

LOS PROCEDIMIENTOS CLÁSICOS DE FABRICACIÓN DE LA SOSA

Joaquín Rodríguez Guarnizo

David Rodríguez Barrantes

*Joaquín Rodríguez Guarnizo es Doctor en Ciencias Químicas.
C.E.U.. Prof. Didáctica de la Química. Fac. C.M. Ambiente. U.C.L.M.
David Rodríguez Barrantes es Ingeniero Técnico Agrícola.*

Dada la importancia industrial que tiene el carbonato sódico (sosa), el objetivo del presente trabajo es la revisión histórica de los dos procedimientos industriales, que han sido claves en su obtención, el método Leblanc y el método Solvay. Se comentan los diferentes procesos químicos que les son propios, así como la problemática de operación que conllevan. Haciendo especial hincapié, en el nacimiento del problema de la contaminación por residuos químicos, que generó el primero de ellos, y de cómo los intentos para contrarrestarlo, llevaron a la puesta a punto del procedimiento Solvay.

La sosa o carbonato sódico, es una sal soluble en agua, de cuya disolución se puede recuperar mediante cristalización, en forma de decahidrato ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$); especie cuyos cristales son muy transparentes, conocida como *crystal de sosa* o *sosa de lavar*, y que presenta una solubilidad en agua superior a la de la sal anhidra (Na_2CO_3) o *ceniza de sosa*; la cual puede obtenerse a su vez, por calcinación del decahidrato. El cristal de sosa eflorace fácilmente en el aire –incluso exponiéndolo a la temperatura ambiente– transformándose en el monohidrato correspondiente ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$).

La *sosa* o carbonato sódico (Na_2CO_3) es la sustancia alcalina más común, que se conoce y utiliza desde la antigüedad. En un principio se obtuvo a partir de las cenizas (*barrillas*), procedentes de la incineración de un determinado tipo de plantas, que crecen en terrenos salados (vegetales de la familia de las quenopodiáceas, ricos en oxalato de sodio, que por acción del calor se convierte en carbonato). Para este fin, fueron muy utilizadas las plantas cultivadas en el levante español, que por incineración originaban *barrillas*, de las que se extraía por lixiviación con agua, y cristalización posterior, el carbonato sódico.

En épocas lejanas se utilizó ampliamente como agente desengrasante y en la fabricación de vidrio. Durante la Edad Media alcanzó gran importancia para la fabricación de jabón, ya que como agente alcalinizante, se empleaba precisamente la *sosa* (Na_2CO_3), y no la

sosa caustica (NaOH), como ahora se hace. En la actualidad mantiene su importancia como agente alcalinizante, y es ampliamente utilizado en la industria textil y papelera, así como en la fabricación de vidrio.

A principios del siglo XVIII se habían logrado desarrollar gran número de industrias manufactureras, que precisaban disponer de productos químicos básicos en elevadas cantidades, principalmente de ácidos y bases —entre ellas la sosa— que no se encontraban libres en la naturaleza. Concretamente, era tal la demanda que de sosa hacían las industrias químicas francesas de la época, que la Academia de Ciencias Francesa en 1775, ofreció un premio en metálico a quien descubriera un método para la fabricación artificial de dicho producto. Fue Nicolas Leblanc (1742-1806) el que ideó en 1787 el proceso de fabricación que nos preocupa, logrando obtener sosa a escala industrial y alcanzar de esa manera el premio ofertado. No obstante, el destino se cebó en la persona de este químico francés, que habiendo logrado poner a punto un proceso que, constituyó uno de los pilares básicos, sobre el que se desarrolló la industria química pesada del siglo XIX, fue injustamente correspondido por los responsables del gobierno francés del momento. A pesar de la importancia de su aportación, el gobierno de la Revolución le obligó a hacer público su método, sin derecho a remuneración alguna, con lo que Leblanc quedó en la ruina absoluta. Aunque en 1800 le devolvieron sus instalaciones, al no disponer de capital para su puesta en marcha, acabó suicidándose en 1806. Este trágico final sumió a su familia en la miseria, mientras que poco tiempo después, numerosos industriales hicieron grandes fortunas con el procedimiento de fabricación ideado. Nos parece interesante ligar aquí, con el nombre de este químico maltratado por la fortuna, el del gran Lavoisier, ya que ambos son figuras señeras en el desarrollo de la química, los dos franceses y a su vez, víctimas de la Revolución Francesa.

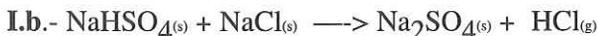
Con el *método Leblanc de fabricación de carbonato sódico* se inició la expansión de la gran industria química; en el se partía de materias primas tan abundantes en la naturaleza como el cloruro sódico (*sal común*), el carbonato cálcico (*piedra caliza*), el carbón (*coque*) y de un producto de alto interés industrial como el ácido sulfúrico, básico para numerosos usos industriales, que por aquel entonces ya había empezado a fabricarse a partir de azufre. Si bien hoy, conocer este procedimiento de obtención, solo tiene valor histórico, merece la pena prestarle la debida atención, por las posibilidades didácticas que su comprensión entraña. Desde un punto de vista estrictamente químico, el procedimiento ideado por Leblanc implica esencialmente la realización de dos grandes procesos:

I.- Reacción de doble descomposición entre el cloruro sódico y el ácido sulfúrico, en la que se hace reaccionar al primero, con el ácido

concentrado, sometiénolos a fuerte calefacción, y en la que se origina sulfato sódico y cloruro de hidrogeno gaseoso



Algunos autores como Snell⁽¹⁾, consideran que este proceso se llevaba a cabo en dos etapas, con formación intermedia de sulfato ácido de sodio:



En realidad, estos procesos ya fueron descubiertos por Johan Rudolf Glauber en 1625⁽²⁾, y requerían un elevado aporte energético. La primera etapa, precisaba de la fuerte calefacción de los productos de partida en cubetas de fundición, y la segunda, de la calefacción de los productos resultantes de la primera, en un horno de reverbero. Glauber fue un químico alemán, nacido en 1604 y muerto en Amsterdam en 1668, que no solo logró obtener ácido clorhídrico, sino que se interesó por las propiedades laxantes del residuo sólido que se obtenía, el sulfato sódico, al que llamó “sal mirabile”, y a la que atribuyó numerosas cualidades curativas; de hecho a esta sal sódica se la conoce como “sal de Glauber”⁽³⁾.

En términos generales, las reacciones de doble descomposición se ven favorecidas, bien por la aparición entre los productos de reacción de compuestos volátiles, por la formación de compuestos no iónicos estables, o de un producto insoluble⁽⁴⁾. En nuestro caso, se produce el desplazamiento de un ácido volátil, el clorhídrico, por el calentamiento de una de sus sales (NaCl) con un ácido no volátil, el ácido sulfúrico; la reacción o reacciones deben llevarse a cabo en caliente, con el fin de liberar el ácido desplazado en forma gaseosa y que éste pueda ser recogido en otro recipiente a temperatura inferior. El ácido liberado (HCl) es altamente tóxico, muy contaminante, y su eliminación planteó costosos problemas.

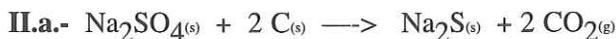
II.- Reducción del sulfato con coque y reacción del sulfuro producido con caliza

Lo que globalmente se puede expresar en la forma:

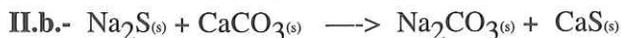
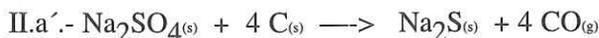
-
- (1) Snell, C.T. y Snell, F.D.:1966. Fundamentos de Química aplicada. Barcelona. Marcombo.
 - (2) Petrucci, R.H.; Harwood, W.S.,1999. Química General: Principios y aplicaciones modernas.Madrid. Prentice Hall Ibérica.
 - (3) Asimov, I., 1973. Enciclopedia biográfica de ciencia y tecnología. Madrid. Rev. de Occidente
 - (4) Rodríguez Guarnizo, J.,1995. Estequiometría química. Cuenca. Ciencia y Técnica. U.C.L.M.



En realidad se trata de un proceso complejo, que se llevaba a cabo sometiendo a la mezcla de partida, previamente pulverizada, a temperatura de fusión en hornos rotatorios cerrados, que impidiendo la combustión del carbono, permitían su actuación como agente reductor. Snell desglosa también este proceso global en dos etapas, una de reducción del sulfato por el carbono y otra de doble descomposición, entre el sulfuro sódico y el carbonato cálcico.



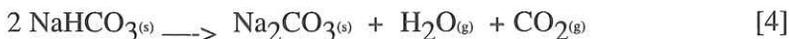
Sin duda, en competencia con el proceso



Del producto sólido resultante se separaba el carbonato sódico por lixiviación o extracción con agua alcalinizada –disolución diluida de la propia sosa, para evitar la hidrólisis del sulfuro cálcico [5]–, aprovechando la alta solubilidad en agua del carbonato sódico y la insolubilidad en ella del sulfuro cálcico. Esta operación permitía obtener una “disolución bruta” de carbonato sódico, a partir de la cual se podía, previa concentración y ulterior cristalización, obtener el carbonato sódico cristalizado o *crystal de sosa*. El sólido cristalizado obtenido contenía un elevado grado de impurezas, que era preciso eliminar, dadas las exigencias de pureza que la utilización posterior de la *sosa* exigía. Para ello se transformaba el carbonato sódico en bicarbonato sódico, haciendo burbujear dióxido de carbono en caliente, por la “disolución bruta” obtenida, de la que precipitaba el bicarbonato sódico, menos soluble en agua que el carbonato de procedencia.

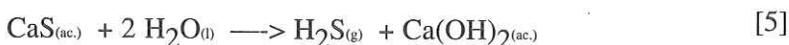


Es decir, en el proceso de purificación se aprovechaba la diferencia de solubilidad entre el carbonato sódico y el bicarbonato sódico, al ser éste último mucho menos soluble en agua caliente que el primero. Una vez separado y secado el bicarbonato precipitado, se transformaba en el producto que nos preocupa, sometiénolo a un proceso de calcinación, en el que se liberaba agua y dióxido de carbono, que con el fin de rentabilizar el proceso, y mediante las instalaciones oportunas era reciclado para atender las exigencias del anterior proceso.



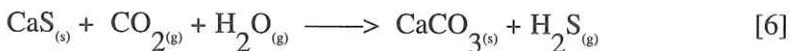
Dada la tonalidad térmica, tanto de los procesos correspondientes a las dos etapas de fabricación, como a la purificación del carbonato, la producción de sosa requería de elevados aportes energéticos, que encarecían el proceso Leblanc. A pesar de ello, fue enorme la importancia histórica del proceso que comentamos, ya que permitió la producción industrial de la sosa, producto básico para la fabricación del vidrio, para el ablandamiento de aguas y para la fabricación de artículos de limpieza, en general. Al necesitarse grandes cantidades de ácido sulfúrico, el desarrollo del procedimiento de fabricación de la sosa, obligó a que sus instalaciones estuviesen acompañadas de plantas de fabricación de dicho ácido; lo que incidió en el abaratamiento y mejora de la producción del ácido sulfúrico, fundamental en las industrias orgánicas de colorantes, para la fabricación de fertilizantes, y en muchas industrias que lo precisan como materia prima. Sin embargo, frente a estos aspectos claramente positivos, la puesta a punto del procedimiento Leblanc, supuso la aparición por primera vez a gran escala, del grave problema de *contaminación por residuos químicos*, lo que obligó a realizar un tremendo esfuerzo para su control. Aunque tanto el residuo sólido de la extracción de la sosa obtenida, constituido por caliza, carbón y sulfuro de calcio, como el clorhídrico producido –altamente tóxico–, planteaban el problema de su eliminación, fue enriquecedor para la tecnología química, el estudio de los procesos necesarios para combatir los efectos secundarios de la fabricación de la sosa y buscar salida a los subproductos nocivos que generaban contaminación.

La eliminación del sulfuro cálcico obligaba, bien a su transporte en barcos para ser vertido en alta mar, o a ser depositado en escombreras alrededor de las fabricas, donde ocasionaba un olor pestilente, debido a su hidrólisis –por la liberación de ácido sulfhídrico–, especialmente en zonas húmedas o en períodos de lluvias; proceso que la simple presencia de la humedad atmosférica provocaba espontáneamente.

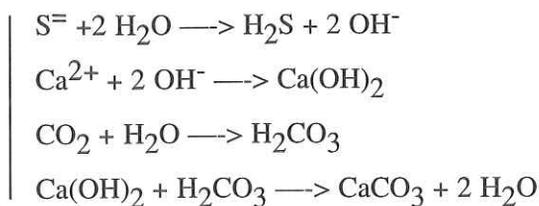


Precisamente en el proceso de extracción de la sosa se empleaba agua alcalinizada para desplazar este equilibrio hacia su izquierda y así evitarlo.

Si tenemos en cuenta la presencia en la atmósfera de dióxido de carbono, el proceso global de hidrólisis que se origina puede representarse de la siguiente forma:

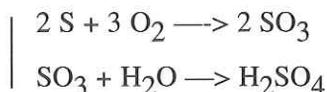
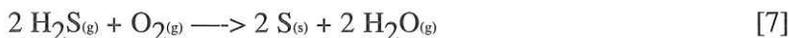


Proceso que es la suma de los siguientes procesos parciales:

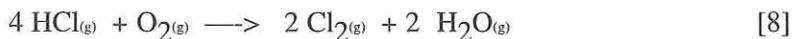


Debido al mal olor del gas sulfhídrico liberado, los vecinos de las fabricas de sosa maldecirían en su momento el nombre de Leblanc, a pesar de que la disponibilidad de sosa en cantidades prácticamente ilimitadas permitió, entre otras muchas cosas⁽⁵⁾ que: a) la industria textil pudiera utilizar cada vez mejor cualquier tipo de fibra; b) se crease una gran industria papelera; c) que la higiene humana dejase de ser un lujo; y d) se desarrollara la industria de fabricación del vidrio.

Se logró evitar el fuerte olor del sulfhídrico y el vertido de sulfuro a las aguas, haciendo que el proceso anterior se llevase a cabo de forma controlada en equipos industriales, que posibilitaban la recuperación del sulfhídrico producido; el cual posteriormente era quemado en hornos especiales, originando azufre elemental, que por oxidación catalítica a trióxido de azufre, permitía fabricar el ácido sulfúrico preciso para el primer proceso (I), del método que comentamos.



También fue posible aprovechar el otro producto contaminante, el cloruro de hidrógeno gaseoso (HCl), transformándolo en cloro, mediante su oxidación catalítica con aire (proceso Deacon, empleando cloruro de cobre (II) como catalizador).



El cloro así obtenido se adicionaba a la propia sosa, para producir “las lejías de blanqueo” que demandaban las industrias textil y papelera. Sin embargo, en la época de desarrollo del método Leblanc, las necesidades de cloro no eran aun lo suficientemente elevadas, como para dar salida mediante esta aplicación, a todo el ácido clorhídrico producido en el proceso.

(5) Gimeno Muntadas, F., 1981. Historia de la contaminación química y la química de la contaminación. (Historia de la Química). Madrid. R.A.C.E.F. y N.

La puesta a punto de las instalaciones industriales con tecnología Leblanc, constituyó el capítulo más importante del desarrollo de la gran industria química, el nacimiento de la industria química científica⁽⁶⁾, ya que gracias al impulso inicial que originó la industria de la sosa, fueron enlazándose unas ramas de la industria química con otras. No debemos olvidar que el sulfato sódico, producto intermedio en nuestro proceso, era a su vez subproducto de la fabricación del ácido clorhídrico, por acción del ácido sulfúrico sobre la sal común, y por ello, de alguna manera, con el proceso Leblanc comienza a integrarse la producción de los ácidos clorhídrico y sulfúrico, y la propia sosa⁽⁷⁾.

Como resumen de lo expuesto, podemos decir, que si bien el balance de resultados para el método Leblanc fue altamente positivo —ya que no en vano con él nació la gran industria química moderna—, la presencia de subproductos —sulfuro cálcico y clorhídrico— de difícil eliminación y sin posibilidad de empleo rentable, junto con el gran coste energético exigido, para lograr las elevadas temperaturas de operación, obligaron a idear otros procedimientos de obtención de sosa más baratos y menos contaminantes.

La solución a los problemas planteados en la fabricación de la sosa por el método de Leblanc, fue lograda brillantemente por el químico belga Ernesto Solvay, nacido en 1838 y fallecido en Bruselas en 1922. A diferencia del malogrado químico francés, el belga pudo crear un emporio industrial y ejercer una meritoria labor filantrópica en el campo de la educación. Preocupación ésta última, quizá debida a no haber podido seguir en su niñez estudios reglados y adquirir una educación completa, a causa de su precaria salud.

El padre de Solvay se dedicaba a la refinación de la sal y por ello nuestro gran químico, creció rodeado de la atmosfera que envuelve las instalaciones de la química industrial; leyó copiosamente y experimentó en química y electricidad, colaborando con un familiar cercano que dirigía una *fabrica de gas de alumbrado*, en la que se originaba *amoníaco*, por entonces un molesto residuo.

Según Asimov⁽⁸⁾, Solvay puso a punto con éxito, varios métodos para purificar el gas de alumbrado, —mejorando así su fabricación— y de paso encontró utilidad para el subproducto que le acompañaba. Observó que el agua que se utilizaba para lavar el gas, absorbía amoníaco y anhídrido carbónico, y se propuso concentrar este amoníaco para obtener un posible subproducto útil. Por calentamiento suave extraía del líquido de lavado el amoníaco, que posteriormente disolvía en pequeñas cantidades de agua enfriada. Por alguna razón decidió utilizar como líquido de lavado una solución salina en vez de agua, y

(6) Costa López, J. y otros. 1993. *Curso de Química Técnica*. Barcelona Ed. Reverté.

(7) Papp, D.; Babini, J., 1955. *El siglo del iluminismo*. Buenos Aires. Espasa Calpe Argentina.

(8) Asimov, I.; Op. cit.

observó que el amoniaco y el dióxido de carbono, formaban un precipitado que resultó ser de bicarbonato sódico. En seguida comprendió la importancia de este proceso, ya que por aquel entonces, el bicarbonato se obtenía a partir del cloruro sódico, mediante el método Leblanc que como sabemos requería de elevadas temperaturas y un coste elevado.

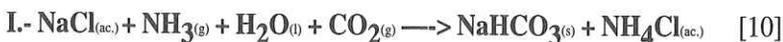
Solvay patentó su procedimiento en 1861, fundando en 1863 una Compañía para la fabricación de bicarbonato sódico, y a lo largo del siglo XIX, la fabricación de carbonato sódico por el método Leblanc, cuya última instalación se clausuró en 1915, fue poco a poco desplazada por el *método Solvay*, procedimiento por el que se sigue obteniendo en la actualidad la sosa a escala mundial. Por ello al carbonato sódico se le conoce comercialmente como *sosa Solvay*.

Desde un punto de vista global, el método ideado por Solvay tiene por objetivo lograr la reacción entre el cloruro sódico y el carbonato cálcico (piedra caliza), materias primas abundantes y baratas, para obtener como productos sosa y cloruro cálcico:

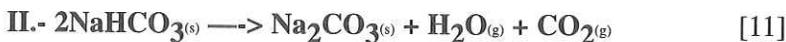


Como éste proceso no es posible llevarlo a cabo directamente en disolución, ya que la insolubilidad del carbonato cálcico, desplaza el equilibrio en disolución, casi completamente a la izquierda, fue necesario idear una serie de etapas intermedias:

1ª) Precipitación del bicarbonato sódico por reacción del cloruro sódico con dióxido de carbono, en presencia de amoniaco, en disolución acuosa:



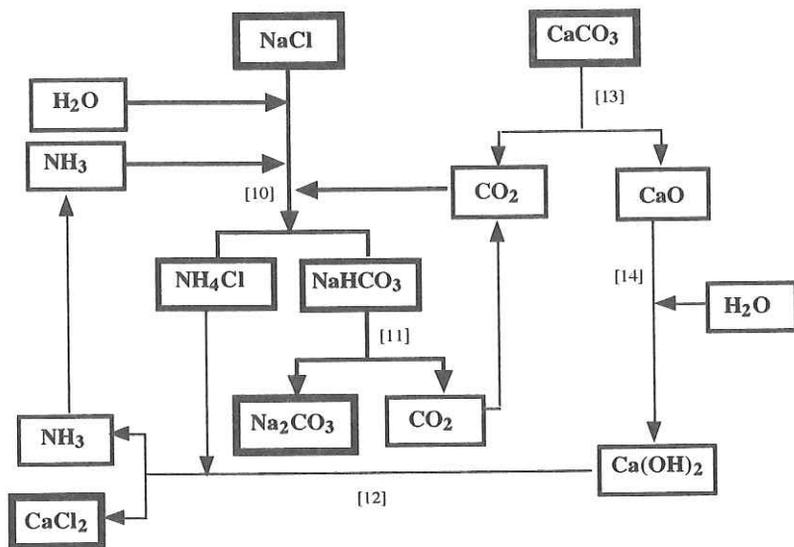
2ª) Descomposición térmica del bicarbonato sódico formado:



este proceso es el mismo que empleaba el método Leblanc [4], en la etapa de purificación de la sosa obtenida.

El esquema de reacciones necesarias para que el proceso de fabricación se lleve a cabo, constituye casi un ciclo cerrado, con las únicas entradas y salidas de los compuestos indicados, pudiendo considerarse globalmente el proceso como el tratamiento de una disolución acuosa de salmuera amoniacal con dióxido de carbono. Desde un punto de vista químico el proceso de obtención de la sosa por el método Solvay solo implica reacciones ácido-base, y de precipitación, en el que además y como una gran ventaja, los productos que se obtienen en un proceso intermedio, se reciclan o se emplean en el siguiente. En el cuadro

se esquematiza el proceso global de fabricación, y se explicitan los procesos químicos involucrados. Con trazo más intenso se encierran las materias primas y los productos finales; con trazo más débil los productos intermedios. Los procesos principales se señalan con trazo más grueso, y los de reciclaje de productos con trazo más fino.



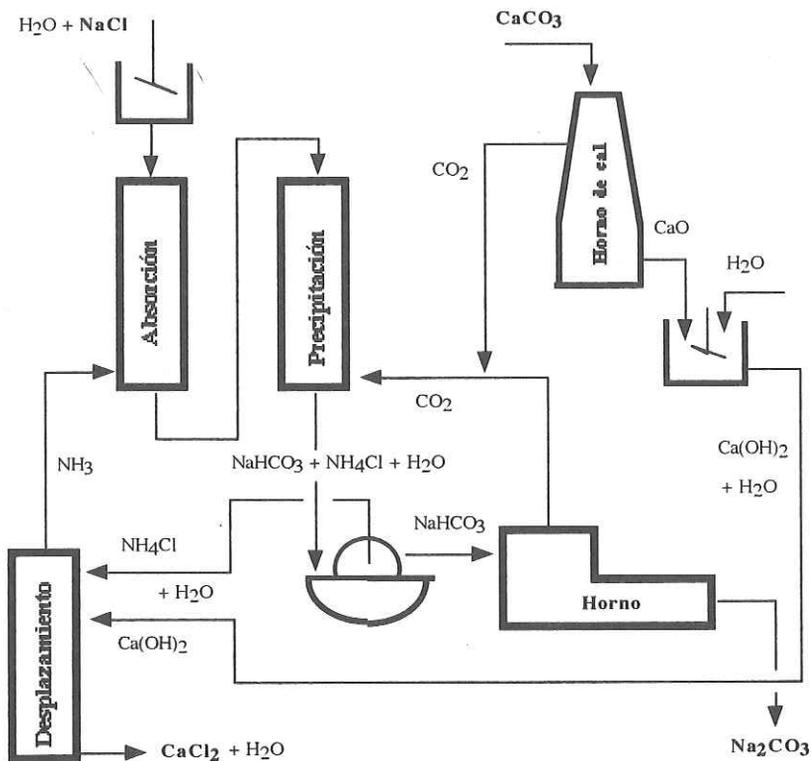
La calcinación del carbonato cálcico [13] proporciona el dióxido de carbono que precisa el proceso de carbonatación de la salmuera [10], y óxido de calcio, que transformado en el hidróxido correspondiente [14], se emplea para recuperar el amoníaco [12], a partir del cloruro amónico formado en el proceso principal [10]. El bicarbonato sódico originado en dicho proceso, se calcina [11] para proporcionar el producto final, el carbonato sódico o sosa, y dióxido de carbono, que se recicla para volverlo a utilizar, junto con el que se produce por calcinación de la caliza, en el proceso de carbonatación.

Una descripción elemental de una instalación Solvay nos llevaría a decir que el equipo industrial básico consta de tres torres o columnas (*Absorción, Precipitación y Desplazamiento*), un *horno* para la descomposición del bicarbonato sódico, un *horno de cal* en el que descomponer piedra caliza, un *filtro de tambor* para la separación del bicarbonato formado, un *equipo de ablandamiento de agua y purificación de la salmuera*, y otro para la *preparación de lechada de cal*.

A la *torre de absorción* se le adiciona por su parte superior una disolución saturada de cloruro sódico y por la inferior se le inyecta una

corriente de gas amoníaco; por su fondo se separa la disolución saturada de cloruro sódico y amoníaco, denominada salmuera amoniacal. Esta disolución se lleva a la parte superior de la *torre de precipitación*, en la que se produce la reacción [10], al inyectar por su parte inferior una corriente de dióxido de carbono. La suspensión constituida por el bicarbonato sódico precipitado y la disolución acuosa de cloruro amónico, sale por la parte inferior de la torre de precipitación y se lleva a un *filtro de tambor* que permite la separación de ambas fases. La fase sólida constituida por el bicarbonato sódico, una vez lavada con agua y escurrida se alimenta a un *horno* donde se procede a su *descomposición térmica* [11]. Por un lado se separa directamente la sosa y por otro, se obtiene dióxido de carbono que se recicla a la torre de precipitación, junto con la aportación necesaria del mismo producto, y que procede del horno de cal.

En el *horno de cal* se descompone térmicamente la piedra caliza [13], para obtener el dióxido de carbono que se alimenta a la instalación y la cal viva que se precisa para preparar lechada de cal [14], con la que recuperar el amoníaco en la *torre de desplazamiento*, mediante el proceso [12].



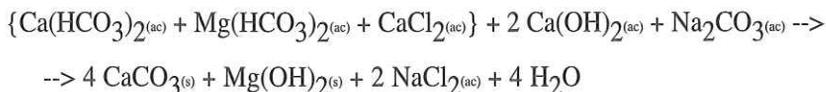
Siguiendo al Prof. Morcillo⁽⁹⁾, y para mejor comprender el procedimiento de fabricación de la Sosa Solvay, vamos a considerar cinco grandes etapas:

- 1º) Preparación de la salmuera amoniacal
- 2º) Carbonatación y precipitación del bicarbonato sódico
- 3º) Calcinación
- 4º) Recuperación del amoniaco
- 5º) Producción del gas carbónico y de la cal apagada

1º) Preparación de la salmuera amoniacal

En principio bastaría con preparar una disolución acuosa saturada en frío de cloruro sódico, comúnmente denominada “salmuera”, en la que posteriormente se absorbería amoniaco. Sin embargo, la normal presencia de impurezas tanto en el agua –principalmente sales solubles de magnesio y calcio (sulfatos y carbonatos ácidos de magnesio y de calcio, y cloruro cálcico)–, como en la sal de partida, obliga a proceder previamente a su eliminación, pues de lo contrario la alcalinización posterior de la salmuera, al disolver en ella el amoniaco, ocasionaría la indeseable precipitación de hidróxidos y carbonatos de calcio y magnesio, que contaminarían el producto final. Por ello, el primer paso en la realización industrial del proceso consiste en la *purificación de la salmuera*.

En general, la purificación de las materias primas es muy conveniente y a veces esencial en la mayoría de los procesos industriales, para evitar las complicaciones que pueden ocasionar la presencia de reacciones secundarias no deseables. En nuestro caso, la purificación de la salmuera se hace por adición a la misma, de hidróxido cálcico y carbonato sódico, para eliminar los iones magnesio y calcio contaminantes, que precipitan en forma de hidróxido de magnesio, y carbonato cálcico, que se separan por decantación y posterior filtración. El proceso de purificación es análogo al que se utiliza para el ablandamiento de aguas duras, por el método de la cal sodada (cal apagada o hidróxido cálcico, con sosa o carbonato sódico)

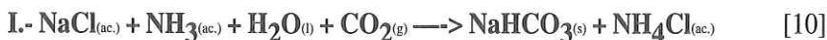


(9) Morcillo, J., 1983. Temas básicos de química. Madrid, Alhambra Universidad.

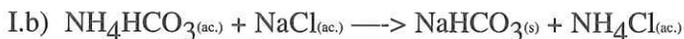
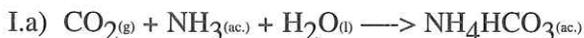
La salmuera purificada, una vez filtrada mediante un *filtro prensa* pasa a la **torre de absorción** de amoníaco, torre cilíndrica alta, con material de relleno, para que la disolución que se introduce por su parte superior, descienda lentamente y presente una gran superficie de contacto con el amoníaco gaseoso, que se inyecta en contracorriente por la parte inferior. De esta forma se consigue tener una solución saturada de cloruro sódico y amoníaco, que se conoce como **salmuera amoniacal**.

2º) Carbonatación y precipitación del bicarbonato sódico

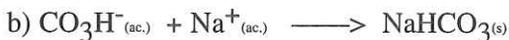
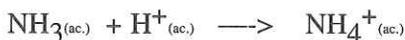
Una vez obtenida la salmuera amoniacal, se traslada a la parte superior de una segunda torre de absorción, llamada **torre de precipitación**, en la que por su parte inferior se inyecta una corriente de dióxido de carbono. En esta torre tiene lugar la precipitación del bicarbonato sódico, poco soluble en agua, según la reacción global:



proceso global que puede descomponerse en dos procesos parciales. En el primero, el dióxido de carbono reaccionaría con el amoníaco disuelto, formando bicarbonato amónico, producto que, en una segunda etapa, reaccionaría con la disolución saturada de sal común, de la que precipita el bicarbonato sódico, y queda en solución cloruro amónico.



En realidad la misión del amoníaco es lograr que el equilibrio I.a), se desplace hacia la formación de bicarbonato amónico, pues de lo contrario no habría suficiente concentración de iones CO_3H^- para lograr la precipitación posterior del bicarbonato sódico. Este efecto se comprende fácilmente, admitiendo la formación de iones amonio, por la combinación del amoníaco con los protones que proceden de la primera disociación del ácido carbónico:



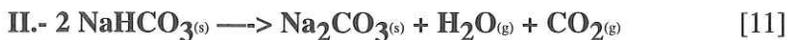
o bien teniendo en cuenta la reacción ácido-base



El bicarbonato sódico sólido formado en la *torre de precipitación*, se extrae en forma de suspensión por la parte inferior y se separa después, de la disolución de cloruro amónico mediante un filtro de tambor. Debe cuidarse que la temperatura de la torre de precipitación se mantenga a 55 °C, porque ésta temperatura favorece la formación del carbonato ácido de sodio.

3º) Calcinación

El bicarbonato sódico sólido obtenido en el proceso anterior, (en caso de ser necesario, se purifica por recristalización) se lava con poca agua para eliminar los posibles restos de cloruro amónico y se calcina en un horno rotatorio, a temperaturas próximas a los 180 °C, a las que tiene lugar la siguiente reacción:



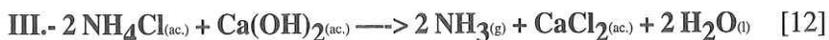
En este proceso no solo se obtiene el producto final buscado (Na_2CO_3), sino que además se desprende dióxido de carbono, que se recicla devolviéndolo de nuevo a la torre de precipitación. La sosa calcinada obtenida se vende como tal, o se disuelve en agua caliente y después previa concentración y enfriamiento, se cristaliza como *crystal de sosa* ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$). Este producto debe almacenarse en locales húmedos y bien tapado, pues expuesto al aire seco pierde agua de cristalización –florece– y se transforma en un polvo blanco ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Por el contrario, la sosa calcinada o *ceniza de sosa* debe conservarse en lugares secos, ya que de lo contrario se transforma fácilmente en el monohidrato por captación de humedad del aire⁽¹⁰⁾.

4º) Recuperación del amoniaco

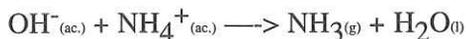
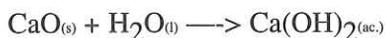
Desde un punto de vista económico, la recuperación del amoniaco utilizado en la preparación de la salmuera amoniacal, es una parte muy importante del método Solvay, sobre todo si tenemos en cuenta que en la etapa de puesta a punto del procedimiento de fabricación de la sosa, el amoniaco era un producto escaso y caro, procedente en gran medida de la destilación seca del carbón (fabricación de gas de alumbrado).

(10) Tegeder, F.; Mayer, L., 1967. *Métodos de la industria química*. Barcelona Reverté.

El amoníaco gaseoso aportado al sistema en la *torre de absorción*, sale de la *torre de precipitación* transformado en disolución acuosa de cloruro amónico, previa separación en un filtro de tambor del bicarbonato sódico precipitado. Dicha disolución se lleva a una *torre de desplazamiento* o de recuperación en la que se introduce simultáneamente *lechada de cal* o *cal apagada* (suspensión y disolución acuosa de hidróxido cálcico), que en caliente desplaza fácilmente el amoníaco (base mas débil y volátil), según la siguiente reacción global:



proceso que puede ser interpretado en los siguientes términos:



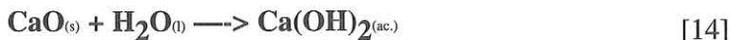
El amoníaco desprendido se recicla, llevándolo de nuevo a la *torre de absorción* para preparar la salmuera amoniacal. La disolución acuosa de cloruro cálcico es el único subproducto del proceso global de fabricación de la sosa, y si la fabrica se sitúa junto al mar o a algún río, se puede eliminar sin problemas ni daño de ningún tipo al medio ambiente. También puede obtenerse a partir de ella por evaporación, cloruro cálcico anhidro que se utiliza principalmente como desecante, para preparar disoluciones refrigerantes, para retener el polvo de carreteras sin pavimentar en el verano —aprovechando su carácter delicuescente—, derretir el hielo en carreteras y para la obtención de calcio.

5º) Producción del gas carbónico y de la cal apagada

El dióxido de carbono (*gas carbónico*) necesario para el proceso de carbonatación, así como el hidróxido cálcico (*cal apagada*) preciso para preparar la lechada de cal, que se utiliza en la recuperación del amoníaco, se producen en la misma fabrica por calcinación entre 600 y 700 °C, de carbonato cálcico (*piedra caliza*), en un horno de cal. El proceso de descomposición que se produce es el siguiente:



El gas liberado después de lavado con agua, se lleva directamente a la *torre de precipitación*; mientras que el óxido de calcio (*cal viva*) se trata con agua, con la que reacciona enérgicamente para producir hidróxido cálcico:



La disolución y suspensión resultante (*lechada de cal*) una vez tamizada, para que la suspensión sea de grano fino, se introduce en la *torre de desplazamiento* para recuperar el amoniaco.

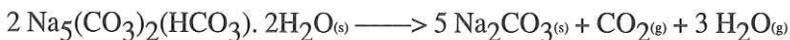
Si examinamos globalmente el proceso Solvay podemos observar como mediante una serie de ingeniosos procesos parciales, realmente sencillos desde el punto de vista químico, se transforman las materias primas, cloruro sódico, y carbonato cálcico, en el producto deseado, carbonato sódico, y en el subproducto cloruro cálcico, realizándose por etapas la reacción global [9], imposible de llevar a cabo directamente. La descomposición de la caliza [13] y la adición del amoniaco [10] son “habilidades técnicas”. Las materias primas se utilizan casi cuantitativamente, y se precisa un consumo energético muy pequeño, sobre todo en comparación con el que se requería en el método francés. Por ello, el método Solvay mucho más económico, desbancó en menos de cincuenta años al método Leblanc, que ya contaba con más de cien años de experiencia, y en la actualidad existen en todos los países del mundo infinidad de instalaciones del procedimiento Solvay.

Este procedimiento es un ejemplo de economía industrial, ya que parte de materias primas abundantes y de bajo coste, y precisa un aporte energético no muy elevado. Por ello, en los años que coexistieron ambos procesos, la sosa Solvay valía un tercio de la otra, y en consecuencia la suerte estaba echada para el procedimiento francés. Del proceso Leblanc quedó una innovadora tecnología aun disponible –obtención de sulfato potásico, a partir del cloruro potásico abundante en la naturaleza, pero no apto como fertilizante del tomate–, y una contribución de primer orden al progreso humano, pero con el método Solvay la sosa dejó de estar unida al deterioro del medio ambiente.

La gran genialidad de Solvay estribó en llevar a buen término el estudio técnico de la reacción [9], y en el desarrollo de los equipos necesarios para llevarla a cabo industrialmente. Si Leblanc logró desarrollar una tecnología que permitió realizar en fase solida o fundida las oportunas reacciones [1], [2]. Solvay logro trabajar en fase líquida y gaseosa. Diseñó torres de absorción con relleno, logró el manejo de grandes volúmenes de líquido en proceso continuo, utilizó filtros rotativos para separar líquidos y sólidos, etc. La expansión de la tecnología Solvay fue rapidísima, primero por que desaparecieron los problemas –económicos y de contaminación– que acompañaban al proceso Leblanc, y segundo por el enorme talante comercial y empresarial de Solvay, que como ya hemos dicho tuvo un final muy distinto al del modesto francés que le precedió fabricando sosa. Es tan grande la aportación de Solvay, que tuvieron que pasar bastantes años, como lo fue hasta lograr la síntesis industrial del amoniaco, para encontrar una aportación tan espectacular a la tecnología química, como lo es el procedimiento por él ideado.

El problema para la expansión de la nueva tecnología, en los primeros años de fabricación industrial de la sosa por el procedimiento Solvay, fue la escasa disponibilidad de amoníaco. Cuando la creciente demanda de sosa hizo que las fabricas de gas del alumbrado no fueran capaces de suministrar el suficiente amoníaco, se recurrió al obtenido en las coquerías, cada vez más abundantes en una Europa que se industrializaba rápidamente y demandaba cantidades crecientes de acero. Por ello, tanto entonces por su escasez relativa, como ahora por ser el mas caro de los reactivos utilizados, la recuperación y la economía del amoníaco es el eje central del proceso; si bien en esquema teórico el proceso funciona en ciclo cerrado, siempre existen inevitables pérdidas.

En la actualidad se buscan procedimientos para la obtención del carbonato sódico, que minimicen tanto el costo del amoníaco —que el proceso Solvay precisa—, como los problemas de la eliminación de los efluentes de cloruro cálcico. El descubrimiento en los Estado Unidos, en Wyoming, de importantes depósitos de un mineral llamado *trona*, cuya composición responde a la de una sal hidratada a base de carbonato y bicarbonato sódico, permite la obtención de sosa, por simple descomposición térmica, sin necesidad de recurrir a procedimientos químicos. Una vez molida la trona sólida, se somete a fuerte calefacción, con lo que se logra la transformación de la componente bicarbonato en el carbonato correspondiente y la eliminación de dióxido de carbono y agua⁽¹¹⁾.



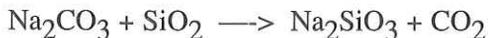
El carbonato obtenido se disuelve en agua y la disolución resultante se purifica por filtración; de ella se recupera el carbonato sódico por cristalización, en forma de carbonato sódico decahidrato, a partir del cual y por calefacción se puede obtener la sal anhidra.

Aplicaciones de la sosa

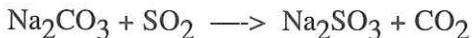
Las aplicaciones industriales de la sosa son muy diversas y están basadas fundamentalmente en las propiedades del carbonato sódico como base moderadamente débil, que lo convierte en un agente de neutralización de ácidos de gran difusión en el campo de la química industrial; además, constituye una apreciable fuente de oxido de sodio. En forma de cristal de sosa se utiliza en la fabricación de jabones, en

(11) Greenwood, N.N.; Earnshaw, A..1995. Chemistry of the elements.Oxford. Butterworth-Heinemann.

la industria papelera y textil, en el ablandamiento de aguas duras, y para preparar compuestos inorgánicos (carbonatos y sales sódicas). Por fusión con sílice, alúmina, y otros óxidos origina silicatos o aluminatos sódicos, vidrios y esmaltes.



Su capacidad de reacción con el dióxido de azufre, le permite ser utilizado para reducir la contaminación que de este gas nocivo ocasionan las centrales que queman fuel.



el sulfito sólido puede ser eliminado por filtración o precipitación.

Una aplicación muy importante es su *caustificación* con cal⁽¹²⁾ para obtener sosa cáustica, haciendo reaccionar la disolución del carbonato sódico, con lechada de cal:



El hidróxido sódico así obtenido, es un producto que compite con el que se produce en la electrólisis de disoluciones acuosas de cloruro sódico, bien como coproducto de la fabricación de cloro, o como subproducto en dicha industria. De hecho, al ser la sosa caustica más difícil de transportar que la sosa Solvay, las fábricas importantes que necesitan la primera, se surten de la segunda y obtienen la sosa caustica por caustificación de su disolución acuosa de carbonato sódico. Se opera a 100 °C para facilitar la velocidad de transformación y la filtración posterior del precipitado obtenido. Las disoluciones de sosa caustica se concentran por evaporación hasta la riqueza necesaria, y a partir de ellas –forzando la evaporación– se obtiene el producto sólido. El carbonato cálcico una vez lavado y secado, se utiliza como materia prima, para por calcinación obtener, el óxido de calcio necesario para preparar la lechada de cal que se precisa.

(12) Vian Ortuño, A., 1980. *Introducción a la Química Industrial*. Madrid. Alhambra Universidad.