



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE QUIMICA

PURIFICACIÓN Y ALTERNATIVAS DEL TEQUESQUITE

T E S I S

QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE:

QUÍMICA FARMACÉUTICA BIÓLOGA

PRESENTA:

VANIA DANIELA GUTIÉRREZ BAÑUELOS



Ciudad Universitaria, Ciudad de México 2020



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

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

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

Resumen

El tequesquite, material obtenido de fuentes naturales, es un mineral constituido de una mezcla compleja de sales (carbonato, bicarbonato y cloruro de sodio, entre las principales), arena, tierra y arcillas; debido a la importancia que ese tipo de sales representa para la industria química en la elaboración de jabones, vidrio, detergentes; además de otras industrias como la farmacéutica (elaboración de amortiguadores) y alimentaria (como aditivo), en el presente trabajo se efectuó la separación y purificación del contenido salino de un lote de tequesquite cultivado, preparando disoluciones 62 saturadas. De esta forma, se determinaron algunas propiedades fisicoquímicas de la mezcla de sales a diferente concentración (índice de refracción, pH, conductividad) y se efectuaron análisis químicos (titulación potenciométrica, cromatografía catiónica y aniónica, calorimetría de barrido diferencial) para determinar la composición de la mezcla salina y la presencia de contaminantes orgánicos.

Objetivos

Objetivo General

- Elaborar el diseño de procesos de purificación (refinación) del Tequesquite cultivado, de bajo costo y fácil manejo en las comunidades de origen.

Objetivos Particulares

- Realizar el estudio químico de un lote de tequesquite cultivado proveniente de “El Carmen”, Tequexquitla, Tlaxcala.
- Separación del contenido salino del tequesquite.
- Determinación de la concentración de saturación acuosa del contenido salino mediante índice de refracción, densidad y conductividad.
- Identificación de las sales.
- Refinamiento de la mezcla salina
- Proponer métodos económicos y de fácil manejo para que puedan ser utilizados en comunidades rurales con el fin de lograr direcciones alimenticias y/o demás productos del tequesquite

Hipótesis

La caracterización fisicoquímica del tequesquite cultivado en medio acuoso, permitirá mejorar la calidad del tequesquite que se expende en los mercados populares

Índice general

	Página
Resumen	I
Objetivos	II
Hipótesis	III
1. Salmueras alcalinas del Valle de México	1
1.1. La Cuenca del Valle de México: Origen y Constitución	1
1.2. Lago de Texcoco	3
1.3. Sosa Texcoco y El Caracol	5
1.4. Alga Spirulina	7
1.5. Importancia y Desarrollo de la Industria Química en México	8
2. Tequesquite	10
2.1. El Carmen Tequexquitla	10
2.2. Informe de Humboldt (jabones)	13
3. Tequesquite en la industria de los alimentos	15
3.1. Nixtamalización	15
3.2. Tequesquite como aditivo	17
4. Propiedades físicas y químicas de las sales	19
4.1. Cloruro de sodio NaCl	19
4.2. Carbonato de sodio Na ₂ CO ₃	21
4.3. Bicarbonato de sodio NaHCO ₃	23
4.4. Hidróxido de sodio NaOH	24
5. Procesos para la obtención de las sales	26
5.1. Proceso Leblanc	26
5.2. Proceso Solvay	28
6. Equilibrio sólido-líquido	31
6.1. Solubilidad	31
6.2. Ecuación de la ley ideal de solubilidad	33
6.3. Cristalización	36

7. Material y Métodos	38
7.1. Material	38
7.2. Caracterización del Tequesquite	38
7.3. Densidad	39
7.4. Determinación del Índice de refracción	39
7.5. Determinación de la conductividad	39
7.6. Titulación potenciométrica o método de Warder	39
7.7. Titulación argentométrica	40
7.8. Obtención de bicarbonato de sodio	40
7.9. Obtención de carbonato de sodio	40
7.10. Cristalización	40
7.11. Obtención de jabón	40
7.12. Obtención de hidróxido de sodio	41
8. Resultados y Análisis	42
8.1. Densidad	42
8.2. Índice de Refracción	43
8.3. Conductividad	44
8.4. Titulación Potenciométrica	45
8.5. Titulación argentométrica	48
8.6. Bicarbonato de sodio	49
8.7. Carbonato de sodio	51
8.8. Cristalización	52
8.9. Obtención de jabón	52
8.10. Obtención de Hidróxido de sodio	53
8.11. Calorimetría Diferencial de Barrido (DSC)	55
9. Conclusiones - Perspectivas	56
9.1. Referencias	57
9.2. Figuras	60

Índice de figuras

1.1. Lagos de la Cuenca del Valle de México. (Rodríguez, 2012)	1
1.2. Teotihuacán (Padilla, M.)	2
1.3. Gastos del desagüe (Gibson, 2000)	4
1.4. Evaporador solar “El Caracol”.(CFE, 1962)	6
2.1. El Carmen Tequexquitla (Hernández, 2016)	11
2.2. Testamento de Pedro Espinoza (Hernández, 2016)	11
2.3. Lago de Totolcingo	12
2.4. Isleta (de lado izquierdo) y melgas (de lado derecho) (Hernández, 2016) . .	13
2.5. Recolección del tequesquite en ambas comunidades (Hernández, 2016) . . .	13
2.6. Proceso de saponificación (Regla et al., 2014)	14
3.1. Nixtamalización (Gourmet de México, s.f.)	16
3.2. Estructura molecular de la niacina (Química alcana, 2016)	17
3.3. Nopales cocidos a) Con sal de mesa (izquierda), b) con sales del tequesquite (derecha).	18
3.4. Frijoles cocinados a) con sales del tequesquite (izquierda) b) con sal común (derecha).	18
4.1. Estructura del NaCl (Chang, 2002)	19
4.2. Estructura cristalina del NaCl (Chang, 2002)	20
4.3. Antiguas minas en Santa Rosalía (GNV, s.f.)	21
4.4. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (Alibaba)	22
4.5. Na_2CO_3 anhidro (Discolab)	22
4.6. Elaboración de vidrio (Anfevi, s.f.)	23
4.7. Estructura del NaHCO_3 (Academic, s.f.)	23
4.8. Hidróxido de sodio (Bolívar, s.f.)	24
5.1. Esquema del proceso Solvay (Planta de Producción de carbonato sódico. s.f.)	30
6.1. Solubilidad ideal de un sólido.(Universidad de Valencia, s.f.)	34
8.1. Contenido de carbonato y bicarbonato de los cristales obtenidos del teques- quite	47
8.2. Tabla de aniones presentes en la muestra	47
8.3. Tabla de cationes presentes en la muestra	48

8.4. Resultados de la composición de la muestra obtenida mediante burbujeo con CO_2	50
8.5. Bicarbonato de sodio obtenido mediante la reacción de carbonato presente en la disolución de tequesquite con CO_2	50
8.6. a) Muestra de bicarbonato de sodio. b) Muestra de carbonato de sodio obtenido después de la calcinación	51
8.7. Jabón	53

Capítulo 1

Salmueras alcalinas del Valle de México

1.1. La Cuenca del Valle de México: Origen y Constitución

La Cuenca del Valle de México se encuentra rodeada por montañas en donde por un proceso acumulativo pluvial originó los lagos que la constituyeron, ya que el agua contenida no contaba con una salida o desagüe. La Cuenca consta de tres tipos de relieve: una región plana, un grupo de pequeñas elevaciones de tierra y una zona montañosa (Imaz, 1984); una parte del territorio está compuesto por Sierras en donde es común que ocurran frecuentes lluvias y otras zonas por montes rocosos que son de tipo volcánico; ésta Cuenca quedó integrada por seis lagos: Chalco, Xochimilco, Xaltocán, Texcoco, San Cristóbal y Zumpango (Figura 1.1); los tres primeros constituidos por agua dulce y los últimos de aguas salobres, principalmente ricos en sales de carbonato, bicarbonato y cloruro de sodio; juntos creaban un área de 2000 Km².



Figura 1.1: Lagos de la Cuenca del Valle de México. (Rodríguez, 2012)

Cada lago estaba rodeado por una vegetación característica, con gran riqueza en recursos naturales, por ejemplo, se ha demostrado que alrededor del lago Xaltocán se cultivaban plantas como la ambrosía, rosilla (*oenothera rosea*), epazote, salvia, chile, entre otros; sus habitantes se dedicaban a la caza de aves, liebres y venados. En Chalco crecían árboles como: pino, encino, sauce y maguey; los habitantes cazaban venados, coyotes y tlacoyotes (tejón); además, pescaban charales y ajolotes. Por otra parte, Xochimilco se caracterizó por sus canales que lo conectaban con los lagos, sus habitantes se dedicaban a la agricultura sembrando frijol, maíz, chile y calabaza; en esta zona se encuentran pinos, ahuejotes y el ahuehuate; hoy en día el lago de Xochimilco es una zona turística y es considerada un área natural protegida, además, se busca recuperar el equilibrio ecológico mediante el tratamiento de aguas y la conservación de las especies.

Los primeros humanos que llegaron al Valle de México modificaron su entorno para beneficiarse de ello y así extraer recursos naturales de su alrededor. La primera ciudad que se fundó en la cuenca fue la de Cuicuilco, la cual llegó a integrarse por 20,000 habitantes (Orozco, 1945); en esta zona se comenzaron a tener los primeros avances científicos ya que de acuerdo a los movimientos del sol elaboraron un calendario, también construyeron un centro ceremonial; a lo largo del tiempo se empezaron a construir plazas, un canal que abastecía a la ciudad y calles que permitían la comunicación con otros asentamientos por ejemplo con Monte Albán y Chupícuaro. Más tarde la zona sufrió sobreexplotación de recursos, pero la ciudad fue destruida por la erupción del volcán Xitle, estas condiciones permitieron el fortalecimiento de Teotihuacán (Figura 1.2). Actualmente, la cultura teotihuacana sigue siendo admirada en todo el mundo por sus conocimientos astronómicos, matemáticos y culturales. En el ámbito del arte, los teotihuacanos elaboraban vasijas y esculturas con cerámica, realizaban murales y adornos que colocaban alrededor de la ciudad.

En el apogeo de su cultura, Teotihuacán tuvo una crisis debida a la sobrepoblación, de tal forma que incendios, inundaciones y otros factores, provocaron escases, deforestación y erosión de la tierra. Consumieron los recursos de los lagos de Texcoco e Iztapalapa (Manzanilla, 2019). Finalmente, esta cultura colapsó.

La Cuenca quedó despoblada y nuevas civilizaciones se asentaron, entre ellos los Chichimecas que ocuparon Tenayuca, Azcapotzalco, Texcoco, Xochimilco, Tláhuac y Chalco (Orozco, 1945).



Figura 1.2: Teotihuacán (Padilla, M.)

1.2. Lago de Texcoco

Este lago ha sido objeto de innumerables estudios debido a su composición rica en sales y a que se asentaron importantes civilizaciones a su alrededor. Situado al noroeste de la Ciudad de México, abarcaba aproximadamente 40 Km de longitud Norte-Sur por 20 Km de anchura en dirección Este-Oeste, circundado por los pueblos de Ecatepec, Tepexpan, Texcoco, Chapingo, San Jerónimo, Chimalhuacán, Tecamachalco, Santa Marta, Peñón del Marqués, Peñón de los Baños, San Juan de Aragón, Atzacolco y Santa Clara (Sosa Texcoco, s.f.). Durante un largo tiempo, el Lago de Texcoco tuvo una gran importancia industrial, ya que representó una fuente inagotable de productos alimenticios y sobre todo salinos (Río de la Loza, s.f.).

El suelo de esta zona aún contiene una alta concentración de sales; esta salmuera impregna un barro poco permeable, constituido principalmente por bentonita (Orozco, 1945). Se considera que la salmuera se formó por el flujo de los manantiales presentes en las colinas, que lavaban la tierra arrastrando varias sustancias a su paso. En épocas de sol, el agua alcalina emerge por capilaridad sobre el suelo y al momento de evaporar el agua, en los bordes de tierra se evidencian varios tipos de cristales, los cuales se cosechan para su uso. La cosecha o levantamiento de esta mezcla de sales, incluye arena, tierra y arcillas, lo que en conjunto se conoce como tequesquite, producto que hasta hace unos años era de alto consumo por los habitantes de la zona y se vendía en los mercados tradicionales.

En la época prehispánica, la mezcla de sales del tequesquite era refinada y purificada, a tal grado que lograban separar el cloruro, bicarbonato y carbonato de sodio (Orozco F, 1946). La sal es un recurso importante, se dice que su carencia fue motivo de guerra entre los aztecas y tlaxcaltecas. Las personas que eran de alta sociedad la utilizaban mientras que las personas de bajos recursos utilizaban el tequesquite natural. Otras principales sales que conocieron son el alumbre (sulfato de aluminio y potasio, la cual es utilizada actualmente en la industria del vidrio, pigmentos y tintorería), mica, calcita y yeso, entre otros. También utilizaron piedras preciosas como decoración de sus artesanías (jade, rubí, ámbar) y los altos mandatarios vestían piedras verdes de fluorita. Otros materiales que emplearon era el adobe, barro, obsidiana, resinas y a la vez ellos elaboraban su propio cemento al mezclar cal con arcilla negra (Chamizo et al., 2003).

Eventualmente, se asentaron otras culturas en los alrededores del lago como: los Olmecas, Xicalanca, Tolteca, Chichimeca, Teochichimeca, Otomíes, Quelhuaque, Mixquica, Xochimilca, Chalca, Tepaneca y Acolhuaque; los primeros cinco grupos desaparecieron en el tránsito colonial y el resto mantienen su identidad (Langarica, 2017). Estos pueblos emplearon los terrenos húmedos de los lagos y sus principales actividades eran la agricultura, la cacería y la recolección de frutos. Más tarde, las ciudades de México-Tenochtitlan y Tlatelolco se fundaron en los islotes existentes cerca de Azcapotzalco alrededor del lago de Texcoco, aprovecharon las costumbres de los pueblos de Xochimilco, Tláhuac y Mixquic para llevar a cabo su crecimiento urbano a partir de la construcción de chinampas que semejabán islas artificiales (10).

En el siglo XII, los mexicas provenientes de Chicomoztoc, Aztlán, llegaron al Valle de México, pasaron por las ciudades de Tula, Zumpango, Cuautitlán y Ecatepec. Debido a la sobrepoblación de la zona, los mexicas fueron impulsados a conquistar otras regiones (Icarito, 2009), se enfrentaron a varias culturas del lago de Texcoco que habían llegado anteriormente, como los chichimecas, acolhuas, tepanecas, culhuas, toltecas y pipiles; se establecieron en Chapultepec y se aliaron a los culhuas pero tras el sacrificio de Achitometl (hija del señor de Culhuacan) tuvieron que huir por el interior del lago de Texcoco y se establecieron en el islote central, donde vieron a un águila devorando a una serpiente, señal dada por su dios Huitzilopochtli (Krismar, s.f., Capítulo 7). La principal fuente de su economía era la agricultura ya que gracias a las chinampas evitaron el agotamiento de los suelos y obtenían rendimientos altos de los cultivos. Contaron con comerciantes, campesinos, guerreros, sacerdotes y gobernantes. Gracias a la riqueza del lago, en fauna acuática y minerales, tuvieron un gran desarrollo en sus actividades y en su subsistencia (10).

Durante la conquista, Cortés y su ejército destruyeron el dique que construyó el Rey de Texcoco, Nezahualcóyotl; su función principal era separar los lagos de Xaltocan y Texcoco para así eludir las inundaciones en Tenochtitlan y separar el agua dulce de la salada. Después de las graves inundaciones (1604, 1607), el virreinato aprobó el proyecto del cosmógrafo Enrico Martínez, para la construcción de un desagüe artificial desde el Lago de Texcoco hacia el Río Tula y de ahí conducir el agua de la cuenca hacia el Golfo de México. En sólo once meses, 450 mil esclavos construyeron el túnel de siete kilómetros de largo y cincuenta metros de profundidad. Esta obra hidráulica representó un gasto elevado (Figura 1.3), un trabajo excesivo y la despoblación irregular de varias comunidades, durante los cien años posteriores en que continuaron los trabajos (Gibson, 2000) (Esri, s.f.).

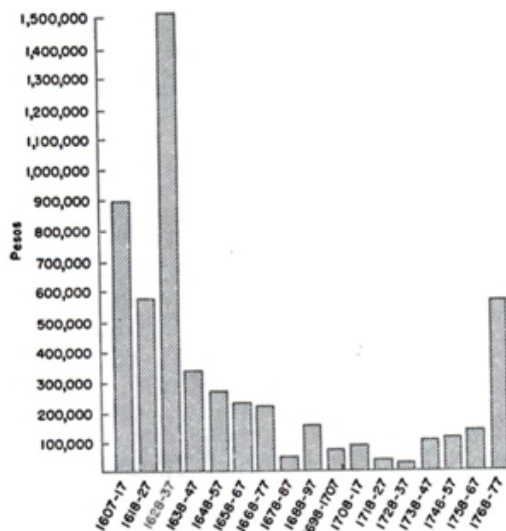


Figura 1.3: Gastos del desagüe (Gibson, 2000)

Después de un tiempo, un canal abierto (Tajo de Nochistongo) se unió al túnel desde Zumpango, desviando el Río Cuautitlán, para reducir aún más el agua de la cuenca, sobre todo la que llegaba a Texcoco. A finales del siglo XVIII, la cuenca cambió nuevamente con la perforación artificial del túnel Huehuetoca. Se construyó también el Canal de Guadalupe para desecar las aguas del lago San Cristóbal-Xaltocan. En 1876, se inició un nuevo proyecto para otro desagüe desde el lago de Texcoco, un canal abierto de 47 kilómetros desde San Lázaro hasta Zumpango, hoy conocido como Gran Canal de Desagüe. Una segunda perforación en la cuenca formó otro túnel de once kilómetros de largo y cuatro metros de diámetro, el primer túnel de Tequixquiac, inaugurado oficialmente hasta 1900 (Esri, s.f.). Las obras de desagüe continúan hasta el momento.

Actualmente, se tienen vestigios y sobreviven pequeñas lagunas del gran Lago de Texcoco, en lo general se encuentra totalmente desecado.

1.3. Sosa Texcoco y El Caracol

Debido a la alta salinidad del lago de Texcoco, las aguas no se pudieron ocupar para riego ya que las tierras eran destinadas al ganado o la agricultura, así una gran porción se desvió al desagüe y la otra opción fue evaporarla y, a mediados del siglo XX, obtener las sales, producto de gran importancia para la naciente industria química en México. El 18 de diciembre de 1943, el gobierno mexicano otorgó una concesión por 50 años para utilizar las aguas salinas remanentes del lago de Texcoco y aprovechar de manera industrial el contenido de sales, a un grupo de ingenieros franceses y españoles, que construyeron un evaporador solar y algunas plantas experimentales. La primera fábrica fue diseñada por la Chemical Construction Corporation de Nueva York, con la colaboración Dr. Antonio Mandinaveitia, quien investigó las propiedades de las sales del lago y sus alternativas de uso. Esta fábrica se convertiría en la empresa paraestatal mexicana Sosa Texcoco S.A. de C.V., que inició sus operaciones en 1948 bajo la asesoría técnica de Imperial Chemical Industries Ltd. de Gran Bretaña (Gracia et al., 1989), se ubicó en Ecatepec de Morelos, Estado de México, al borde del antiguo Lago de Texcoco (Sosa Texcoco, 1948).

El principal objetivo de la construcción de “El Caracol” fue lavar la tierra para ser utilizada en las diferentes actividades que se realizaban en los alrededores, pero terminó utilizándose para evaporar el agua y “disminuir” las polvaredas de la Ciudad de México. Las materias primas utilizadas por la misma empresa, para elaborar productos químicos (sales), se extraían directamente del lago sin tener que importarlas del extranjero.

Para aprovechar las sales eflorescentes del lago se construyó el evaporador solar que abarca 900 hectáreas, conocido como “El Caracol” debido a su apariencia peculiar con el caparazón de ese molusco (figura 1.4), tuvo como función principal el concentrar las salmueras extraídas del lago.

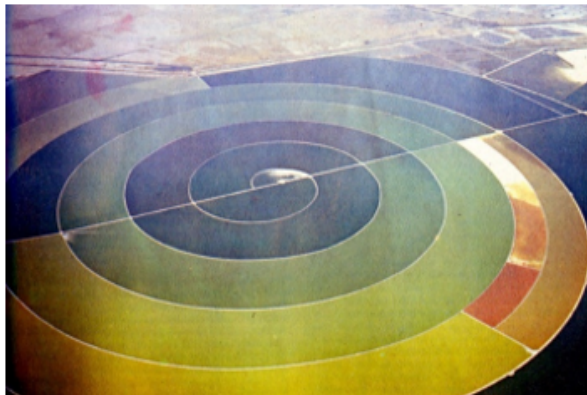


Figura 1.4: Evaporador solar “El Caracol”.(CFE, 1962)

La empresa colocó un sistema de bombas debajo del lago para extraer las sales, estas pasaban a través de canales hasta llegar a las plantas de procesamiento, “Las salmueras bombeadas al vaso exterior pasan a los siguientes por compuertas construidas en el fondo a fin de forzar a las aguas de mayor densidad que alcanzan su mayor concentración en el centro del sistema donde por gravedad se llevan a las plantas de la industria” (Sosa Texcoco, 1948). La producción de carbonato de sodio alcanzó hasta las 100 toneladas diarias.

Cada espiral contenía una disolución de salmuera con diferente concentración, las cuales abarcaban desde la más diluida hasta la más concentrada. Una vez que las salmueras alcanzaban una determinada concentración eran transportadas a las plantas y “El Caracol” era alimentado con disoluciones más diluidas, este proceso se repetía varias veces para obtener las sales. La principal problemática que enfrentaban los ingenieros de la compañía era la contaminación por materia orgánica presente en el lago, por lo que se trató de eliminar calcinando las sales y así, produjeron “soda ash” (conocida también como anhídrido o Solvay soda, que es carbonato de sodio grado técnico, higroscópico y con punto de fusión de 851°C) (Merck, 1976).

Para procesar la salmuera para obtener cada sal, se contaba con dos hornos de caliza y coque para producir gas (CO_2) y cal viva (CaO); el dióxido de carbono que se obtenía en los hornos, fluía por unos filtros y eran lavados con agua para poder eliminar los polvos de caliza y coque y así, mantener alta pureza en esos productos, ya que esta influye en el rendimiento de producción de cada sal. En la planta de carbonato, se inyectaba dióxido de carbono a las salmueras, precipitando el bicarbonato; mediante centrifugas y filtración se separaba la disolución con cloruro de sodio y luego se concentraba para su cristalización. Posteriormente, para la producción de carbonato de sodio, se calcinaba el bicarbonato para formar carbonato de sodio por pérdida de dióxido de carbono; para formar sosa, el carbonato con agua se mezclaba con cal viva y coque.

El segundo problema enfrentado por la empresa era la presencia de la Alga *Spirulina* en el lago, que confundieron con una contaminación. Cuando la empresa conoció las propiedades nutritivas de esta alga decidió designar veinte hectáreas para su cultivo, de donde se obtenían hasta tres toneladas de biomasa seca por día. El procedimiento para su obtención era el siguiente: primero filtraban el alga para adquirir un concentrado gelatino-

so y después era secado por aspersión. Las ganancias que obtenían por la producción de esta alga fueron mayores que la que se conseguía con el carbonato de sodio (Sosa Texcoco, 1948). En los años 80 se construyó una nueva planta para la producción de la Spirulina, con pruebas microbiológicas y control de calidad para mejorar el cultivo. La planta se ubicó a las orillas del último vaso de la fábrica, en donde se cultivaba; la tecnología era de punta y el personal calificado.

El proceso de industrialización del alga Spirulina constaba de ocho etapas: “fertilización; en esta etapa se agregan oligoelementos para preservar las características nutricionales del alga, los fertilizantes que se agregan son: nitrato de sodio, ácido fosfórico y bicarbonato de sodio; recolección: la solución pasa por unos filtros para recolectar el alga y al mismo tiempo quitar el medio de cultivo; filtración; desintegración: a la salida de los filtros se encuentran los desintegradores los cuales rompen la pared celular del alga para hacerla más manejable; pasteurización, se eliminan las bacterias mediante choques térmicos; homogeneización, se hace a través de un homogeneizador de Gaulin el cual alimenta al secador por aspersión; secado, se utiliza aire caliente para eliminar el agua y el polvo del alga y envasado” (Sosa Texcoco, 1948).

La empresa contó con diferentes plantas en donde se efectuaron las actividades industriales: plantas para la obtención de las sales, laboratorios de investigación y una zona de descarga de las materias primas de producción. En 1983, la empresa inició el cambio de su estructura orgánica y a la par su descentralización, por lo que se convirtió en un ente de corrupción y mala administración. Más tarde, la empresa dejó de operar debido a problemas políticos de la época por lo que ahora sólo queda como su vestigio, el gran evaporador solar “El Caracol”.

1.4. Alga Spirulina

En algunas épocas del año los mexicanos recolectaban tecuitlatl en canoas, una pasta que brotaba y flotaba alrededor del lago, le secaban al sol, tenía sabor a queso y vendían en los mercados, “...con redes de malla muy fina recogen en cierto tiempo del año una cosa molida que se cultiva sobre el agua de las lagunas de México y se solidifica, que no es hierba ni tierra, sino como cieno...” (López de Gomara, 1826).

El consumo de las llamadas microalgas azuladas Spirulina inicia en el pasado, en diferentes lugares del planeta. Los antiguos mexicanos la recolectaban en la superficie del lago de Tenochtitlán, la secaban y comercializaban en el mercado de la ciudad. A los corredores aztecas, portadores de pescado fresco desde la costa hasta el palacio de Moctezuma, se les alimentaba con Spirulina, la distancia recorrida era superior a 300 km, por lo que el trayecto se completaba con postas donde los atletas indígenas corrían con una resistencia extraordinaria. Se menciona que Cortés escribió sobre el gran tamaño de la ciudad y de la existencia de una población numerosa, lo cual coincide con los números que reportó Humboldt, en donde indica que la ciudad “es mucho más grande que las ciudades de Europa”; lo que más sorprendió era el como una ciudad lograba alimentarse con una población tan grande, al parecer el consumo de la Spirulina sería la respuesta.

Lagos salobres como el de Texcoco existen en otros países, también son de gran interés de estudio. En los años sesenta (1965), ciudadanos belgas efectuaron una expedición

transahariana hacia el Mar Rojo cruzando diferentes partes de África, Asia y Europa, cuando llegaron al lago Chad (ubicado en la frontera entre Chad, Níger, Nigeria y Camerún) notaron que la población, que vivía a su alrededor (los kanembú), diferían en constitución física al resto de poblaciones que habían visto y no presentaban carencias nutricionales, así que empezaron a investigar. “Observaron que las mujeres iban al lago a filtrar una masa verde, la secaban y preparaban una especie de galleta a la que llamaban dihé, que luego vendían en el mercado”(Sanabria, 2018). En esta expedición colectaron diversas especies de algas, flores, frutas, hongos, helechos, fanerógamas, plancton; polen, semillas, muestras de arena, rocas, fósiles vegetales y herramientas prehistóricas. Estudiaron la muestra de dihé y se dieron cuenta que estaban ante uno de los alimentos más completos que existen a nivel nutricional y el más rico en proteínas y en hierro, identificada como *Spirulina Platensis*.

La existencia de la *Spirulina*, se remonta a tres mil quinientos millones de años, es una cianobacteria con geometría espiral y se considera como uno de los primeros organismos vegetales en realizar fotosíntesis. Las especies más estudiadas son *Spirulina Platensis* y *Spirulina Máxima*, crecen en medios adversos por lo que adsorben los elementos necesarios para sobrevivir, adquiriendo la capacidad de almacenar nutrientes. Sus células cilíndricas miden de 3 a 13 micras de diámetro y su largo puede alcanzar de 100 a 200 micras. El medio de extrema alcalinidad donde se desarrolla es adverso para otras especies. La *Spirulina* está compuesta principalmente por: 65 % de proteínas, aminoácidos y lípidos, 7 % de minerales; 20 % de hidratos de carbono y 3 % de humedad. Entre los principales aminoácidos esenciales que contiene están: isoleucina 5,6 %; leucina 8,7 %; lisina 4,7 %, metionina 2,3 %; fenilalanina 4,5 %; treonina 5,2 %; triptófano 1,5 % y valina 6,5 %, entre otros. Las vitaminas aportadas por 10 g de *Spirulina* en función de la dieta diaria recomendada, son: vitamina A betacaroteno 4,60 veces; vitamina B1 (tiamina) 0,21; vitamina B2 (riboflavina) 0,21; vitamina B3 (niacina) 0,07; vitamina B6 (piridoxina) 0,04; vitamina B12 5,33 veces; vitamina E (alfa-tocoferol) 0,03 (Henrikson, 1994). Debido a sus propiedades pro-inmunológicas, antioxidantes, antivirales, antitóxicas y de protección contra el cáncer, ha sido investigada para su aprovechamiento (Ponce, 2013). Es consumida por deportistas y personas con dietas rigurosas, por su alto contenido proteico.

1.5. Importancia y Desarrollo de la Industria Química en México

México tiene una gran biodiversidad en fauna, flora y minerales, que se utiliza como materia prima en varios sectores industriales. Produce una amplia gama de metales, destacando en la extracción de plata, oro, cobre y hierro. La industria petrolera colocó a México como uno de los principales países productores de petróleo a mediados del siglo XX (10). En la industria alimentaria la principal producción es la cerveza de malta, aguacate y tomate. La industria textil se destaca por el trabajo artesanal sobre algodón.

El desarrollo de la industria química inició a finales del siglo XIX, con la adecuación a gran escala de procesos sencillos que involucran cambios químicos observables como la elaboración de pigmentos, la tinción de telas, curtido de piel, fundición de metales, vidriado en cerámica y la fabricación de vidrio; el uso de vegetales como jabón y la formación de éste a partir de grasa o de un aceite; la obtención de sosa a partir de sal, entre otras. Las

técnicas utilizadas para estos procesos han sido modificadas desde la antigüedad hasta el día de hoy, como lo es la purificación de sustancias, tal es el caso de la obtención de sal, cuya demanda como producto industrial se incrementó, por su cualidad como condimento y conservador.

Sales como el hidróxido de potasio, carbonato, bicarbonato y cloruro de sodio, entre otras son parte importante de la industria química en México ya que varios sectores dependen de estas: tinción de textiles, preparación de alimentos, producción farmacéutica, desde antes de la llegada de los españoles; fabricación de vidrio, jabones y cosméticos, por mencionar algunos.

De las primeras fábricas que produjeron sosa cáustica, se tiene noticias de la fábrica “Alfa”, dedicada a la producción de sosa cáustica a partir de tequesquite, que en 1922 dejó de operar. Para 1931, se pretendió aprovechar su infraestructura para la producción de ácido clorhídrico sintético y la sal de recuperación para usos domésticos. Posteriormente, surgió Sosa Texcoco (p. 6).

Con método Solvay se logró producir bicarbonato, carbonato e hidróxido de sodio en un sistema continuo, por lo que fue aplicado también en México para producir esas sales.

Atendiendo la demanda industrial del país, el 23 de septiembre de 1916 se inauguró la Escuela Nacional de Química Industrial, cuyo objetivo era formar académicamente a personas en el área de la química debido al desarrollo industrial. Ahí iniciaron programas de las carreras de Químico Industrial y Peritos, y Prácticos Industriales, que incluían talleres de industrias específicas como teñido y estampado textil, curtiduría, aceites esenciales, hules, resinas, azúcar y alimentos, entre otros; años más tarde la escuela amplió sus instalaciones y su nombre cambió a Escuela Nacional de Ciencias Químicas, incorporando las carreras de química industrial, ingeniería química, químico farmacéutico biológico y química metalúrgica, por lo que la industrialización en México alcanzó su máximo esplendor. Posteriormente, obtuvo el nombre de Facultad de Química al inaugurarse la División de Estudios de Posgrado, en 1965. Se observó el avance de las diferentes ramas de la química, entre ellas la orgánica con la innovación de la síntesis de esteroides a partir de diosgenina las cuales fueron aprovechadas por las industrias farmacéuticas como Syntex en donde se implementó la investigación científica y el desarrollo de sales más complejas como el ascarbato de quinina y algunas vitaminas fosforiladas del complejo B, ácido acetilsalicílico y aspirina; junto con el apoyo del instituto de Química inició la fabricación de antibióticos (Bucay, 2003).

Capítulo 2

Tequesquite

2.1. El Carmen Tequexquitla

La existencia de yacimientos similares al antiguo Lago de Texcoco en otros países, como Egipto (Valle de Uadi, lagos El Natrun) donde se obtiene la trona (sesquicarbonato de sodio con dos moléculas de agua)(Orozco, 1945) . También se han hallado otros yacimientos alcalinos en África Oriental, como el lago Magadi (color rosa) situado en Kenia, este lago es alimentado por manantiales de 40°C y se ha visto que tanto los cristales como el agua del manantial difieren en su composición (Tabla 2.1). En México el tequesquite es similar al natrón.

Tabla 2.1: Composición de los manantiales y las salmueras, Lago Magadi, Kenia, África. (Orozco, 1945).

Sustancia	Masa cristalina	Salmuera	Agua del Manantial
Na_2CO_3	44.58 %	24.59 %	1.227 %
NaHCO_3	35.88 %	0.31 %	1.283 %
NaCl	1.53 %	16.94 %	1.035 %
Na_2CO_4	-	0.09 %	0.038 %
KCl	-	0.09 %	0.008 %
Insoluble	1.82 %	-	-
Agua	16.32 %	-	-

La palabra tequesquite o tequixquitl proviene del náhuatl, tetl que significa “piedra” y quixquitl “brotante”, es decir, tierra que brota por sí sola; como se mencionó en el capítulo I, las culturas prehispánicas recogían las costras que se formaban en las orillas del lago de Texcoco, en épocas de calor por la evaporación del agua, lo recolectaban y lo utilizaban en su vida cotidiana. Es un mineral alcalino compuesto por una mezcla de sales, entre las más importantes se encuentran el carbonato, bicarbonato y cloruro de sodio. Es clasificado en cuatro especies dependiendo de la proporción de sales y arcilla: Espumilla (45 % bicarbonato de sodio, 34 % de cloruro de sodio, 21 % de arcillas insolubles y humedad); Cascarilla (46 % de cloruro de sodio, 20 % de carbonato de sodio, 4 % de sulfato de sodio, 30 % de arcillas insolubles y humedad), Confitillo (28 % de carbonato de

sodio, 30 % de cloruro de sodio, 35 % de arcilla insoluble y 7 % de humedad) y Polvillo (85 % de tierra fina y arcillosa insoluble, 6 % de cloruro de sodio, 1.5 % de sulfato de sodio, 0.5 % de carbonato de sodio y 7 % de humedad) (Delicias, 2015). El tequesquite se conoce desde hace mucho tiempo ya que algunas personas mencionaban que en los lagos se observaba espuma como el del jabón, sin embargo, era muy frecuente que lo confundieran con otro tipo de sustancias, por ejemplo, con el nitrato de potasio.

El tequesquite con el que se desarrolló este estudio, proviene de El Carmen, Tequexquitla (Figura 2.1), la cual es una comunidad que se encuentra en el estado de Tlaxcala con una población total de 13926 personas (Giovannelli, 2011) y con una superficie de 58.52 Km²; debido a su ubicación, las corrientes de aire seco, sus arroyos y su clima forman las condiciones necesarias para que el tequesquite se produzca. Este municipio fue una arcaica finca que tiempo después se convirtió en un sitio donde se concentran la mayor parte de las autoridades administrativas, viven de la explotación de tequesquite y de las minas de arena. La primera testificación escrita donde aparece el tequesquite se encuentra en el testamento e inventario de bienes de Pedro Espinoza vecino de Huamantla, este documento habla sobre los costos por el flete de las mulas que transportaban el tequesquite (Figura 2.2). En 1870, se hizo un censo a los terrenos que se dedicaban a la extracción de tequesquite y se reportaron 351 productores en total (Hernández, 2016).



Figura 2.1: El Carmen Tequexquitla (Hernández, 2016)

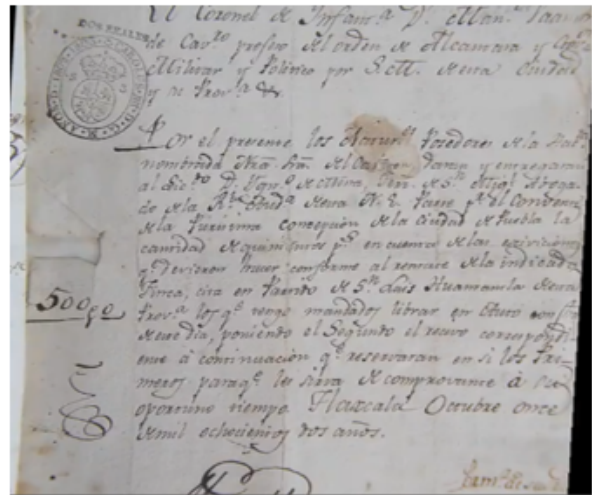


Figura 2.2: Testamento de Pedro Espinoza (Hernández, 2016)

El municipio comprende una parte de la Laguna de Totolcingo ubicada al oriente del municipio colindando con el estado de Puebla, cuenta con tres manantiales, uno de ellos es de aguas azufradas y pozos para la extracción de agua para riego (INAFED, 2010). La laguna de Totolcingo es también conocida como Tequesquital debido al tequesquite que contiene; actualmente la laguna esta desecada (Figura 2.3). A este lugar, llegaban aves migratorias como grullas, patos silvestres, pelicanos y gaviotas. Además de la zona de la laguna, El Carmen Tequexquitla tiene lugares para visitar como: la Parroquia de El Carmen y el Templo de la Campana.



Figura 2.3: Lago de Totolcingo

Los pobladores de El Carmen tienen como tradiciones bailes y música que se relacionan con celebraciones religiosas y de carnaval. Entre las principales danzas se encuentran: la danza de los Negritos y de los Segadores el cual fue presentada en el Congreso Nacional de Danza. Otra tradición importante se lleva a cabo el 16 de julio fecha en la que celebran a la Virgen del Carmen con danzas, alfombras de frutas y semillas, tapetes de aserrín y flores. En el ámbito artesanal, Tequexquitla fabrica artesanías de paja, cuadros de popotillo, tule y cestería de sotol. En la gastronomía, la comunidad se caracteriza por los ayocotes, sopa de tortilla, flor de calabaza, tamales de maíz, nopales y diversas frutas de conserva de la región (INAFED, 2010).

El tequesquite se utiliza como ablandador de alimentos, para desparasitar animales, para bañarse, para curaciones, como lejía para la elaboración de jabones, entre otros.

Los riegos donde se cultiva el tequesquite son llamados isletas o melgas (Figura 2.4), la principal diferencia entre estas es que las primeras tienen forma poligonal y son las más antiguas, mientras que las segundas tienen forma rectangular y son las que más se utilizan. En el siglo XX transformaron las isletas en melgas debido a que facilita el riego de extensiones de tierra más grandes. El procedimiento para la extracción del tequesquite se basa prácticamente en el arado y es mayormente practicado por hombres; primero limpian la tierra, después riegan para humedecerla y para que brote el tequesquite, después se deja secar por tres días y se vuelve a regar para que se endurezca, se deja secar otra vez, se junta, se guarda en una bodega y se vende. Existen épocas en las que el terreno se encuentra muy árido, por lo que se tiene que capear, es decir, arrancar el pasto y voltear la tierra; esto se hace de forma manual con una pala o se puede hacer también el arado mecánico; la cantidad de tequesquite que se obtenía en un mes alcanzaba para llenar hasta dos vagones de ferrocarril. En esta comunidad, existen cuatro principales tipos de tequesquite que se obtiene en la cosecha a los que llaman: silvestre o salitroso, polvo o granillo, cáscara o tepalcate y marqueta, los cuales se caracterizan por su composición química.



Figura 2.4: Isleta (de lado izquierdo) y melgas (de lado derecho) (Hernández, 2016)

Otra comunidad de Tlaxcala que se dedica a la recolección del tequesquite es Santa Ana Nopalucan, un municipio constituido por 6857 personas; su principal monumento histórico es el templo Santa Ana y los pobladores se dedican principalmente a fabricar petates con tule. Al igual que El Carmen Tequexquitla, se dedican al cultivo del tequesquite, sin embargo, esta actividad es practicada sólo por mujeres (Figura 2.5) que de la misma manera lo practican arando la tierra, mientras que los hombres son los encargados de transportarlo y almacenarlo para su posterior venta.



Figura 2.5: Recolección del tequesquite en ambas comunidades (Hernández, 2016)

Lamentablemente, el cultivo del tequesquite se ha ido perdiendo por la urbanización de los municipios, por el cambio climático (casi no llueve en algunas temporadas o hay lluvias intensas que impiden cultivar al tequesquite) y a políticas que no incentivan estas prácticas ancestrales.

2.2. Informe de Humboldt (jabones)

Los jabones son sustancias que están conformadas por una parte hidrofílica y otra lipofílica que se obtienen por un proceso químico denominado saponificación, el cual consiste en hacer reaccionar un ácido graso o aceites con una sustancia alcalina, agitando y calentando en vapor produciendo tres moléculas de ésteres y glicerina (Figura 2.6). Las grasas son ésteres carboxílicos que derivan del glicerol y se conocen como glicéridos, los ácidos grasos están compuestos de una cadena de entre 3 a 18 carbonos (Morrison, et al, 1985) y entre los más usados se encuentran el ácido oleico, linoleico y el linolénico.

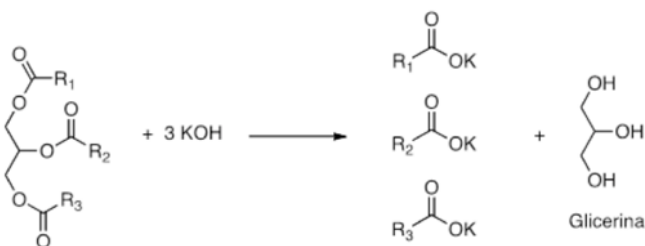


Figura 2.6: Proceso de saponificación (Regla et al., 2014)

El jabón ha sido utilizado por diferentes civilizaciones desde la antigüedad como es el caso de los egipcios que utilizaban el natrón junto con grasa animal o aceites vegetales para fabricarlo o como en Italia en donde elaboraron un jabón utilizando aceite de oliva análogo al jabón de Castilla producido en España. En Babilonia lo preparaban con aceite de sésamo, cenizas y ciprés y este lo utilizaban para lavar superficies (Regla et al., 2014). En América se tenía la costumbre del lavado personal diario, utilizaban plantas como el Xiuhamolli las cuales contenían saponinas que producían espuma o la corteza y fruto del Copaxocotl que utilizaban para lavar el cabello (Sahagún, 2006) (Cruz, 2000), también se empleaba el tequesquite que podía ser mezclado con las cenizas de otras plantas o era utilizado con grasas animales, se preparaba una disolución de tequesquite en agua, después se mezclaba con cal para preparar la lejía y posteriormente se utilizaba alguna grasa o aceite vegetal para elaborar jabón; la manera en la que se preparaban los jabones sigue siendo utilizada hoy en día por algunas industrias.

Cuando Humboldt llegó a América, no solo realizó observaciones sobre las edificaciones, sino también de las costumbres que tenían los pobladores; menciona que utilizaban hierbas y una sustancia polvosa "que hace espuma, la cual brota de los lagos (Humboldt, 2002).

La elaboración de jabón ha sido importante no sólo en el ámbito de la higiene sino también en lo económico ya que las primeras fábricas ubicadas en Puebla, México y Guadalajara producían cerca de 2,300,000 Kg al año, lo cual era muy beneficioso debido a la alta producción de sosa y a que se aprovechaban las materias primas como el carbonato de sodio, el cual era purificado a partir de tequesquite que como se ha mencionado cubría gran parte de los terrenos en el Valle de México, en las orillas del lago de Texcoco, Zumpango y San Cristóbal, en los llanos de la Ciudad de Puebla, Guadalajara, Durango, Chihuahua y nueve lagos que se encuentran esparcidos por Zacatecas. Durante la época en la que la industria del jabón era muy popular, en México se compraban 17,250 Kg de tierra tequesquitera, las cuales eran purificadas en las fábricas de jabón para producir 5,750 Kg de carbonato de sodio puro (Humboldt, 2002).

Más tarde, con el avance de la tecnología y del descubrimiento de nuevas maneras de obtener y purificar las materias primas como el carbonato de sodio se fueron abaratando los costos de producción del jabón y al mismo tiempo se satisfacían las altas demandas del producto; esto tuvo gran impacto en la sociedad ya que se implementó el hábito de la higiene con lo que se evitó la aparición de enfermedades y disminuyó la muerte de la población. Gracias a esto, la demanda de jabón creció por lo que en los años 30 varias industrias comenzaron a destilar y refinar glicerina y comenzaron a producir por primera vez en el país ácidos grasos mediante la hidrólisis de grasas (Bucay, 2003).

Capítulo 3

Tequesquite en la industria de los alimentos

3.1. Nixtamalización

El tequesquite ha sido utilizado desde la antigüedad por nuestros antepasados y no solo en nuestro país, sino también alrededor del mundo, (aunque es conocido por otros nombres) para realizar diferentes procesos en el área de alimentos, por ejemplo, para la nixtamalización, la cual es definida como un proceso en el que el maíz se pone a cocer con agua y cal o alguna sustancia que brinde las condiciones necesarias para un medio alcalino y así obtener nixtamal el cual sirve para elaborar masa. Existen muchos métodos para realizar la nixtamalización, sin embargo, aún se prefieren los métodos tradicionales (Figura 3.1), los cuales consisten en meter el maíz en una olla sobre fuego casero con agua alcalina (pH entre 11-13) a 80°C durante aproximadamente 30 minutos (el tiempo depende de la dureza de la cascarilla y de la relación amilosa/amilopectina de los gránulos de almidón)(Badui, 2012), se cuele el líquido y se deja reposar por doce horas (López, s.f.), luego se muelen hasta quitar la cáscara de los granos hasta obtener la masa (Long, 2012). Algunas comunidades en las que se cultiva el tequesquite lo utilizan como sustituto de la cal ya que por su alto contenido en sales propicia el ambiente adecuado para este proceso. “El medio alcalino ayuda a mejorar la calidad nutricional, puesto que efectúa cambios químicos en el grano, ya que incrementa en un 20 % la concentración de calcio, en 15 % la de fósforo y en un 37 % la de hierro” (Long, 2012).

Durante la conquista, los españoles observaron que la alimentación de los amerindios se basaba en el maíz, por lo que decidieron añadirlo a su dieta, sustituyendo cereales como el trigo que era de gran consumo en España, sin embargo, mientras se implementaba este alimento por casi toda Europa, surgió un problema de salud en las personas, una afectación conocida actualmente como pelagra, la cual se caracteriza por la presencia de piel áspera, lesiones cutáneas, sensibilidad a la luz, problemas gastrointestinales y demencia. Gaspar Casal fue el primero en describir esta enfermedad, según Klauder (Pila, et al, 2013) observó que las personas que consumían maíz y muy poca carne la padecían, pero en esa época era conocida como el mal de rosa debido a que en la piel de las manos y los pies aparecían erupciones de color rojo brillante. Esta enfermedad también ha sido conocida como lepra



Figura 3.1: Nixtamalización (Gourmet de México, s.f.)

asturiana, escorbuto alpino, mal de hígado, entre otros y es definida hoy en día como una enfermedad sistémica resultado de la deficiencia de niacina (Pila, et al, 2013).

Antes se creía que la enfermedad era causada por sustancias tóxicas que estaban contenidas en el maíz o por la deficiencia de proteínas por el consumo de maíz excesivo, ya que había personas que sólo se alimentaban de este grano, no obstante, pasó un tiempo para descubrir que esta enfermedad era consecuencia de la falta del aminoácido esencial triptófano, precursor de la vitamina niacina presente en el tejido animal, en algunas plantas, en el café, en la leche y en levaduras. Las personas más afectadas eran las que comían maíz preparado con sal y manteca, por lo que en algunos lugares de Europa construyeron panaderías para evitar que las personas que basaban su dieta en el maíz sufrieran esta enfermedad (Pérez, 2016).

Más tarde, los europeos se percataron de que los mesoamericanos no tenían este problema aún cuando el principal alimento de su dieta era el maíz, de manera que investigaron como cocinaban este alimento y qué otros consumían, se dieron cuenta de que su dieta no era rica en proteínas, sin embargo, observaron que los amerindios sometían al maíz a un proceso conocido como nixtamalización ya que la niacina se encuentra encapsulada en los granos de maíz y combinada con otros compuestos, cuando son sometidos al proceso de nixtamalización los granos se rompen permitiendo la liberación de la vitamina niacina; existen otras proteínas presentes en el maíz, entre estas una denominada zeína la cual carece de triptófano. (Pérez, 2016).

La niacina (Figura 3.2) es también conocida como vitamina B3 o ácido nicotínico, es precursor de coenzimas que actúan en el metabolismo celular, se absorbe por difusión pasiva y se elimina a través de la orina; existen estructuras que derivan de ella como la nicotinamida adenin dinucleótido (NAD), en su forma reducida y fosforilada (NADP). La ingesta diaria recomendada para la niacina debe ser aproximadamente 11 EN/ día (EN= equivalente de niacina) para prevenir la pelagra.

Como se ha mencionado anteriormente, la niacina se puede encontrar en el café, leche y té; también puede estar ligada a moléculas de glucósidos, lo que disminuye su biodisponibilidad (Gregory, 1998).

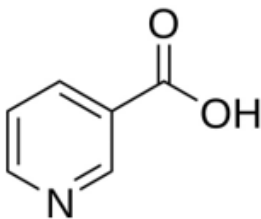


Figura 3.2: Estructura molecular de la niacina (Química alcano, 2016)

Finalmente, la nixtamalización tiene muchas ventajas ya que aumenta la biodisponibilidad de la lisina, niacina, leucina y de la isoleucina presentes en los granos del maíz; gracias a este tratamiento aportado por México se evitan varias enfermedades y hace que comer maíz sea aún más nutritivo. “Industrialmente la nixtamalización se hace por extrusión alcalina, lo que resulta ventajoso porque genera pocos residuos” (Badui, 2012).

3.2. Tequesquite como aditivo

Uno de los principales usos del tequesquite es como aditivo en la preparación y conservación de los alimentos. Un aditivo es definido como: una sustancia que se añade a los alimentos para proporcionar o intensificar su aroma, color o sabor, para mejorar la estabilidad y su calidad nutricional o para conservar y mantener la inocuidad (OMS, 2018).

Las sales purificadas del tequesquite son utilizadas como condimento, sustituto de la levadura para fermentar la masa, debido a la presencia de bicarbonato de sodio o como polvo para hornear; en la antigüedad, los panaderos guardaban la harina durante mucho tiempo para blanquearla y ablandarla, pero tiempo después se descubrió que el oxígeno permite la oxidación de las proteínas lo cual provoca que la masa sea más blanda. Los polvos para hornear cumplen su función al juntar una sustancia ácida y una básica para producir CO_2 ; existen varias maneras de producir CO_2 , por ejemplo, mediante los polvos para hornear, levaduras o del vapor que se genera en los hornos (Badui, 2012). El bicarbonato de sodio es la sustancia alcalina que más se utiliza ya que reacciona rápidamente con el ácido láctico agregado a las masas dando como resultado que la masa se esponje.

Otro uso dado al tequesquite en la cocina, es como ablandador de tejido cárnico, ya que cuando entra en contacto con un medio muy alcalino, las proteínas que contienen (colágeno) se desnaturalizan provocando que sea más fácil de cocinar. La manera en que se prepara es: hervir el agua, agregar las sales del tequesquite, colocar la carne y dejar reposar. También es utilizado para hervir verduras, nopales y elotes, ya que a diferencia de ser cocinados con sal común (NaCl) permite que no pierdan su color (Figura 3.3), esto debido al medio alcalino que las sales del tequesquite proporcionan, al igual que el bicarbonato. El proceso ocurre de la siguiente manera: cuando las verduras se cuecen se libera el ácido contenido en las células de los vegetales y cambia el color de la clorofila, pero

al entrar en contacto con el bicarbonato, el ácido se neutraliza permitiendo la conservación del color de los vegetales. (Córdova, 1990).

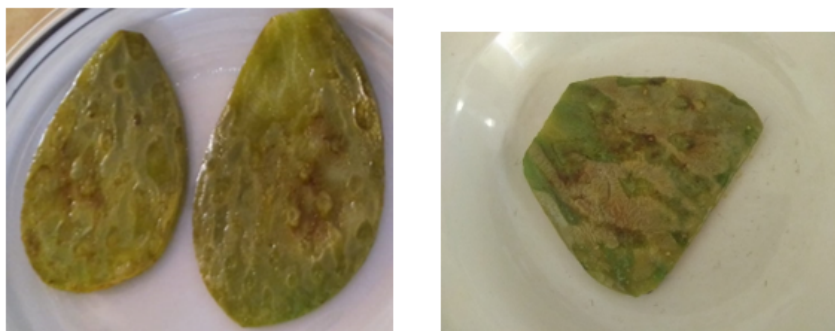


Figura 3.3: Nopales cocidos a) Con sal de mesa (izquierda), b) con sales del tequesquite (derecha).

Como se mencionó anteriormente, el tequesquite también es utilizado como conservador de alimentos ya que gracias a la alta cantidad de sales, evita el crecimiento de bacterias y hongos por un tiempo más prolongado, por ejemplo, al cocinar los frijoles con sal común se observa que éstos se contaminan más rápido a diferencia de los que fueron cocinados con las sales del tequesquite (Figura 3.4). Como se ve en la caja Petri de lado derecho, se aprecia la alta presencia de hongos (puntos blancos, estos fueron cocinados con sal común), mientras que de lado izquierdo se observa una menor presencia de hongos.



Figura 3.4: Frijoles cocinados a) con sales del tequesquite (izquierda) b) con sal común (derecha).

En resumen, el tequesquite se utiliza para preparar platillos tradicionales mexicanos como tamales, romeritos, esquites, frijoles, entre otros. A pesar de que actualmente son pocas las personas que lo utilizan, es importante incentivar estas tradiciones culinarias para que se sigan practicando y al mismo tiempo dar apoyo a la economía de nuestras comunidades.

Capítulo 4

Propiedades físicas y químicas de las sales

4.1. Cloruro de sodio NaCl

El cloruro de sodio es comúnmente conocido como sal de mesa y es una de las sales más utilizadas por la población; es un compuesto iónico que está conformado por el mismo número de iones de sodio (Na^+) y de cloruro (Cl^-) acomodados en una red tridimensional (Figura 4.1), es eléctricamente neutro porque está conformado por un catión (ion positivo) y un anión (ion negativo), “cada ion de sodio se encuentra atraído por seis moléculas de cloruro y viceversa” (Chang, 2002), por lo que la suma de sus cargas es cero.

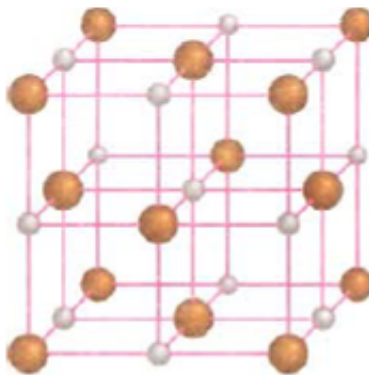


Figura 4.1: Estructura del NaCl (Chang, 2002)

Esta sal cristaliza en forma de cubos de color blanco cuando se encuentra en gránulos o pueden ser incoloros cuando los cristales son grandes (Figura 4.2), algunas de sus propiedades físicas son: punto de fusión de 804°C , alta solubilidad en agua que varía de 0.23 g/mL a una temperatura de -21.1°C , hasta 0.28 g/mL a 380.15°C , además, tiene elevada capacidad de retener el agua del ambiente (higroscópica), es ligeramente soluble en alcohol y en HCl (Merck, 1976).

Los principales métodos de obtención del cloruro de sodio son: evaporación solar, extracción de minas de sal y evaporación al alto vacío o en hornos. En la evaporación solar



Figura 4.2: Estructura cristalina del NaCl (Chang, 2002)

se utiliza agua de mar, manantiales o agua de zonas costeras; hay ocasiones en las que se extrae el agua mediante el bombeo al interior de la tierra desde unas balsas o estanques (Anónimo, 2014), se evapora el agua con el sol y con ayuda de energía eólica hasta que alcanza el punto de saturación y cristalice el cloruro de sodio. La evaporación al alto vacío sólo se realiza en algunas industrias especializadas que se dedican especialmente a esto, cuentan con evaporadores e intercambiadores de calor que permiten que se evapore la mayor cantidad de agua hasta obtener cristales muy blancos con una pureza de aproximadamente 99.5 % (AMISAC, 2017).

Por otra parte, existen minas salineras (Figura 4.3) las cuales están llenas de cristales que corresponden a rocas salinas o halita, los cuales son aprovechados por la gente que tiene sus negocios en pequeñas localidades; en este método, se excavan pozos o tajos longitudinales, después se colocan bombas para extraer el agua con sal y se transporta a evaporadores para después ser cristalizados. Sin embargo, la extracción de la sal por este método no es óptimo debido a la contaminación con otros tipos de sales que disminuyen su calidad.

El método más utilizado es el de evaporación solar de la salmuera, que se efectúan en los litorales del Golfo de México y del Océano Pacífico; el estado con la mayor producción de sal es Baja California Sur, le siguen los estados de Veracruz, Yucatán, Sonora y Nuevo León.

El cloruro de sodio se utiliza principalmente para la preparación de otros compuestos de sodio como el hidróxido de sodio (NaOH), para obtener sodio metálico y cloro gaseoso; se utiliza en la cocina para sazonar los alimentos y para conservarlos, también se utiliza en procesos de fermentación. Otros usos son el de la fabricación de vidrio, plástico, papel, caucho, jabones, detergentes, colorantes, entre otros. En los hospitales, el cloruro de sodio es utilizado en disolución para el tratamiento de patologías o afectaciones como la deshidratación.



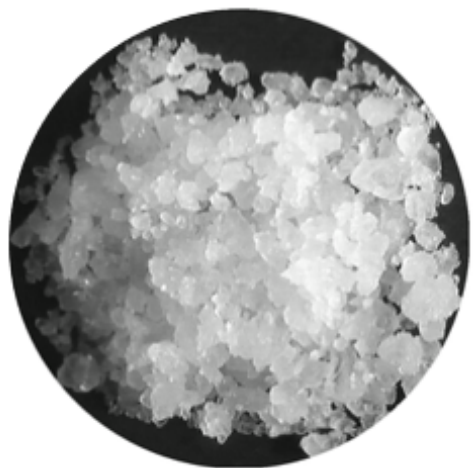
Figura 4.3: Antiguas minas en Santa Rosalía (GNV, s.f.)

4.2. Carbonato de sodio Na_2CO_3

El Carbonato de sodio es una sal con aspecto blanquecino, no tiene aroma, su punto de fusión es de 851°C , es un compuesto inorgánico, higroscópico y soluble en agua, que al entrar en contacto cambian sus características. Se puede encontrar en el ecosistema como termonatrito, hidrato, decahidrato y natrón o natrito (Merck, 1976) o se puede obtener mediante procedimientos electrolíticos con agua de mar o mediante el proceso Solvay. Las especies de carbonato de sodio que más abundan son el decahidrato (sal soda), anhidro (Solvay soda) y el monohidrato. El decahidrato de carbonato de sodio (Figura 4.4) son cristales que se forman en la superficie de los lagos, que al quedar expuestos al sol y aire se desecan y efflorece un polvo blanco que se puede separar de la tierra para su uso.

Dependiendo de las condiciones de obtención de los cristales de carbonato de sodio, se pueden formar cinco tipos de hidratos que son: el monohidratado, el bi o dihidratado, el trihidratado, el heptahidratado y el decahidratado. Cuando se cristaliza el carbonato de sodio a temperaturas de 32°C se obtiene el decahidrato; al realizar la cristalización en un intervalo de temperatura de entre 32 y 35°C se obtiene el heptahidratado, cuando se realiza a temperaturas mayores de 35°C se forma el tri, bi y monohidratado siendo este último el más estable y al disolver estos cristales en agua dan un pH alcalino.

El monohidrato de carbonato de sodio es un cristal estable a temperatura ambiente, puede transformarse en anhidro cuando se calienta a altas temperaturas y tiene un aspecto polvoso blanquecino. El carbonato anhidro (Figura 4.5) es insoluble en alcohol, cuando se expone a temperaturas de 400°C comienza a descomponerse por la pérdida de dióxido de carbono, es conocido comercialmente como soda ash y generalmente, se obtiene mediante métodos industriales.

Figura 4.4: $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (Alibaba)Figura 4.5: Na_2CO_3 anhidro (Discolab)

Como se ha mencionado anteriormente, el carbonato de sodio se puede encontrar de manera natural en algunos lagos en cuyo alrededor hay montañas con rocas que se forman por el endurecimiento de magma y tubas volcánicas, que contenían carbonato de calcio y cloruro de sodio, que en épocas de lluvia son lavadas liberando estas sales, a su vez el carbonato de sodio interacciona con el peróxido de hidrógeno que se encuentra en la montaña, formando ión sodio y carbonato; al entrar en contacto con agua, el carbonato forma bicarbonato y iones hidroxilo, provocando que el agua fluyente adquiriera una condición alcalina.

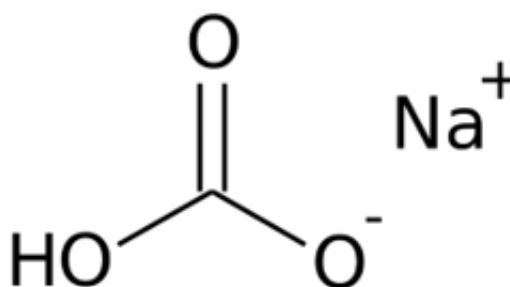
Entre los principales usos dados al carbonato de sodio se tiene la elaboración de vidrio (Figura 4.6), donde se calienta a altas temperaturas en hornos para obtener óxido de sodio, lo que permite disminuir el punto de fusión y proporciona mayor fluidez al vidrio (DEC, s.f.), después se coloca en reactores de fusión hasta obtener un líquido viscoso, luego se deja enfriar hasta que obtenga una rigidez y se pueda manipular. También se utiliza en el tratamiento de agua, donde se añade carbonato de sodio con cal para precipitar iones como el calcio y magnesio, para eliminar la dureza del agua; dado que el carbonato de sodio es soluble en el agua permite que haya un intercambio de iones y favorece la precipitación de los otros iones presentes. Otros usos son: la elaboración de jabones, detergentes, cerámica, refinación de petróleo, fabricación de tripolifosfatos, bicarbonato de sodio y pigmentos (EcuRed, s.f.). También se utiliza en la industria farmacéutica para regular el pH de diferentes soluciones, para procesamientos metalúrgicos, para elaborar sosa cáustica, producción de textiles, aluminio, pulpa y papel.



Figura 4.6: Elaboración de vidrio (Anfevi, s.f.)

4.3. Bicarbonato de sodio NaHCO_3

El bicarbonato de sodio (Figura 4.7) también conocido como carbonato ácido de sodio es un compuesto blanco polvoso o granular con un sabor alcalino, soluble en agua, con un punto de fusión de 50°C , comienza a perder CO_2 a temperaturas de entre 50 y 100°C para convertirse en carbonato de sodio (Merck, 1976), se descompone en presencia de ácidos débiles, al entrar en contacto con el agua tiende a formar carbonato de sodio y liberar dióxido de carbono; se encuentra de forma natural o puede fabricarse industrialmente. En el medio ambiente puede encontrarse como natrón, el cual ha sido utilizado desde tiempos remotos con fines culinarios o medicinales, sin embargo, al observar su importancia y múltiples aplicaciones, con el tiempo se comercializó.

Figura 4.7: Estructura del NaHCO_3 (Academic, s.f.)

Los principales métodos de obtención de bicarbonato de sodio es el método Solvay, el cual es muy útil debido a que este proceso facilita la obtención de compuestos de una manera fácil y sin generar muchos contaminantes, permitiendo el rehuso de las materias primas que se emplean. Los principales usos que se le da a este compuesto es en la cocina debido a su capacidad para producir gas al entrar en contacto con algún ácido débil y cuando se añade agua puede liberar dióxido de carbono; como se revisó en capítulos anteriores también se utiliza como polvo para hornear, para preparar jabones y productos de limpieza por su capacidad abrasiva. En el ámbito de la medicina, tiene aplicaciones

para el tratamiento de padecimientos como dolores estomacales, acidez ya que neutraliza los jugos gástricos disminuyendo el dolor, alivia malestares ocasionados por picaduras de insectos, irritaciones de la piel, algunas personas lo utilizan combinado con la pasta de dientes para blanquearlos. Actualmente, los jabones que se emplean para el tratamiento del acné contienen bicarbonato de sodio ya que actúa como exfoliante y astringente evitando el crecimiento de bacterias, elimina malos olores por lo que se puede almacenar una pequeña cantidad en el refrigerador.

4.4. Hidróxido de sodio NaOH

El hidróxido de sodio (Figura 4.8), comúnmente conocido como sosa cáustica, es un compuesto con apariencia sólida blanquecina con la propiedad de absorber agua y dióxido de carbono del ambiente, a altas concentraciones es muy corrosivo, es altamente soluble en agua y cuando entran en contacto, libera una alta cantidad de calor, se disocia en iones sodio e hidroxilo, reacciona fácilmente con ácidos, también es soluble en algunos alcoholes como el metanol y etanol; al entrar en contacto con la piel tiene una consistencia jabonosa. Existen diferentes hidratos como son el monohidrato, bihidrato, tetrahidrato, pentahidrato y heptahidrato (Elvers et al, 1989).



Figura 4.8: Hidróxido de sodio (Bolívar, s.f.)

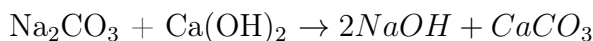
Es incompatible con compuestos que contienen halógenos, puede reaccionar con el dióxido de carbono presente en el ambiente para formar carbonato de sodio. El hidróxido de sodio no se encuentra de manera natural en el ecosistema por lo que solo es producido artificialmente; entre los principales métodos que existen para la elaboración de este compuesto destacan la electrolisis o mediante reacciones químicas que involucran hidróxido de calcio y carbonato de sodio.

El método electrolítico consiste en preparar una concentración al 50% de cloruro de sodio, después se somete a una corriente eléctrica, en donde se obtiene cloro gas, hidróxido de sodio e hidrógeno, se hacen pasar por celdas de diafragma, de membrana o de mercurio (Elvers et al, 1989) posteriormente, pasa por contenedores para ser evaporados y que los productos resultantes se obtengan a altas concentraciones, finalmente pasa por una etapa de purificación mediante una cristalización fraccionada.

La celda de mercurio produce hidróxido de sodio que se retira mediante evaporación, después por cristalización y la solución restante se filtra. La solución obtenida en el paso anterior, fluye a una celda de membrana en donde se obtiene el hidróxido de sodio final y nuevamente se concentra mediante evaporadores de película descendente.

Otro método para obtener hidróxido de sodio es mediante la reacción química entre el carbonato de sodio e hidróxido de calcio, formando también carbonato de calcio el cual es insoluble. “El equilibrio de la reacción varía con la concentración de la solución de carbonato de sodio ya que cuando se trabaja con una solución al 10 % da un rendimiento del 97 % de hidróxido de sodio, mientras que al aumentar la concentración de carbonato de sodio va a disminuir la cantidad de hidróxido de sodio” (Shreve, 1956).

Se calienta la solución de carbonato de sodio y se mezcla con una solución de hidróxido de calcio o se puede usar también óxido de calcio en agua para que se favorezca la formación de hidróxido de calcio, se mezcla y precipita el carbonato de calcio quedando en solución el hidróxido de sodio. La reacción ocurre de la siguiente manera:



Y, por lo tanto, la K de equilibrio se expresa como:

$$K = \left[\frac{(\text{Ca}^{2+})(\text{OH}^-)^2}{(\text{Ca}^{2+})(\text{CO}_3)^{-}} \right] = \left[\frac{(\text{OH}^-)^2}{(\text{CO}_3)^{-}} \right] \quad (4.1)$$

Debido a que el cambio de calor de la reacción es muy bajo, la K de equilibrio se ve muy poco afectada por la temperatura, sin embargo, la rapidez de asentamiento del carbonato de calcio aumenta con la temperatura (Shreve, 1956).

Existe otro método se realiza a nivel industrial mediante celdas electrolíticas colocadas en serie que a la vez están separadas por membranas de intercambio catiónicas y aniónicas; primero se realiza una evaporación al vacío a una solución de hidróxido de sodio hasta un 60 %, después se vuelve a evaporar mediante un evaporador de película descendente con una mezcla de sales de nitrato de potasio, de sodio y nitrito de sodio, se calienta hasta 400°C y después el hidróxido de sodio se enfría hasta que se solidifica (Elvers, et al, 1989).

Entre los principales usos que se le da al hidróxido destacan en la elaboración de detergentes y jabones, en el refinamiento del petróleo, en la fabricación de papel, fibras de algodón, textiles, película de celulosa, limpieza de metales, recubrimientos de óxido, extracción electrolítica, se utiliza para ajustar el pH, es muy útil en reacciones de saponificación, en reacciones de esterificación y eterificación en la catálisis básica; en la producción de fibras viscosas, en el tratamiento de aguas residuales, para regenerar resinas de intercambio iónico, entre otros (Elvers, et al, 1989) (Shreve, 1945).

Capítulo 5

Procesos para la obtención de las sales

5.1. Proceso Leblanc

Debido a la gran importancia que alcanzó la industria química a nivel mundial, aumentó la demanda de carbonato e hidróxido de sodio por lo que se implementaron métodos para obtener altos rendimientos de las sales, sin hacer daño al medio ambiente, de manera que el principal objetivo de esta industria fue desarrollar tecnología más avanzada para tales fines.

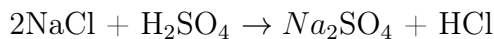
”En 1775 la Academia de Ciencias Francesa ofreció un premio a quien descubriera una metodología para obtener sosa” (Rodríguez et al, 1999), el carbonato de sodio se extraía de productos naturales, por ejemplo, de las cenizas de algunas plantas o algas marinas (Planta de producción, s.f.) y se enfrentaba un problema dada la creciente demanda en los mercados que ya no podían ser abastecidos. Aún cuando en Francia existían industrias que se dedicaban a la fabricación de jabón y de vidrio, estas se abastecían de sosa a partir de una planta conocida como barilla (*Salsola sp*), la cual se intentó cultivar en algunas zonas de Francia, pero la producción no se extendió como se esperaba, aunado a esto comenzó la revolución afectando el proceso de producción; algunos científicos se vieron en la necesidad de estudiar la elaboración de carbonato de sodio en el laboratorio, por ende, en el año de 1737 Duhamel du Monceau encontró la relación entre la sal de mar y el carbonato de sodio para así poder obtenerla, lo cual a su vez se comenzaron a desarrollar métodos para diferenciar la sosa de la potasa (Bertomeu et al, 2006), hallando un método muy parecido al de Leblanc.

Años más tarde, se intentó aplicar esta metodología con algunas variantes. En el año de 1777, Benedictino Malherbe repitió el procedimiento reduciendo sulfato de sosa con carbón y hierro; en el año de 1782 Guyton de Morveau y Carny reprodujeron una reacción propuesta por Scheele, en la que se combinaba sal común con cal (Derry et al, 1977). Fue hasta 1787, cuando Nicolás Leblanc propuso la metodología que se utilizó durante mucho tiempo y con la que se elaboró carbonato de sodio a nivel industrial, el cual consistía en transformar el cloruro de sodio o sal común en sulfato de sodio, después se reducía con carbón para obtener una sal orgánica que, posteriormente, se sometía a un proceso de calcinación para formar el carbonato de sodio.

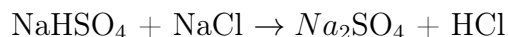
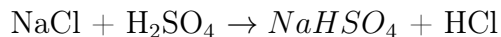
Al estallar la revolución, Leblanc tuvo que ceder su procedimiento y su fábrica a una comisión sin recibir ninguna recompensa quedando en la ruina, a pesar de haber fundado las bases del desarrollo de la industria química. Tiempo después le otorgaron una pequeña indemnización con la que no pudo volver a abrir su fábrica, cayendo en una gran depresión y murió en 1808. Las industrias que implementaron su metodología se enriquecieron (Planta de producción, s.f.) (Derry et al, 1977).

Su metodología se basa en la reacción entre el cloruro de sodio y el ácido sulfúrico para formar ácido clorhídrico y sulfato de sodio, donde posteriormente, el sulfato de sodio se calcina con carbón y carbonato de calcio cediendo una parte de su oxígeno al carbón para formar óxido de carbono, el sulfato se convierte en sulfuro que reacciona sobre carbonato de calcio para formar carbonato de sodio y sulfuro de calcio. Las fábricas no solo producían carbonato de sodio, también elaboraban sus materias primas como el ácido sulfúrico para que fuera más económico, vendían el ácido clorhídrico que se formaba y utilizaban el sulfuro de calcio, de manera que recuperaban el azufre para elaborar ácido sulfúrico (Derry et al, 1977). A continuación, se explican con más detalle la secuencia de reacciones químicas involucradas:

El proceso ocurre en dos etapas, en la primera hay una reacción de doble descomposición entre el ácido sulfúrico y el cloruro de sodio, bajo calentamiento hasta formar sulfato de sodio y ácido clorhídrico.

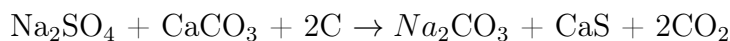


A la vez esta reacción se lleva a cabo en dos partes:

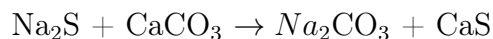
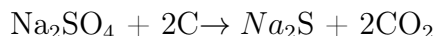


Para la primera parte se necesitaba un alto nivel de calor en vasos de fundición y la segunda, se ve favorecida por los productos resultantes. El ácido clorhídrico era depositado en otro recipiente, debido a su alta toxicidad para la gente y el medio ambiente, planteaba problemas que resultaron muy costosos para las empresas.

En la segunda parte se lleva a cabo una reacción de reducción entre el sulfato de sodio y el carbón y la posterior reacción entre el sulfuro de sodio y carbonato de calcio, representado de la siguiente manera:



Este proceso también se lleva a cabo en dos partes:

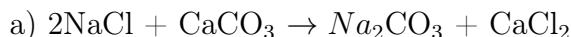


Primero se coloca el sulfato de sodio pulverizado con el carbón a temperaturas muy altas, evitando la combustión del carbón que actúa como agente reductor. Después se separa el carbonato de sodio disolviéndolo en agua, para ser concentrada y cristalizada; este compuesto se obtenía impuro por lo que se tenía que transformar a bicarbonato de sodio, luego se calcinaba para obtener finalmente el carbonato de sodio, con un nivel de pureza mayor (Rodríguez et al, 1999).

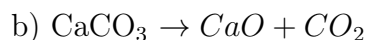
Este método tenía muchas desventajas porque a pesar de que cumplía los objetivos, producía muchas sustancias contaminantes, se requería demasiada energía y la producción era muy costosa. A pesar de todos estos problemas, esta metodología abrió un amplio panorama a la industria química y a satisfacer las necesidades de las demandas de carbonato de sodio.

5.2. Proceso Solvay

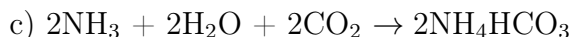
Debido a los inconvenientes observados en el método de Leblanc, se buscaron otras alternativas económicas y no contaminantes, para obtener las sales mencionadas. Por lo que años más tarde, el químico belga Ernest Solvay implementó un método que cumplía con las características. Ernest Solvay aportó sus conocimientos en el área de la química, la electricidad y propuso un método para purificar el gas de alumbrado. En 1861, patentó su procedimiento (Rodríguez et al, 1999) que reemplazó al método Leblanc, actualmente, el método Solvay permite obtener carbonato y bicarbonato de sodio, al hacer reaccionar cloruro de sodio con carbonato de calcio para formar carbonato de sodio y cloruro de calcio:



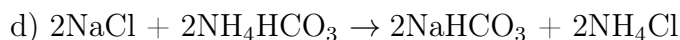
La reacción se lleva a cabo en varias etapas debido a que el equilibrio es desplazado hacia la izquierda por la insolubilidad del carbonato de calcio (Rodríguez et al, 1999). Primero se forma dióxido de carbono calentando carbonato de calcio, en un horno a una temperatura de entre 1000 y 1100°C, para producir óxido de calcio y dióxido de carbono:



Después se hace reaccionar el dióxido de carbono con amoníaco, en disolución acuosa para formar bicarbonato de amonio. Esto es representado por la siguiente reacción:



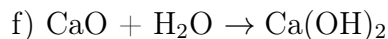
En la siguiente etapa se hace reaccionar el bicarbonato de amonio con el cloruro de sodio para favorecer la formación y precipitación del bicarbonato de sodio:



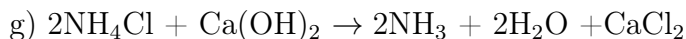
El bicarbonato de sodio se calienta en hornos a una temperatura de 200°C para obtener carbonato de sodio y dióxido de carbono. El bicarbonato de sodio es previamente secado para poder calcinarlo:



Se deja reaccionar óxido de calcio con el agua para formar hidróxido de calcio, el cual es utilizado para que reaccione con cloruro de amonio



Finalmente, el cloruro de amonio reacciona con el hidróxido de calcio para producir amoníaco y cloruro de calcio. El amoníaco es utilizado en la reacción c:



En resumen (Figura 5.1), este método utiliza como materias primas carbonato de calcio y cloruro de sodio para obtener carbonato de sodio y cloruro de calcio; para esto es necesario establecer la cantidad de amoníaco(g) requerida, pues el proceso es continuo y cerrado, es decir, este compuesto se genera en una etapa y en otra se utiliza. Entre las muchas ventajas del método, se tiene el no utilizar ácidos como materia prima y tampoco se producen como residuo; los subproductos que se obtienen durante el proceso, como el cloruro de calcio, se venden a otras industrias para extraer calcio mediante electrolisis, para purificar agua y como aditivo para cementos. Las materias primas que se utilizan son producidas y empleadas en el mismo proceso. Además, este procedimiento tiene pocas desventajas, entre la que destaca el alto gasto económico de inversión en plantas de tratamiento y producción. Por todas las ventajas, este método se sigue utilizando.

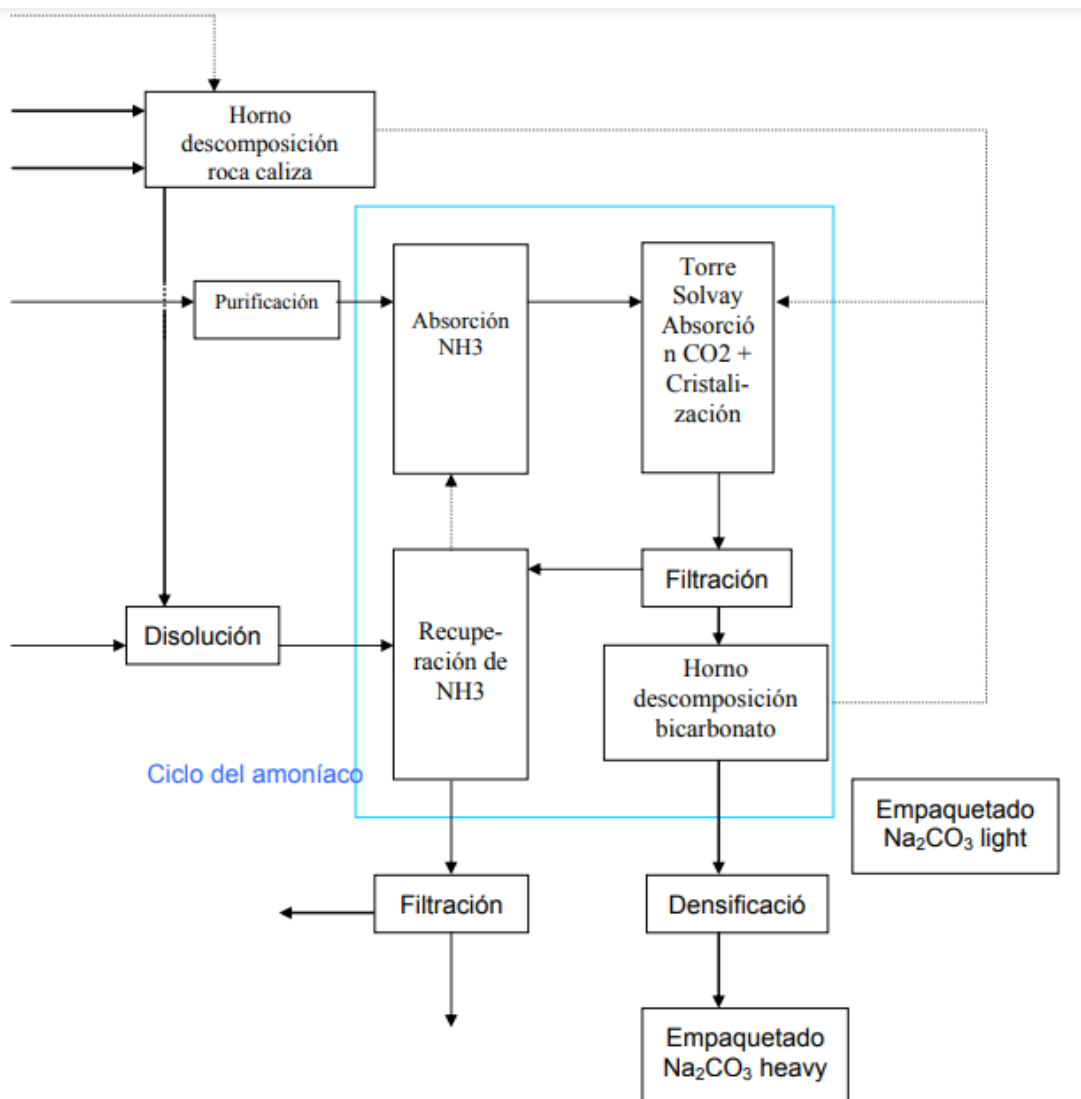


Figura 5.1: Esquema del proceso Solvay (Planta de Producción de carbonato sódico. s.f.)

Capítulo 6

Equilibrio sólido-líquido

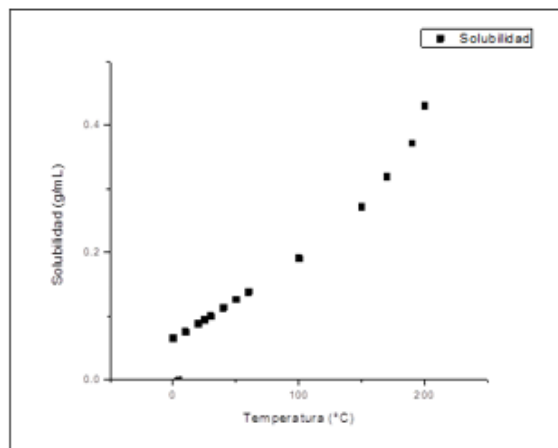
6.1. Solubilidad

La solubilidad es definida como la máxima cantidad de soluto que puede disolverse en una cantidad de disolvente a una temperatura constante. Existen dos maneras de expresar la solubilidad de una sustancia; una de ellas es la solubilidad molar, la cual indica la cantidad de moles presentes en un litro de disolución saturada (mol/L) y solubilidad en masa, la cual indica la cantidad de gramos disueltos en un litro de disolución (g/L). De acuerdo a la cantidad de soluto presente en la disolución se pueden clasificar en saturadas, sobresaturadas y no saturadas.

Una solución sobresaturada es aquella en la que la concentración de soluto es mayor a su solubilidad, por lo tanto, es una solución inestable en la que se formará un precipitado; una solución saturada es aquella en la que la cantidad de soluto y de disolvente se encuentran en equilibrio a una temperatura y presión constante y una solución no saturada es aquella que se encuentra en concentraciones menores a la saturada.

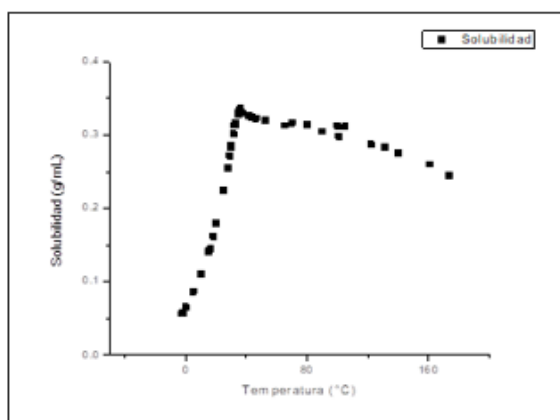
La solubilidad es una propiedad intrínseca de la materia que se encuentra establecida para cada sustancia, por lo que no se puede modificar, sin embargo, para poder modificar la rapidez de disolución de una sustancia, se pueden modificar las condiciones del disolvente, por ejemplo, variando el pH, suministrando energía (agitando), disminuyendo el tamaño de partícula, o cambiando la temperatura. En el caso de los sólidos, la solubilidad es directamente proporcional a la temperatura, sin embargo, es importante aclarar que existen excepciones; en el caso de los gases ocurre lo contrario ya que al aumentar la temperatura disminuye su solubilidad en una disolución. Otro factor que afecta a la solubilidad es la naturaleza del compuesto y del disolvente, particularmente del tipo de interacciones químicas o enlaces entre éstos .

Como se puede observar en la gráfica 1, la solubilidad del bicarbonato de sodio aumenta con la temperatura, efecto que se atribuye a la presencia de oxígeno en su estructura, ya que al aumentar la temperatura incrementa la vibración de moléculas, lo que permite que se pueda agregar más cantidad de soluto.



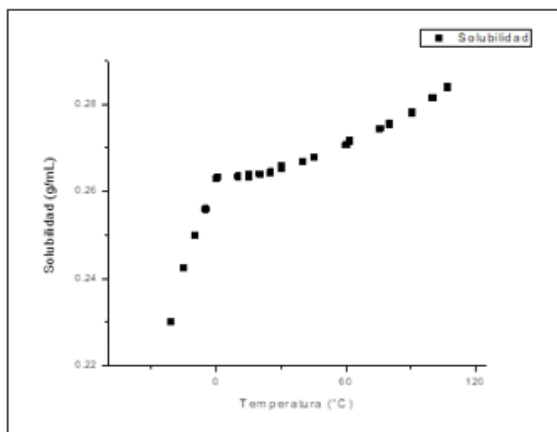
Gráfica 1. Solubilidad vs Temperatura del NaHCO_3
(Stephen, 1981)

En la gráfica 2 se observa que la solubilidad del carbonato de sodio aumenta con el incremento de la temperatura hasta alcanzar un valor aproximado de 46.5°C , debido a que alcanza una solubilidad límite; al seguir incrementando la temperatura, comienza a disminuir la solubilidad por la presencia de carbonato de sodio monohidratado.



Gráfica 2. Solubilidad vs Temperatura del Na_2CO_3
(Stephen, 1981)

En la gráfica 3 se puede observar que la temperatura afecta muy poco o casi nada al cloruro de sodio debido a que está conformado por enlaces iónicos entre el sodio y el cloruro, permitiendo que los iones se disocien al entrar en contacto con el agua con lo que se establecen enlaces entre los iones sodio e hidroxilo y entre el cloruro y el hidrógeno del agua.



Gráfica 3. Solubilidad vs Temperatura del NaCl (Stephen, 1981)

6.2. Ecuación de la ley ideal de solubilidad

El equilibrio es un estado en donde no se manifiestan cambios durante un determinado tiempo; en el caso del equilibrio sólido-líquido indica que una solución se encuentra en equilibrio con el disolvente sólido puro debido a que hay intercambio de materia entre ambas fases y para esto, se requiere que la temperatura, la presión y el potencial químico sean los mismos, es decir, las propiedades del sistema no cambien, por lo que los dos estados (sólido y líquido) coexisten. En toda reacción química ocurre la formación de productos a partir de reactivos y la reacción se detiene hasta la formación de un estado dinámico en el que las concentraciones de todas las especies reaccionantes permanecen constantes (Mc Graw-Hill, s.f.).

El punto de fusión ocurre cuando dos sustancias que componen una disolución líquida llega a la temperatura de equilibrio y como consecuencia se forma un sólido puro, esto sucede a medida que se va suministrando calor y va a depender de la fracción de entalpia total transferida en ese momento y de la rapidez con la que se transfiere (Campbell, 2012) (Predel et al, 2004).

Como consecuencia de que la temperatura se acerque al punto de fusión, la fase líquida comienza a tener más orden y, por lo tanto, la entropía comienza a disminuir y la energía libre aumenta más rápido que la de la fase sólida, sin embargo, para que pueda ocurrir la solidificación, la energía libre de Gibbs debe ser negativa. En el proceso de fusión, las moléculas que se encuentran en la fase sólida transitan hacia la fase líquida. Las características que debe poseer una partícula para poder pasar de una fase a otra son las siguientes: energía suficiente para poder realizar la reacción, la cual puede ser la energía de activación

del proceso de fusión o la energía de activación del proceso de solidificación; alta frecuencia de vibración de la partícula en la red del sólido, los átomos que tienen la energía para pasar de una fase a otra, “para superar el rango atractivo de los átomos en el sólido” (Predel et al, 2004). El punto de congelación o de solidificación depende del equilibrio del disolvente en la solución con el disolvente sólido puro, para alcanzar este equilibrio es necesario aumentar el valor del potencial químico del disolvente en la disolución, hasta alcanzar el valor del potencial químico del disolvente puro (Castellan, 1998). El potencial químico de cada uno de los componentes presentes en la disolución se encuentra en función de la composición química, temperatura y la presión.

Es importante considerar las propiedades coligativas, las cuales no dependen de la naturaleza del soluto en la disolución sino sólo del número de moléculas del soluto, entre esas propiedades se encuentran: descenso de la presión de vapor, disminución de la temperatura de congelación, aumento de la temperatura de ebullición y de la presión osmótica.

La expresión para representar a una solución que se encuentra en equilibrio con el soluto sólido puro es la siguiente:

$$\mu(T, P, X) = \mu_{sólido}(T, P) \quad (6.1)$$

Suponiendo que el sistema se encuentra en equilibrio y desarrollando la ecuación anterior se tiene la siguiente expresión conocida como Ley ideal de solubilidad:

$$\ln x_2 = \frac{(L)}{(R)} * \left(\frac{(1)}{(T_M)} - \frac{(1)}{(T)} \right) \quad (6.2)$$

En donde: x es la solubilidad a la temperatura T , T_M es la temperatura de fusión y L es la entalpia de solución, sin embargo, se considera que es constante, y por lo tanto, igual a la entalpia de fusión del soluto puro. Esta ecuación es utilizada para calcular la solubilidad de sólidos en líquidos a partir de su punto de fusión y su calor latente, fue propuesta por Schroeder en 1893.

Supongamos que se tienen dos soluciones líquidas A y B, que poseen diferentes puntos de fusión, al enfriar y llegar al punto de solidificación comienza a formarse un sólido hasta coexistir la fase sólida y la líquida (Figura 6.1).

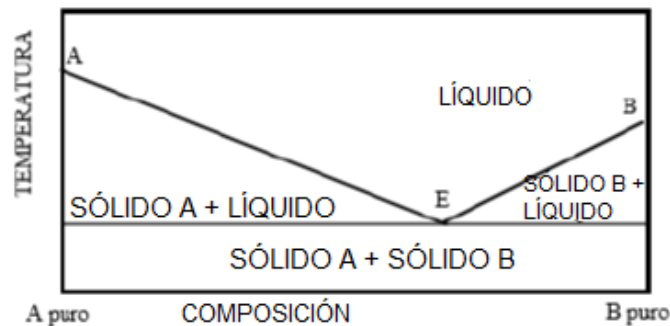


Figura 6.1: Solubilidad ideal de un sólido.(Universidad de Valencia, s.f.)

Sin embargo, es importante considerar que muchos de los sistemas no son ideales por lo que se debe tener otro tratamiento matemático, en donde la actividad (α) es una medida que compara el potencial químico real y el ideal. Por lo que ahora se representa de la siguiente manera:

$$\mu_i = g_i(T, P) + RT \ln \alpha_i \quad (6.3)$$

En el sistema racional de actividades, $g_i(T, P)$ se identifica con el potencial químico del líquido puro $\mu^\circ(T, P)$:

$$g_i(T, P) = \mu^\circ(T, P) \quad (6.4)$$

Entonces ahora se tiene que:

$$\mu = \mu^\circ + RT * \ln(a) \quad (6.5)$$

Como ejemplo, se tiene el caso del cloruro, carbonato y bicarbonato de sodio. En donde se puede observar que al aumento de actividad química de una sustancia, también se incrementa el potencial:

NaCl:

$$\begin{aligned} 1) \mu^L(\text{NaCl}) &= \mu^L(\text{NaCl}) + RT \ln X^L_{\text{NaCl}} + RT \ln \gamma^L_{\text{NaCl}} \\ \mu^S(\text{NaCl}) &= \mu^S(\text{NaCl}) + RT \ln X^S_{\text{NaCl}} + RT \ln \gamma^S_{\text{NaCl}} \\ \mu^L(\text{NaCl}) &= \mu^S(\text{NaCl}) \end{aligned}$$

Na₂CO₃:

$$\begin{aligned} 2) \mu^L(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \mu^L(\text{Na}_2\text{CO}_3) + RT \ln X^L_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + RT \ln \gamma^L_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \\ \mu^S(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \mu^S(\text{Na}_2\text{CO}_3) + RT \ln X^S_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + RT \ln \gamma^S_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \\ \mu^L(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= \mu^S(\text{Na}_2\text{CO}_3) \end{aligned}$$

NaHCO₃:

$$\begin{aligned} 3) \mu^L(\text{NaHCO}_3) &= \mu^L(\text{NaHCO}_3) + RT \ln X^L_{\text{NaHCO}_3} + RT \ln \gamma^L_{\text{NaHCO}_3} \\ \mu^S(\text{NaHCO}_3) &= \mu^S(\text{NaHCO}_3) + RT \ln X^S_{\text{NaHCO}_3} + RT \ln \gamma^S_{\text{NaHCO}_3} \\ \mu^L(\text{NaHCO}_3) &= \mu^S(\text{NaHCO}_3) \end{aligned}$$

6.3. Cristalización

La cristalización es definida como un proceso de purificación que separa los sólidos disueltos en un líquido, es decir, es un proceso en donde las moléculas que se encuentran en disolución se autoensamblan para transformarse en una estructura sólida. Es una operación unitaria que se conoce desde la antigüedad, ya que las primeras culturas utilizaban lagos o estanques para obtener la sal, almacenarla y comercializarla, como ya se ha mencionado en capítulos anteriores. Sin embargo, este procedimiento no permitía obtener a las sales con un alto nivel de pureza, por lo que las industrias idearon técnicas más eficientes en este aspecto, dando como resultado novedosas técnicas de cristalización.

Existen cristales con formas geométricas que hasta cierto punto son considerados simétricos, con esta base se clasifican mediante tres elementos de simetría: simetría sobre un punto, sobre una línea y sobre un plano (Mullin, 2001). Un ejemplo de la simetría sobre un punto es el cubo perfecto, ya que cada punto sobre la superficie del cristal tiene un punto idéntico en el lado opuesto del centro, presentando una suma total de trece ejes de simetría; en la simetría sobre un plano, el cristal se parte a la mitad, generando dos partes iguales, además, se basa en la reflexión ya que la mitad que se genera es opuesta a la original; en la simetría sobre una línea se dibuja una línea imaginaria a través del cristal, torno al cual se hace girar el cristal durante una revolución completa (Beckman, 2013).

Las principales etapas de la cristalización son la nucleación y el crecimiento; la primera etapa se define por la aparición de cuerpos sólidos en el seno del líquido saturado, producida por variaciones a nivel molecular en una disolución homogénea que se encuentra en un estado metaestable; La nucleación se lleva a cabo en dos etapas que son la primaria y la secundaria, la primaria ocurre de manera paulatina o bien puede ser inducida por el tipo de material en el que se lleve a cabo el proceso y la etapa secundaria, se basa en “sembrar” pequeños cristales en el medio, los cuales se obtienen previamente para inducir la cristalización, después ocurre el crecimiento del cristal que consiste en el acoplamiento de moléculas alrededor del núcleo de manera que se van integrando en capas. Durante la nucleación la rapidez de cristalización es muy lenta y a medida que pasa a la etapa de crecimiento va aumentando la rapidez hasta que finaliza el proceso.

Dependiendo de cuál sea la distancia entre los átomos y el ángulo que conformen al cristal se van a clasificar en sistemas cristalográficos que son: el cubico, tetragonal, ortorrómbico, hexagonal, monoclinico, triclinico y trigonal (Huerta, 2012). Todas las sustancias tienen una forma única en la que se originan los cristales, sin embargo, a pesar de que los ángulos siempre son constantes el tamaño de las caras puede cambiar obteniéndose así modificaciones en la forma del cristal; estas modificaciones van a depender de las condiciones en las que se generen los cristales, es decir, en el nivel de sobresaturación, el material en el que se realizó el procedimiento, la agitación, el tipo de disolvente empleado, la temperatura y la presencia de impurezas.

Para que pueda ocurrir la cristalización es necesario que la entalpía libre sea negativa, esto para que ocurra la transformación de fase y que el cristal adquiera estabilidad; las fuerzas que ocurren a nivel molecular son las de Van der Waals o fuerzas electrostáticas. Las ventajas de este proceso es que se efectúan en una sola etapa, mejora la apariencia del soluto que cristalizó para su comercialización, dependiendo del compuesto el proceso se llevaría a cabo a temperaturas moderadas y es una técnica que se controla para obtener

cristales de interés donde se encuentren mezclas con otros solutos.

Antes de elegir esta técnica como método de purificación, es necesario considerar las propiedades físicas y químicas de los solutos como son: los tipos de cristales que forman los compuestos que se desean purificar, la solubilidad y sobresaturación de las soluciones en el disolvente y los métodos para poder obtener una disolución sobresaturada (Huerta, 2012).

Para poder obtener un nivel de pureza elevada se debe evitar que el líquido quede atrapado en los cristales por lo que se tiene que vigilar la correcta evaporación del disolvente, para esto se pueden realizar curvas de solubilidad para determinar en qué momento se puede obtener únicamente el sólido de interés, ubicar la región metaestable que es la zona en la que existen los cristales que se formaron durante la nucleación, también la región intermedia y la región lábil, en esta región ya se generan nuevos cristales de manera espontánea.

Existen diferentes tipos de cristalización entre las que destacan la cristalización por enfriamiento, la cual consiste en filtrar la disolución a temperaturas elevadas, de manera que se va enfriando la disolución y al mismo tiempo se van formando los cristales; otro tipo de cristalización es por disolución, que consiste en elaborar una disolución sobresaturada, añadiendo el soluto a la disolución previamente calentada; la cristalización fraccionada depende de las diferencias en la solubilidad de los compuestos presentes en la mezcla por lo que se tiene que controlar la temperatura durante todo el proceso; la cristalización por efecto del ion común consiste en agregar una sustancia a la disolución que en su estructura tenga algún elemento parecido al del compuesto que se quiere separar, por lo que se disminuye la solubilidad del compuesto presente y comienza a cristalizar.

Existen diferentes técnicas para caracterizar a los cristales entre las que destacan la calorimetría diferencial de barrido la cual permite conocer las propiedades termodinámicas de los sólidos permitiendo hacer una predicción de los puntos de fusión y entalpías de fusión, sin embargo, para obtener valores más precisos es necesario conocer las capacidades caloríficas. Otra técnica que se emplea es la difracción de rayos x la cual es muy utilizada en el control de calidad para conocer la forma cristalina del compuesto: también se utiliza la espectroscopia vibracional, resonancia magnética nuclear en estado sólido, microcalorimetría isotérmica, termogravimetría, entre otras.

En la termogravimetría se pueden evaluar los hidratos del compuesto en donde se calienta la muestra y al mismo tiempo se va midiendo la masa y con ayuda de otras técnicas se puede conocer la descomposición térmica de la muestra.

Capítulo 7

Material y Métodos

7.1. Material

- Tequesquite cultivado proveniente de El Carmen, Tequexquitla, Tlaxcala.
- Papel filtro Whatman grado 50, 150mm de diámetro.
- Dióxido de carbono (CO₂).
- Refractómetro Carl Zeiss, ABBE.
- Aerómetro o densímetro ROBSAN (1-2).
- Conductímetro analógico portátil Philips (PW9504/00).
- Potenciómetro OAKTON 1100 series, el cual era previamente calibrado con tres soluciones buffer (pH de 4, 7 y 10).

7.2. Caracterización del Tequesquite

La estrategia experimental se dividió en dos partes: en la primera se efectuaron determinaciones sólo con el filtrado acuoso de las partes solubles del tequesquite cultivado; en la segunda se efectuaron pruebas preparando disoluciones a diferentes concentraciones de la mezcla de sales obtenidas en la cristalización. Todas las determinaciones fueron llevadas a cabo por triplicado.

Para la primera etapa se efectuó la molienda del tequesquite, se pesaron 112.53 g de lo que se obtuvo en la molienda, se agregaron 250 mL de agua destilada, con ayuda de un agitador magnético se agita durante 30 minutos, se filtra con ayuda de un papel filtro con un tamaño de poro de 2.7 μm y del filtrado se prepararon disoluciones acuosas a diferentes concentraciones (5 a 65 % m/v).

En la segunda etapa se siguió el mismo procedimiento de la etapa uno; el filtrado obtenido se trató mediante rotavapor a 50 °C y se obtuvo un precipitado cristalino que se filtró, después se dejaron secar a temperatura ambiente y se prepararon disoluciones a diferentes concentraciones (5 a 65 % m/v).

Se pesaron 0.0114 g de la mezcla de sales refinadas obtenidas mediante la cristalización en rotavapor y se realizó un estudio de calorimetría diferencial de barrido (DSC, con una rapidez de calentamiento de 5°C/min en un intervalo de temperatura de 27 a 300°C.

7.3. Densidad

Se prepararon disoluciones acuosas a diferentes concentraciones (5 a 65 % m/v) del contenido soluble del tequesquite en un volumen total de 500mL y se midió la densidad con ayuda de un aerómetro o densitómetro.

7.4. Determinación del Índice de refracción

Del filtrado obtenido de la disolución acuosa del tequesquite se prepararon concentraciones de 5 a 65 % m/v, se tomaron tres gotas de cada una de ellas y se colocaron en el prisma del refractómetro.

7.5. Determinación de la conductividad

Se prepararon disoluciones acuosas del tequesquite a concentraciones de 5 a 65 % m/v, se tomaron 25 mL de cada una de ellas, el electrodo se sumerge en cada disolución, se registra el valor de la resistividad y, después, se calcula el inverso de la resistividad para obtener la conductividad.

7.6. Titulación potenciométrica o método de Warder

Primero se realizó una cristalización de la disolución total del material soluble del tequesquite; para esto, se pesaron 100.1510g de tequesquite previamente pulverizado con un mortero, se disolvieron en 250 mL de agua destilada, se agitó por 30 minutos, se dejó asentar y se filtró. Se realizó una cristalización con el rotavapor a una temperatura de 50°C y con una presión de vacío de 15 mmHg. La cristalización ocurrió, aproximadamente, a las seis horas de rotaevaporar la disolución, el precipitado cristalino se filtró, se obtuvieron 0.1062 g de esta mezcla cristalina, una muestra se envió al Instituto de Geología para su análisis mediante titulación potenciométrica y cromatografía iónica (aniónica y catiónica). Para el primer análisis, 0.1 g de la muestra cristalina se disolvió y aforó en 50 mL de agua desionizada, después una alícuota de 10 mL se valoró con HCl 0.0122 M. Se efectuó la titulación potenciométrica utilizando HCl, el primer indicador fue fenoftaleína (1er punto de equivalencia) y el segundo indicador, anaranjado de metilo (2do punto de equivalencia). Con cada mililitro añadido se midió el pH del sistema.

7.7. Titulación argentométrica

Se pesó 0.1 g de la mezcla cristalina obtenida, se disolvió en agua destilada y se aforó a 100mL, la titulación se efectuó utilizando AgNO_3 como titulante y K_2CrO_4 (5 %) como indicador.

7.8. Obtención de bicarbonato de sodio

Se pesó 112.53 g de tequesquite previamente molido, se adicionó 250 mL de agua destilada y se agitó durante 30 minutos, se filtró utilizando un papel filtro con un tamaño de poro de $2.7 \mu\text{m}$; el filtrado obtenido se pesó y mediante una manguera se le burbujeó CO_2 hasta que se obtuvo un precipitado. El precipitado obtenido se filtró al vacío en embudo Büchner de cerámica, se repitió el procedimiento de burbujeo anterior, en total por tres tiempos, hasta que no ocurrió precipitación alguna. El precipitado se analizó mediante titulación potenciométrica y cromatografía aniónica, para determinar la cantidad de bicarbonato de sodio presente.

7.9. Obtención de carbonato de sodio

El bicarbonato de sodio, obtenido en la sección 7.2.6, se dejó secar a temperatura ambiente, se pesó 4.1289g y se calentó mediante una mufla a 500° , durante cuatro horas y media. Para determinar la cantidad de sodio presente, se efectuó una titulación potenciométrica.

7.10. Cristalización

Se pesó 112.53 g de tequesquite, previamente pulverizado con un mortero, se disolvieron en 250 mL de agua destilada, se agitó por 30 minutos, se dejó asentar y se filtró. Después de realizar el procedimiento de la sección 7.2.6, el líquido sobrante se trató para su cristalización por tres ocasiones, variando la temperatura en la parrilla; la primera cristalización se efectuó a una temperatura de 57.7°C , la segunda a una temperatura de 55.8°C y la tercera a temperatura ambiente (26°C), en cada cristalización se pesó la masa del líquido y de los cristales obtenidos.

7.11. Obtención de jabón

Se pesó 15.1465 g de la mezcla de sales del tequesquite obtenidos en la cristalización, se adicionaron 50 mL de agua destilada hasta su total disolución, se pesaron 15.0841 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$, se añadió a la disolución de tequesquite, después se adicionaron 10 mL de aceite de oliva, se agitó y se dejó reposar entre 12 y 19 horas, se trasvasó a un recipiente, se dejó desecar y tomó la muestra de este. El pH del producto se midió al inicio y después de un mes.

7.12. Obtención de hidróxido de sodio

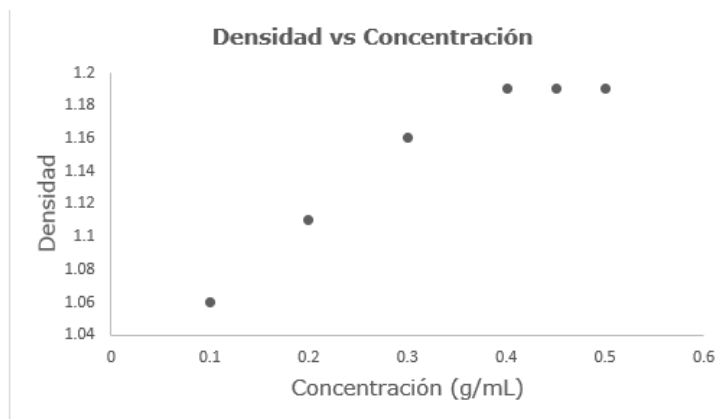
Se pesó 6.008g de Ca(OH)_2 y se dispersaron en 50 mL de agua destilada, se mantuvo en agitación durante 15 minutos, después se filtró a través de una pequeña columna de 3.5 cm de altura y 3.1 cm de diámetro, la pasta de hidróxido de calcio se empacó en la columna y la dispersión restante se resguardó en un vaso de precipitados; se preparó una disolución de sales de tequesquite al 10% y 87.3 mL de esta disolución se vertieron a través de la columna con pasta de hidróxido de sodio, el filtrado o eluato fué depositado en la dispersión de hidróxido de calcio que previamente fué resguardada, obteniéndose el hidróxido de sodio.

Capítulo 8

Resultados y Análisis

8.1. Densidad

Para poder establecer la concentración de saturación acuosa del tequesquite se decidió medir la densidad de una serie de disoluciones con diferente concentración (10, 20, 30, 40, 45 y 50 % v/v) dado que la densidad depende de la cantidad de materia en cada volumen de la mezcla. Como se observa en la gráfica 4, al aumentar la concentración se incrementa la densidad hasta llegar al valor de 40.036 % m/v donde se observa que el valor de densidad permaneció constante (1.19 g/mL) implicando la saturación de la disolución acuosa. Al aumentar el número de iones en la disolución (entre ellos Cl , Na^+ , HCO_3^- y CO_3^{2-} , entre los mas abundantes) también incrementan las colisiones entre los iones disueltos y los que permanecen sólidos, provocando que precipiten hasta que la velocidad de disolución y de precipitación se igualen y por lo tanto lleguen a un estado de equilibrio.



Gráfica 4. Comportamiento de la densidad con respecto a la concentración

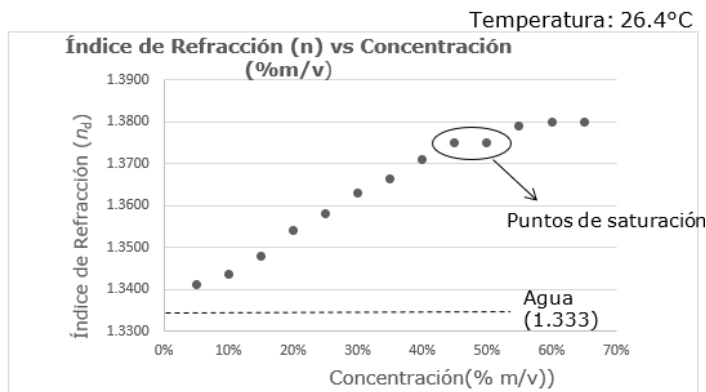
8.2. Índice de Refracción

Los resultados obtenidos en las dos etapas de este trabajo, para cada evaluación efectuada (resistividad, conductividad, índice de refracción y pH), son similares. La tabla 2, presenta el promedio de las determinaciones efectuadas en la etapa 2.

Para corroborar la concentración de saturación, se realizaron mediciones del índice de refracción a las diferentes disoluciones (5-65 m/v), a temperatura ambiente (26.4°C). En la gráfica 5 se puede observar que existe una tendencia directamente proporcional entre las variables, dentro del intervalo 5 a 45 % m/v y a mayor concentración la variación del índice de refracción no se consideró significativo (se aprecia una meseta que tiene un leve salto), por lo que se estableció el punto de saturación en 45 % m/v. No se logró efectuar la determinación a las disoluciones de mayor concentración (55 a 65 % m/v) debido a la notoria presencia de tierra impregnada de sal, haciendo difícil la separación de estos sólidos. En la zona de saturación, la solución se torna viscosa/oleosa y se observa indicios de precipitación o cristalización (Gráfica 5).

Respecto al monitoreo del pH, en la tabla 2 se puede observar que no hay variación significativa, cada disolución presenta una moderada basicidad a pesar del significativo cambio de concentración, esto se puede atribuir a la alta concentración, lo cual podría estar impidiendo el libre movimiento de los iones presentes. Los iones carbonato y bicarbonato son los que determinan el pH de la disolución.

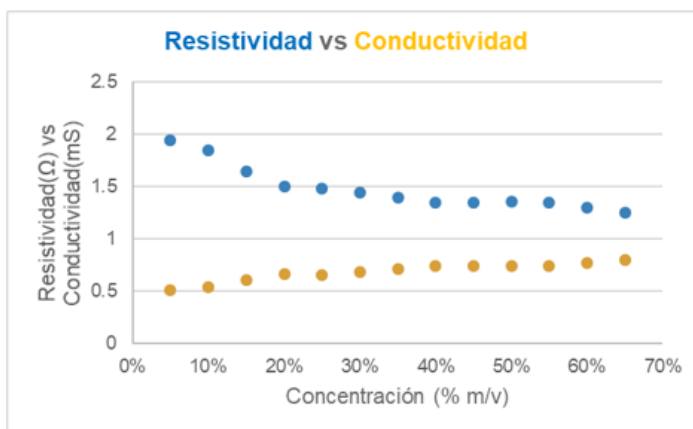
Concentración (% m/v)	Resistividad (mohm/cm)	Conductividad (mS/cm)	índice de refracción	pH
5	1,95	0,5128	nd	9,81
10	1,85	0,5405	1,3435	9,78
15	1,65	0,6061	1,3480	9,70
20	1,5	0,6667	1,3540	9,73
25	1,48	0,6569	1,3580	9,70
30	1,45	0,6896	1,3630	9,73
35	1,4	0,7140	1,3665	9,73
40	1,35	0,7407	1,3710	9,72
45	1,350	0,7407	1,3750	9,80
50	1,355	0,7407	1,3750	9,78
55	1,35	0,7407	1,3790	9,76
60	1,3	0,7690	1,3800	9,72
65	1,25	0,8000	1,3800	9,78



Gráfica 5. Cambio de Índice de Refracción frente a la concentración

8.3. Conductividad

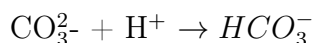
En la gráfica 6, se observa un aumento gradual de la conductividad en función al aumento de concentración de los solutos disueltos, puesto que las sales del tequesquite se disocian en iones, los cuales tienen una carga positiva o negativa y, por lo tanto, permiten el paso de la corriente eléctrica (electrolitos) gracias al movimiento de estos iones en el seno del líquido; si hay un aumento en la cantidad de sal disuelta habrá una mayor conductividad, además esta técnica permite conocer la concentración de iones disueltos en la disolución y al mismo tiempo la cantidad de sólidos totales disueltos. En esta determinación, el equipo permite medir la resistividad y al calcular el inverso se obtiene la conductividad, puesto que la resistividad mide la oposición que ejerce un material o sustancia al paso de la corriente eléctrica, por lo tanto, se observa una tendencia inversa, al incrementar la concentración de las disoluciones, se aumenta la cantidad de sales y disminuye la resistividad (Gráfica 6).



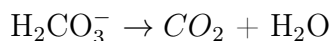
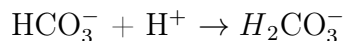
Gráfica 6. Relación entre conductividad y concentración

8.4. Titulación Potenciométrica

Para la titulación potenciométrica, se utilizó HCl (0.1N) como titulante y como indicadores fenolftaleína y anaranjado de metilo; en esta técnica se cambia de indicador al vire del primero; se considera un método preciso para determinar la cantidad de carbonato y bicarbonato de sodio presentes en la muestra. Primero, se utilizó fenolftaleína para identificar el primer punto de inflexión en el rango alcalino, el cual fue de 5.54 (gráfica 7); después se utilizó anaranjado de metilo para poder observar el cambio de color (de rojo a amarillo) el cual se pudo observar a un pH de 2.9, en donde se encuentra el segundo punto de inflexión; en la gráfica 7, antes de llegar al primer punto de inflexión ocurre la protonación del carbonato de sodio presente en la muestra:



Mientras que antes del segundo punto de inflexión, se indica la reacción de descomposición del bicarbonato de sodio que se formó, y del que ya estaba presente en la disolución:

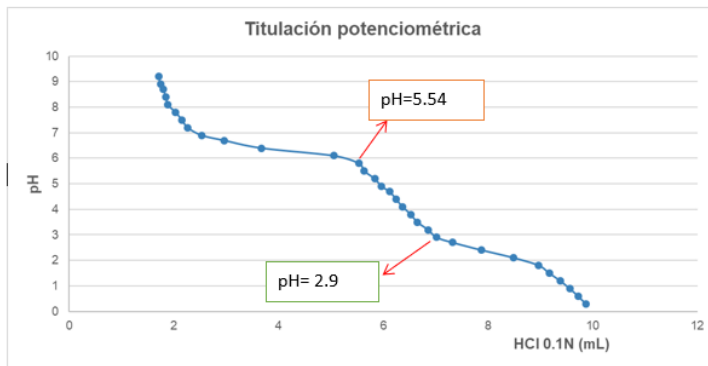


El primer volumen final de la valoración del primer punto fue de 5.1 mL de HCl 0.1N y del segundo fue de 11.2 mL y al realizar los cálculos se determinó que la cantidad de carbonato y bicarbonato de sodio son de 54.06 mg y 51.54 mg, respectivamente. A continuación, se muestran los cálculos para conocer la cantidad de carbonato y bicarbonato presentes en la muestra:

$$m\text{Na}_2\text{CO}_3 = \left(\frac{0.1 \text{ mol}}{1\text{L}}\right) (5.1 \times 10^{-3}\text{L}) \left(\frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{1 \text{ mol HCl}}\right) \left(\frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol NaHCO}_3}\right) \left(\frac{106 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}\right)$$

$$= 0.05406 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

$$m\text{Na}_2\text{CO}_3 = \left(\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}}\right) = 54.06 \text{ mg Na}_2\text{CO}_3$$



Gráfica 7. Puntos de inflexión para determinar porcentaje de sales, titulante HCl 0.1 N

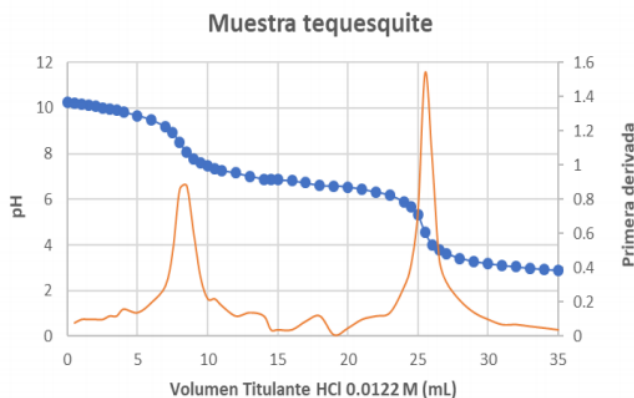
Para el cálculo de bicarbonato:

$$m_{NaHCO_3} = \left(\frac{0.1 \text{ mol}}{1L} \right) (0.0112 - 5.1 \times 10^{-3} L) \left(\frac{1 \text{ mol } NaHCO_3}{1 \text{ mol } HCl} \right) \left(\frac{84.5 \text{ g } NaHCO_3}{1 \text{ mol } NaHCO_3} \right)$$

$$= 0.05154 \text{ g } Na_2CO_3$$

$$m_{NaHCO_3} = \left(\frac{1000 \text{ mg}}{1 \text{ g}} \right) = 51.54 \text{ mg } NaHCO_3$$

Los resultados obtenidos de la muestra enviada al Instituto de Geología son los siguientes:



Gráfica 8. Titulación potenciométrica realizada en el Instituto de Geología

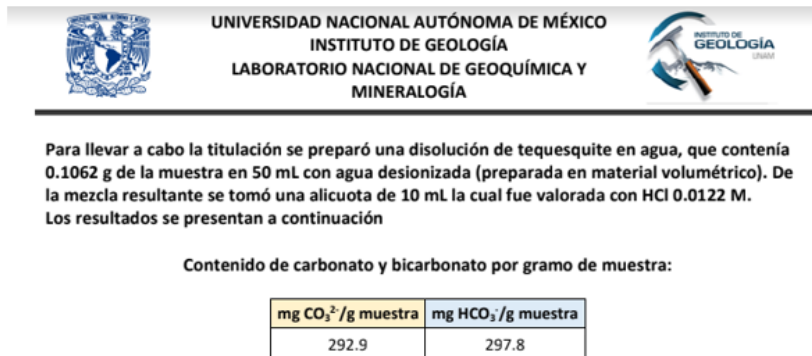
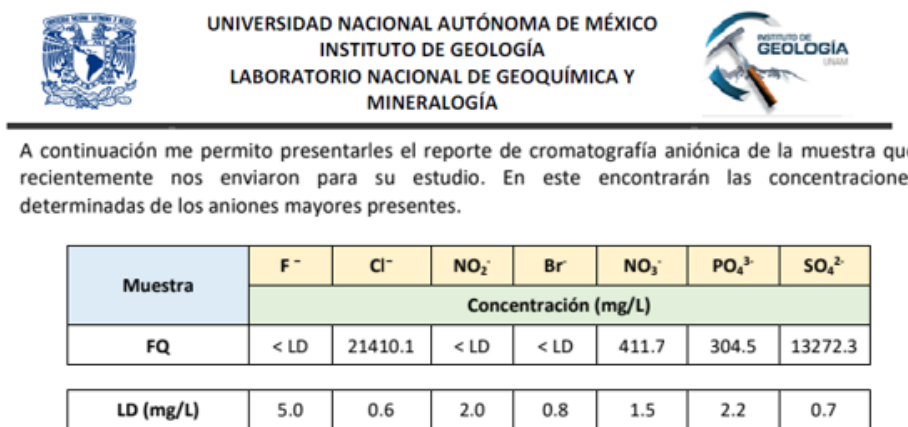


Figura 8.1: Contenido de carbonato y bicarbonato de los cristales obtenidos del tequesquite

Los resultados difieren debido a que: el HCl con el que se efectuó la titulación en el Instituto de Geología estaba más diluido (0.0122 M), se utilizó agua desionizada, la masa de la muestra fue diferente y en general, fue evaluada en otras condiciones y por otro personal, además, los resultados están reportados en miligramos por cada gramo de muestra, mientras que los que se obtuvieron en el laboratorio están reportados por los gramos que se pesaron para realizar cada cálculo. En la figura 8.1 se puede observar que por cada gramo de muestra hay 0.2929g de carbonato y 0.2978g de bicarbonato, por lo que se puede decir que las sales de mayor abundancia son estas dos, ya que suman poco más de la mitad de los constituyentes de la parte soluble del tequesquite. Al realizar los cálculos correspondientes, y de acuerdo a los resultados mostrados (Figura 8.1), se obtuvo que de los 0.1062g que se analizaron de la mezcla salina, 0.0311g corresponden a carbonato y 0.0316g al bicarbonato.



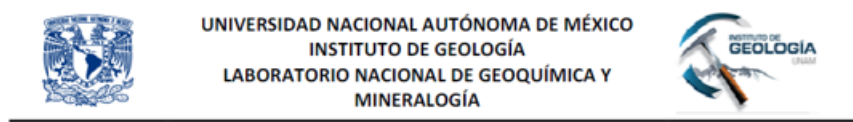
Notas:

- <LD= por debajo del límite de detección.
- Debido a las altas concentraciones de los iones, fue necesario realizar diluciones de las muestras para obtener valores confiables (los datos de concentración reportados en el presente informe ya consideran el respectivo factor de dilución).

Figura 8.2: Tabla de aniones presentes en la muestra

Con respecto a la cromatografía iónica (Figura 8.2), se puede ver que los iones con carga negativa (aniones) de mayor abundancia son el cloruro, los nitratos, fosfatos y sulfatos, la presencia de estos aniones se puede atribuir al material orgánico presente en la tierra o puede provenir de insecticidas; los sulfatos pueden provenir de minerales presentes en la tierra y los cloruros que provienen de sales y minerales, los cuales en su conjunto conforman al mineral del tequesquite.

En la figura 8.3, se puede observar que los cationes que se encuentran con mayor abundancia son el sodio; dado que se ha mencionado anteriormente que los compuestos de mayor proporción son el cloruro, carbonato y bicarbonato de sodio, entonces le sigue el potasio, (el cual puede estar combinado con alguno de los aniones mencionados) y el magnesio, el cual se encuentra en minerales y desechos orgánicos.



A continuación me permito presentarles el reporte de cromatografía catiónica de la muestra que recientemente nos enviaron para su estudio. En este encontrarán las concentraciones determinadas de los cationes mayores presentes.

Muestra	Na ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺
	Concentración (mg/L)				
FQ	58316.6	< LD	8423.3	< LD	33.5
LD (mg/L)	0.4	0.2	0.3	0.4	0.2

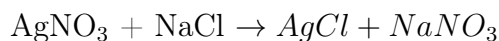
Notas:

- < LD= por debajo del límite de detección.
- Debido a las altas concentraciones de los iones, fue necesario realizar diluciones de las muestras para obtener valores confiables (los datos de concentración reportados en el presente informe ya consideran el respectivo factor de dilución).

Figura 8.3: Tabla de cationes presentes en la muestra

8.5. Titulación argentométrica

Para cuantificar la cantidad de NaCl en la muestra, se efectuó una titulación argentométrica, que se basa principalmente en la formación de AgCl, el cual precipita como producto de la reacción entre AgNO₃ y NaCl, se utilizó K₂CrO₄ como indicador:



En esta prueba, se obtuvieron 20.59 mg de NaCl presentes en 0.104g de mezcla salina, en este procedimiento el volumen gastado fue de 5.8 mL de la solución de AgNO₃ (0.1N).

El cálculo se hizo de la siguiente manera:

$$mCl^{-1} = \left(\frac{0.1 \text{ eq}}{1L} \right) (5.8 \times 10^{-3} L) \left(\frac{35.5g}{1eq} \right) = 0.02059g \text{ Cl}^{-}$$

$$mCl^{-1} = \left(\frac{1000mg}{1g} \right) = 20.59mg \text{ Cl}^{-1}$$

En la tabla 3, se muestra la cantidad en gramos de cada sal detectada en la muestra de tequesquite. Se encontró que el bicarbonato de sodio se encuentra en mayor proporción, seguido del carbonato de sodio y después, cloruro de sodio. Cabe mencionar que los datos registrados en la tabla son los que se obtuvieron experimentalmente en el laboratorio.

Tabla 3. Resultados de la cantidad de sales presente en una muestra de sales de cristalización.	
Sustancia	Masa (mg)
Na ₂ CO ₃	54.06
NaHCO ₃	51.54
NaCl	20.59

8.6. Bicarbonato de sodio

Al realizar el burbujeo con dióxido de carbono en el seno de la disolución acuosa de tequesquite, se obtuvo un precipitado de bicarbonato de sodio en acuerdo con la siguiente reacción:

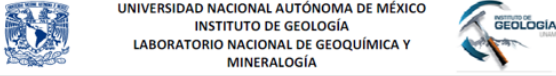


En la tabla 4, se muestran los gramos obtenidos de bicarbonato de sodio, en cada burbujeo; se observa para el primer burbujeo una cantidad de 27.7566g, conforme se efectúan los burbujeos se aprecia que disminuye la cantidad de bicarbonato en la muestra debido a que termina de reaccionar el carbonato de sodio presente, obteniendo una masa total de 49.1219g de bicarbonato de sodio.

Tabla 4. Masas obtenidas de bicarbonato de sodio por el método del burbujeo	
Nº de burbujeo	Masa (g)
1	27.7566
2	15.4395
3	5.9258
Total	49.1219

Para cuantificar la cantidad de bicarbonato de sodio obtenido por este método, se aplicó una titulación potenciométrica, obteniendo un rendimiento de 82.92%.

$$\%NaHCO_3 = \frac{(0.1002mLHCl)(0.1N) \left(\frac{84g}{mol} NaHCO_3 \right)}{1.0151g} = 82.92\% NaHCO_3$$



 UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

 INSTITUTO DE GEOLOGÍA

 LABORATORIO NACIONAL DE GEOQUÍMICA Y

 MINERALOGÍA

Muestra	F ⁻	Cl ⁻	NO ₂ ⁻	Br ⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	SO ₄ ²⁻
	Concentración (mg/L)						
FQ	< LD	988.0	< LD	< LD	< LD	< LD	874.3
LD (mg/L)	5.0	0.6	2.0	0.8	1.5	2.2	0.7

Notas:

- <LD= por debajo del límite de detección.
- Debido a las altas concentraciones de los iones, fue necesario realizar diluciones de las muestras para obtener valores confiables (los datos de concentración reportados en el presente informe ya consideran el respectivo factor de dilución).

Figura 8.4: Resultados de la composición de la muestra obtenida mediante burbujeo con CO₂

Una muestra de los cristales obtenidos mediante el método de burbujeo con CO₂, se envió al Instituto de Geología para un análisis de cromatografía aniónica; como se puede observar en la figura 8.4, se detectaron los aniones Cl⁻ y SO₄²⁻ en mayor proporción. Los cristales de bicarbonato de sodio obtenidos tienen un aspecto blanco y polvoso (Figura 8.5) debido a que después de la formación del bicarbonato de sodio se debe filtrar al vacío todo el líquido que contiene materia orgánica, ya que si quedan residuos, los cristales adquieren una coloración amarillenta.

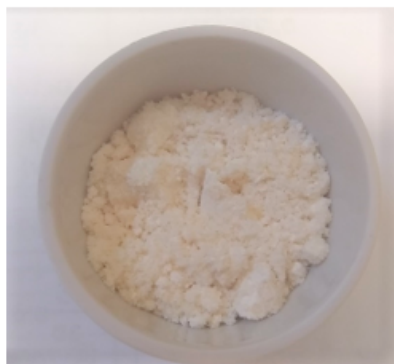


Figura 8.5: Bicarbonato de sodio obtenido mediante la reacción de carbonato presente en la disolución de tequesquite con CO₂

8.7. Carbonato de sodio

Durante la calcinación del bicarbonato de sodio a 500 °C, ocurrió la reacción de descomposición, obteniendo carbonato de sodio, dióxido de carbono y agua en forma de vapor:



Se eligió la temperatura de 500°C porque la temperatura de descomposición del bicarbonato de sodio ocurre a partir de los 275°C (61), liberando dióxido de carbono y, al mismo tiempo, pierde agua; una ventaja de este método es que al mismo tiempo de que ocurre esta reacción, también se eliminan los restos de material orgánico presentes en las sales. Después de cuatro horas, se obtuvieron cristales blancos, como un polvo fino (Figura 8.6). La tabla 5 muestra la pérdida de masa (0.0334g) después de la calcinación moderada del bicarbonato.

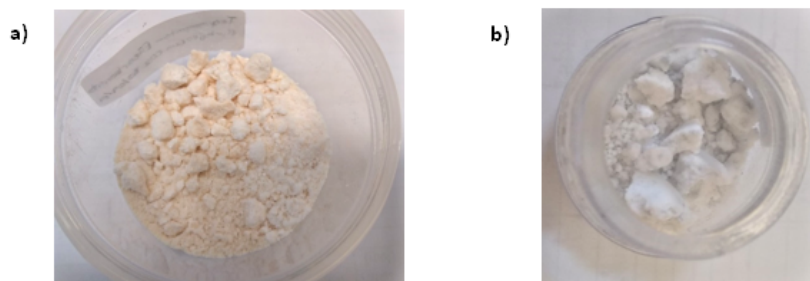


Figura 8.6: a) Muestra de bicarbonato de sodio. b) Muestra de carbonato de sodio obtenido después de la calcinación

Tabla 5. Masa antes y después de la calcinación	
	Masa (g)
Antes	4.1289
Después	4.0955

Para cuantificar el carbonato de sodio obtenido y verificar que el bicarbonato se había descompuesto totalmente, se llevó a cabo otra titulación potenciométrica con HCl, hasta llegar al punto de equivalencia de interés, obteniendo que hay 499.537mg de carbonato de sodio por cada gramo de muestra obtenida en la mufla; al realizar los cálculos correspondientes, se obtiene que hay 0.0540g de carbonato de sodio en 0.1081g de la muestra. Como el carbonato es una base fuerte en comparación con el bicarbonato (base débil), se gastó menor cantidad de ácido y se obtuvo el vire de color (punto de equivalencia) con fenolftaleína a un valor de pH de 8.09.

8.8. Cristalización

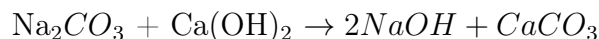
Como se puede observar en la tabla 6, los cristales obtenidos a las temperaturas de 57.7 y 55.8°C, corresponden al bicarbonato de sodio, ya que en este compuesto aumenta la solubilidad al incrementar la temperatura, por lo tanto, alcanza su máxima solubilidad a temperaturas altas, sin embargo, a temperaturas arriba de 270°C se comienza a descomponer (Gráfica 1, Capítulo VI) por lo que en total se obtuvieron 10.84 g; el cloruro de sodio cristalizó a temperatura ambiente (26°C), ya que la solubilidad de esta sal no es afectada por la temperatura; además, se observaron residuos de materia orgánica en los cristales.

Cristalización	Temperatura (°C)	Masa del líquido (g)	Masa de cristales (g)
1	57.7	64.37	4.41
2	55.8	22.63	6.43
3	26.0	0	8.12

Cabe mencionar que la cristalización fraccionada que se realizó es más efectiva si el compuesto que se quiere purificar es más soluble a altas temperaturas ya que cuando se quiera separar va a permanecer en solución conforme se vaya enfriando la solución.

8.9. Obtención de jabón

Se elaboró un jabón con aspecto blanquecino, de consistencia dura y que no genera mucha espuma (Figura 8.7), la formación de este jabón se basa en la reacción entre el carbonato de sodio presente en el tequesquite con el hidróxido de calcio, tal como se muestra en la siguiente reacción:



El jabón se obtuvo mediante la desesterificación o saponificación del aceite de oliva en condiciones de basicidad, formando glicerina y tres moléculas de ácidos carboxílicos, al mismo tiempo el hidróxido de sodio que se forma, también reacciona con el aceite de oliva, para producir tres moléculas de ésteres de sodio o jabón. Este procedimiento se realizó en condiciones ambientales, el carbonato de calcio formado permite que el jabón tenga una consistencia dura. Después de 19 horas se midió el pH mostrando un valor de 14; este jabón no se puede utilizar en estas condiciones debido a su alta basicidad, por lo que se dejó reposar durante un mes; transcurrido el tiempo, se midió nuevamente el pH registrando un valor de 10, al parecer durante este periodo terminó de reaccionar el hidróxido de sodio formado permitiendo que la basicidad disminuyera; en estas condiciones el jabón ya puede ser utilizado para limpieza de materiales.

Existe evidencia de la elaboración de jabón a partir de agua de cal y aceite de oliva u otros aceites, para el tratamiento de dermatitis o quemaduras; esta formulación es conocida como linimento óleo-calcáreo y es definida como una emulsión agua en aceite, tiene un aspecto líquido, lechoso, amarillo ocre y puede solidificar si se pone en contacto en un



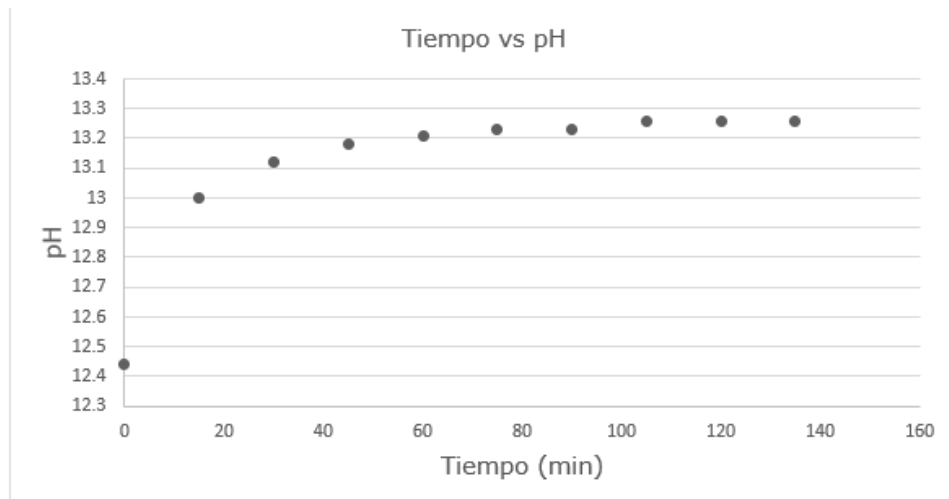
Figura 8.7: Jabón

ambiente frío (Acofarma, 2007). Esta formulación ha sido utilizada desde la época medieval y su formulación se encuentra descrita en la farmacopea europea del siglo IX, la cual ha sido retomada en la actualidad; puede encontrarse en diferentes presentaciones y varía la formulación dependiendo del lugar en donde se elabore.

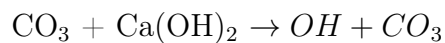
8.10. Obtención de Hidróxido de sodio

Para la obtención de hidróxido de sodio se efectuó, la reacción entre el carbonato de sodio presente en el tequesquite y el hidróxido de calcio, lo cual da como resultado hidróxido de sodio y carbonato de calcio; la ventaja de agregarlo en una columna es que al ocurrir la reacción, el carbonato de calcio formado es retenido en un papel filtro, permitiendo que el carbonato de sodio que se encuentra en disolución pase a través de la columna y el papel filtro, para después continuar reaccionando con la disolución de hidróxido de calcio y al mismo tiempo, en el vaso solo queda el hidróxido de sodio que se forma. Se utilizó una columna para aumentar el tiempo de retención de la disolución de tequesquite, ya que la pasta de hidróxido de calcio y la disolución están en contacto por más tiempo, lo que permite que reaccione la mayor cantidad posible.

El pH inicial de la dispersión de hidróxido de calcio es de 12.44, y al añadir gradualmente 10 mL de la disolución de tequesquite cada 15 minutos, se pudo ver un aumento en el pH y el color de la disolución cambió de un aspecto blanquecino a uno amarillo; cuando el pH de la disolución alcanzó un valor de 13.26, se pudo apreciar una meseta (Gráfica 10), pues al continuar añadiendo la disolución de tequesquite, el pH se mantuvo constante, lo cual indica que reaccionó todo el hidróxido de calcio y, por lo tanto, alcanzó el estado de equilibrio.



Gráfica 10. Relación del pH con respecto al tiempo

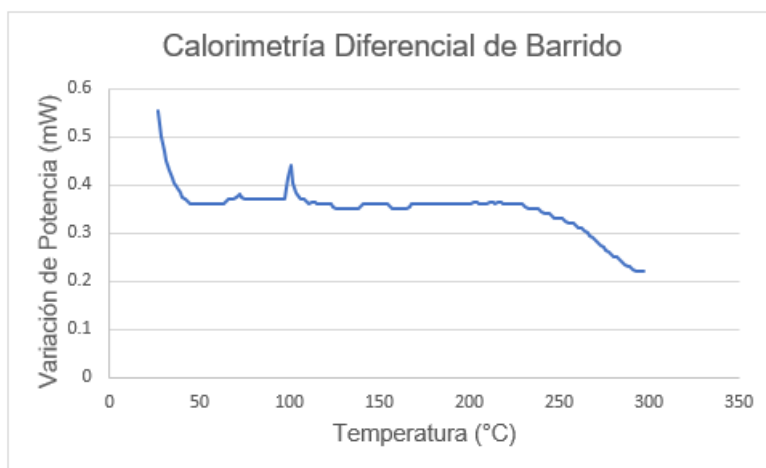


El equilibrio varía con la concentración de las especies involucradas, en este caso del carbonato de sodio, por lo que el equilibrio se expresa de la siguiente manera:

$$K = \frac{(OH^-)^2}{(CO_3)^-} \quad (8.1)$$

8.11. Calorimetría Diferencial de Barrido (DSC)

En la gráfica 11, se puede observar un pico que indica que se lleva a cabo un proceso endotérmico, ya que se suministra calor para eliminar las impurezas como es el material orgánico presente en los cristales obtenidos en la sección 8.8; por otra parte, se ve que la curva sigue una tendencia hacia abajo ya que los compuestos de mayor proporción llegan a su punto de fusión.



Gráfica 11. Resultados de DSC

Capítulo 9

Conclusiones - Perspectivas

Lamentablemente, el cultivo del tequesquite se ha ido perdiendo por la urbanización de los municipios, por el cambio climático (casi no llueve en algunas temporadas o hay lluvias intensas que impiden cultivar al tequesquite) y a políticas que no incentivan estas prácticas ancestrales.

Se refinó la mezcla salina mediante dos vías, evaporación natural y cristalizaciones realizadas con rotavapor. La materia orgánica contaminante de la mezclas de cristales obtenidos se eliminó mediante calcinación.

Mediante métodos potenciométricos (titulación potenciométrica) se calculó la cantidad de las sales mayoritarias: bicarbonato y carbonato de sodio. La presencia de los iones: Na^+ , K^+ , Mg^+ , Cl^- , Na_3^- , PO_4^{3-} y SO_4^{2-} se detectó mediante cromatografía iónica.

Con el estudio realizado se proponen alternativas de uso del tequesquite: obtención de carbonato, bicarbonato e hidróxido de sodio (añadiendo hidróxido de potasio) y elaboración de jabón.

Perspectivas

Las sales refinadas del tequesquite se podrían usar en combinación con sal ordinaria como aditivo de alimentos. Como se describe en el capítulo III, se podría usar en la preparación de alimentos, cocción de verduras, nopales (realza el color de los vegetales) y en la nixtamalización, como conservador. Disoluciones de tequesquite podrían operar como un sistema de captación del dióxido de carbono ambiental, mediante dispersores o propelas de aeración, para mitigar la contaminación. Promover su cultivo, mediante pláticas con los habitantes de El Carmen Tequexquitla y Santa Anita Nopalucan.

9.1. Referencias

- Imaz, M. (Julio de 1989). Historia natural del Valle de México. Revista de cultura científica. ISSN 0187- 6376. <https://www.revistaciencias.unam.mx/es/160-revistas/revista-ciencias-15/1392-historia-natural-del-valle-de-m%C3%A9xico.html>
- Historia de la Cuenca de México. Anexo A. (pp. 75-79) <http://www.ptolomeo.unam.mx:8080/xmlui/bit>
- Manzanilla, L. (2019). El estado teotihuacano, La caída de Teotihuacán. *Arqueología mexicana*. (32). (pp. 22-31). <https://arqueologiamexicana.mx/mexico-antiguo/la-caida-de-teotihuacan>
- Orozco, F. (1945). Boletín del Instituto de Química, UNAM. (1).
- Sosa Texcoco S.A. Antecedentes de la Industria. (1948).
- Río de la Loza, L. (s.f.). El origen del tequesquite en el lago de Texcoco. (p-110)
- Gracia Fadrique, J., Calva, J. L., Escobar, S.T., Gaspar, R., Montaña, E., Coronado, L., López, A., Del C, L. G., y Cruz, D.V. (1989). Estado y fertilizantes (1760-1985). *Álcalis: Los álcalis del México prehispánico* (p-148). Fondo de Cultura Económica.
- Chamizo, J.A., Garritz, R.A. (2003). Del tequesquite al ADN. Fondo de cultura económica. Cuarta edición.
- Langarica, A. L. (22 de enero de 2017). El Valle de Anáhuac y las tribus de México. *América Latina en movimiento*. <https://www.alainet.org/es/articulo/183704>
- Sistema hidráulico del Valle de México: Antecedentes prehispánicos. Instituto de Investigaciones jurídicas de la UNAM. (p-14)
- Icarito. (2009). La economía azteca. Grupo Copesa. <http://www.icarito.cl/2009/12/92-150-9-2-estado-del-imperio.shtml/>
- Krismar Education. (s.f.). Mesoamérica. *Historia Universal siglo XX a.C.- XVI d.C.*
- Esri. (s.f.). Historia del Gran Canal de Desagüe del Valle de México. Consultado el 26 de febrero de 2020 <https://www.arcgis.com/apps/MapJournal/index.html?appid=2f092166f0b54d3f94>
- Gibson, Ch. (2000). Los aztecas bajo el dominio español (1519- 1810). Siglo XXI. Decimocuarta edición. (pp. 35, 236- 248)
- Merck. (1976). Merck Index. Ninth edition. Merck and CO, INC, Rahway, NJ
- Farrar, W.V. (july, 23, 1966). Tecuitlatl; a glimpse of aztec food technology. *Nature*. 5047
- López de Gomara. (1826).
- Ponce, L.E. (enero-abril, 2013). Superalimento para un mundo en crisis: Spirulina a bajo costo. Volumen 31. N 1. (pp. 135-139). <https://scielo.conicyt.cl/pdf/idesia/v31n1/art16.pdf>

- Sanabria, R. F. (13 de agosto de 2018). Un alimento milenario contra la desnutrición. El País.
- Bucay, B. (enero-marzo 2003). Apuntes de la historia de la química industrial en México. Grupo Industrial Bre, S.A. de C.V. Volumen VI. N 18. (pp. 27-34)
- Delicias. (3 de diciembre de 2015). Las 4 especies de tequesquite-Sal de tierra. Delicias prehispánicas <https://deliciasprehispanicas.com/2015/12/03/las-4-especies-de-tequesquite-sal-de-tierra/>
- Rueda E. (9 de noviembre de 2016). De tamales, tequesquite y otras cosas. Bases.Dossier <http://experimentales.cosdac.sems.gob.mx/materiales/page/33/>
- Giovannelli, C. (2009-2011). El Carmen Tequexquitla. Nuestro México. INEGI. México. Tlaxcala. <http://www.nuestro-mexico.com/Tlaxcala/El-Carmen-Tequexquitla/>
- Hernández, R. C. (17 de marzo de 2016). Sabor a Tlaxcala. Instituto Tlaxcalteca de la Cultura. Video Documental
- INAFED. (2010). El Carmen Tequexquitla. Tlaxcala. Enciclopedia de los municipios y regiones de México. <http://www.inafed.gob.mx/work/enciclopedia/EMM29tlaxcala/municipios/2900>
- Morrison, R. Boyd, R. (1985). Química Orgánica. Segunda edición. Fondo Educativo Interamericano. (pp. 1039-1041)
- Regla, I., Vázquez, E. V., Cuervo, A. D.H., Neri, A.C. (1 de mayo de 2014). La química del jabón y algunas aplicaciones. Vol. 15. No. 5. Revista digital universitaria
- Sahagún, B. de (2006). Historia general de las cosas de Nueva España. Porrúa. Ciudad de México
- Cruz, M. de la. (2000). An Aztec herbal: the classic codex of 1552. Traducción y comentarios de William G. Introducción de Bruce B. Nueva York: Dover publications
- Humboldt, A. de. (2002). Ensayo político sobre el reino de la Nueva España. Porrúa México. Sexta edición.
- Aditivos alimentarios. (31 de enero de 2018). Organización Mundial de la Salud <https://www.who.int/es/news-room/fact-sheets/detail/food-additives>
- López, M. (s.f.). Conoce todo sobre la historia y proceso de la nixtamalización. Gourmet de México. Comida y Cultura. <https://gourmetdemexico.com.mx/comida-y-cultura/todo-lo-que-necesitas-saber-de-la-nixtamalizacion/>
- Badui, D. Salvador. (2012). La ciencia de los alimentos en la práctica. Pearson Educación. Primera edición. (pp. 171-175)
- Long, J. (agosto de 2012). Tecnología alimentaria prehispánica. Historia de México. Nixtamalización. <https://portalacademico.cch.unam.mx/materiales/al/cont/hist/mex/mex1/histMex>

- Dr. Pila, P. R., Dr. Pila, P. R., Dr. Holguin, P. V.A., Dr. Torres, V. A., Dr. Rosales, T. P. (mayo- junio, 2013). Pelagra: Enfermedad antigua y de actualidad. Hospital Universitario Manuel Ascunce Domench. Camagüey, Cuba. Vol. 17. No. 3. Revista Archivo Médico de Camagüey, Scielo.
- Klauder J, Winkelman N. (1928). Pellagra among chronic alcoholic and addicts. JAMA. 90:364-71.
- Pérez, F. Delicias. (18 de diciembre de 2016). ¿Podemos enfermarnos al comer maíz? <https://deliciasprehispanicas.com/tag/nixtamalizacion/>
- Gregory, J.F. (1998). Nutritional properties and significance of vitamin glycosides. Annu Rev Nutr. 3rd. 18:277-296. (PubMed)
- Córdova, F. J. L. (1990). La química y la cocina. Fondo de Cultura Económica. Primera edición.
- Chang, R. (2002). Química. Séptima edición. Mc Graw -Hill. (pp. 52-55). Capítulos 2 y 3
- Anónimo. (19 de noviembre de 2014). La sal y sus características. Proceso de obtención de la sal <http://obtenciondelasal.blogspot.com/>
- Asociación Mexicana de la Industria Salinera, AMISAC. (2017). Producción de sal <http://www.amisac.org.mx>
- Departamento Estrella Campos, DEC. Obtención de carbonato de sodio. (s.f.). Química Inorgánica. Práctica 5 http://dec.fq.edu.uy/catedra_inorganica/inorganica/practica5.pdf
- EcuRed. (s.f.) Carbonato de sodio. Utilidades y Aplicaciones importantes
- Asociación Nacional de Fabricantes de Envases de Vidrio, Anfevi. (s.f.). Fabricación. Materias Primas. <http://www.anfevi.com/el-envase-de-vidrio/fabricacion/>
- Elvers B, Hawkins S et. al. (1989). Ullmans Encyclopedia of Industrial Chemistry; Volumen 24; Quinta edición completamente revisada; editorial VCH; New York, USA; 1989
- Rodríguez, G. J., Rodríguez B.D. (1999). Los Procedimientos clásicos de fabricación de la sosa.
- Planta de Producción de carbonato sódico. (S.f.) Procesos de obtención del Carbonato Sódico. Especificaciones del proyecto <https://www.recercat.cat/bitstream/handle/2072/3575/projecte%20c1-c2.pdf?sequence=4>
- Shreve, N. (1956). Chemical Process Industries. Chemical engineering Series, 2nd Edition, Mc Graw-Hill
- Bertomeu, S. J.R, García, B.A. (2006). La Revolución química. Entre la historia y la memoria. Universidad de Valencia. PUV
- Derry, T.K, Trevor. I. Williams. (1977). Historia de la tecnología. Desde la antigüedad hasta 1750. Volumen 1. Siglo veintiuno editores.

- Química. (s.f.). Equilibrio químico. Unidad 5. Mc Graw-Hill. (pp. 138- 140)
- Campbell, F.C. (2012). Understanding the basics Phase diagrams. ASM International
- O.BE.Stephen, H. Dr. T. Stephen (1981). Solubilities of inorganic and organnic compounds. Binary Systems. Part 1. Vol 1.
- Predel, B. Hoch, M. Pool, M. (2004). Phase Diagrams and Heterogeneous Equilibria A Practical Introduction. Springer. Primera edición.
- Castellan, Gilbert W. (1998). Fisicoquímica. Pearson Education. Segunda edición
- Mullin, J.W. (2001). Crystallization. Fourth edition. Butterworth Heinemann. University of London
- Beckman, W. (2013). Crystallization. Basic Concepts and Industrial Applications. Wiley-VCH. Verlag GmbH and Co. KGaA.
- Huerta, O.S. (5 de marzo de 2012). Cristalización. UAM-Iztapalapa. Planta piloto de fermentaciones. Departamento de biotecnología.
- Llopis, C. M J. Baixauli, C. V. Acofarma. (2007). Formulario básico de medicamentos magistrales, M. José Llopis Clavijo y Vicent Baixauli Comes. Formulario Magistral del C.O.F. de Murcia. <https://formulasmagistrales.acofarma.com/idb/descarga/3/f52a480e9259359c.pdf>

9.2. Figuras

Figura 1.) Rodríguez Alvarado, A.F. (12 de noviembre de 2012). Cuenca de México lagos del Anáhuac. <http://afrarodriguez.blogspot.com/2012/11/lagos-del-anahuac-cuenca-de-mexico.html>

Figura 1.2) Padilla, M. Pirámide del sol. Sygic, Travel

Figura 1.3) Gibson, Ch. (2000). Los aztecas bajo el dominio español (1519- 1810). Siglo XXI. Decimocuarta edición. (p-245)

Figura 1.4) Valle de México CFE. (1962). Una vista aérea del depósito de evaporación solar .^{EI} Caracol", construido por Sosa Texcoco para aprovechar las sales alcalinas de la zona de Ecatepec. La Ciudad de México en el tiempo.

<https://www.facebook.com/laciudaddemexicoeneltiempo/photos/a.195987210423307/766852533336769>

Figura 2.1-2.5) Hernández, R. C. (17 de marzo de 2016). Sabor a Tlaxcala. Instituto Tlaxcalteca de la Cultura. Video Documental

Figura 2.6) Regla, I., Vázquez, E. V., Cuervo, A. D.H., Neri, A.C. (1 de mayo de 2014). La química del jabón y algunas aplicaciones. Vol. 15. No. 5. Revista digital universitaria

Figura 3.1) López, M. (s.f.). Conoce todo sobre la historia y proceso de la nixtamalización. Gourmet de México. Comida y Cultura. <https://gourmetdemexico.com.mx/comida-y-cultura/todo-lo-que-necesitas-saber-de-la-nixtamalizacion/>

Figura 3.2) Química Alcano. (2016). Vitamina B3 Niacina (Ácido Nicotínico). Productos <http://quimicaalkano.com/product/vitamina-b3-niacina-acido-nicotinico/>

Figura 4.1) Chang, R. (2002). Química. Séptima edición. Mc Graw -Hill. (p. 52). Capítulo 2

Figura 4.2) Chang, R. (2002). Química. Séptima edición. Mc Graw -Hill. (pp. 53). Capítulo 2

Figura 4.3) Guerrero Negro Verde, GNV. (s.f.). La minería en el Estado de Baja California Sur. ¿Qué es la minería?

Figura 4.4) Alibaba. (s.f.) Carbonato de sodio decahidratado. <https://spanish.alibaba.com/product-detail/sodium-carbonate-decahydrate-ar-grade-na2co3-10-h2o-60409575307.html>

Figura 4.5) Dicorlab. (s.f.). Sodio carbonato anhidro. <https://www.alainet.org/es/articulo/1837049>

Figura 4.6) Anfevi. Asociación Nacional de Fabricantes de Vidrio. (s.f.). Fabricación de vidrio. <http://www.anfevi.com/el-envase-de-vidrio/fabricacion/>

Figura 4.7) Academic. (s.f.). Bicarbonato de sodio. <https://esacademic.com/dic.nsf/eswiki/172024>

Figura 4.8) Bolívar, G. (s.f.) Hidróxido de sodio, estructura, propiedades, usos, síntesis <https://www.lifeder.com/hidroxido-de-sodio/>

Figura 5.1) Planta de producción de carbonato sódico. (s.f.) (pp. 1-9) <https://www.recercat.cat/bitstream/ha/c2.pdf?sequence=4>

Figura 6.1) Eutexia. (s.f.) Punto Eutéctico. Universidad de Valencia. Capítulo 14 (p- 14.1) <https://www.uv.es/labtermo/Valencia/guiones/termodinamica/cas/cp14.pdf>