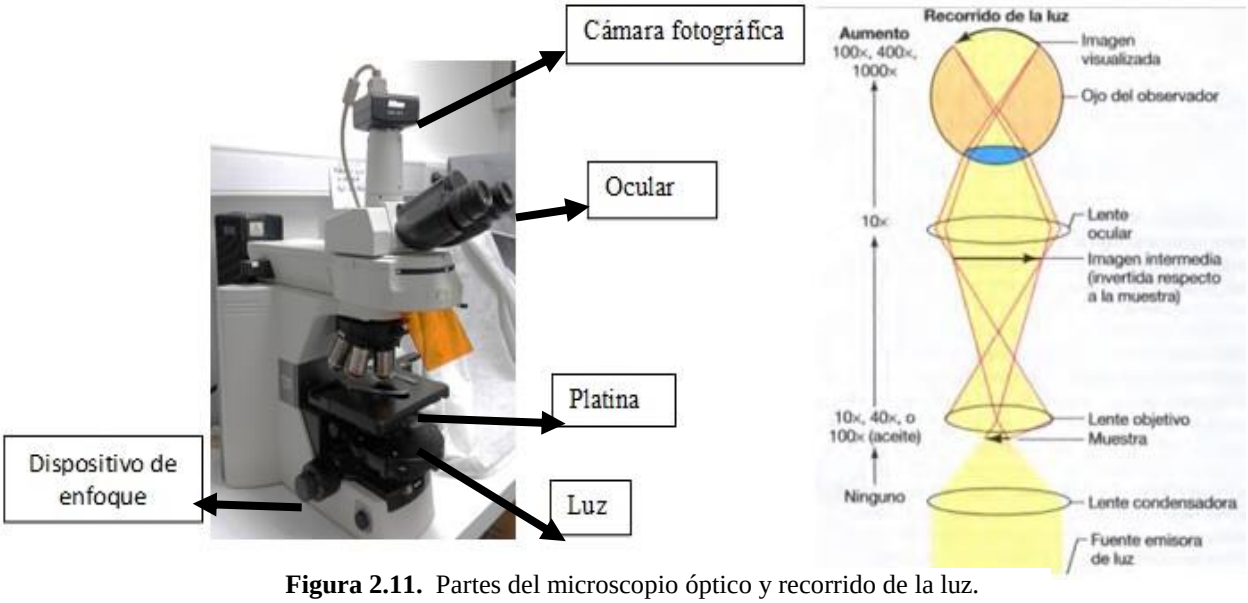


Figura 2.11. Partes del microscopio óptico y recorrido de la luz.

Estructura cristalina de los sólidos

La celdilla de la unidad se elige para representar la simetría de la estructura cristalina, de modo que las posiciones de los átomos en el cristal se pueden representar desplazando a distancias discretas la celdilla unidad a lo largo de los ejes. De este modo, la celdilla unidad es la unidad estructural fundamental y define la estructura cristalina mediante su geometría y por la posición de los átomos dentro de ella.

La mayoría de las sales cristalizan como sólidos iónicos con iones que ocupan la celda unitaria, por ejemplo el cloruro de sodio que se muestra en la figura 2.12 a). Muchas otras sales cristalizan en el cloruro de sodio (red cúbica centrada en las caras), algunos ejemplos son los haluros de Li, K, Rb, óxidos y sulfuros.

Tales como MgO, CaO, CaS y MnO, otras dos estructuras iónicas comunes son las del cloruro de cesio, CsCl (red cúbica simple) y sulfuro de zinc, ZnS (red cúbica centrada en las caras) como se muestra en la figura N°7. Las sales que son isomorfas con la estructura de CsCl incluyen al CsBr, CsI, NH_4Cl, TlCl, T1Br y T1. Los sulfuros de Be_2, Cd_2, Hg_2, junto con CuBr, CuI, AgI y ZnO, son isomorfas.

Los iones en un sólido iónico pueden vibrar sólo alrededor de sus posiciones fijas, por lo que los sólidos iónicos son pobres conductores eléctricos y térmicos. Los compuestos iónicos líquidos (fundidos) son excelentes conductores debido a que sus iones son libremente móviles.

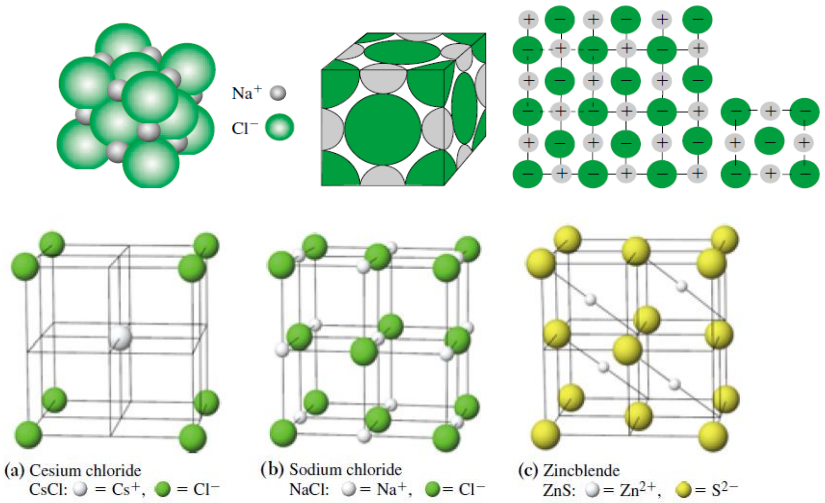


Figura 2.12. a) $CeCl_2$, cúbica simple. b) NaCl, cúbica centrada en las caras. c) ZnS cúbica centrada en las caras

Crecimiento cristalino

A modo de síntesis, el crecimiento de los cristales comienza en la etapa de nucleación, donde se origina el núcleo (o semilla), a partir del cual el cristal crecerá si se supera un tamaño crítico. La nucleación del cristal y su crecimiento comienza cuando la concentración de los elementos alcanza un cierto nivel de sobresaturación, que puede ser el resultado de la evaporación de una disolución, de un descenso de temperatura o cambios de presión *(Pozo et al., 2007).*

Sistemas cristalinos de minerales

Existen muchas estructuras cristalinas diferentes y es conveniente clasificarlas en grupos de acuerdo con las configuraciones de las celdillas unidad y/o a la disposición atómica. Uno de estos esquemas se basa en la geometría de la celdilla unidad, la forma del paralepípedo sin tener en cuenta la posición de los átomos en la celdilla. Se establece un sistema x, y, z de coordenadas cuyo origen coincide con el vértice de una celdilla; los ejes x, y, z coinciden con las aristas del paralepípedo que salen de este vértice. La geometría de la celdilla unidad se define en función de seis parámetros: la longitud de tres aristas a, b y c y los tres ángulos interaxiales α, γ, β que representan otros tantos sistemas cristalinos. Estos sietes sistemas cristalinos son el cubico, tetragonal, hexagonal, ortorrómbico, romboédrico, monoclínico y triclínico.

Celda unidad

Sistema	*Longitudes*	*Ángulos*	*Ejemplo (nombre común)*
Cúbico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	NaCl (halita)
Tetragonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	TiO_2 (rutilo)
Ortorrómbico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90°$	$MgSO_4 . 7H_2O$ (epsomita)
Monoclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \gamma = 90°; \beta \neq 90°$	$CaSO_4\ 2H_2O$ (yeso)
Triclínico	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90°$	$K_2Cr_2O_7$ (dicromato de potasio)
Hexagonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = 90°; \gamma \neq 90°$	SiO_2 (Sílice)
Romboédrico	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90°$	$CaCO_3$ (Calcita)

Tabla 2.19. Celdilla unidad, con sus parámetros y ejemplos de minerales

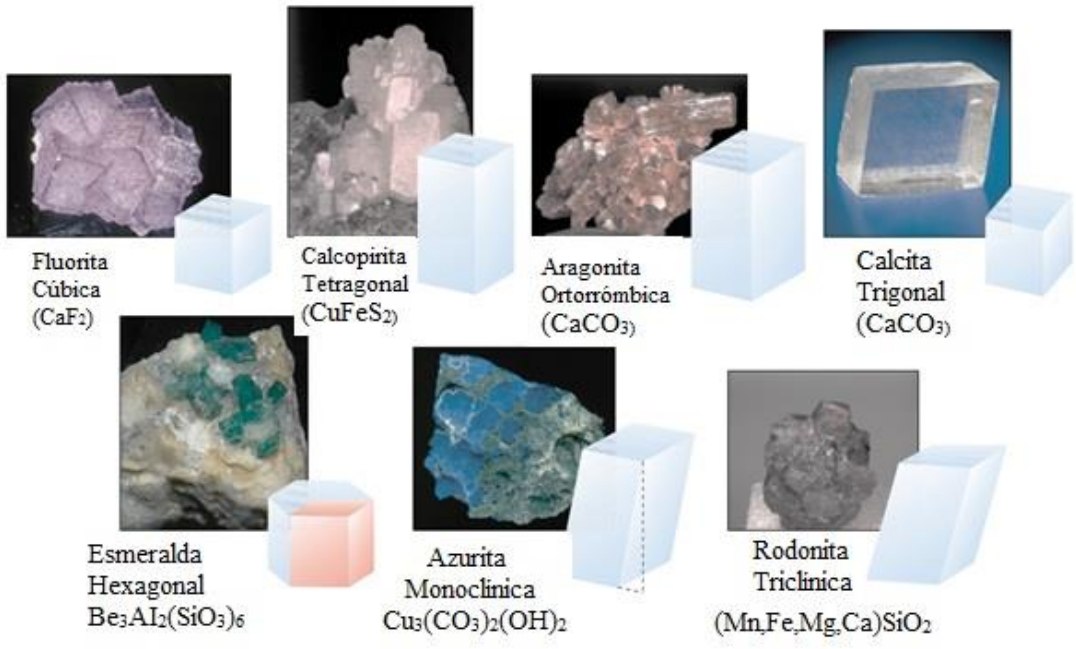


Figura 2.13. Siete minerales con sus respectivas estructuras cristalinas.

Parte experimental

En un principio, se prepararon muestras patrón de soluciones saturadas de cloruro de sodio (NaCl), sulfato de sodio (Na_2SO_4), sulfato de calcio ($CaSO_4$), carbonato de calcio ($CaCO_3$) y cloruro de potasio (KCl). Para ello se tuvo en cuenta los valores de la solubilidad presentados en tablas y así obtener las soluciones saturadas correspondientes. Para ello se utilizaron tubos de plástico con tapón de capacidad 8 mL.

Para la observación de las muestras en el microscopio óptico, se colocó una gota de la muestra patrón concentrada y otra del sobrenadante, más diluida, equidistante de la línea central, en tres porta objetos diferentes. Para cada muestra se realizó el mismo procedimiento. Cada triada de portaobjeto fue sometido a tres condiciones ambientales diferentes: estufa a 70°C, (15 minutos) desecador con piedras de sílica gel (24hs), y sin tratamiento, en fresco, (inmediato), en este caso se utilizó un cubre objeto.

Luego fueron observadas en el microscopio óptico, se comenzó con el objetivo 4x y luego se aumentaba si era necesario. Las imágenes fueron observadas por oculares y en la pantalla de la computadora, eligiendo las de mejor resolución. Estas observaciones perminten predecir qué tipo de cristales hay presentes en las muestras y sirven como complemento al análisis de DRX.

Resultados

➢ *Cristales de muestras patrón*

En las siguientes figuras, se presentan las imágenes obtenidas para las distintas muestras de sales patrones, que fueron utilizadas como referencia al momento de evaluar las muestras procedentes de los sistemas salinos naturales. En la secuencia de imágenes se presenta el aumento del objetivo y el proceso con el que fuera tratado previamente cada porta – objetos en el paso previo a la observación en el microscopio.

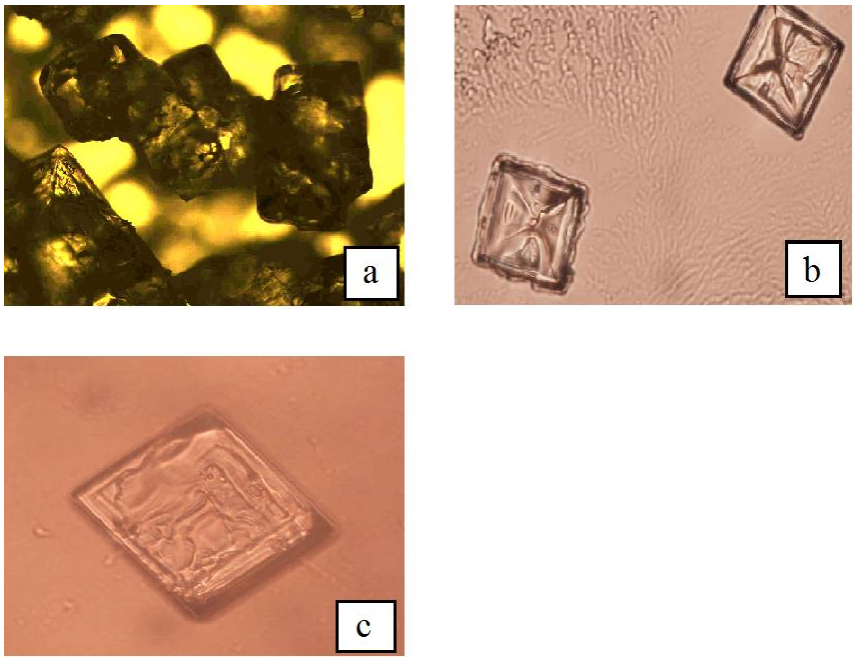


Figura 2.14. Cristales de cloruro de potasio (KCl).a) Desecador, 10x, b) Estufa, 60x, c) En fresco, 60x

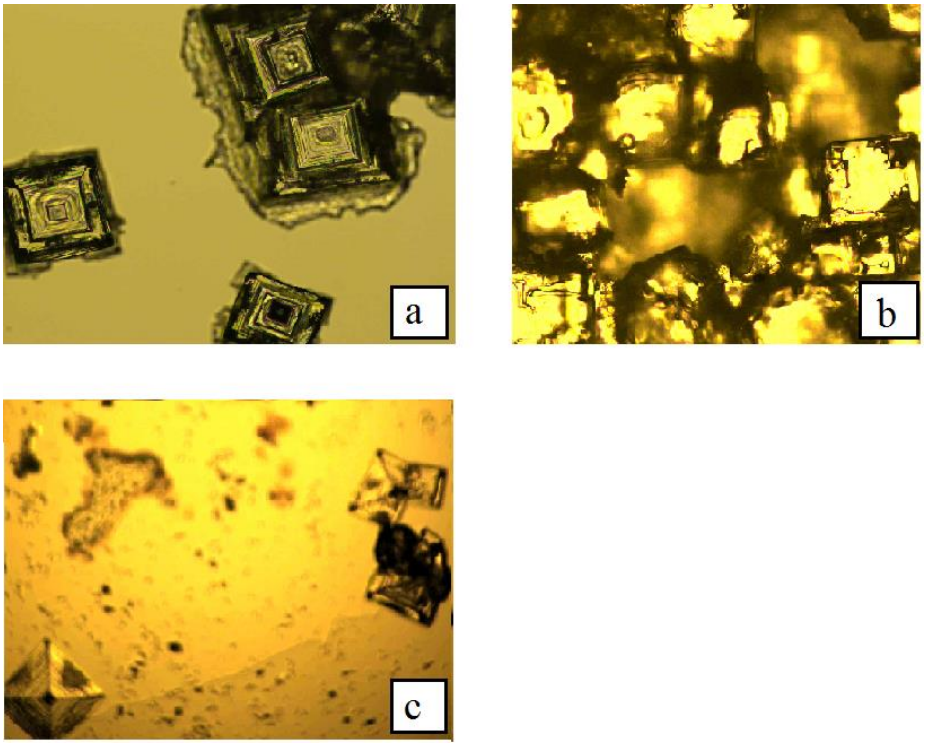


Figura 2.15. Cristales de cloruro de sodio (NaCl). a) Estufa 10x, b) Estufa 10x c) En fresco, 4x.

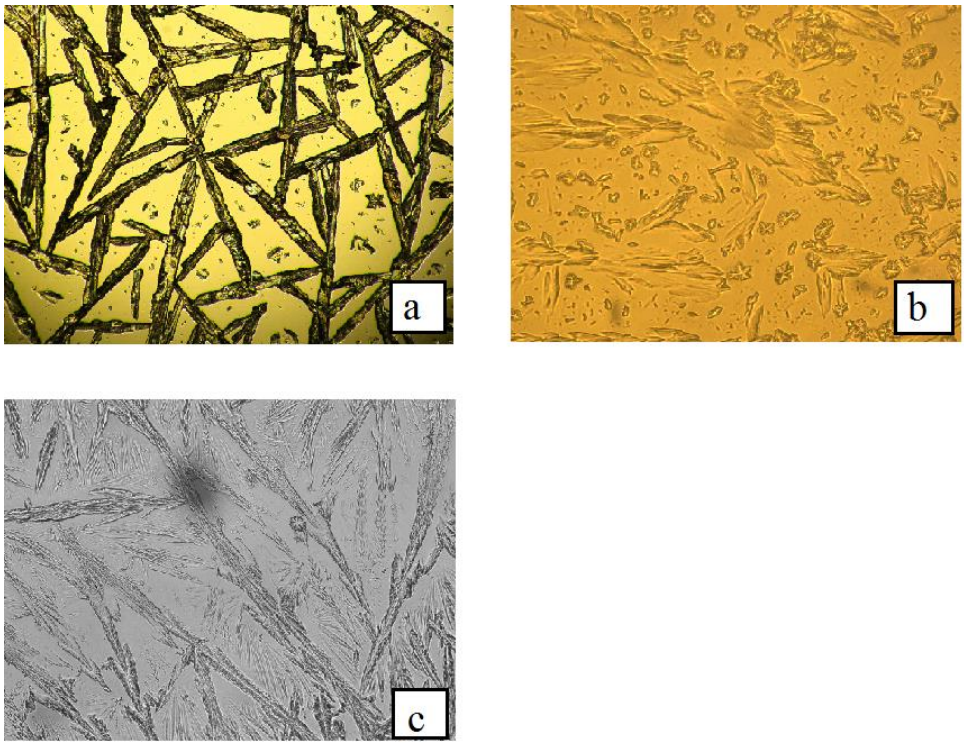


Figura 2.16. Cristales de sulfato de sodio, (Na_2SO_4). a) Estufa 4x, b) En fresco, 40x, c) Estufa 20x

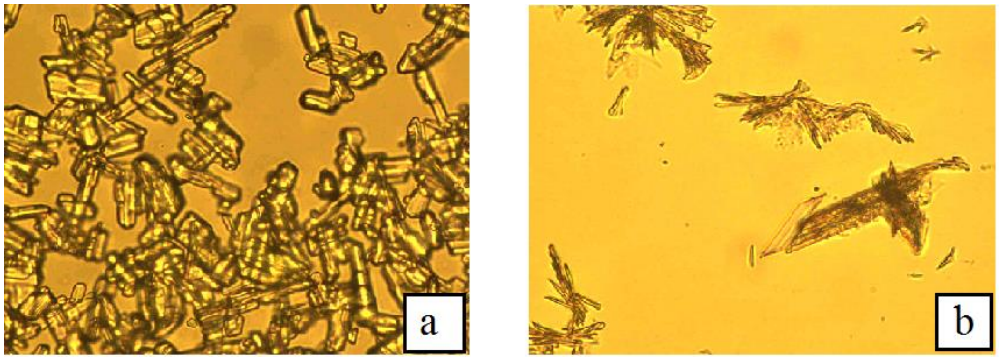


Figura 2.17. Cristales de sulfato de calcio ($CaSO_4$). a) En fresco 4x, b) Estufa 10x

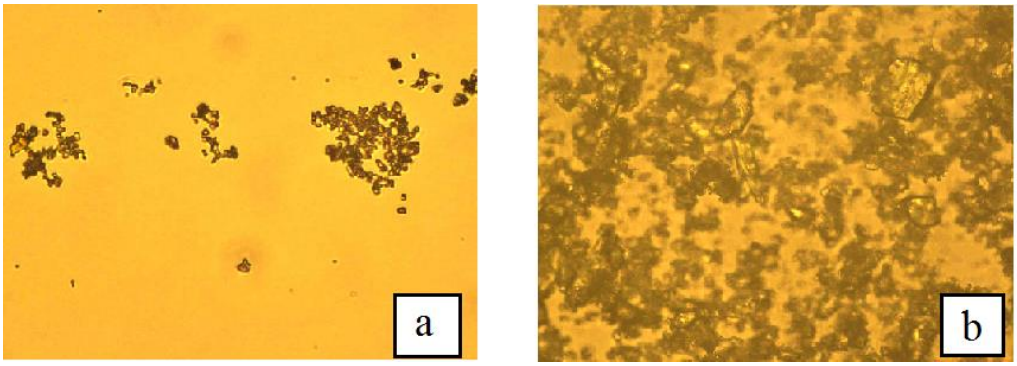


Figura 2.18. Cristales de carbonato de calcio ($CaCO_3$). a) Desecador 60x; b) En fresco 40x.

Comparación de sales en ecosistemas naturales frente a patrones

Se llevó a cabo la preparación de muestras de agua de sistemas salinos, Laguna Mar Chiquita (MC), Lago Pellegrini (LP), Salinas Mendocinas, (SM) Laguna Epecuén (EP) para luego ser observadas al microscopio; el procedimiento utilizado fue idéntico al que ya se detalló para muestras patrón. Los sistemas son Laguna Mar Chiquita, Laguna Epecuén, Salinas Mendocinas y Lago Pellegrini.

Para comparar la composición de cationes y aniones con las imágenes obtenidas del microscopio se presenta la tabla con los valores de las determinaciones realizadas previamente.

Muestra	**[Ca^{2+}] mg/L**	**[Mg^{2+}] mg/l**	**[K^{+}] mg/L**	**[Na^{+}] mg/L**	**[Cl^{-}] mg/L**	**[SO_4^{2-}] mg/L**	**DRX**
MC	708,7	321	213,9	10829,1	21380,7	9884,3	Halita - thenardita
LP	125,7	6,3	0,9	913,7	915,9	553,4	Halita - thenardita
AM	1069,9	53,5	3,0	9644,7	8128,2	16620,2	Halita - thenardita
EP	96,9	4,8	30,4	58477,2	74066,7	37721,2	Halita - thenardita

Tabla 2.20. Análisis físico químicos y DRX

Imágenes y análisis de resultados

- *Laguna Mar Chiquita (Córdoba)*

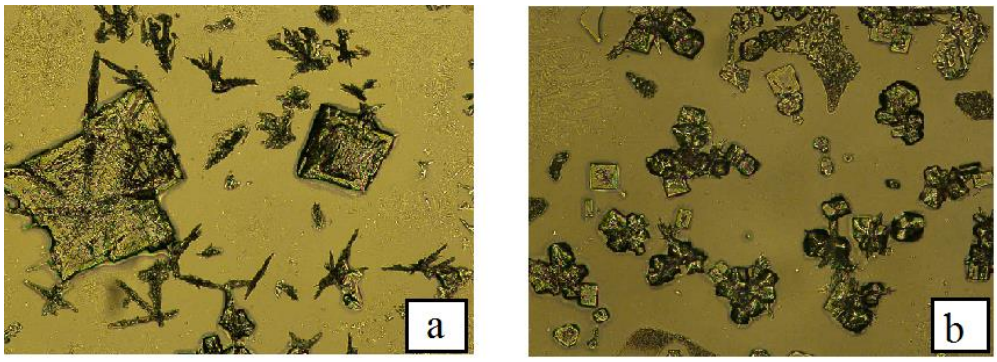


Figura 2.19. Laguna Mar Chiquita, cristales observados al microscopio con muestras procesadas en desecador, a) 10x y b) 20x

Las imágenes presentadas en la figura 2.19, corresponden a los cristales observados para la muestra de Mar Chiquita, procesadas en desecador a distintos aumentos.

Por comparación de estas imágenes con las muestras patrones de laboratorio, se puede observar una mayor coincidencia de la imagen ***a*** con los cristales de la figura 2.15 ***a*** y ***c***, correspondiente a NaCl, con los cristales de Na_2SO_4 (Figura 2.16) y cristales de $CaSO_4$ (Figura 2.17), mientras que para la imagen 2.19 ***b***, la coincidencia es mayor con los cristales de la figura 2.15 ***a*** y ***c***, que corresponden a los cristales de NaCl.

- *Laguna Epecuén (Buenos Aires)*

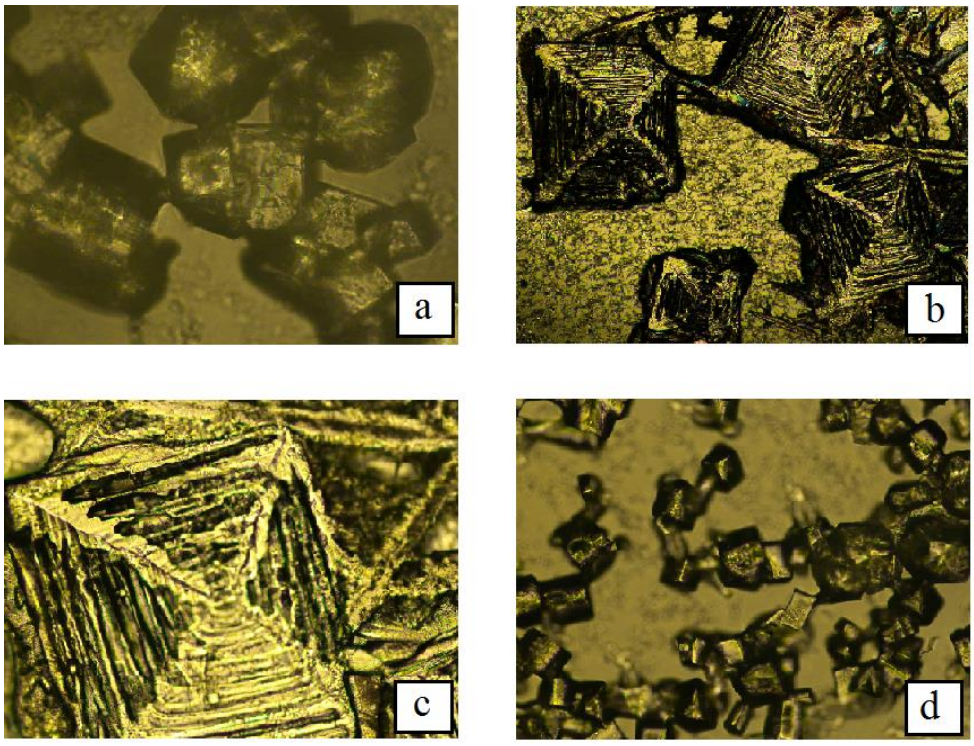


Figura 2.20. Laguna Epecuén. Cristales observados al microscopio con muestras procesadas en estufa a) estufa. a) 10x, b) 40x, c) 20x, d) 4x

La figura 2.20, muestra los cristales formados en la muestra de la Laguna de Epecuén, procesadas en estufa.

A partir de estas imágenes podemos estimar que los cristales observados en la muestra de EP, presentan una similitud apreciable con los de la figura 2.14 y con los de la figura 2.15 correspondiente a los cristales de KCl y NaCl de las muestras patrón, respectivamente. El análisis fisicoquímico de dicha agua de igual procedencia (tabla 2.20) indica la presencia de ambos cationes K^+ y Na^+, así como también de Cl^-; a partir de esto, es posible considerar la presencia de cristales de KCl, aun cuando los DRX no dan cuenta de ello.

➢ *Salinas mendocinas (Mendoza)*

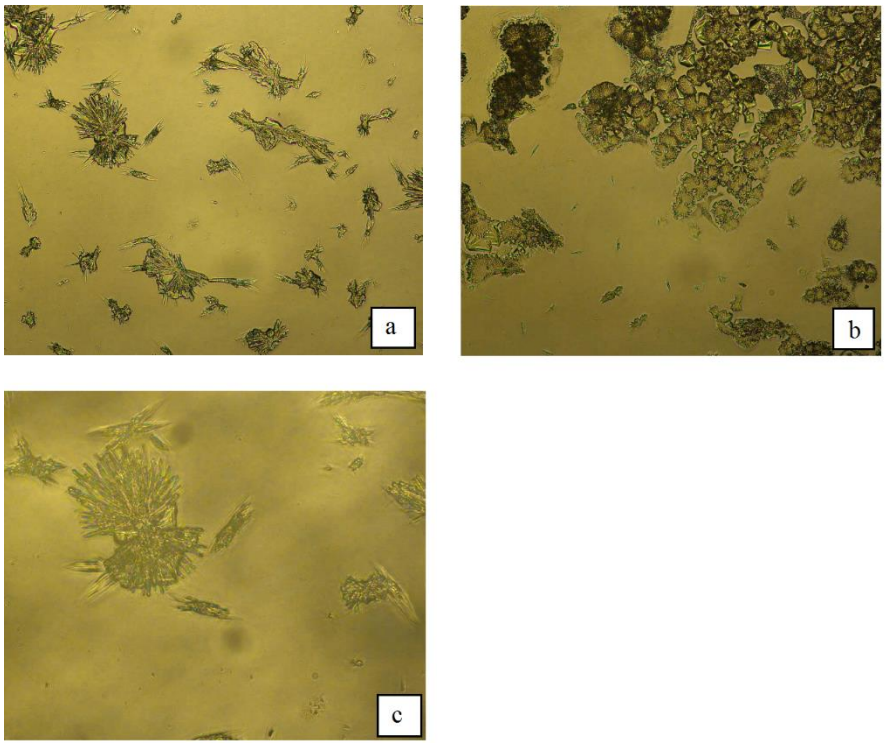


Figura 2.21. Salinas de Mendoza. Cristales observados al microscopio procesadas en desecador: a) y b) 20x; c) 40x

La figura 2.21, representa los cristales obtenidos con el procesamiento en desecador de la muestra de salinas de Mendoza.

Comparando las imágenes de las muestras de salinas mendocinas con las correspondientes a los patrones, en la figura 2.21 ***a*** se observa la presencia de sales de KCl (Figura 2.14) y NaCl (Figura 2.15), que presentan estructuras cúbicas, con predominio de NaCl.

Por otra parte, en las figuras 2.21 ***b*** y ***c,*** se pueden observar cristales con estructuras en forma de puntas y ramificadas, con determinada similitud a los de la figura 2.16, por lo que nos permite predecir que los cristales mayoritarios son de Na_2SO_4, acompañados por $CaSO_4$ (Figura 2.17) en menor proporción. Dichos resultados coinciden con los ya obtenidos por DRX y con los análisis físico químicos (Tabla 2.20).

➢ *Lago Pellegrini (Río Negro)*

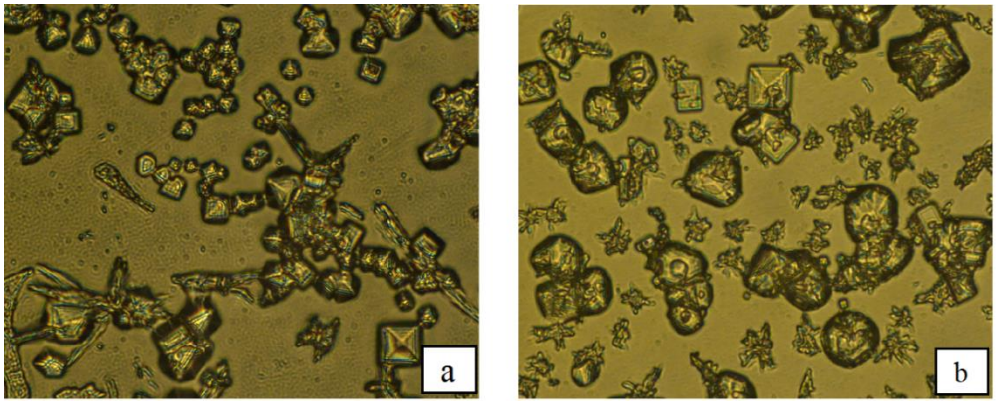


Figura 2.22. Lago Pellegrini. Cristales observados al microscopio con nuestras procesadas en desecador a) 60x y b) 60x

La figura 2.22, muestra los cristales observados con el procesamiento de desecador, de la muestra correspondiente al Lago Pellegrini.

En la figura 2.22 ***a*** se pueden observar estructuras cúbicas que guardan similitud con los cristales de KCl (Figura 2.14) y NaCl (Figura 2.15). En la figura 2.22 ***b*** se pueden observar los cristales con ramificaciones en puntas como los de Na_2SO_4 (Figura 2.16). Estos resultados son coincidentes con los obtenidos por los análisis fisicoquímicos de laboratorio y los DRX (Tabla 2.20).

A pesar de que se preparó en el laboratorio una muestra patrón como modelo de comparación de cristales de $CaCO_3$ (Figura 2.18), no fueron observados en las muestras de los sistemas naturales estudiados en este trabajo.

3. Estudio de Termoquímica en aguas naturales

En este bloque se llevan a cabo una serie de experiencias de calorimetría, en las cuales se trabajan con distintas matrices, muestras de agua y fangos, y se utilizan diferentes instrumentos que cumplen la función de calorímetros. El objetivo es buscar una experiencia alternativa a la de calorimetría con vaso de Dewar, comúnmente utilizada.

3.1. Calorimetría

La calorimetría es un método en el cual dos cuerpos que se ponen en contacto, cada uno a diferente temperatura, llegan en un determinado tiempo a igual temperatura de equilibrio. Para ello el sistema debe estar herméticamente aislado, de manera que no influya la temperatura del ambiente.

El calorímetro es un instrumento adiabático utilizado en esta experiencia, el cual debe encontrarse aislado para no intercambiar calor con el medio. Antes de utilizar dicho instrumento, es necesario conocer el valor de su contante, la capacidad calorífica (C_k), debido a que es la cantidad de calor absorbida o liberada por las distintas partes del mismo (paredes internas, termómetro, tapa) cuando se aumenta o se disminuye, respectivamente, su temperatura en 1 °C.

Debido a que el calorímetro es considerado un sistema adiabático, la sumatoria de los calores de cada una de las partes del sistema debe ser nula, cumpliéndose:

$$Q_{Afría} + Q_{Acal} + Q_{calorímetro} = 0$$

Siendo $Q_{Afría}$ y Q_{Acal} los calores correspondientes a las masas de agua fría y caliente, respectivamente, y $Q_{calorímetro}$, el calor del calorímetro.

La capacidad calorífica de un sistema se define como la cantidad de calor que hay que aportarle al mismo, para elevar en 1° C su temperatura. Cuando esa cantidad de sustancia es un gramo, la capacidad calorífica se denomina calor específico (C_P)

Si se conoce el calor específico y la cantidad de sustancia, entonces el cambio de temperatura nos indica la cantidad de calor que ha sido absorbido por el sistema. La ecuación que nos permite calcular dicho calor es:

$$Q = m\, C_p\, \Delta T = m\, C_p\, (T_f - T_i) = C_k\, (T_f - Ti)$$

Siendo $\mathbf{C_k = m\ C_p}$ la capacidad calorífica, donde **m** es la masa, $\mathbf{C_p}$ el calor específico, **Q** el calor de cada sistema, $\mathbf{T_i}$ y $\mathbf{T_f}$ las temperaturas inicial y final del sistema, respectivamente.

Parte experimental: Determinación Capacidad calorífica del calorímetro

Para realizar la determinación de la capacidad calorífica del calorímetro, se coloca dentro del mismo una masa conocida de agua ($m_{Afría}$) y se determina su temperatura inicial ($T_{fría}$). Se agrega otra masa conocida de agua (m_{Acal}) a una temperatura mayor (T_{cal}). Luego de cinco minutos, se determina la temperatura final del sistema, que se denomina temperatura de equilibrio (T_{eq}).

Experiencia 1.1: Determinación de la capacidad calorífica utilizando como calorímetro un vaso de poliestireno

Para realizar esta experiencia el sistema estaba formado por un vaso de poliestireno (Telgopor®) y su correspondiente tapa (figura 3.1 a), con un orificio que permita colocar el sensor. Las medidas de temperatura del agua fría dentro del calorímetro fueron registradas en cada momento mediante el equipo *Testo*, (sensor de temperatura) y la temperatura del agua caliente utilizando un termómetro.

Para calcular la capacidad calorífica del equipo se utilizaron las siguientes ecuaciones:

$$(1)\ Q_{Afría} + Q_{Acal} + Q_{calorímetro} = 0$$

Teniendo presente la relación: $Q = m\ Cp\ (Tf - Ti) = C\ (Tf - Ti)$, y reemplazando

$$m_{Afría}\ C_{pA}\ (T_{eq} - T_{fría}) + m_{Acal}\ C_{PA}\ (T_{eq} - T_{cal}) + C_k\ (T_{eq} - T_{fría}) = 0$$

C_k = capacidad calorífica del calorímetro

De esta ecuación es posible hallar el valor de C_k, despejando dicha variable:

$$(2)\ C_k = \frac{m_{Afría}\ C_{pA}\ (T_{eq} - T_{fría}) + m_{Acal}\ C_{pA}(T_{eq} - T_{cal})}{(T_{fria} - T_{eq})}$$

Masa agua fría (g)	Masa agua caliente (g)	T° fría (°C)	T° caliente (°C)	T° equilibrio (°C)	Capacidad calorífica calorímetro (J/°C)
50,2900	50,0227	22,4	74,0	45,5	47,74
50,1900	50,1220	23,7	76,0	48,4	24,30
50,0200	50,0435	22,1	76,0	48,4	10,42

Tabla 3.1. Capacidad calorífica calorímetro

Según el método de descarte de valores Q_{90}, para el caso de tres mediciones se tiene Q_{90} = 0,941. Analizando cada uno de los extremos:

$X_{inf} = \frac{24,30-10,42}{47,74-10,42} = 0,372$ 0,372 < 0,941 entonces no se descarta el valor 10,42

$X_{sup} = \frac{47,74-24,30}{47,74-10,42} = 0,628$ 0,628 < 0,941 entonces no se descarta el valor 47,74

El promedio entre estos tres valores es C_k= 27,48 J/°C

Experiencia 1.2: Determinación de la capacidad calorífica utilizando como calorímetro un termo

El calorímetro consiste en un termo de 500 mL de capacidad, al cual se le adaptó una tapa hecha con material *Polifam*® de manera tal de ser lo más hermético posible (figura 3.1 b); además contenía un pequeño orificio para el sensor de temperatura. En este caso, se midió la temperatura tanto en el calorímetro como del agua caliente, utilizando los sensores, que fue representada en una tabla de valores en el programa Testo de la PC.

Masa agua fría (g)	Masa agua caliente (g)	$T°_{fría}$ (°C)	$T°_{caliente}$ (°C)	$T°_{equilibrio}$ (°C)	C_k Termo (J/°C)	C_k Termo promedio (J/°C)
156,08	156,08	24,2	83,2	52,9	36,37	36,27
156,03	156,04	24,8	84,2	53,7	36,16	

Tabla 3.2. Valores de capacidad calorífica termo

Experiencia 1.3: Determinación de la capacidad calorífica utilizando como calorímetro el vaso de Dewar

En este caso se utilizó el vaso de Dewar como calorímetro, realizando el mismo procedimiento que el anterior. Para calentar la masa de agua se utilizó Erlenmeyer de 250 mL para evitar pérdidas por evaporación.

Agua Fría (g)	Agua Caliente (g)	T° fría (°C)	T° caliente (°C)	T° equilibrio (°C)	C_k calorímetro (J/°C)	C_k calorímetro promedio (J/°C)
150,0188	150,0200	25,1	76,0	48,0	139,7	138,05
150,0200	150,0589	26,0	75,0	48,1	136,4	

Tabla 3.3. Valores de capacidad calorífica del calorímetro

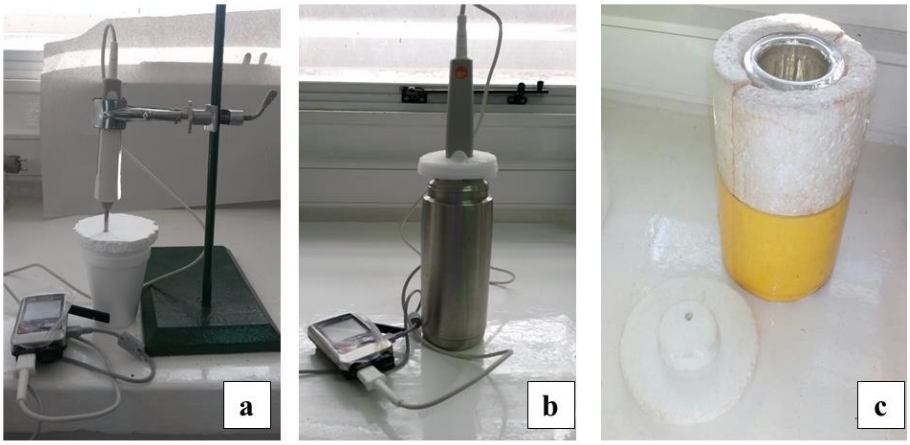


Figura 3.1. Calorímetro con sensor de temperatura. a) Vaso de poliestireno y b) termo; c) Vaso de Dewar.

Experiencia 2: Determinación del calor específico del aluminio

Teniendo presente la capacidad calorífica del vaso de Dewar se procedió a calcular el calor específico del aluminio. El procedimiento consistió en medir una masa de agua de aproximadamente 300 g. y colocarla en el calorímetro a temperatura ambiente, con el sensor de temperatura. Luego se pesó el cilindro (6,21cm^3) de aluminio en estudio y se colocó en un tubo de ensayo llevándolo en un baño de agua caliente hasta temperatura 100 °C. Una vez que el agua entró en ebullición se lo dejó alrededor de tres minutos en el baño para asegurarse que haya alcanzado la temperatura indicada. Luego se traspasó el cilindro de aluminio caliente al calorímetro, se tapó rápidamente y se agitó unos segundos. A continuación se fueron registrando los valores de temperatura con el equipo *Testo*.

A partir de los valores obtenidos, se realizaron los cálculos correspondientes utilizando las ecuaciones anteriores (1) y (2), reemplazando los valores del agua caliente por los del aluminio.

Masa agua caliente (g)	Masa aluminio (g)	$T_{fría}$ (°C)	$T_{caliente}$ (°C)	T_{eq} (°C)	Calor Específico Aluminio (J/°Cg)
300,0820	16,7682	24,6	100	25,4	0,891
300,0974	16,7682	24,7	100	25,5	0,893

Tabla 3.4. Calor específico del aluminio

Experiencia 3: Determinación del calor específico de agua de Mar Chiquita

El procedimiento fue realizado de igual forma que el caso anterior, utilizando el vaso de Dewar. A partir de la segunda medición se empezó a utilizar una masa mayor de aluminio. Se hicieron mediciones con muestras de agua filtrada en abril y agosto de 2015, provenientes de Mar Chiquita. Dado que la experiencia se realizó con el mismo tipo de muestra que se hizo en forma repetitiva pero sin eliminar y volver a pesar una nueva masa de agua.

Muestra	**Masa agua (g)**	**masa aluminio (g)**	**$T°_{fría}$ (°C)**	**$T°_{aluminio}$ (°C)**	**$T°_{equilibrio}$ (°C)**	**Calor específico (J/°Cg)**
MC abril	300,3430	16,7682	25,9	100	26,9	3,17
MC abril	284,9192	33,5502	26,5	100	28,2	3,94
MC agosto	351,5665	33,5502	26,2	100	27,6	4,00
MC agosto	350,292	33,5502	25,5	100	26,9	4,05

Tabla 3.5. Calor específico experimental en muestras de agua

La muestra del agua de Mar Chiquita (2016) presenta un valor de calor específico de 3,937 J/g °C *(Bachini et al, 2016).*

Análisis de resultados y conclusiones

A partir de las experiencias realizadas y del análisis de los resultados obtenidos se puede decir que en la experiencia 1.1, en la que se utilizó como calorímetro vaso de poliestireno, al no haber repetibilidad en los resultados obtenidos y ante la necesidad de mejorar la precisión, se deben realizar mayor número de experiencias. Este sistema utilizado como calorímetro es una buena herramienta para ser aplicada en el nivel secundario, ya que es de fácil manipulación, con materiales de bajo costo y posibles de conseguir, y la

experiencia demostró que a pesar de la diferencia de resultados si nos permite llegar a una temperatura de equilibrio que es el objetivo buscado.

En cuanto a la experiencia 1.2, utilizando como calorímetro un termo, se obtuvieron mejores resultados que el anterior. El uso del termo como calorímetro es factible de utilizar en el aula ya que permite realizar mediciones de cambio de temperatura en un tiempo cuando dos cuerpos con distinta temperatura se ponen en contacto; los sensores podrían ser reemplazados por dos termómetros de laboratorio.

En el caso de la experiencia 1.3, utilizando como calorímetro con el Vaso Dewar, se obtuvieron buenos resultados. En la experiencia 2, con los valores de calor específico del aluminio experimentales, es posible obtener un valor promedio C_p = 0,892 J/°Cg, el cual es cercano al valor del calor específico de bibliografía, Cp= 0,909 J/°Cg.

Haciendo referencia a la experiencia 3, si se tiene presente que el calor específico del agua C_p= 4,183 J/°Cg es uno de los valores más altos de calor específico en comparación con el resto de los materiales, podemos establecer que al contener sales disueltas, con calores específicos menores, dará como resultado un valor menor que el del agua pura. Esto puede corroborarse a través de la ecuación Cp = Cp agua. Xagua + Cp sal. Xsal.

Esto también queda justificado en los resultados obtenidos a partir de los valores obtenidos en la diferencia estacional abril – agosto.

Más allá de cualquier sistema que se utilice como calorímetro, es relevante destacar la importancia de la observación y la acción de los estudiantes a través de las experiencias para adquirir un aprendizaje significativo.

4. Secuencias didácticas como estrategias para la enseñanza de la química mediante el estudio de sistemas naturales y uso de material diversificado

Introducción……. 74

Objetivos…….. 76

1. Secuencia didáctica N°1: Los suelos, sistemas materiales heterogéneos…… 78

Experiencia 1.1: Testeando para aprender …….. 79

Experiencia 1.2: Humedad en los suelos……. 82

Experiencia 1.3: Ensayo de sedimentación …… 84

Experiencia 1.4: Porosidad del suelo……. 84

2. Secuencia didáctica N°2: La química en los sistemas naturales……. 89

2.1 Determinación del pH…… 92

Experiencia 2.1.1: pH en muestras de agua……. 92

Experiencia 2.1.2: pH en muestras de suelos…….. 92

2.2 Determinación de conductividad eléctrica……..... 96

Experiencia 2.2.1: Conductividad en muestras de agua…….. 96

Experiencia 2.2.2: Conductividad en muestras de suelo……. 97

2.3 Determinación de dureza……... 98

Experiencia 3: Detectamos “aguas duras”……. 98

2.4 Sales en muestras de agua……. 100

Experiencia 2.4.1: Obtención de sales en muestras de agua…….. 101

3. Secuencia didáctica N°3: Cristales al microscopio……. 102

Experiencia 1: Crecimiento de cristales…… 107

Experiencia 2: Observamos cristales al microscopio…… 110

Observación de imágenes del microscopio……..... 112

Atención a la diversidad……. 113

4. Secuencia didáctica N°4: Calorimetría…… 115

Experiencia 1: Calorimetría utilizando un termo como calorímetro…… 118

Experiencia 2: Determinación del calor específico de muestras de agua…… 119

INTRODUCCIÓN

En el trabajo educativo es recurrente la pregunta sobre los alcances o límites de nuestra acción educativa posible. Una sospecha más que se suma a las ya críticas sobre el sentido de las prácticas escolares, los fines que debería perseguir la acción escolar, muchas veces jaqueada en sus certezas por la demanda de atender a la crítica a las concepciones modernas, a la atención a la diversidad, a conciliar una práctica inevitablemente normativa y homogeneizadora, con la crisis de valoraciones uniformes, a resolver las irónicas relaciones educación- no- trabajo, al fin al desencanto general.[5]

Las propuestas fueron diseñadas conforme a la diversidad áulica en cuanto al tratamiento didáctico de las temáticas. Estos instrumentos de planeación didáctica pueden ir variando dependiendo la situación, en cuanto a que el aula es un espacio de decisión donde las estrategias constituyen los medios para aproximar a los alumnos al conocimiento en sentido amplio, y a su interpretación. El propósito es que las propuestas faciliten la tarea de los profesores, sumado a la intención fundamental de favorecer en los estudiantes su avance en la construcción y adquisición de los conocimientos, promover tanto las habilidades operativas, como aquellas que ejercitan su creatividad y estructuras cognitivas.

En las estrategias que constituyen esta guía se presentan los aprendizajes propuestos en el programas de estudios de diferentes cursos, de nivel medio, en forma de objetivos a alcanzar y habilidades cognitivas, procedimentales y actitudinales por desarrollar. Se conservan las preguntas generadoras, y se sugiere una serie de actividades con la finalidad de orientar que los alumnos encuentren las respuestas y las explicaciones, con base en una metodología para la enseñanza de la química, en el contexto del estudio de sistemas naturales cercanos a los estudiantes; es por esa razón es que se da preponderancia a las actividades experimentales.

Además de los aprendizajes disciplinarios, se ha tomado en cuenta el aporte del área de Ciencias Experimentales al perfil del egresado, esto queda explicitado cuando se solicita la búsqueda bibliográfica, la discusión y la reflexión con la idea de propiciar el desarrollo de habilidades como de la comunicación oral y escrita. Con la finalidad de desarrollar la capacidad de síntesis es frecuente el pedido de la elaboración de resúmenes y reportes de

[5]La educabilidad bajo sospecha- cuaderno de pedagogía rosario N°9- Ricardo Baquero. Universidad Nacional de Quilmes. 2011.

actividades experimentales. De igual manera, las lecturas propuestas contienen guías de discusión o cuestionarios para corroborar su comprensión. También se proponen actividades para fomentar la creatividad, y se proporcionan “pistas” al profesor para ayudarlo en este proceso de enseñanza-aprendizaje.

Tanto el profesor como los estudiantes, y quienes proponen estrategias no pueden predecir con certeza, lo que va a suceder en el aula, la planificación es en la diversidad. Las formas de proceder en clase se pueden adecuar o modificar, ya que constantemente surgen oportunidades inesperadas para la consecución de las metas educativas. El docente tiene que saber captar esas ocasiones y poder utilizarlas en beneficio del proceso educativo. Las actividades están pensadas desde el contexto del estudiante, para que pueda visualizar que los temas de química pueden ser aplicados en situaciones concretas. El objetivo es contextualizar los conceptos que se ven en el área y no que sean abstractos y queden alejados del mundo del estudiante.

La secuencia de actividades, como así también las temáticas propuestas, permiten el trabajo interdisciplinar con otras áreas de la currícula, tal como geografía y biología, entre otras, lo cual posibilita ampliar la propuesta para que los estudiantes puedan comprender e interrelacionar contenidos conceptuales.

Todas las guías didácticas pueden ser entregadas en formato pdf para que sea una herramienta posible de trabajo a través de la computadora, debido a que comúnmente, por cuestiones económicas, se trabaja con fotocopias en las cuales no se puede percibir los colores, que en muchas de las actividades propuestas, son de importancia.

Considerando que el presente guion es diseñado en la atención a la diversidad e inclusión de todos los estudiantes, es que muchos de los portadores de texto respeta necesidades de apoyo visual, iconografía, tamaño y forma de letra, niveles de competencia, recurso color, entendiendo que podemos ser parecidos pero no idénticos unos a otros y tenemos necesidades que deben ser consideradas desde una perspectiva plural y diversa.

Dentro de la iconografía utilizada en las siguientes secuencias didácticas, se presentan los íconos indicadores de las acciones correspondientes a seguir:

MOMENTO DE LECTURA, COMPRENSIÓN DE TEXTOS O BÚSQUEDA BIBLIOGRÁFICA.

EXPERIENCIA EN EL LABORATORIO

ACTIVIDADES CON APLICACIONES MATEMÁTICAS, FORMULACIÓN E INTERPRETACIÓN DE GRÁFICOS.

MOMENTO DE ACTIVIDADES PRÁCTICAS POR PARTE DEL ESTUDIANTE.

ACLARACIONES PARA EL/LA PROFESOR/A A TENER EN CUENTA PARA LAS ACTIVIDADES

MOMENTO DE VER VIDEOS O DIAPOSITIVAS.

OBSERVACIÓN EN EL MICROSCOPIO

Objetivos generales

- Fomentar actitudes propias del trabajo científico, tales como, la observación, recopilación de datos, tratamiento de los mismos y elaboración de conclusiones.
- Aprender a manejar herramientas y procedimientos habituales de la química, ya sea en el laboratorio u en otro ámbito.
- Comprender y expresar mensajes con contenido científico utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad, interpretar diagramas, gráficas, tablas y expresiones matemáticas elementales, así como comunicar a otros, argumentaciones y explicaciones en el ámbito de la ciencia.
- Obtener información sobre temas científicos, utilizando distintas fuentes, incluidas las referentes a tecnologías de la información y comunicación, recurriendo a ellas, valorando su contenido para fundamentar y orientar trabajos sobre temas científicos.

- Tener un acercamiento de las ciencias mediante el estudio y la manipulación de materiales naturales con los cuales se pueda trabajar diversos contenidos tanto conceptuales como procedimentales y actitudinales.

1. Secuencia Didáctica N°1: Los Suelos, sistemas materiales naturales heterogéneos

Introducción

Esta secuencia de actividades comienza con el rescate de ideas previas, que nos permitirá conocer el territorio geográfico áulico necesario, para introducirnos en cuestiones conceptuales que van mucho más allá de una simple guía de trabajo en el aula. Mediante las mismas surgirán "algunas ideas" que representarán el punto inicial para trabajar otras propuestas más concretas de las ciencias en el aula. A partir de los sistemas naturales de suelos y aguas, es posible abordar contenidos conceptuales muy variados como sistemas heterogéneos, fases del sistema, métodos de separación de fases.

Objetivos

- Reconocer los suelos como sistemas materiales heterogéneos y trabajar sobre las fases que lo conforman.
- Conocer las propiedades físicas y químicas de los suelos
- Desarrollar contenidos procedimentales de laboratorio.

1. Al rescate de ideas previas

El objetivo es buscar y adquirir información a través de los distintos sentidos. Mediante el sistema del tacto háptico tendrán la valoración de las diferentes características de los suelos. Se trata de un sistema basado en la percepción, para disuadir la discriminación, orientado al reconocimiento de objetos manipulándolos en lugar de mirarlos. En otra instancia, con la observación harán un recorrido por el mundo visible.

1.1. Testeando para aprender

Preparar una serie de cajas con muestras de suelo, y tapar. Dejar un orificio para que se pueda colocar la mano. Los estudiantes experimentaran diferentes acciones tales como, pasar el dedo por la superficie, apretar y comprimir el suelo, presionar con el dedo, sostener muestra del suelo, etc.

Experiencia 1.1: Testeando para aprender	
OBJETIVO: Experimentar y reconocer las diferentes características de los suelos	
PROCEDIMIENTO	
1-Trabajar en duplas. Uno de los dos se debe vendar los ojos y percibir mediante el tacto las cualidades de diferentes muestras de suelo, mientras el otro compañero debe registrar las características en cada caso.	2-Armar una tabla con los registros: textura, humedad, tamaño de partícula, aspereza y suavidad, forma, peso, temperatura, tamaño, volumen. Esta tabla se retomará más adelante.

1.2 Sistemas materiales heterogéneos

Mostrar sistemas de diferentes suelos, fértil, arenoso, arcilloso, con piedras, etc, en el lugar que se considere más apropiado o del cual se disponga, ya sea en el aula, en el patio o en el laboratorio. También se puede presentar sistemas de agua. A continuación llevar a cabo las siguientes actividades.

El objetivo es encaminar a los alumnos a que reconozcan al suelo como una mezcla heterogénea, compuesta por tres fases bien definidas, y a partir de esto puedan aplicar los conceptos de mezcla y métodos de separación. La figura N°1 representa un modelo para una de las actividades a desarrollar.

1) Observar atentamente los distintos sistemas:
   a) ¿Cuántas fases puedes observar en cada sistema? ¿Cuáles son y de qué sustancias la componen?
   b) Si retomamos la actividad práctica anterior, ¿A qué crees que se debe la diferencia de humedad?
   c) Colocar agua en un recipiente que contenga una muestra de suelo: ¿Cómo explicas el fenómeno ocurrido?
   d) ¿Cómo podrían clasificar los sistemas según la cantidad de fases?
   e) ¿Se podrán separar las fases? ¿Cómo lo harías? Propone un método.

f) Representa un dibujo con las fases del suelo. Indica y nombra cada una de las fases y componentes en el mismo.

2) Busca información y responde: ¿Qué es un sistema homogéneo y uno heterogéneo? ¿A cuál de los dos sistemas corresponderían los suelos? ¿Por qué?

Figura 1. Modelo de representación de las fases del suelo

3) Elabora un breve texto en el que puedas explicar la importancia de los suelos teniendo como guía las siguientes preguntas:

- ¿En qué aspectos crees que es importante conocer las características de los suelos?
- ¿Qué valoraciones le dedicas a los suelos?
- ¿Qué piensas sobre la contaminación de los mismos? ¿Qué propondrías para evitar empeorar esta situación?
- ¿Qué crees que se necesita conocer de los suelos en cuanto a su utilización?

4) A partir de lo trabajado previamente, realizar una red conceptual teniendo en cuenta todos los conceptos vistos sobre el suelo como sistema material, su composición, métodos de separación, importancia del suelo, etc.

Estas actividades nos permiten indagar sobre sus concepciones de manera que al finalizar realicen la red conceptual como cierre. La misma será retomada para completarla y/o modificarla según los aprendizajes de la unidad una vez que fueron realizadas las actividades de desarrollo con la ayuda del docente. La red conceptual de la figura 2 sería un modelo, a modo de ejemplo. Se propone como actividad de cierre que revisen su primera red y así concluir con los temas, con ayuda del docente.

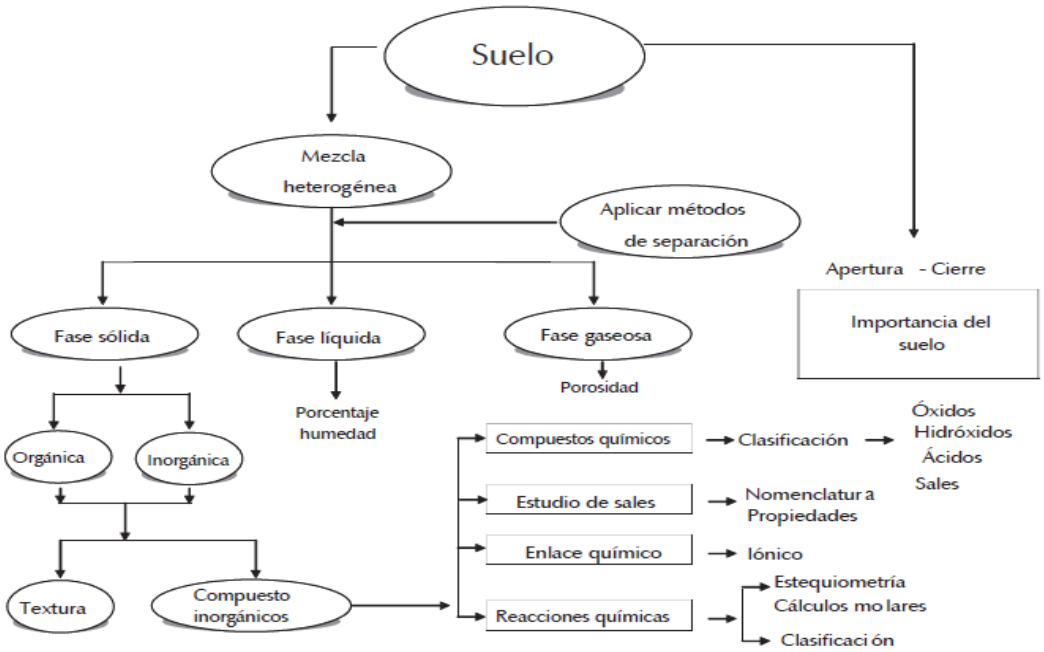


Figura 2. Red conceptual suelos

2. *Actividades de Desarrollo*

Objetivos:

Se pretende que los estudiantes en el desarrollo de las actividades puedan:

- Indicar los datos que serán necesarios registrar.
- Seleccionar los conceptos a investigar.
- Construir las tablas de registros, describir las transformaciones, y poder argumentar el porqué de las observaciones.

Experiencia 1: Humedad en suelos

Comienzo con preguntas orientativas. Se busca llegar a la conclusión de que si se evapora el agua contenida en el suelo, es posible calcular el porcentaje de humedad que presenta dicho suelo.

EXPERIENCIA 1: Humedad en suelos

Para pensar:

- ¿Cómo podrías conocer la cantidad de agua que hay en una muestra de suelo?
- ¿En qué estado se encuentra cada una de las fases, la de tierra y la de agua?

MATERIALES	PROCEDIMIENTO
• Cápsulas de porcelana • Muestras de Suelos • Desecador • Balanza	Pesar una cápsula vacía (u otro recipiente). Luego, pesar la misma cápsula con una cantidad abundante de suelo (300g aproximadamente). A continuación, dejar la cápsula con el suelo en desecador* con piedras de sílica gel. Dejar durante cinco días; luego retirar y volver a pesar. Registrar los valores de los pesos obtenidos en una tabla.

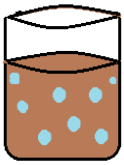
*Desecador: se puede elaborar un desecador utilizando una lata de leche en polvo vacía, con su respectiva tapa. Otra alternativa es utilizar un Tupper® con cierre hermético.

A continuación se propone una explicación para calcular el porcentaje de humedad en las muestras de suelos, mediante representaciones de dibujos y cálculos matemáticos.

Porcentaje de humedad

La cantidad de suelo que se midió inicialmente, es el total del sistema, es decir, el 100%. La cantidad de suelo seco, luego de colocar en desecador, corresponde a la cantidad de suelo real, mientras que la diferencia entre la masa inicial y la masa de suelo seco, es la cantidad de agua que se evaporó.

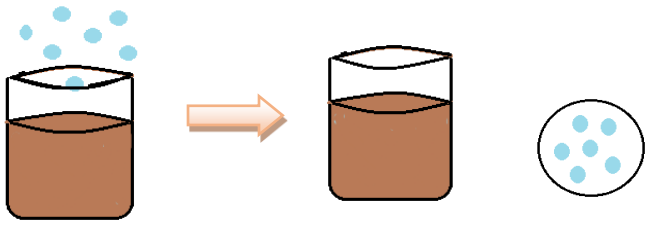
Primero plantear las proporciones mediante la regla de tres simple y determinar el porcentaje de humedad a partir de la incógnita de dicha proporción



100%

MASA TOTAL DE MUESTRA = SUELO REAL + AGUA

100% = % SUELO + % AGUA



%SUELO + % AGUA

MASA TOTAL = SUELO REAL + AGUA ⟹ *AGUA = MASA TOTAL - SUELO REAL*

Masa total ——— *100%*
Masa desecada ——— *x= % suelo real*

masa total ——— *100%*
diferencia suelos ——— *x= % agua*

⇩

%HUMEDAD

Expresión matemática: $\%HUMEDAD = \frac{\text{masa inicial - masa desecada}}{\text{masa total}} \times 100\%$

2.1 Actividades:

1) Luego de la explicación, calcular los porcentajes de humedad para cada uno de los suelos.
2) Completar la siguiente tabla con los datos obtenidos:

Muestra	Masa recipiente (g)	Masa recipiente + muestra (g)	Masa suelo Inicial (g)	Masa suelo final (desecada) (g)	Diferencia de masas (g)	%Humedad

3) ¿Qué muestra de suelo presenta mayor porcentaje de humedad? ¿A qué crees que se debe?
4) Realiza el mismo análisis anterior con el suelo que presentó menor porcentaje de humedad.
5) Realiza una búsqueda bibliográfica y explica qué suelo será el más indicado para los cultivos en función de la humedad que presentan. Explica tu respuesta. Leer el texto y determinar si los suelos analizados serían aptos para tal fin

Experiencia 1.3: Ensayo de sedimentación

<table>
<tr><td colspan="2">EXPERIENCIA 1.3: Ensayo de sedimentación</td></tr>
<tr><td colspan="2">Si nos centramos en la fase sólida de los suelos, ¿por qué componentes está conformada?</td></tr>
<tr><td>PROCEDIMIENTO</td><td>MATERIALES</td></tr>
<tr><td>1-Tamizar los suelos utilizando un tamizador o colador para obtener un suelo más homogéneo
2-Pesar exactamente la masa de cada muestra de suelo, (25,0g)
3-Colocar un poco de agua destilada en una probeta de 100mL. Luego incorporar el suelo poco a poco de manera que se disuelva y finalmente completar el volumen con agua.
4-Dejamos reposar por cuatro días
5-Tomar fotos una vez preparada las probetas con los suelos.</td><td>• Probetas de 100mL
• Muestras de suelos
• Agua destilada
• Espátula
• Balanza (A dos decimales)</td></tr>
<tr><td colspan="2">OBSERVACIÓN: Esta actividad será retomada luego de que las probetas con las mezclas de suelo queden estacionadas durante cuatro días.</td></tr>
</table>

Experiencia 1.4: Porosidad del suelo

Recordar la actividad 1) c) de la sección de suelos como sistemas heterogéneos. Se orientará a los estudiantes a crear el procedimiento para calcular el volumen de aire que contiene la muestra de suelo. En esta actividad se busca relacionar los conceptos con aplicaciones de la vida cotidiana, además de analizar los parámetros físicos, químicos y, más adelante, biológicos del suelo.

EXPERIENCIA 1.4: Determinación de la porosidad de suelos
¿Cómo se puede obtener la cantidad de aire que contiene una muestra de suelo?
PROCEDIMIENTO

1. Colocar una masa de suelo hasta la graduación de 10 mL en una probeta de 100 mL, golpear suavemente la probeta sobre la mesada, registrar el volumen de suelo contenido V_1 (probablemente disminuya una vez que se han eliminado los espacios más grandes)
2. Medir 15 mL de agua en otra probeta de 100 mL. Registrar el valor como V_2
3. Sumar el volumen $V_1 + V_2 = V_3$ lo cual nos dará el volumen total teórico.
4. Verter la tierra en la probeta que contiene el agua, esperar 1 minuto y luego registrar el volumen del contenido V_4, agua + tierra.

MATERIALES	RESULTADOS
• Probetas de 100 ml • Agua destilada • Muestras de suelo • Espátula	A partir de estos datos, ¿Cómo calculamos el volumen de aire en la muestra? Realizamos la diferencia entre el volumen que nos debería haber dado y el volumen que realmente nos dio: $\mathbf{V_{teórico} - V_{experimental} = V_{aire}}$

Volumen suelo Probeta 1 (mL)	Volumen agua probeta 2 (mL)	Volumen total teórico (mL)	Volumen total experimental (mL)	Diferencia de volúmenes = Volumen de aire (ml)

Para indagar

a) Buscar información acerca de la importancia del aire y el agua en el suelo, para debatir luego en el aula, citando las fuentes de información.
b) ¿A qué tipo de propiedades corresponde la presencia de estos dos elementos?

RESULTADOS EXPERIENCIA 1.3: Ensayo de sedimentación

1- Observar las fases de sedimentación en cada probeta.
2- Medir el volumen de cada una de las fases que se distinguen en las probetas. Luego registrar los resultados en la siguiente tabla:

Muestra de suelo	Volumen (ml)	Composición suelo	Porcentaje de composición

CONCLUSIONES
a) ¿Cuál es el suelo que presenta mayor porcentaje de: limo, arcilla y arena? b) ¿A qué se debe la diferencia en la sedimentación de cada componente del suelo?

Elaborar un informe de laboratorio sobre la experiencia 1.3, *Ensayo de sedimentación y* la experiencia *1.4 La porosidad del suelo*, en el cual incluyas introducción, objetivos, resultados (con gráficas o fotos) y conclusiones.

1.2.2 Contaminación de los suelos

El objetivo es que el estudiantado pueda identificar, mediante la lectura de un artículo de prensa, los diferentes puntos de vista en relación a la problemática de los basurales en las ciudades, y como éstos afectan a la salud pública. De esta manera, que se puedan enfrentar a la resolución de *problemas científicos escolares problematizadores*, y a partir de ello logren argumentar a través de la selección, clasificación y posterior organización de sus ideas.

1) Leer atentamente el siguiente artículo y luego, en grupo, responder las preguntas.

SOCIEDAD | DEPORTES | CULTURA | POLICIALES | POLÍTICA | GENERALIDADES

SOCIEDAD Lunes 22-02-2010 14:58

LA BASURA CONTAMINA LAS BARDAS DE PLOTTIER

Detrás del parque industrial, en cercanías del límite con la ciudad de Neuquén se encuentra un basural a cielo abierto donde se puede encontrar absolutamente de todo, desde artículos del hogar sin uso, basura domiciliaria, muebles viejos, entre ciento de bolsas plásticas que impactan terriblemente el medio ambiente.

Mucha de la basura arrojada en las bardas y hasta incluso en varios sectores de la ciudad son realizadas por muchos de los vecino que la "tiran donde pueden" porque no existe aparentemente un lugar destinado al procesamiento de la misma en forma adecuada.

Uno de los problemas más destacados de la recolección de residuos está en la mezcla de los residuos indrustriales, incluyendo a pequeños talleres que, entregan los desperdicios en la recolección de basura doméstica, los cuales son mezclados sin ninguna precaución y son transportados a basureros a cielo abierto.

Los expertos indican que cuando se tira basura a cielo abierto, hay riesgos de enfermedades para la población debido a que comienzan a generarse vectores como ratones, moscas y otros tipos de plagas que transmiten enfermedades. Es decir que una de las consecuencias negativas de esta práctica tiene que ver con la salud de la población.

Así mismo un basural del estilo que tiene nuestra ciudad causa problemas ambientales que afectan a suelo, agua y aire, desapareciendo la capa vegetal originaria de la barda, erosionando el suelo y contaminando la atmósfera.

Modificado de artículo de diario La Mañana del Neuquén

a) ¿Cuáles piensas que son las complicaciones, riesgos y/o enfermedades que puede perjudicar a la salud de las personas que viven en zonas aledañas a los basurales? ¿Por qué?
b) ¿Cuál crees que es el problema por el qué la basura no tiene un tratamiento adecuado?
c) ¿Qué destino tienen los residuos de tu casa?
d) ¿Qué propones hacer con dichos residuos para disminuir la contaminación domiciliaria?

¿Qué es el compost?

En esta sección se busca orientar al estudiante a identificar nuevos puntos de vista de la química en relación a la ciencia, ciudadanía y valores. Para ello, la propuesta consiste en estudiar cómo es el proceso de elaboración de un compostaje, a partir de lo cual ellos/ellas logren identificar, organizar y clasificar la información favoreciendo el desarrollo de competencias cognitivo-lingüísticas tales como la definición, descripción, justificación, argumentación y explicación del fenómeno estudiado.

1) Luego de buscar información, elabora un texto en el que expliques qué es el compost, teniendo presente las siguientes preguntas:

¿Qué es el compost? ¿Cómo es el proceso de elaboración? ¿Para qué se utiliza? ¿Cuáles son sus beneficios? ¿Qué debemos saber para poder hacer un compost? ¿Qué podemos analizar, desde la química, durante el proceso de elaboración?

Actividad en el hogar: Mi propio compost

Buscar información sobre el proceso de elaboración del compost. Luego, en grupo, idear una propuesta para hacer tu propio compost. Detallar la propuesta de compostaje teniendo presente:

- Tipo de residuos que se pueden poner en el compost y cuáles no, ¿por qué?
- Función que tienen los microorganismos y lombrices
- Condiciones adecuadas para la elaboración: temperatura, humedad, etc
- Características de la tierra fértil
- Procesamiento de los residuos

METODOLOGÍA

- Entregar un informe en el cual se explique el procedimiento del compostaje elegido
- Exposición oral a los compañeros sobre el trabajo. Exponer un ensayo o fotos para mostrar la elaboración.
- Elaborar una conclusión que refleje una reflexión sobre la temática.

2. *Secuencia didáctica N°2: La química en los sistemas naturales*

Introducción

La presente propuesta didáctica se plantea para estudiantes a partir de 4° año, dado que se necesita del conocimiento de conceptos químicos que se desarrollan en currículas de años anteriores del nivel medio. Se trabaja como ejes centrales a los sistemas naturales de suelos y aguas, y a partir de los mismos se pretende abordar un conjunto de contenidos relacionados, que presentan aplicación práctica en ámbitos relacionados con agronomía, jardinería, y cultivos, entre otros.

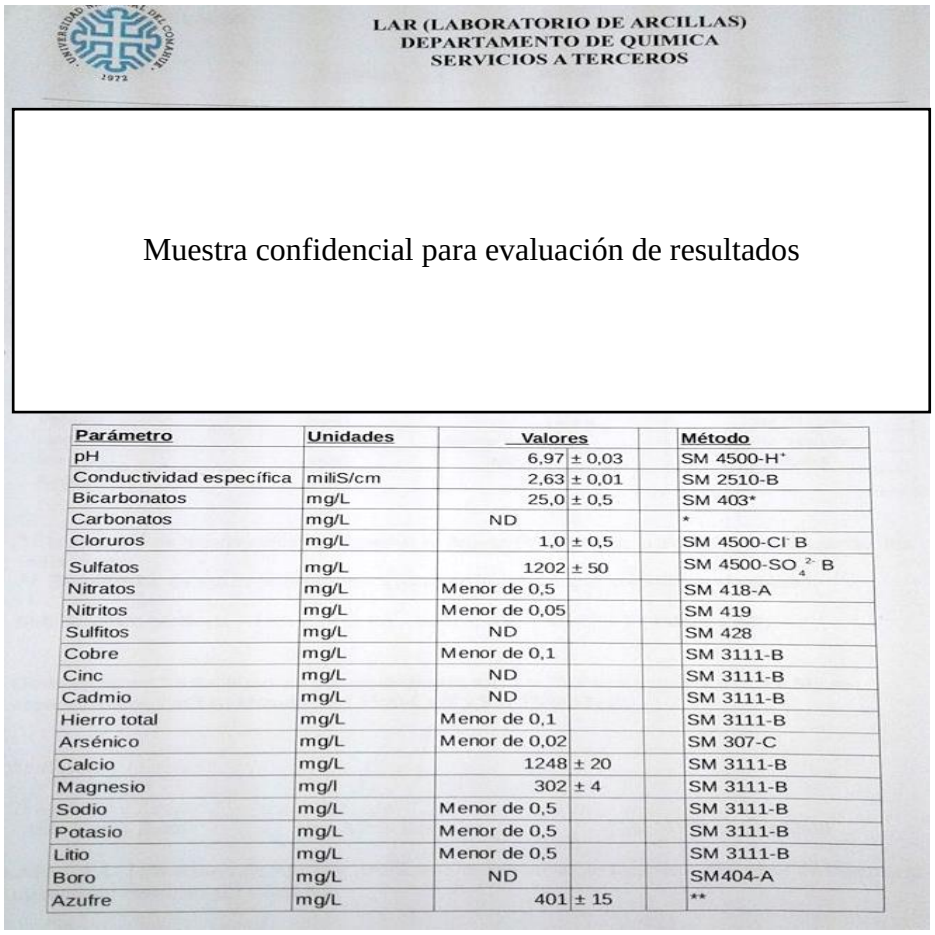
Objetivos

- Trabajar conceptos de química aplicados en los sistemas de aguas salinas
- Contextualizar los contenidos conceptuales
- Desarrollar habilidades procedimentales
- Relacionar los trabajos experimentales con explicaciones teóricas.
- Comprender y elaborar textos.

1. *Al rescate de ideas previas*

1.1 Actividad

Te propongo que hoy realices el trabajo de un técnico químico que trabaja en un laboratorio de análisis físico-químicos de aguas. Llega a tus manos para que leas y te informes la siguiente planilla de resultados de análisis, obtenidos de una muestra de agua:



LAR (LABORATORIO DE ARCILLAS)
DEPARTAMENTO DE QUIMICA
SERVICIOS A TERCEROS

Muestra confidencial para evaluación de resultados

Parámetro	Unidades	Valores			Método
pH		6,97	± 0,03		SM 4500-H^+
Conductividad específica	miliS/cm	2,63	± 0,01		SM 2510-B
Bicarbonatos	mg/L	25,0	± 0,5		SM 403*
Carbonatos	mg/L	ND			*
Cloruros	mg/L	1,0	± 0,5		SM 4500-Cl^- B
Sulfatos	mg/L	1202	± 50		SM 4500-SO_4^{2-} B
Nitratos	mg/L	Menor de 0,5			SM 418-A
Nitritos	mg/L	Menor de 0,05			SM 419
Sulfitos	mg/L	ND			SM 428
Cobre	mg/L	Menor de 0,1			SM 3111-B
Cinc	mg/L	ND			SM 3111-B
Cadmio	mg/L	ND			SM 3111-B
Hierro total	mg/L	Menor de 0,1			SM 3111-B
Arsénico	mg/L	Menor de 0,02			SM 307-C
Calcio	mg/L	1248	± 20		SM 3111-B
Magnesio	mg/l	302	± 4		SM 3111-B
Sodio	mg/L	Menor de 0,5			SM 3111-B
Potasio	mg/L	Menor de 0,5			SM 3111-B
Litio	mg/L	Menor de 0,5			SM 3111-B
Boro	mg/L	ND			SM404-A
Azufre	mg/L	401	± 15		**

Figura 2.1. Planilla de análisis físico-químico de aguas

a) ¿Qué parámetros químicos, de los impresos en la planilla, conoces? Anótalos a continuación.
b) Selecciona uno de esos parámetros conocido y analizado, y explica brevemente como llevarías a cabo el análisis.
c) Tomar nota sobre qué consideraciones hay que tener en cuenta para la toma de muestras de agua y de suelo.

1.2 Acidez y basicidad de las sustancias

A- Observa las siguientes publicidades:

figura 2.2. Plublicidades

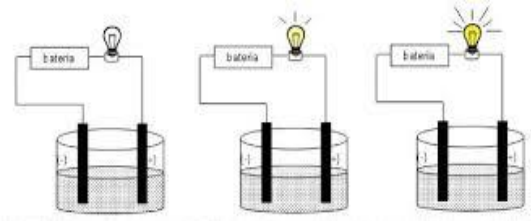
a) ¿Qué relación encuentras entre ellas? ¿A qué hacen referencia?
b) ¿Qué entiendes por pH?
c) ¿Qué crees que signifique que tiene pH neutro?

B- A partir de búsquedas bibliográficas previas, realiza las siguientes actividades:

a) Define qué es el pH y de su expresión matemática.
b) Explicar que es un ácido y una base según la teoría de Brϕnsted y Lowry.
c) Averiguar valores de pH de sustancias de tu vida cotidiana. ¿Son ácidas o básicas?

1.3. ¿Qué sabemos de conductividad?

Todos los solutos en disolución se pueden dividir en dos categorías: en electrolitos y no electrolitos.



En la imagen observamos tres soluciones distintas:

- ¿Qué sucede en cada caso?

- ¿Cuál crees que será una solución de un electrolito? ¿Por qué?
- ¿Por qué crees que varía la intensidad de la luz de los focos?
- Representa a nivel molecular mediante un dibujo una solución electrolítica y una no electrolítica.

2. Actividades de desarrollo

2.1 Determinación de pH

En estas experiencias, el docente puede traer muestras de agua y suelos, o se puede solicitar a los estudiantes que traigan sus muestras. Entre las muestras de agua, alguna debería presentar propiedades salinas para poder abordar luego temas como conductividad y salinidad.

Experiencia 2.1: Determinación de pH en sistemas naturales

- *Experiencia 2.1.1: pH en muestras de agua*

Procedimiento

Colocar en vasos de precipitado de 250mL, aproximadamente 150 mL de cada una de las muestras de agua. Luego, utilizando un peachímetro, medir el valor de pH de cada una de ellas. Para las distintas muestras, debe rotularse cada uno de los vasos de precipitado. Finalmente, elabora una tabla con los valores obtenidos.

- *Experiencia 2.1.2: pH en muestras de suelos*

Procedimiento

Para cada muestra de suelo a analizar, proceder de la siguiente manera: para preparar la mezcla, utilizar una relación de 3,0g de muestra por 100mL de agua destilada. Mezclar y dejar en reposo durante 3 minutos. Luego filtrar utilizando embudo y papel de filtro. Medir el pH de la solución obtenida, utilizando un peachímetro.

Figura 2.3. Peachímetro de campo y vaso de precipitado con muestra

2.1.1 Análisis de los resultados

a) Elabora una tabla para cada uno de los sistemas, aguas y suelos, con los valores obtenidos de pH
b) Analizando la tabla 1 y mediante la búsqueda bibliográfica, explica qué problema presenta las muestras de suelo analizadas y propone una solución al problema, si es necesario.

pH	Causas asociadas		Soluciones
<4,5	Exceso de ácidos orgánicos	Los materiales vegetales como restos de cocina, frutas , liberan muchos ácidos orgánicos y tienden a acidificar el medio.	Adición de material rico en nitrógeno hasta conseguir una adecuada relación C:N.
4,5 – 8,5 Rango ideal			
>8,5	Exceso de nitrógeno	Cuando hay un exceso de nitrógeno en el material de origen, con una deficiente relación C:N, asociado a humedad y altas temperaturas, se produce amoniaco alcalinizando el medio.	Adición de material mas seco y con mayor contenido en carbono

Tabla 1. Características de suelos según el pH

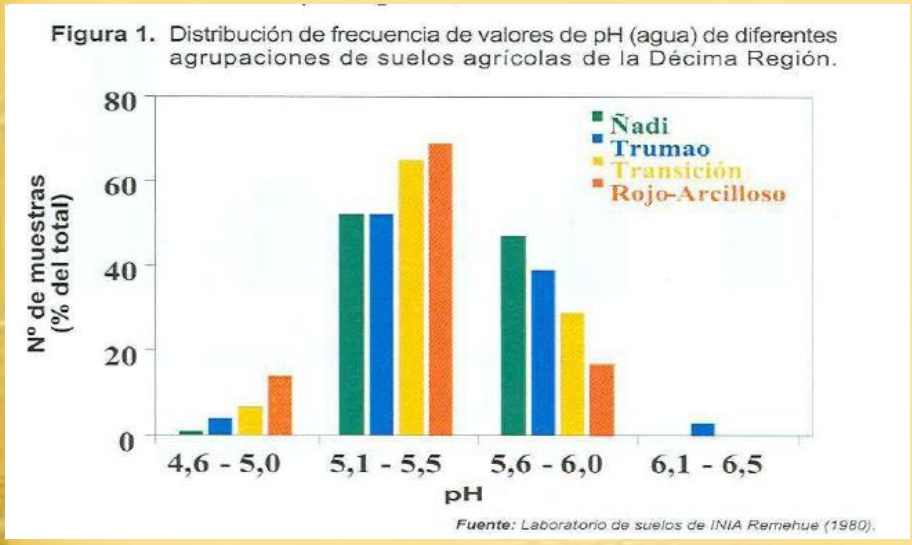
2.1.2 Texto para debatir ideas

A continuación leeremos en forma grupal el siguiente texto:

ACIDEZ EN SUELOS

La productividad de los suelos volcánicos de la décima región se ve afectada principalmente por condiciones de baja fertilidad, especialmente severa deficiencia de fósforo y acentuada acidez. Este último factor se manifiesta como toxicidad de aluminio, afectando el crecimiento de las raíces de las plantas sensibles y consecuentemente disminuyendo sus rendimientos.
En la décima región debido a las características climáticas como la precipitación, el alto contenido de materia orgánica y su composición original (cenizas y vidrios volcánicos), los suelos agrícolas presentan variadas condiciones de acidez, expresadas en términos de pH.

Figura 1. Distribución de frecuencia de valores de pH (agua) de diferentes agrupaciones de suelos agrícolas de la Décima Región.



Fuente: Laboratorio de suelos de INIA Remehue (1980).

2.1.3 Actividades

1) Teniendo presente la reacción química entre el CO_2 y el H_2O, y que además los microorganismos del suelo producen CO_2.
   a) Escribe la ecuación química correspondiente. ¿Qué compuesto se forma?
   b) ¿Cómo explicarías la acidez de los suelos debido a la presencia materia orgánica?
2) Los iones Al^{3+} desplazados de las arcillas por otros cationes, se hidrolizan para formar compuestos hidroxialumínicos. La hidrólisis de las formas monoméricas del aluminio se presentan en las siguientes reacciones:

$$Al^{3+} + H_2O \longrightarrow Al(OH)^{2+} + H^+$$

$$Al(OH)^{2+} + H_2O \longrightarrow Al(OH)_2{}^{1+} + H^+$$

$$Al(OH)_2{}^{1+} + H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + H^+$$

a) Explica cuál será el efecto del aluminio (Al^{3+}) en los suelos en relación a la acidez o basicidad.

2.1 Determinación de conductividad eléctrica

2.2.1. Actividades

1) Se llevó a cabo una curva de calibración para la solución de KCl, obteniéndose la siguiente tabla:

Tubo N°	Volumen solución KCl (mL)	Concentración de dilución (M)	Conductividad equipo de campo (µS/cm)
1	1,5		1897
2	1,2		1520
3	0,9		1153
4	0,6		780
5	0,3		390
6	0,1		155

A partir de la misma, realizar las siguientes actividades:

a) La solución fue preparada pesando 562,4 mg de KCl sólido y disolviendo en 100mL de agua destilada, utilizando un matraz. Calcula la concentración molar de dicha solución (solución madre).

b) Considerando los volúmenes utilizados de la solución madre y la cantidad de agua destilada necesaria para llegar a un volumen final de 8mL en cada tubo. Calcula la concentración molar de cada solución. Luego completa la tabla.

c) A partir de los valores obtenidos, realiza la gráfica de la **conductividad (C)** en función de concentración C (C=f(c)). Obtiene la expresión matemática de la gráfica.

d) Realiza nuevamente el inciso anterior utilizando una planilla de Excel.

NOTA: el procedimiento la experiencia para obtener la curva de calibración, se detalla en el apartado 2.3 Determinación de conductividad pág. 43.

2) Con el conductímetro de campo se midieron otros parámetros a las mismas soluciones anteriores, que se reflejan en la siguiente tabla:

Tubo N°	Sólidos disueltos (mg/L)	Sólidos disueltos calculados (mg/L)	Salinidad (ppt)
1	1360		0,95
2	1090		0,76
3	787		0,56
4	536		0,39
5	265		0,17
6	102		0,07

a) En una planilla de Excel, realiza las gráficas y escribe las expresiones matemáticas asociadas a las funciones de conductividad, sólidos disueltos y conductividad-salinidad ¿Qué relación encuentran entre estos parámetros? ¿Qué nos indica las ecuaciones de las gráficas?

b) Calcula los sólidos disueltos para completar la segunda columna. Para ello debes tener presente: la concentración de cada tubo (molaridad), y la definición de molaridad; además debes prestar atención con las unidades en la que debes informar según la tabla.

Experiencia 2.2: Conductividad en sistemas naturales

- *Experiencia 2.2.1: Conductividad en muestras de agua*

Procedimiento

Colocar 100 mL de la muestra de agua en un vaso de precipitado rotulado. Determinar el valor de conductividad, sólidos disueltos, y salinidad utilizando un conductímetro de campo. Elaborar una tabla en la que se represente los valores obtenidos.

- *Experiencia 2.2.2: Conductividad en muestras de suelos*

Procedimiento

Colocar en cada uno de los vasos de precipitado, aproximadamente 10,0g. de las muestras de suelos y disolver en 100 mL de agua destilada. Luego filtrar, de igual forma que en la experiencia de pH, y medir la conductividad, sólidos totales disueltos y salinidad de la solución, utilizando un conductímetro de campo. Registrar en forma de tabla los valores obtenidos.

2.2.2. Análisis de resultados

Luego de las dos experiencias, responde:

a) ¿Qué relación encuentras entre los valores de los diferentes parámetros?
b) Según los parámetros analizados ¿Qué crees que permite determinar los valores de conductividad de una muestra?
c) Si se considera que las muestras de agua contienen sólo KCl; calcula la cantidad de KCl en cada una de ellas. ¿Qué dato debes tener en cuenta?

2.2.3 Actividades

Completar el breve texto con las siguientes palabras:

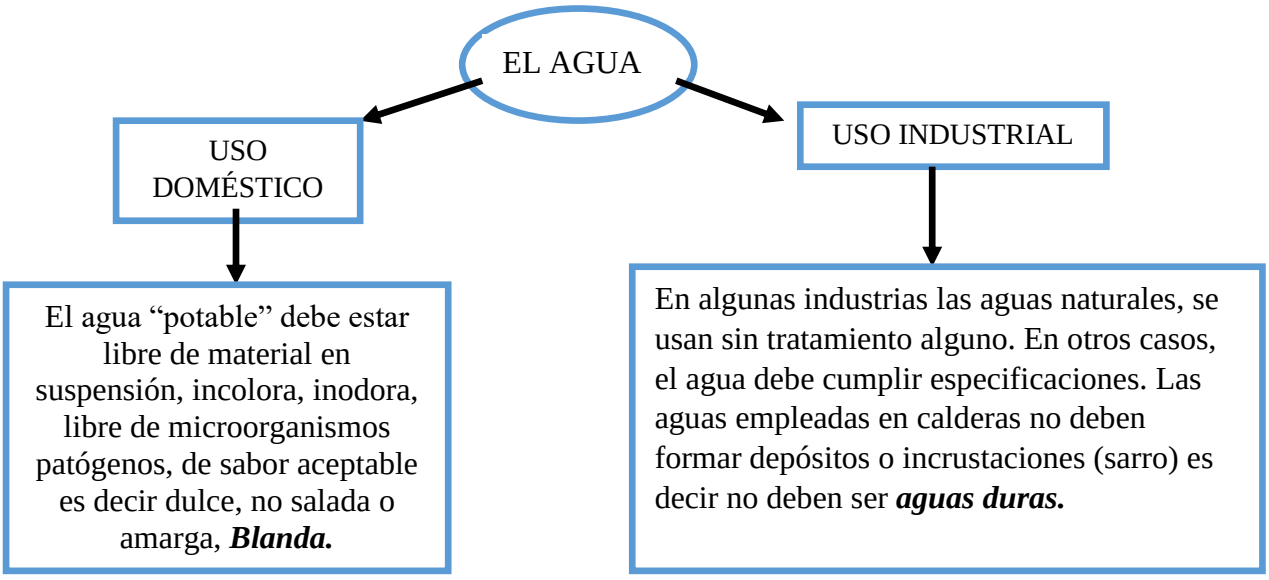
CONDUCTÍMETRO- CORRIENTE ELÉCTRICA- SATURADA- ELECTROLITOS- SUSTANCIA- IONES- CATIONES- CONDUCTIVIDAD- CARGAS- ELECTROLÍTICA- SOLUCIÓN

LA ……DE UNA SOLUCIÓN ……. NOS OTORGA INFORMACIÓN SOBRE LA CAPACIDAD QUE TIENE DICHA SOLUCIÓN DE CONDUCIR LA……., LO CUAL SE DEBE A LA PRESENCIA DE …….. SE LLAMA ELECTROLITO A LA …….. QUE EN DISOLUCIÓN ACUOSA DA LUGAR A……. ESTOS SON ESPECIES QUE PRESENTAN ……., POR LO QUE AL MOVERSE EN DISOLUCIÓN CONDUCEN LA ……SE PUEDE EMPLEAR ESTE MÉTODO PARA DETERMINAR LA ……. DE UNA SOLUCIÓN DE, POR EJEMPLO, UNA……..

2.3 Determinación de dureza

2.3.1 Al rescate de ideas previas

¿Qué debemos conocer de las características del agua?



- ¿Cuál crees que es la diferencia entre aguas "duras" y "blandas"?
- Según la siguiente tabla ¿cómo clasificarías al agua de acuerdo a su dureza?,

LIMITES ACEPTABLES DE DUREZA

Tipo de agua	Contenido en dureza total (ppm $CaCO_3$)
Blandas	Menos de 50
Medianas	Entre 50 y 150
Duras	Entre 150 y 300
Muy duras	Más de 300

- Infórmate y escribe ¿Qué es la dureza del agua? ¿Qué componentes la determinan?

Experiencia 2.3: Detectamos aguas duras

Materiales:

- Jabón líquido
- Agua destilada
- Muestras de agua natural

- Sal de mesa (NaCl)
- Erlenmeyers de 250 mL (o botellas plásticas)

Procedimiento

1. Colocar en cada Erlenmeyer 100 mL de muestra de agua, (una con agua destilada)
2. A cada uno, agregar 5 mL de jabón líquido y agitar. Observar y registrar qué sucede en cada caso.

Observación: Se puede preparar soluciones patrón con sales de magnesio o de calcio, y luego agregar el jabón líquido para comprobar qué sucede.

2.3.2 Análisis de resultados

a) ¿Por qué varía la formación de espuma en cada una de las muestras?
b) Clasifica las muestras de agua por orden creciente de dureza
c) Da una explicación del origen de la diferente dureza en las distintas muestras de agua.
d) Explica, cuál de las muestras será la más indicada para utilizar en una industria que utilice calderas.
e) ¿Por qué en las planchas de vapor sólo debe usarse agua destilada?

Se tiene la siguiente tabla de valores de dureza:

Muestra de agua	Dureza Promedio (mg/L de $CaCO_3$)
Mar chiquita	4681
Arroyón	181
Lago Pellegrini	578
Agua Mendoza	3720
Laguna Epecuén	1760

- Según los valores de dureza, averigua cuál es la razón por la que algunas muestras presentan mayor dureza que otras.
- ¿Cuál crees que será más apta para el consumo?
- ¿Qué propones para poder utilizar aquellas muestras de agua que presentan valores altos de dureza?

2.3.3 Actividad de cierre

- ¿Qué aspectos consideras importantes en relación al pH y los sistemas de agua y suelo?
- ¿Qué contenidos consideras haber aprendido durante las actividades?
- ¿Cuáles son los temas que te resultaron de mayor importancia? ¿Por qué?

2.3 Sales en muestras de agua

1) Leer el siguiente texto:

Lo que comúnmente llamamos "sal", es el cloruro de sodio de uso cotidiano y que se encuentra en mayor proporción en nuestro planeta. En la Argentina, se obtiene extrayéndola de las salinas, que son las "cuencas en donde se ha acumulado cloruro de sodio en cantidades económicamente explotables, pudiéndose extraer por labores a cielo abierto". También se las llama salar.

Figura 2.4. Laguna Epecuén

A) ¿Cuál será el proceso por el cual se observa acumulación de sales en las orillas de la laguna?

2) A partir de los sistemas de aguas salinas:
   a) ¿Qué método propones para poder separar las sales del agua? ¿Por qué?
   b) ¿Qué datos debes tener en cuenta para poder calcular la cantidad de sal que se encuentra en cada muestra de agua? Explica el procedimiento
   a) Elabora una tabla en la que puedas registrar todas las mediciones necesarias.

Muestra	Cápsula vacía C_V (g)	Cápsula + agua salina C_A (g) (sin secar)	Diferencia ($C_A - C_V$) (g)	Cápsula + sales C_S(luego de secar) (g)	Diferencia (C_S-C_A) (g)

Experiencia 2.4: Obtención de sales en muestras de agua

Procedimiento

Pesar una cápsula vacía y luego pesar la misma cápsula con la muestra de agua correspondiente; medir el volumen de agua colocado. Luego colocar las muestras en desecador. Una vez que la muestra esté seca, pesar y determinar nuevamente la masa de la cápsula con la muestra.

1) Calcula la cantidad de sales que hay en cada volumen de muestra de agua.
2) Calcula la cantidad de sales en 1 litro de solución
3) ¿Cuál de las muestras presenta mayor cantidad de sales disueltas?
4) ¿Qué relación tiene la cantidad de sales, con los valores de conductividad antes medidos? ¿Con los valores de sólidos disueltos? Realiza una tabla con todos los parámetros mencionados.

Actividad de cierre

1) Busca información y menciona una lista de las utilidades de la explotación salina en Argentina.
2) Elaborar una red conceptual en la que logres relacionar los conceptos vistos para el sistema natural agua.

3. *Secuencia didáctica N°3: Cristales al microscopio*

Introducción

En esta secuencia se aborda los conceptos de solución, concentración de soluciones, solubilidad, y cristales a partir del estudio de sistemas materiales de aguas salinas, es decir que presenten concentración de sales medible. Dentro de la secuencia se incluyen experiencias de crecimiento de cristales y observación al microscopio de cristales formados a partir de sistemas de aguas naturales que permitan determinar la composición mineralógica de dichos sistemas.

Objetivos

- Observar y comparar imágenes de cristales patrón y de muestras incógnitas
- Comprender los conceptos de solución, solución sobresaturada, cristalización.

1. *Al rescate de ideas previas*

Introducción al tema de cristales mediante la utilización de un recurso audio-visual, "*El misterio de los cristales gigantes".* Como propuesta introductoria en el aula se ve la primera parte (15 minutos) y luego se termina en el hogar. Se puede usar como alternativa entregar las preguntas antes o después de ver el video, se entrega una serie de preguntas para que puedan responder a partir del mismo.

1.1 Vemos el video "El misterio de los Cristales Gigantes": https://www.youtube.com/watch?v=n7XAbDEx9Yw

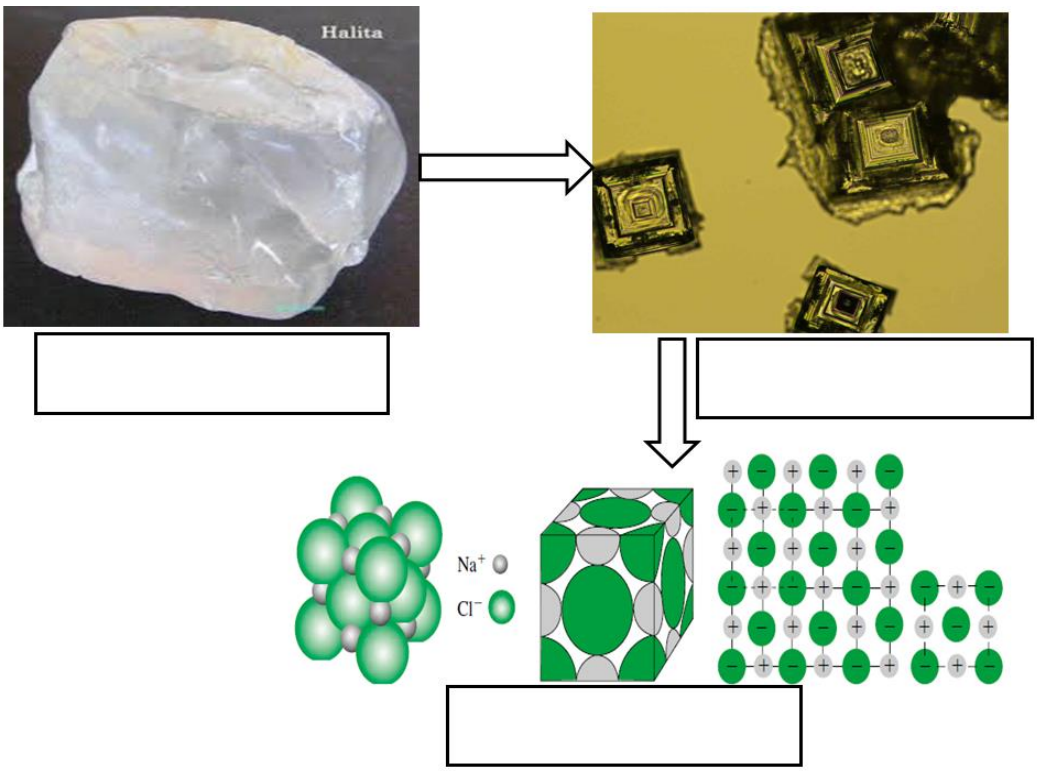
A continuación, responde las siguientes preguntas:

a) ¿Cómo crees que se forman los cristales?
b) ¿Conoces el nombre de algún cristal? ¿Dónde se encuentra? ¿Qué forma presenta?
c) ¿Cuál es la composición química de los cristales de yeso?
d) ¿A qué se debe su enorme tamaño?

1.2 Actividad:

a) ¿Qué tipo de unión presenta el cloruro de sodio (NaCl)?

b) Completa los recuadros indicando lo que representa cada imagen:



Explicación del/la profesor/a sobre los cristales, las formas de cristalización, los minerales, etc. La imagen (Figura N°1) muestra los minerales con sus respectivas formas de cristalización, lo cual sirve para trabajar el tema.

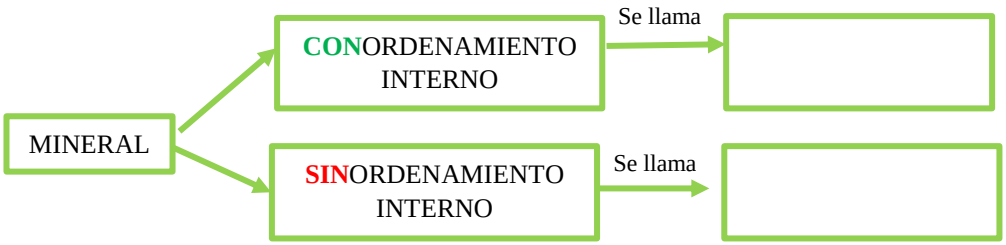
1.3 Actividad:

a) Explica con tus palabras a qué se le llama mineral.

b) Menciona algún mineral que conozcas. Describe sus características. ¿Cuál es su utilidad?

c) ¿Conoces alguna mina de minerales importante en Argentina? ¿Dónde se encuentra? ¿Qué se extrae de la misma?

d) Completa los siguientes cuadros:



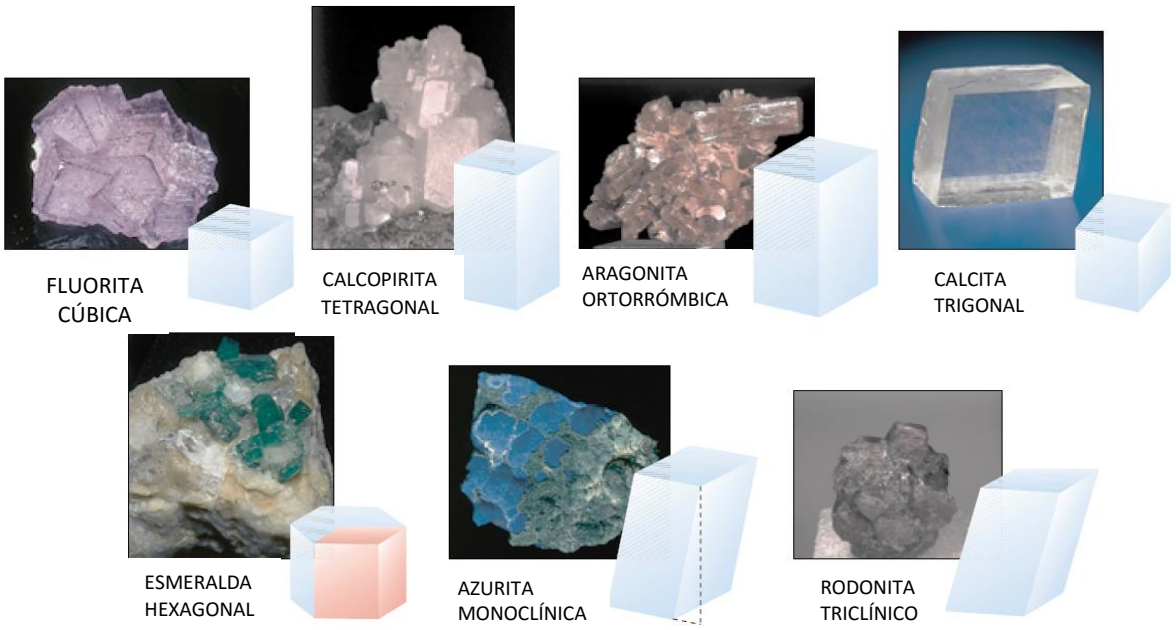


Figura N°1: Siete estructuras cristalinas y minerales correspondientes a dichas estructuras.

1.4 Repasando conceptos…

1) En el laboratorio se prepararon tres soluciones de $CuSO_4$ de diferente concentración, pero se olvidó rotularlas. Para clasificarlas, **se agregó** una pequeña cucharada más de sulfato de cobre y se observó:

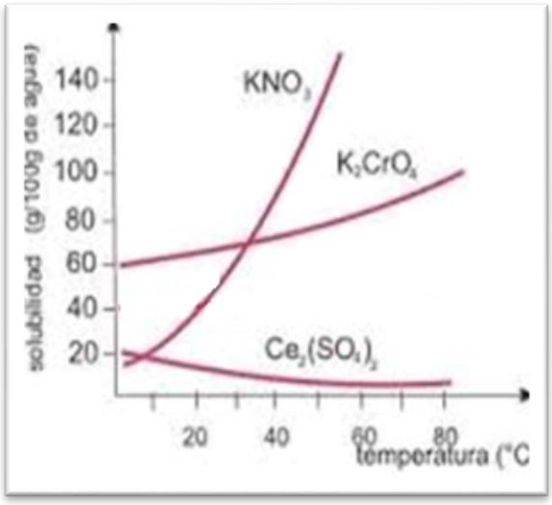
- En el primer Erlenmeyer **sedimentó la sal**
- En el segundo Erlenmeyer **se disolvió completamente**
- El tercero, **sin agregar sal**, **sedimentó en el fondo cuando se enfrió.**

a) ¿Cual corresponde a una solución saturada, insaturada y sobresaturada? ¿Por qué?

2) Explica cuál es el error en la siguiente explicación:

EN EL LABORATORIO SE DEBE PREPARAR UNA SOLUCIÓN SOBRESATURADA DE SULFATO DE COBRE ($CuSO_4$). PARA ELLO, SE ADICIONA MAYOR CANTIDAD DE SOLUTO A UNA SOLUCIÓN SATURADA YA PREPARADA, Y SE PROCEDE A DISOLVER. DE ESTA MANERA QUEDA PREPARADA LA SOLUCIÓN REQUERIDA

1.5 Curvas de solubilidad

<table>
<tr><td>Curvas de solubilidad</td><td>Preguntas</td><td>Respuestas</td></tr>
<tr><td rowspan="3"> 
</td><td>¿Qué representan estas curvas?</td><td></td></tr>
<tr><td>¿Qué sucede a medida que aumenta la temperatura para el KNO_3?</td><td></td></tr>
<tr><td>Explica qué es la solubilidad, ¿Qué factores influyen en la misma?</td><td></td></tr>
<tr><td rowspan="2">Representa la curva de solubilidad para el NaCl</td><td colspan="2">Observando la curva de solubilidad del NaCl ¿Qué sucede si aumenta la temperatura?</td></tr>
<tr><td colspan="2">¿Cuál es la solubilidad de la sal a 25°C?</td></tr>
</table>

2. Actividades de desarrollo

2.1 Lectura del siguiente texto

¿CÓMO CRECEN LOS CRISTALES?

EL CRECIMIENTO DE LOS CRISTALES COMIENZA EN LA ETAPA DE NUCLEACIÓN, DONDE SE ORIGINA EL NÚCLEO (O SEMILLA), A PARTIR DEL CUAL EL CRISTAL CRECERÁ. LA NUCLEACIÓN DEL CRISTAL Y SU CRECIMIENTO COMIENZA CUANDO LA CONCENTRACIÓN DE LA SOLUCIÓN ALCANZA UN CIERTO NIVEL DE SOBRESATURACIÓN, QUE PUEDE SER EL RESULTADO DE LA EVAPORACIÓN DE UNA DISOLUCIÓN O A PARTIR DEL ENFRIAMIENTO DE UNA SOLUCIÓN QUE FUE SOBRESATURADA MEDIANTE LA ENTREGA DE CALOR PARA LA TOTAL DISOLUCIÓN DEL SOLUTO.

2.2 Procedimiento para preparar cristales

Tanto para la etapa de nucleación, formación de la semilla, como para el crecimiento de cristales, será necesario preparar soluciones sobresaturadas. Por ello aquí te indicaremos los pasos a seguir:

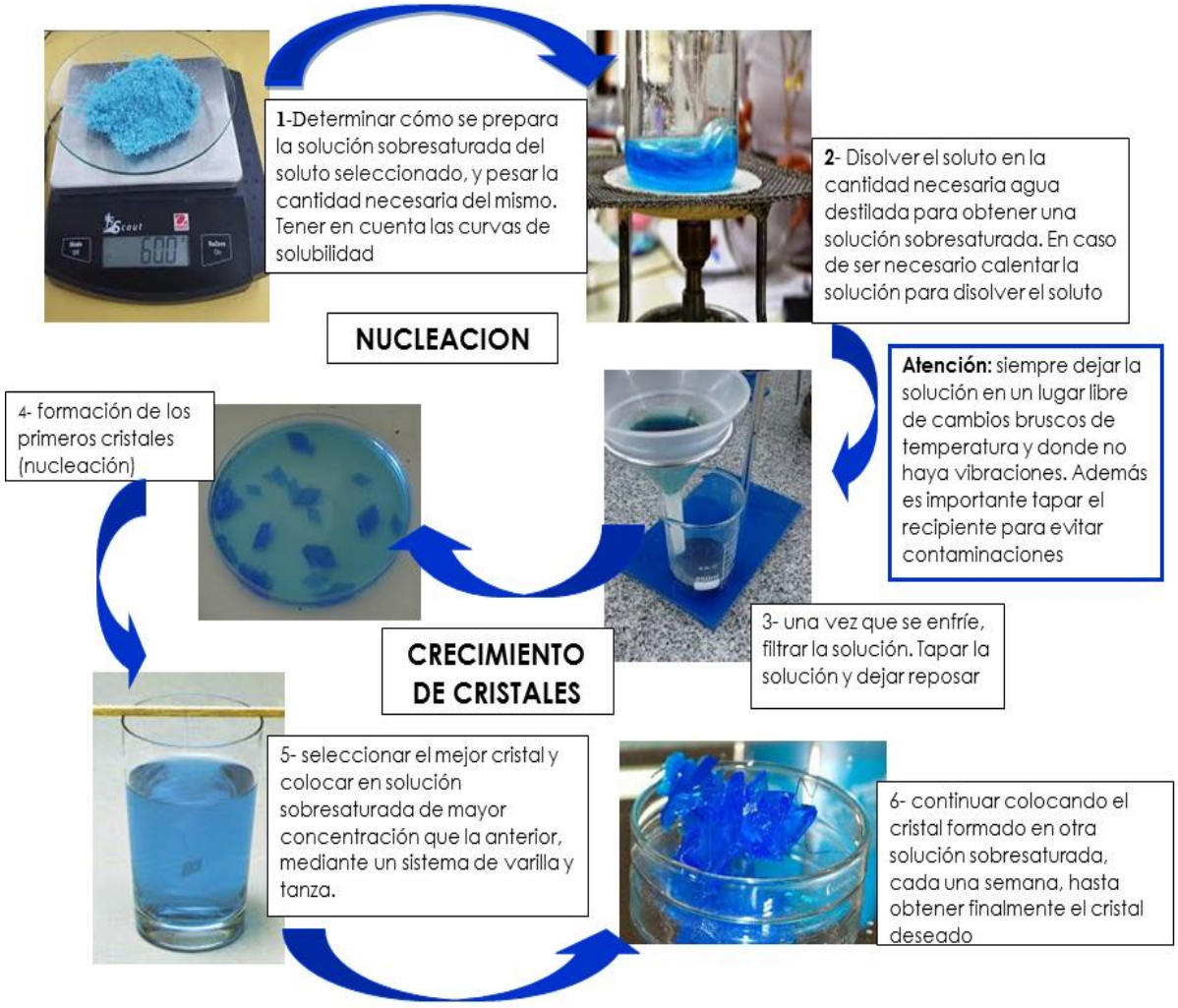


Figura N°2: Descripción del procedimiento para la preparación y crecimiento de cristales.

EXPERIENCIA 1: Crecimiento de cristales	
OBJETIVOS	MATERIALES
• Obtener cristales de una sal seleccionada • Observar el proceso de cristalización	Vasos de precipitado de 250mL o frascos de 350ml Sales: NaCl, sal Epsom, alumbre $CuSO_4$, ó Borax Termómetro (0°-100°C) Embudo Papel de filtro Varilla de vidrio Recipiente de poliestireno Espátula Agua destilada Balanza Mechero de Bunsen Hilo tanza y varilla (o lápiz) Papel de film Colorantes vegetales
PROCEDIMIENTO	

1- Primera etapa Nucleación: ver procedimiento del esquema N°1

2- Segunda etapa de cristalización: ver procedimiento del esquema N°1 “Crecimiento de cristales”. En el caso que se trate de una sal de color blanco, se puede agregar colorante vegetal a la solución para obtener cristales de color.

3- Repetir la segunda etapa cada una o dos semanas hasta obtener el cristal.

OBSERVACIONES:

- En el caso de NaCl, la solución sobresaturada se obtiene por evaporación del disolvente.

ACTIVIDADES:

- Tomar fotografías en cada etapa del proceso cristalizacion.
- Indica cuál es el tipo de cristal obtenido y describe sus características, tamaño, color, transparencia, geometría, etc.
- Realizar informe de laboratorio utilizando las fotografias seleccionadas del proceso de cristalizacion.

Preguntas guía para el informe:

1) ¿Por qué hemos utilizado agua caliente para disolver la sal? ¿Qué otro procedimiento se puede llevar a cabo? ¿De qué depende?
2) ¿Por qué es importante que la solución se enfríe hasta temperatura ambiente?
3) ¿Qué cantidad de soluto es la que va a cristalizar? ¿Por qué?
4) ¿Se han formado cristales grandes o pequeños? ¿Por qué?
5) ¿Qué forma tienen los cristales?
6) ¿Son iguales los cristales del centro que los de la periferia? ¿Por qué?
7) ¿Por qué los llamamos cristales?

2.3 *Cristales al microscopio*

En este bloque se proponen dos actividades según los materiales con los cuales se disponga; la primera, es en el caso que se cuente con microscopio o lupa binocular, mientras que la segunda es en el caso que no se cuente con dicho recurso. En ambos casos utilizaremos imágenes obtenidas con microscopio electrónico de compuestos seleccionados como patrones.

2.3 Actividad:

Se prepararon soluciones saturadas como patrones, correspondientes a diferentes sales de composición conocida: NaCl, $CaCO_3$, $CaSO_4$, KCl, y Na_2SO_4. Se colocaron en portaobjeto y se dejaron que cristalizaran. Luego fueron observadas utilizando un

microscopio óptico electrónico. A continuación se muestran las imágenes obtenidas de los cristales de las soluciones patrón:

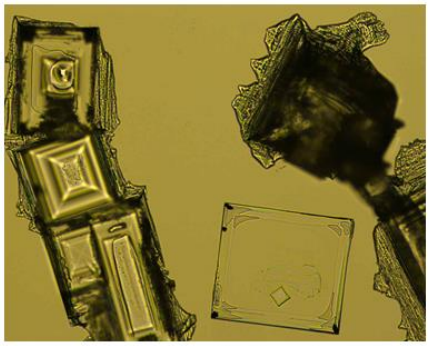


Figura N°1: Cristales de NaCl

Figura N°2: Cristales de KCl

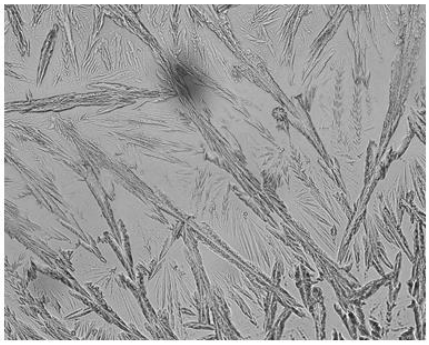


Figura N°3: Cristales de Na_2SO_4

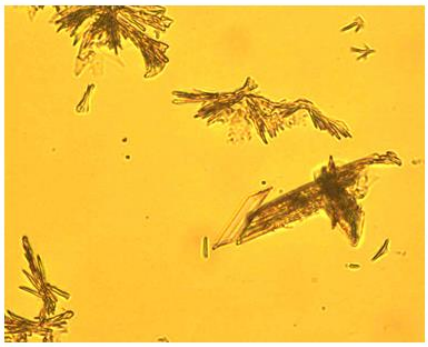


Figura N°4: Cristales de $CaSO_4$

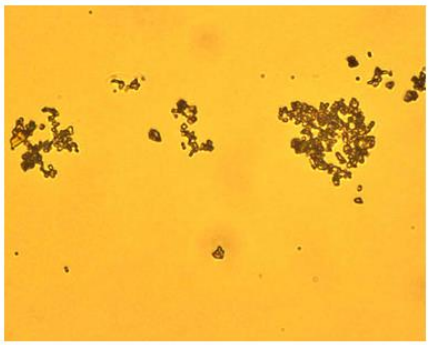


Figura N°5: Cristales de $CaCO_3$

2.3.1 A- Observación de cristales

EXPERIENCIA 2: Observamos cristales al microscopio	
OBJETIVO:	MATERIALES:
Observar al microscopio los cristales que se forman en	Porta y cubre objeto Caja de Petri Gotero Muestras de agua

distintas muestras de agua debido a la presencia de sales	Lupa binocular o microscopio Desecador o estufa
Procedimiento	**Resultados**
1-Rotular el portaobjeto 2- Colocar una gota de la muestra de agua en el portaobjeto y cubrir con cubreobjeto.	

2.3.1 B- Observamos los cristales en crecimiento

- Tomar una muestra del cristal obtenido en la experiencia anterior (NaCl). Luego colocar en una caja de Petri y observar con la lupa binocular o microscopio.
- Representar mediante un dibujo lo que observas mediante la lupa, y otro, lo que observas a nivel macro. Explicar brevemente que características puedes ver, el color, tamaño, forma, y aquello que consideres de interés.
- ¿A qué se llama ***Hábito*** de un mineral, y a qué ***forma cristalina***?

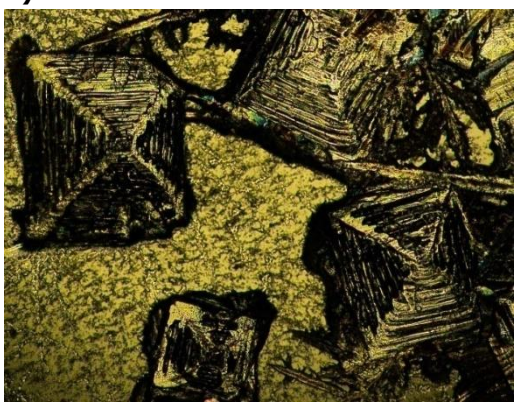
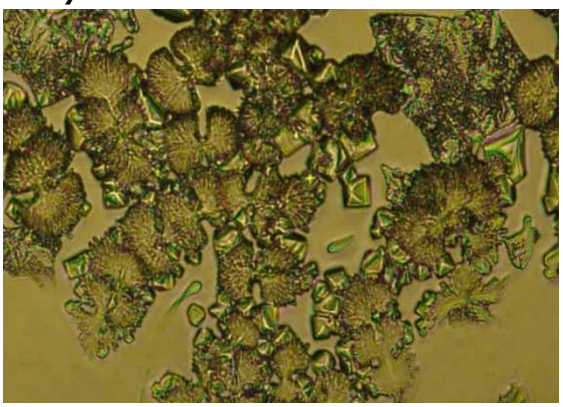
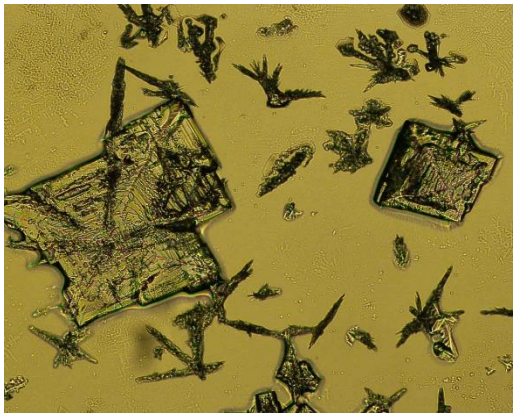
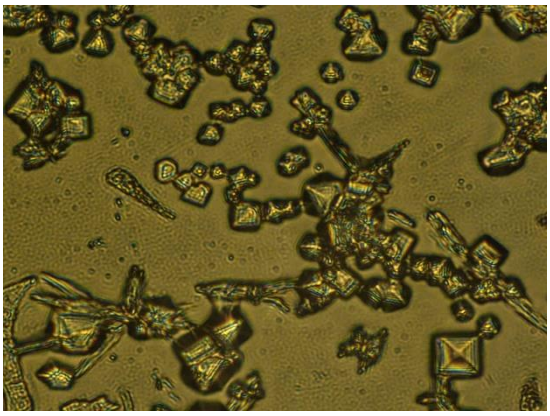
REPRESENTACIÓN MACRO

REPRESENTACION MICRO

2.3.2 Observación de imágenes del microscopio

Se prepararon muestras de agua en portaobjetos y se dejaron evaporar. Luego se observaron mediante el microscopio electrónico, las sales que cristalizaron en cada caso, obteniendo las siguientes imágenes.

Teniendo en cuenta las imágenes de los cristales patrón (anteriores) y las correspondientes a las muestras de agua, realiza una comparación para estimar cuáles son los cristales que se hallan en dichas muestras, según las similitudes.

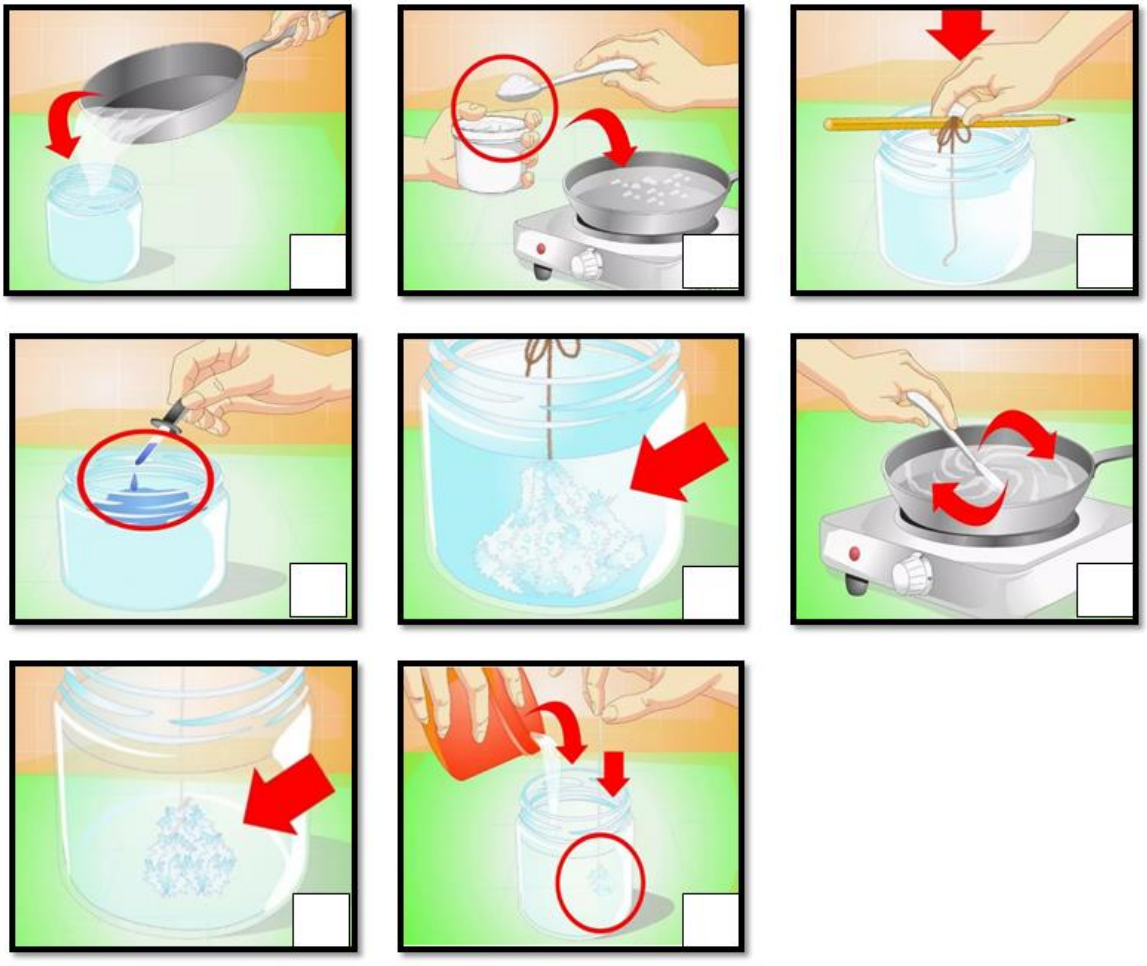
1) LAGUNA EPECUEN 	**2) SALINAS MENDOCINAS** 
3) LAGUNA MAR CHIQUITA 	**4) LAGO PELLEGRINI** 

2.3.3 ATENCION A LA DIVERSIDAD

Esta actividad es una propuesta para la diversificación de actividades en el aula. Mientras un grupo de estudiantes realiza el laboratorio, otro grupo puede trabajar con la siguiente actividad o pueden ser complementarias. Esta hoja y la siguiente se utilizan en forma horizontal para observar imágenes y oraciones al mismo tiempo.

PREPARANDO CRISTALES

1) ENUMERAR (1,2,3,4,5) LAS IMÁGENES EN EL ORDEN CORRESPONDIENTE AL PROCESO DE CRISTALIZACIÓN.
2) COLOCAR A CADA IMAGEN, LA LETRA CORRESPONDIENTE AL PROCESO.



A- AGREGAR COLORANTE

B- COLOCAR LA SOLUCION EN UN RECIPIENTE

C- DEJAR LA SOLUCIÓN CON LA SEMILLA EN REPOSO HASTA CRECIMIENTO DE CRISTAL

D- ESPERAR LA FORMACIÓN DEL PRIMER CRISTAL (SEMILLA)

E- COLOCAR UN HILO CON VARILLA EN LA SOLUCION

F- AGREGAR LA NUEVA SOLUCION SOBRESATURADA AL RECIPIENTE CON LA SEMILLA DE CRISTAL

G- MEZCLAR EL SOLUTO Y EL SOLVENTE HASTA OBTENER UNA SOLUCION

H- COLOCAR LA SAL EN EL AGUA CALIENTE

4. *Secuencia didáctica N°4: Calorimetría*

Introducción

En esta secuencia se relaciona conceptos de termoquímica, con aspectos cercanos a los estudiantes con el objetivo de explicar fenómenos de una manera cada vez más justificada. Se llevan a cabo experiencias prácticas de manera tal de que puedan observar la aplicación de los conceptos teóricos.

Objetivos

- Comprender conceptos de calor específico, capacidad calorífica y calorimetría.
- Relacionar los conceptos con aplicaciones concretas mediante experiencias.

1. *Al rescate de ideas previas*

1.1 Actividad:

Tenemos dos vasos con agua, a diferente temperatura, uno se encuentra a 20°C y el otro a 98°C:

- ¿Qué sucederá si al vaso de agua fría le agregamos un vaso de agua caliente? ¿Cuál será la temperatura final?
- ¿Qué crees que está sucediendo con el calor?
- ¿De cuál de los dos cuerpos se transfiere el calor?
- Explica con tus palabras el fenómeno ocurrido.
- ¿Cuál será la cantidad que absorbe el cuerpo más frío?
- ¿Qué se entiende por calorimetría?

EL PROCESO EN EL QUE DOS CUERPOS, QUE INICIALMENTE TENÍAN TEMPERATURAS DIFERENTES, ENTRAN EN CONTACTO Y ALCANZAN LA MISMA TEMPERATURA FINAL, ES DENOMINADO EQUILIBRIO TÉRMICO. ESTO SE CONOCE COMO EL PRIMER PRINCIPIO DE LA CALORIMETRÍA.

1.2 Observa las siguientes imágenes:

a) Describe qué sucede o representa cada imagen.

b) Indica en cada una de las imágenes, si hay intercambio de ***materia*** y/o ***energía*** con el medio circundante.

c) Indica en cada caso si se trata de un ***sistema abierto, aislado o cerrado***.

1.3 Indagando en algunos conceptos…

Se presentan los siguientes sistemas:

Cilindros de aluminio

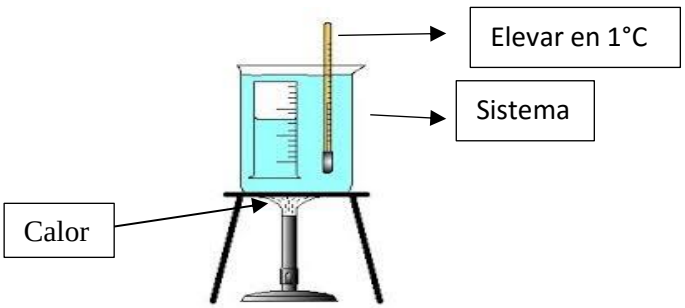
Vaso con agua

a) Si se quiere elevar la temperatura en 1°C a estos dos sistemas, ¿qué opciones elegirías?

- Colocarlos directo a la llama del mechero
- Calentarlos a baño maría
- Colocarlos en estufa

b) ¿A los dos sistemas se le entrega la misma cantidad de calor? ¿Por qué?

c) Utiliza como recurso, la siguiente imagen para elaborar una definición de **Capacidad Calorífica**.



Realizar una puesta en común, y definir el concepto de capacidad calorífica y de calor específico. Plantear las distintas expresiones matemáticas correspondientes, y elaborar un cierre a fin de homogeneizar los conceptos.

Teniendo en cuenta la definición de calor específico propio de un cuerpo o un sistema C_p, podemos deducir que el calor absorbido o cedido por un cuerpo de masa m, cuando su temperatura varía desde una temperatura T_1 hasta otra T_2 ($\Delta T = T_2 - T_1$) vendrá dado por la expresión:

1 $Q = m \cdot C_e \cdot \Delta T$

2. Actividades de desarrollo

2.1 Completar el siguiente cuadro con las palabras correspondientes.

El sistema termo representa un ejemplo de sistema _____, debido a que, entre el material dentro del termo y el ambiente, no se produce intercambio de _____ y tampoco de _____.

2.2 En una experiencia, se calienta agua y se la agrega al sistema de agua fría que se encuentra dentro del termo; rápidamente se cierra de manera tal que quede hermético.

a) ¿Cómo expresarías el calor total del sistema en su conjunto (termo+ agua fría + agua caliente) en una ecuación matemática?

b) Si en el sistema no entra ni sale calor, ¿Cuál será el valor de $Q_{sistema}$?

Luego de que los estudiantes propongan una expresión matemática, se realiza una puesta en común y se presenta las ecuaciones correspondientes:

- Expresión matemática del calor total del sistema:

2 $\mathbf{Q_{AF} + Q_{AC} + Q_T = Q_{sistema}}$

Donde:
Q_{AF} = Calor del sistema agua fría
Q_{AC} = Calor del sistema agua caliente
Q_T= Calor del sistema termo

- Debido a que no entra ni sale calor, $Q_{sistema}$= 0, entonces

3 $\mathbf{Q_{AF} + Q_{AC} + Q_T = 0}$

Si se conoce el calor especifico (C_e) y la cantidad de sustancia (m), entonces el cambio de temperatura nos indica la cantidad de calor que ha sido absorbido por el sistema. Si reemplazamos la ecuación 1 en la 4 obtenemos:

4 $\mathbf{Q= m\ Ce\ \Delta\ T = m\ Ce\ (T_F – T_I)= C_K\ (Tf – Ti)}$

Siendo $\mathbf{C_K = mCe}$ la capacidad calorífica

c) Reemplazar la ecuación 3 en la 2 para cada uno de los sistemas (agua y termo)
d) A partir de esta ecuación, ¿qué datos se conocen? ¿Qué valor nos falta?

Esta ecuación es a la que deberían llegar los estudiantes. Controlar antes de continuar con los cálculos.

5 $m_{AF} * C_{pA} * (T_{eq} - T_F) + m_{AC} * Ce_A * (T_{eq} - T_C) + \mathbf{C_{ktermo}} * (T_{eq} - T_F) = 0$

EXPERIENCIA 1: Calorimetría utilizando un termo como calorímetro	
OBJETIVO:	MATERIALES:
Determinar el calor específico de una muestra de agua, utilizando un termo como calorímetro.	• Termo con tapa de 500cc de capacidad. • Dos vasos de precipitados de 250mL • Mechero Bunsen, trípode y rejilla. • Dos termómetros (0°C-100°C) • Muestras de agua • Balanza granataria • Erlenmeyers de 250 mL
PROCEDIMIENTO	

1) Pesar 150g de agua destilada en un recipiente, luego colocar en el termo, tapar y poner el termómetro en contacto con el agua.
2) Pesar150g de agua y trasvasar al Erlenmeyer, cubrir con film, colocar el termómetro y elevar la temperatura utilizando mechero Bunsen, hasta los 84°C.
3) Una vez alcanzada la temperatura, trasvasar rápidamente el agua caliente al termo y tapar rápidamente, haciendo pequeños movimientos para mezclar.
4) Luego de 30 segundos aproximadamente, determinar el valor de la temperatura alcanzada.

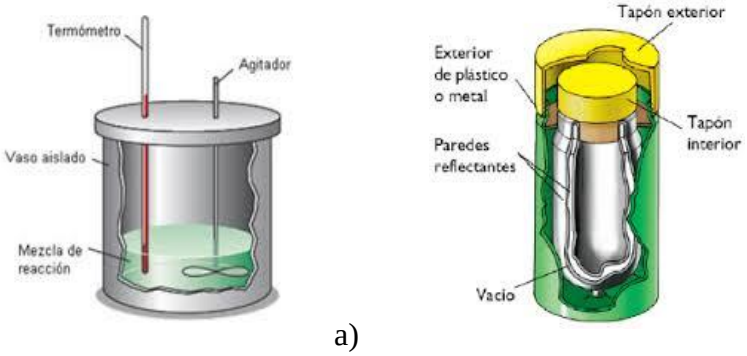
Resultados

Realizar una tabla con los valores obtenidos:

	Sistema Agua fría	**Sistema Agua caliente**	**Sistema Equilibrio**
Masa (g)			
Temperatura (°C)			
Calor especifico (J/°Cg)			

2.3 A partir de la ecuación obtenida en el inciso 2.2, reemplazar los valores obtenidos y obtener el valor de la ***capacidad calorífica del termo (C_{Ktermo})***.

2.4 Observa las siguientes imágenes:



a)

b) ¿A qué se conoce como calorímetro?
c) ¿Qué se utilizó en la experiencia realizada como calorímetro?
d) ¿Cuál es la relación entre el calorímetro y un sistema adiabático?

EXPERIENCIA 2: Determinación del calor específico de muestras de agua

OBJETIVO:	MATERIALES:
Calcular el calor específico de diferentes muestras de agua utilizando un termo como calorímetro y teniendo en cuenta el calor específico del aluminio (de tabla) y la capacidad calorífica del termo, $C_{Ktermo,}$ (calculada en la experiencia anterior).	• Termo con tapa de 500cc de capacidad. • Mechero Bunsen, trípode y rejilla. • Dos termómetros (0°C-100°C) • Muestra de agua • Cilindro de aluminio • Balanza granataria • Vaso de precipitado de 250 mL. • Tubo de ensayo Pinza

PROCEDIMIENTO

Para cada una de las muestras de agua:

1) Pesar 300g de la muestra de agua; colocar en el termo y tapar. Registrar constantemente su temperatura.
2) Calentar una masa de aluminio en un sistema de baño maría, hasta alcanzar los 100°C.
3) Colocar el aluminio caliente en el termo con el agua, tapar rápidamente y mezclar suavemente.
4) Después de unos 30 segundos medir la temperatura.

Repetir el procedimiento tres veces para comparar valores

Resultados

Registrar los valores obtenidos en la siguiente tabla:

masa agua (g)	masa aluminio(g)	$T_{fría}$(°C)	$T_{aluminio}$ (°C)	$T_{equilibrio}$ (°C)	Calor específico (J/°Cg)

a) Calcular el calor específico de la muestra de agua utilizando la ecuación 5
b) Calcular el valor promedio del calor específico.
c) Comparar el valor obtenido con el calor específico del agua destilada. Explica a qué se debe esta diferencia.

OBSERVACIÓN: La misma actividad experimental se puede realizar utilizando un recipiente de poliestireno con tapa (Telgopor®) para ser utilizado como calorímetro. Consiste en un sistema sencillo de armar, con materiales fáciles de conseguir y con facilidades prácticas en el desarrollo de la actividad.

5. *Experiencias prácticas de las secuencias didácticas*

5.1 Actividades desarrolladas en nivel medio

5.1.1 Experiencia áulica N°1

Aplicación de contenidos de la secuencia didáctica N°1:

El trabajo fue realizado en el CEM N° 31 en la localidad de Villa Manzano, Río Negro, en un curso de 4°| año donde los alumnos habían estudiado previamente el concepto de pH. La clase comenzó con un repaso de dicho concepto y se incorporó uno nuevo, el de conductividad. A continuación se propuso la lectura de textos relacionados con la importancia del conocimiento de significados tales como acidez, basicidad y conductividad en el estudio de los suelos. Se prosiguió preparando el aula como "laboratorio experimental" en etapas secuenciadas colocando dos mesas en el centro del aula de fácil acceso para cada grupo donde se encontraban tanto la matriz a analizar como los materiales e instrumentos de laboratorio; de esta manera se realizaron las mediciones de conductividad y pH a soluciones de suelos de diferente procedencia: compost, fértil y del patio del establecimiento educativo. Los estudiantes se dividieron en grupos y eligieron un tipo de suelo para trabajar; preparaban las mezclas, medían pH y conductividad, y registraban los valores. La actividad culminó en una puesta en común donde se registraron los valores obtenidos por cada grupo en una tabla en el pizarrón, y se retomó los textos anteriormente leídos para comparar los valores experimentales obtenidos en el aula.

Figura N°1 : Medición de pH y conductividad de muestras de suelos en el aula, a modo de experiencia de laboratorio

5.1.2 Experiencia áulica N°2

Aplicación de contenidos de la secuencia didáctica N°3:

La experiencia fue desarrollada en el colegio secundario Virgen de Luján de la ciudad de Centenario (Neuquén), en un curso de 2° año, quienes estaban desarrollando en su currícula los siguientes contenidos: soluciones, soluto y solvente, clasificación en soluciones saturadas, insaturadas, diluidas y concentradas, y sobresaturada. La práctica fue desarrollada en el laboratorio de dicho establecimiento, que contaba con la mayoría de los materiales necesarios, incluyendo un microscopio.

Se hizo una breve introducción teórica y actividades de repaso propuestas en la secuencia didáctica presentada en clase; luego se realizó la parte experimental. Se propuso trabajar en cuatro grupos, cada uno con una sal distinta, cloruro de sodio, borato de sodio (bórax) y sulfato cúprico. Por cuestiones de tiempo (bloque de 80 minutos) se les ofreció las sales previamente pesadas y ellos se encargaron de la preparación de las soluciones sobresaturadas y de armar el sistema para obtener la semilla del cristal, dejando los cálculos de preparación de soluciones para instancias siguientes donde se trabajen los conceptos de solubilidad. Luego de varios días de reposo de las soluciones sobresaturadas, se pudieron observar los primeros cristales (Figura N°5).

Dentro de la secuencia didáctica se realizó la observación de los cristales en muestras de agua. En la práctica, los estudiantes colocaron muestras de agua de sistemas salinos naturales, cuyos orígenes son laguna Mar Chiquita, Lago Pellegrini y Laguna de Maduración, en portaobjetos que dejaron secar durante 24hs dentro de un recipiente desecador, utilizando materiales de fácil adquisición, (en este caso se trató de una lata de leche en polvo de 1kg y bolsitas con piedras de sílica gel obtenidas de medicamentos). Las sales cristalizadas que se encontraban en las muestras de agua fueron observadas al microscopio (Figura N°3)

Figura N°2: Estudiantes en el laboratorio, preparando soluciones sobresaturadas para formación de cristales

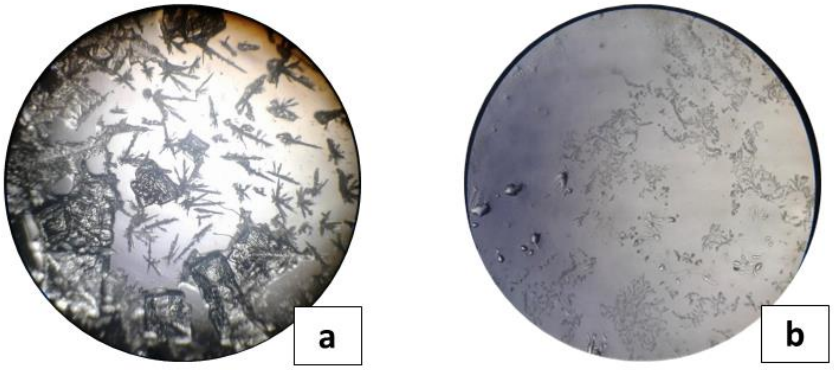


Figura N°3: Cristales observados en microscopio de muestras de agua de sistemas naturales, procesadas en desecador. a) Laguna Mar Chiquita. b) Laguna de Maduración (Copahue)

Figura N°4: Estudiante observando a través del microscopio óptico cristales de muestras de aguas naturales

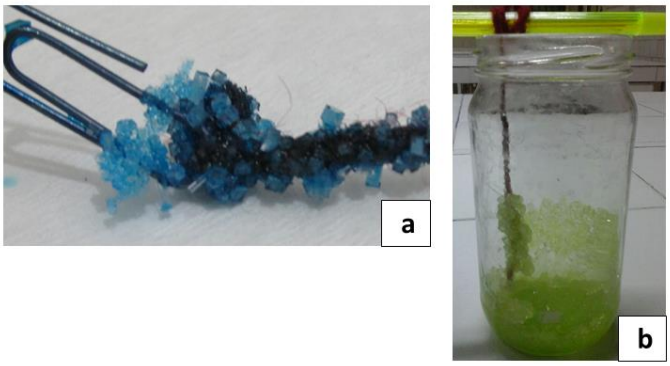


Figura N°5: Cristales obtenidos de solución sobresaturada de: a) NaCl, b) borato de sodio

5.2 Actividad desarrollada en nivel universitario

- *Exposición sobre cristales para estudiantes de geología*

Luego del desarrollo experimental realizado en el laboratorio sobre observación de cristales al microscopio, junto con mi compañera, Evelyn Gamboa, con quien trabajo en el laboratorio de Aguas y Arcillas, realizamos un trabajo escrito sobre lo observado y analizado y además preparamos una exposición utilizando diapositivas. Dado que fuimos invitadas por Alejandra Giaveno en la cátedra de Química Inorgánica del primer año de Geología, en la facultad de Ingeniería de la universidad Nacional del Comahue. Los alumnos estaban estudiando tipos de cristales y formas que presentan los sólidos, fuimos invitadas para relatar lo trabajado. En la exposición describimos el procedimiento llevado a cabo, mostramos las imágenes de los cristales obtenidos, y las comparaciones realizadas con imágenes de muestras patrón. Para finalizar, se realizó una actividad teórica en la que ellos decían a qué tipo de cristal, comparando con los patrones, correspondía la imagen que se les presentó, correspondiente a los cristales obtenidos de una muestra de agua natural.

6. Conclusiones de las prácticas áulicas

Entre las actividades y experiencias que pudieron llevarse a cabo, puedo considerar:

Experiencia áulica N°1:

- La importancia de poder plantear una actividad experimental que pueda ser realizada en el aula, en el caso que la escuela no cuente con el espacio de laboratorio. Ante esto es importante aclarar que las experiencias no implicaban situaciones de riesgo ya que no se trabajó con reactivos peligrosos y tampoco con fuego. Los estudiantes se mostraron entusiasmados en poder realizar ellos mismos una experiencia, por más sencilla que fuese.
- La cultura científica no queda delimitada en tener un laboratorio en cada establecimiento, sino que en el aula es un espacio geográfico científico-experimental en muchas ocasiones, siempre y cuando lo que se trabaje no sea de riesgo.

Experiencia áulica N°2:

- El desarrollo de la experiencia no presentó dificultades prácticas ya que la escuela cuenta con laboratorio y entre sus elementos tiene un microscopio óptico que fue de mucha utilidad. Los elementos de laboratorio eran escasos por lo que sólo pudieron armarse cuatro grupos de trabajo, que ante la cantidad de alumnos sería mejor poder formar más grupos con menos integrantes. Muchas de las clases de físico-química de primer y segundo año, en esta escuela en particular, se desarrollan en el laboratorio como clases teóricas sin llevarse a cabo experiencias prácticas. Ante la propuesta de que ellos mismos pudieran trabajar, despertó el interés en el tema; me parece importante el poder alternar teoría con prácticas en las materias de físico- química y química por más sencillas que sean, ya que atraen la atención del estudiantado.
- Debido a que había conceptos que los estudiantes aun no sabían, tal como solubilidad, el guion fue modificado en partes para realizar la actividad, quedando la posibilidad de retomarlo en otra instancia de estudio.
- Las experiencias realizadas con el microscopio fue la más significativa e interesante para ellos, y quedó abierto a futuras explicaciones teóricas.
- En el armado y desarrollo de las experiencias de cristales pudieron dar cuenta de su autonomía sólo se debió hacer referencia a cuestiones generales de seguridad en el laboratorio ya que se trabajaba con fuego.
- La etapa de guía didáctica referida a ideas previas y clasificación de soluciones se realizó sin dificultad dado que tenían conocimiento suficiente sobre el tema.
- Como aclaración puedo decir que el tema "estructuras de cristales" podría explicarse al final de toda la secuencia, y no como introducción, debido a que noté cierta dificultad durante la explicación; observé que los estudiantes no habían sentido oír los términos de minerales y cristales.

7. *Anexos*

Anexo N°1:

Cristal violeta ($C_{25}H_{30}CIN_3$) (figura 1)

Es conocido con el nombre de violeta de genciana, violeta de metilo, entre otros. Es un polvo cristalino verde oscuro brillante, higroscópico. Bastante soluble en agua, fácilmente soluble en etanol al 96%, y en cloruro de metileno. Propiedades y usos: Colorante derivado del trifenilmetano con acción bactericida frente a numerosas bacterias (sobretodo gram+ del grupo de los estafilococos), antifúngico, y contra algunas levaduras (como Candida). Suele ser una mezcla de los cloruros de tetra-, penta-, y hexametilpararosanilina. Su actividad se incrementa con el pH alcalino. Se utiliza en la prevención y tratamiento de las infecciones de úlceras crónicas, úlceras varicosas, y heridas, dermatitis irritativas crónicas, flebitis y tromboflebitis, eczemas húmedos, sabañones, forunculosis, dermatomicosis, impétigo, quemaduras, leucorrea, vaginitis, candidiasis oral y vaginal, y angina de Vincent. (acofarma, ficha técnica)

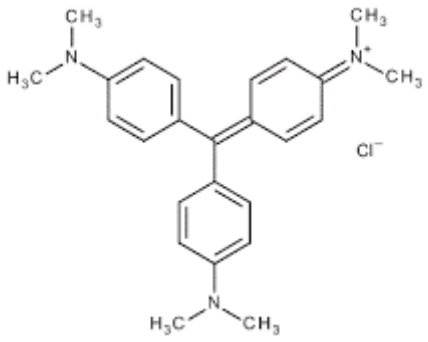


Figura 1. Fórmula estructural del cristal violeta

Curva de calibración de solución de cristal violeta

Disolución	[VC] inicial (mM)	Volumen de VC (mL)	Volumen de H_2O (Ml)	[VC] final	Absorbancia
A	0,05	0,3	9,7	0,0015	0,104
B	0,05	0,7	9,3	0,0035	0,250
C	0,05	1,0	9,0	0,0050	0,396
D	0,05	1,3	8,7	0,0065	0,503
E	0,05	1,6	8,4	0,0080	0,664
F	0,05	2,0	8,0	0,010	0,796
G	0,05	2,4	7,6	0,012	0,984
H	0,05	3,0	7,0	0,015	1,252
I	0,05	3,4	6,6	0,017	1,391

Tabla 1. Curva de calibración del cristal violeta

Anexo N°2: Equipo Testo

El equipo Testo es un dispositivo de medición de temperatura que cuenta con dos entradas para colocar dos sensores, los que pueden medir temperaturas al mismo tiempo. Ademas, se puede instalar un programa en la PC en donde permite visualizar gráficas y tablas de valores correspondientes a las temperaturas analizadas.

Anexo N°3: Curvas de calibración de soluciones patrón

3.1 Solución de KCl

Se preparó una solución midiendo 562,4 mg de KCl sólido en 100ml de agua destilada, utilizando un matraz, obteniendo así una solución 0,0753M. En tubos de plástico de 8ml se prepararon diluciones a partir de la solución original de KCl:
Todos los volúmenes fueron medidos utilizando pipeta automática de 1ml y otra de 5ml. Se llevó a volumen final de 8ml. A continuación se midió la conductividad utilizando un conductímetro de campo y el de mesada

3.2 Curva de calibración de Na_2SO_4

Solución: se pesaron 522,5 mg Na_2SO_4 y se llevó a volumen final de 100ml

Tubo N°	Volumen solución (ml)	Conductividad equipo Mesada (µS/cm)	Conductividad equipo de campo (µS/cm)	TDS equipo (mg/L)	TDS calculados (mg/L)
1	2	1955	1934	1260	1306,3
2	1,7	1685	1514	1100	1110,3
3	1,4	1368	1266	950	914,4
4	1,1	1157	1109	720	718,4
5	0,8	680	613	429	522,5
6	0,5	398	383	256	326,6

3.3 Curva de calibración de NaCl

Solución: 549,2mg de NaCl en un volumen final de 100ml.

Tubo N°	Volumen (ml)	Conductividad equipo Mesada (µS/cm)	Conductividad equipo de campo (µS/cm)	TDS equipo (mg/L)	TDS calculados (mg/L)
1	1,5	1517	1476	1050	1029,75
2	1,2	1155	1106	768	823,8
3	0,9	869	862	593	617,8
4	0,6	717	684	466	411,9
5	0,3	330	335	220	205,9

6	0,1	144	155,3	103	68,6

3.4 Curva de calibración de $CaSO_4$

Solución: 152,4 mg de $CaSO_4.0{,}5H_2O$ en volumen final de 100ml.

Tubo N°	Volumen solución (ml)	Conductividad equipo Mesada (µS/cm)	Conductividad equipo de campo (µS/cm)	TDS equipo (mg/L)	TDS calculados (mg/L)
1	8	1514	1407	991,0	1524,0
2	6	1198	1113	776,0	1143,0
3	4	790	818	548,0	762,0
4	2	490	446	308,0	381,0
5	1	258	253	169,0	190,5
6	0,5	149	145,8	96,9	95,3

Anexo N°4: Determinaciones físico químicas en muestras de agua

4.1 Determinación de concentración de sulfatos

Muestra	Volumen de Na_2SO_4 (ml)	Volumen Solución glicerina/alcohol (ml)	Volumen NaCl /HCl (ml)	Volumen H_2O (ml)
P_0	0,00	1	0,50	5,00
P_1	0,15	1	0,50	4,85
P_2	0,30	1	0,50	4,70
P_3	0,60	1	0,50	4,40
P_4	0,90	1	0,50	4,10
P_5	1,20	1	0,50	3,80

Tabla 2. Descripción de cantidad de reactivos para la curva de calibración

Patrón	SO_4^{-2} (ml)	Transmitancia %	$[SO_4^{-2}]$ (mg/ml)
p_0	0	100	0,00000
p_1	0,15	97,6	0,00208
p_2	0,30	96,2	0,00415
p_3	0,60	91,4	0,00831
p_4	0,90	86,6	0,01246
p_5	1,20	82,3	0,01662

Tabla 3. Curva de calibración del sulfato

4.2 Determinación de sodio y potasio

[K+] ppm	Lectura
0,2	0,4
0,4	0,8
0,6	1,3
0	0

[Na+] ppm	Lectura
0	0
1	11,5
2	20
3	30

Tablas 4. Curvas de calibración de potasio y sodio

Muestra	DILUCION	LECTURA	[K+] ppm
MC	1:500	0,90	213,9
LP	1:250	1,00	118,6
AM	3:5000	1,45	1139,5
EP	1:10000	0,30	1488,4

Tabla 5. Concentración de potasio para las muestras de agua

Anexo N°5: capacidad calorífica

Capacidad calorífica aluminio

$$Q_{AGUAFRIA} + Q_{AlUMINIO} + Q_{CALORÍMETRO} = 0$$

$$m_{H20fría} \times Cp_{H20} \times (T_{eq} - T_{fría}) + m_{Al} \times C_{pAl} \times (T_{eq} - T_{caliente}) + Ck\,(T_{eq} - T_{fría}) = 0$$

$$C_{pAl} = \frac{m_{H20fría} \times Cp_{H20} \times (T_{eq} - T_{fría}) + Ck\,(T_{eq} - T_{fría})}{m_{Al} \times (T_{caliente} - T_{eq})}$$

Donde:
C_{pAGUA} = 4,18 J/ °C g
Ck= 138,05 J/°C

Anexo N°6: Curvas de enfriamiento

Cálculo de la constante *p* del equipo

De la curva se obtiene: y= -0,2528x + 2,6341

El calor específico de la pasta bentonita/agua está dado por:

Cp= 0,77 J/°C g x 0,20 + 4,18 J/°C g x 0,80 = 3,498 J/°C g

Entonces, la capacidad calorífica es: $C = C_P \times m$ = 3,498 J/°C g x 39,6471g = 138,68 J/ °C

Anexo N°7: obtención de sales por evaporación

muestra	masa cápsula vacía (g)	Volumen de agua salina (ml)	masa cápsula + agua salina (estufa)	masa de sal (g)	Concentración de sal (mg/l)

MC	62,2	100	67,3	5,1	51000
AA	115,7	700	115,9	0,2	300
LP	62,3	100	62,6	0,3	3000
AM	99,5	100	103,7	4,2	42000
EP	88,2	100	106,1	17,9	179000

Tabla 6. Descripción de valores de masas en evaporación de aguas

Bibliografía

- Baschini, Piovano, López, Dietrich, Setti, (2014). *Peloterapia: Aplicaciones Médicas y Cosméticas de Fangos termales,* cap. 11. Composición y propiedades de fangos, aguas y sales procedentes de lagunas y lagos salinos usados con fines terapéuticos y cosméticos, Neuquén. Editorial Bílbilis.
- Baschini Miria, Anguiano Liliana, Soria Carlos, et al. (2009). Química aplicada, manual para el laboratorio y el aula. Neuquén. Editorial Educo.
- Brock, Madigan M.T., Martinko J.M., Parker J. (2003). *Biología de los Microorganismos*, décima edición. Madrid. Editorial Pearson Educación.
- Callister Jr. William D. (2007) *Introducción a la Ciencia e Ingeniería de los Materiales, 7ª ed*. Editorial Reverte S.A.
- Cabrerizo Dulce María, Antón Bozal Juan Luis, Barrio Pérez Javier, Juan, Bozal Luis, Bozal Javier, (2008). Física y Química 4° ESO. Madrid. Editorial Editex.
- Carretero León, María Isabel, Pozo Rodríguez Manuel (2007). *Mineralogía Aplicada.* Madrid. Editorial Paraninfo.
- Cara S., Carcangiu G., Padalino G., Palomba M., Tamanini M, (2000). *The bentonites in pelotherapy: thermal properties of clay pastes from Sardinia (Italy).* Applied Clay Science 16, pp. 125–132.
- Díaz Lourdes M. (2005) *Utilización de arcillas, peloides, parapeloides y algas en medicina estética.* (U. Complutense, Madrid 15-12-05).
- Dietrich D. Y. (2014). *Fangos, aguas y sales de lagos salinos de argentina. Su potencial uso terapéutico y como promotores de enseñanza-aprendizaje;* Neuquén.
- Jackson M.L, (1976). *Análisis químico de suelos*, tercera edición. Barcelona. Ediciones Omega
- Mc Linden, M. I mc Call, S. (2002). LearningThroughtouch: SUPPORTING, childrenwith visual impairment and additionaldificultiess (Aprendiendo a través del Tacto: apoyando a niños con impedimentos visuales y dificultades adicionales). Londres: David Fultonpublishers, ltd.
- Maggio Andrea (2016). *Caracterización de productos naturales y madurados con potenciales usos en terapéutica y cosmética*. Neuquén.
- Maraver Eyzaguirre, F., Armijo Suárez, O., Armijo Castro, F. (2008) *Los peloides españoles: en la Cátedra de Hidrología Médica*.

- Maron Samuel y Prutton (1993). *Fundamentos de la físicoquímica*. México. Editorial Limusa.
- m.l. Mourelle, c. Medina, j .l. Legido, m.l. Carretero y m. Pozo. (2006) *Cinética de enfriamiento de arcillas especiales para su empleo en peloterapia.*
- Pavón María, Gonzalez Laura, Martinez Silvia, Rivera Carmen, María de Lourdes Vaelenzuela, (2007). *Química II en el CCH*. México. Departamento de Actividades Editoriales de la Secretaría de Servicios de Apoyo al Aprendizaje. Ciudad Universitaria, 04510.
- Pérez Casas César, Barbadillo Luis Javier (2007), *Taller de suelos, jardín botánico IEES Nuestra señora del Pilar (Tetuán).*
- Porta, López Acevedo, Roquero, (2003). *Edafología para la agricultura y el medio ambiente.* Madrir. Ediciones Mundi-Prensa.
- Pozo Rodríguez Manuel, González Javier González y Robles, Elamos Jorge Giner Robles. (2005) *Geología práctica, Introducción al Reconocimiento de Materiales y Análisis de Mapas*. Madrid. Editorial Pearson.
- Robinson, Gilbert Wooding, et al., (1967). *Los suelos, su origen, constitución y clasificación.* Barcelona. Editorial Omega.
- Travesset Adela, Viñas Josep Corominas, Areny María Fanes, Beltrán Alejandro, Martinez María Teresa, Mestres Ricard, Llopis Lidia, Puig María, Ugas Julia, (1986). *¿Eso es química?*. Madrid. Editorial Alhambra, S.A.
- Whitten Kenneth, Raymond E. Davis, Peck m. Larry, Stanley George G, (2008), Química, (Octava Edición). México. Cengage Learning Editores, SA.
- Zamora, Cristancho, (2008). *La humedad en las propiedades físicas del suelo*. Universidad nacional de Colombia, Bogotá.
- APHA Standard Methods for the Examination of Water and Wastewater, 1992.
- http://www.fcn.unp.edu.ar/sitio/quimicainorganica/wp-content/uploads/2010/08/Conductividad.pdf
- ttp://www.construmatica.com/construpedia/Eflorescencias
- http://www.uprm.edu/biology/profs/massol/manual/p2-salinidad.pdf
- http://www.fcn.unp.edu.ar/sitio/quimicainorganica/wpcontent/uploads/2010/08/Conductividad.pdf