PROPUESTA PARA LA UTILIZACIÓN EXPERIMENTAL DEL ÓXIDO E HIDRÓXIDO DE ZINC EN LAS ENSEÑANZAS MEDIAS

Autores: Martínez-Troya, D.[1], Martín-Pérez, J.J.[2]

RESUMEN

A pesar de que el zinc es un metal de postransición y de que su óxido y su hidróxido sean ambos de color blanco, lo que resta atractivo para los niveles de enseñanzas medias con los que trabajamos, ambos compuestos resultan de gran interés sobre todo por sus aplicaciones inmediatas y no sólo para la diferenciación que permiten entre óxido e hidróxido. En este artículo se presentan diferentes formas de obtener ZnO y se ofrecen sus variados aspectos según el método empleado para obtenerlo. Además se elabora tanto la calamina como la masilla dental que forma con el geraniol.

Palabras clave: Óxido de zinc; Hidróxido de zinc; Calamina; Geraniol.

ABSTRACT

Althought zinc is a postransition element and its oxide and hydroxide are both of white colour, a fact that reduces the interest in our middle school, they are still of great practical interest for their immediate applications, and not only for permitting a differentiation between its oxide and hydroxide. In this paper we present different ways for obtaining ZnO and offer its varied looks depending on the method of synthesis. Also we elaborate calamine and zinc oxide-geraniol dental cement.

Key words: Zinc oxide; Zinc hydroxide; Calamine; Geraniol.

INTRODUCCIÓN Y JUSTIFICACIÓN

Siguiendo nuestra línea de trabajo en la que exploramos a nivel de laboratorio de Secundaria y Bachillerato los óxidos e hidróxidos de los elementos de la 1ª serie de transición, no encontramos con el zinc, un metal que sin ser de transición ofrece algunas características interesantes precisamente por el contraste que represente respecto a los coloreados óxidos e hidróxidos de transición, lo que puede ser interesante a la hora de que nuestro alumnado diferencie las características electrónicas de los metales de transición respecto a los del resto de la tabla periódica. En este sentido, el color blanco del óxido de zinc y del hidróxido supone un buen contraste cuando hacemos hincapié en las particularidades de los elementos de transición, en los que el color se presenta como una de las más asequibles. Basta para ello comparar las diferencias existentes respecto a

[1] Daniel Martínez Troya vaergael@gmail.com
[2] Juan Jesús Martín Pérez. Departamento de Física y Química, IES. Zaframagón (Olvera)

los óxidos e hidróxidos del cobre, un metal que se encuentra justo antes en el mismo periodo.

El principal fenómeno que permite estudiar este metal es el carácter anfótero de su hidróxido, que se forma a medida que vamos aumentando el pH de una disolución ácida, permaneciendo como un precipitado gelatinoso, que se redisuelve al añadir más base.

Al margen de todo ello, las interesantes aplicaciones del óxido de zinc permiten fácilmente ilustrar cómo la química básica tiene una importancia crucial en nuestras vidas, empleando ejemplos tan concretos como la elaboración de cemento dental o la anteriormente tan utilizada calamina.

Paralelamente, la facilidad con la que el ZnO cambia de color dependiendo del déficit de oxígeno existente en su estructura nos permitiría justificar la variabilidad de color que presentan muchos de los compuestos puros en química y que aparentemente deberían ser invariablemente de un mismo color.

DESCRIPCIÓN DE LA ACTIVIDAD

Nuestra actividad tiene como finalidad facilitar la diferenciación entre los óxidos y los hidróxidos, por lo que sugerimos desarrollarla de manera paralela a las sesiones de formulación y nomenclatura inorgánica. De cualquier forma y siguiendo nuestra línea de pensamiento, que nos dirige a plantearnos todo trabajo de laboratorio como algo interesante en sí mismo, se puede incorporar a cualquier curso de Física y Química por su simplicidad y espectacularidad.

Partimos de limaduras de zinc que disolveremos en ácido sulfúrico no demasiado concentrado, para trabajar en condiciones análogas a las de otros artículos que ya hemos publicado. Una vez tenemos el Zn^{+2} en medio ácido pasaremos a formar el $Zn(OH)_2$ como un precipitado gelatinoso de color blanco que se disuelve a medida que añadimos sosa y aumenta el pH del medio. Después dejaremos cristalizar el cincato de sodio que se ha formado y calentándolo hasta descomposición podemos obtener el ZnO (s).

De la misma manera partimos de limaduras de zinc y las oxidaremos al aire empleando para ello el mechero de gas, lo que nos permitirá obtener ZnO de otra manera, con un aspecto muy diferente.

Finalmente partiremos de limaduras de zinc disueltas en medio básico sobre el que añadiremos $NaHCO_3$ en disolución acuosa, e iremos adicionando un poco de ácido para que se forme el $ZnCO_3$ en forma de calamina, que se descompondrá térmicamente formando un ZnO blanco que utilizaremos para elaborar el cemento dental.

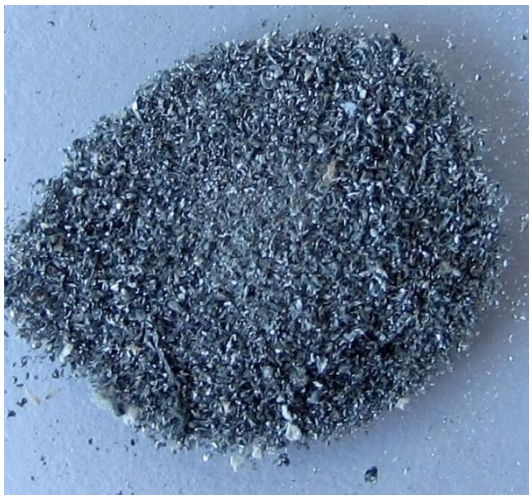
DESARROLLO DE LA ACTIVIDAD

A) DISOLUCIÓN EN MEDIO ÁCIDO DE LIMADURAS DE ZINC

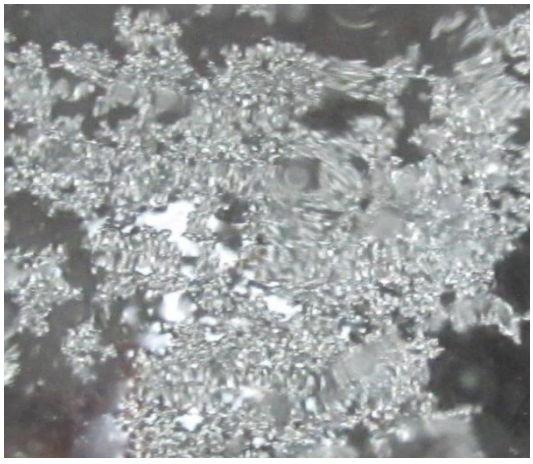
La palabra disolución quizás no sea muy adecuada para definir el proceso por el cual el zinc metálico pasa a la disolución acuosa como Zn^{+2} ya que hay un proceso de óxido-reducción que es el responsable de su «disolución», pero habitualmente nos referiremos a dicha reacción como disolución, teniendo siempre en cuenta que lo que ocurre es una reacción química en toda regla y no una simple dilución como la que se produce entre una sal y el agua.

La reacción sería[3]:

$$Zn\ (s) + H_2SO_4\ (ac.) \rightarrow ZnSO_4\ (ac) + H_2\ (g)$$



Si hubiéramos empleado ácido sulfúrico concentrado hubiéramos obtenido como productos algunos derivados de azufre como el S, el SO_2 o el H_2S[4] según las diferentes reacciones rédox que se diesen. La disolución de zinc en ácido sulfúrico diluido no es rápida aunque se puede acelerar calentando la disolución ácida de manera que se favorezca la reacción. Se suele calentar de 80 a 100ºC para optimizarla[5].



A medida que la reacción de óxido-reducción se va llevando a cabo se percibe el desprendimiento de hidrógeno gaseoso desde la parte inferior del erlenmeyer. Podemos observar cómo se forman miles de pequeñas burbujas de H_2 (g) alrededor de las limaduras del metal que incluso acaban subiendo arrastradas por las burbujas adheridas. El fenómeno es tan curioso como llamativo. Se puede

[3] Bulatovic, S.M., Handbook of Flotation Reagents: Chemistry, Theory and Practice: Volume 1, Elsevier, Amsterdam, 2007, p.59.
[4] Moody, B., Comparative Inorganic Chemistry, Edward Arnold, 3ª Edición, Londres, 1991, p. 484.
[5] Bulatovic, S.M., op.cit. p. 59.

comprobar los pequeños estallidos del hidrógeno en la boca del erlenmeyer acercándole una llama con el mechero. De esta manera comprobamos que la reacción de disolución del Zn metálico se está llevando a cabo. En la imagen, a pesar de la turbidez causada por la curvatura del erlenmeyer, se pueden apreciar las burbujas de gas hidrógeno, que han provocado que las limaduras se levanten y cubran la superficie del agua.

B) EL ACUOCOMPLEJO DE ZINC

El complejo de zinc que se forma es el tetraacuozinc $[Zn(H_2O)_4]^{+2}$ que es incoloro al carecer de huecos disponibles para los electrones *d* responsables de los llamativos colores de los complejos de transición [6]. Es interesante remarcar primero la diferencia en el número de coordinación que pasa de 6 a 4 al pasar del Cu^{+2} al Zn^{+2} al carecer de estabilización del campo de ligandos y segundo en el color, que pasa de celeste a incoloro.

Sobre esta disolución añadiremos una disolución de NaOH concentrada para que poco a poco se vaya formando el $Zn(OH)_2$ en forma de precipitado blanco que permanece en suspensión.

C) FORMACIÓN DEL HIDRÓXIDO DE ZINC

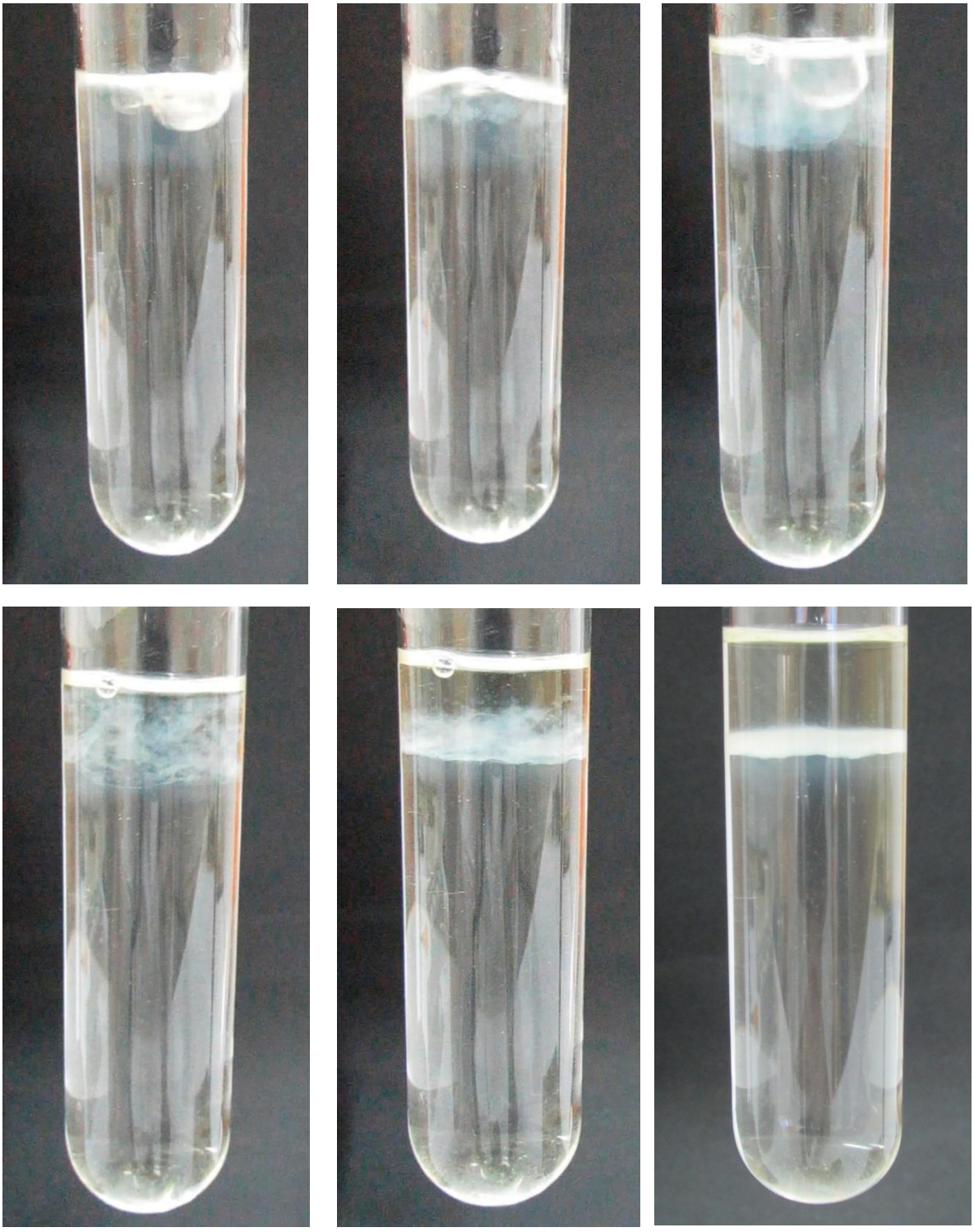
A medida que añadimos una disolución de NaOH concentrada a la disolución ácida anterior, se va neutralizando y formando Na_2SO_4 que queda en disolución, hasta que el pH sube lo suficiente como para que aparezca el $Zn(OH)_2$ en forma de sustancia blancuzca y gelatinosa que se mantiene por densidad formando una capa definida del hidróxido que desaparece al agitar así como al aumentar la basicidad del medio. La estructura real del hidróxido en disolución es $Zn(H_2O)_2(OH)_2$ por lo que la reacción de formación es[7]:

[6] Christen, H.R., Fundamentos de la química general e inorgánica, Volumen I, Editorial Reverté, Barcelona, 1986, p. 762

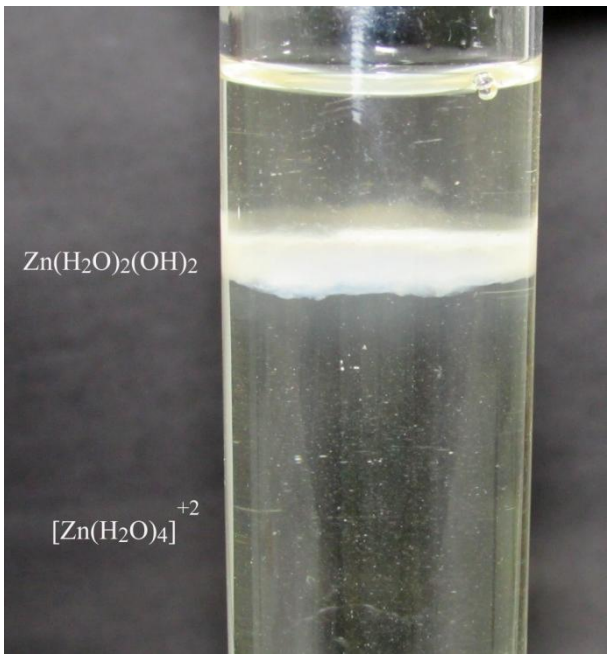
[7] Bailar, J.C., Moeller, T., Kleinberg, J., Química Básica, Editorial Alhambra, Madrid, 1968, p.255.

$$[Zn(H_2O)_4]^{+2} + 2OH^- \rightarrow Zn(H_2O)_2(OH)_2 + 2H_2O$$

Así el complejo de zinc actuaría como ácido captando los grupos hidroxilos que hemos añadido gota a gota. Podemos seguir el proceso gracias a esta serie de imágenes.



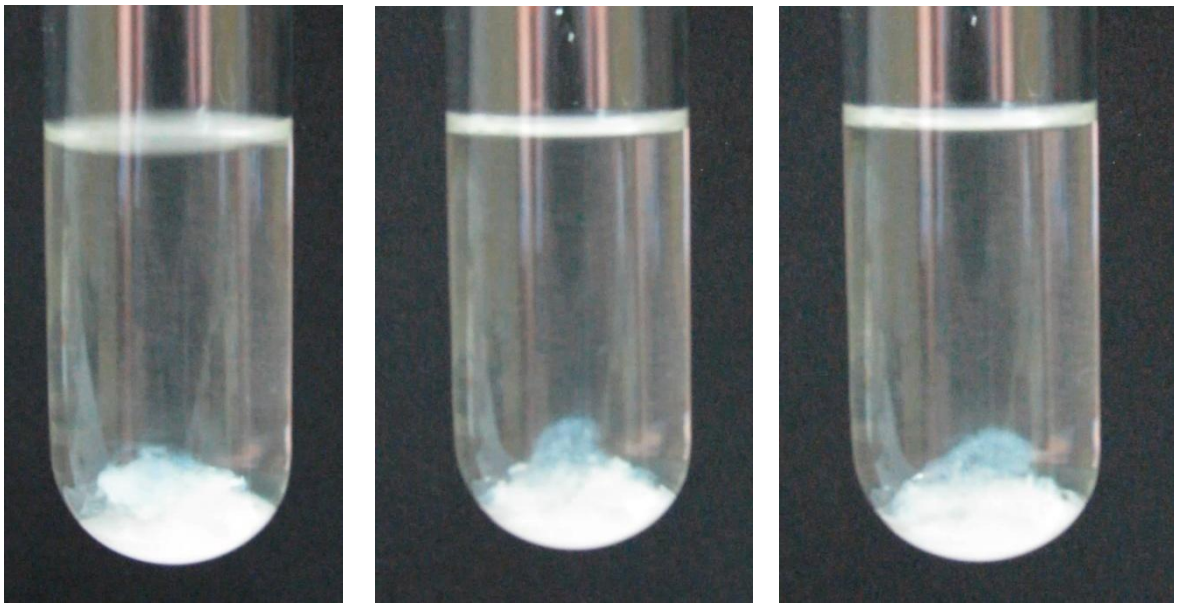
Aquí se ve perfectamente la capa de hidróxido de zinc que se ha formado a media altura. Si seguimos añadiendo base acaba disolviéndose para formar el anión zincato $[ZnO_2]^{-2}$ que son solubles y que por tanto dejan de nuevo la disolución transparente.



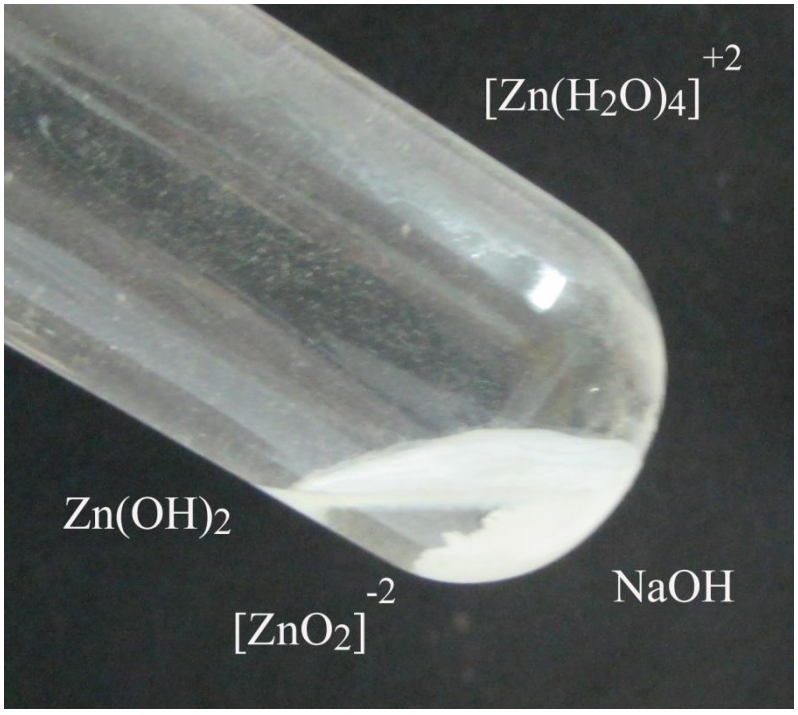
D) FORMACIÓN DEL HIDRÓXIDO DE ZINC CON ESCAMA DE SOSA

Como venimos haciendo en esta serie de trabajos sobre óxidos e hidróxidos, vamos a añadir sobre la disolución ácida de $[Zn(H_2O)_4]^{+2}$ unas escamas de sosa, de manera que el aumento del pH se produzca en un gradiente que va desde el fondo de máxima basicidad hasta la superficie superior de máxima acidez. El $Zn(OH)_2$ se va a formar en la zona media creando interesantes formas semejantes a hilos ascendentes.

Hasta que aparecen las formas gelatinosas tan espectaculares del $Zn(OH)_2$.



Al final debido a la diferencia de pH entre las diferentes capas de la disolución es fácil distinguir las diferentes formas en las que tenemos los derivados de Zn, con el zincato incoloro inmediatamente en contacto con la sosa, la capa de hidróxido por encima perfectamente visible gracias a su color blanco y el acuocomplejo de zinc más arriba, donde el pH aún es lo suficientemente bajo.



El hidróxido de zinc es bastante más soluble de lo que pudiera parecer[8], de ahí su aspecto indefinido y de difícil filtración, ya que se va a través de los poros de los papeles de filtro normales.

E) EL CARÁCTER ANFÓTERO DEL HIDRÓXIDO

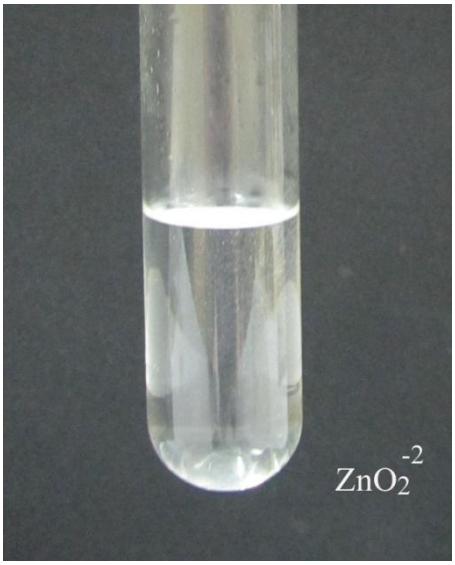
El anión que denominamos zincato y que representamos[9] como $[ZnO_2]^{-2}$ parece ser realmente la especie $[Zn(H_2O)(OH)_3]^-$ según los espectros de Raman[10] por lo que usaremos una u otra representación según nos convenga para explicitar su carácter anfótero. De la misma forma aparece en la bibliografía[11] como $[Zn(OH)_4]^{-2}$

El $Zn(H_2O)_2(OH)_2$ puede captar OH^- para formar $[Zn(H_2O)(OH)_3]^-$ actuando como ácido, pero puede a su vez soltar un grupo OH^- para neutralizar un hidronio H_3O^+ que aparezca en el medio, redisolviéndose en ambos casos para formar especies incoloras en disolución acuosa[12].

$$Zn(H_2O)_2(OH)_2 + 2\ H_3O^+ \rightarrow [Zn(H_2O)_4]^{+2} + 2H_2O \text{ (actuando como base)}$$

$$Zn(H_2O)_2(OH)_2 + 2OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{-2} + 2H_2O \text{ (actuando como ácido)}$$

Lo que proponemos es precisamente recuperar la disolución incolora añadiendo un poco más de base en cualquiera de las disoluciones anteriores donde aparece el $Zn(OH)_2$ formando por tanto el $[ZnO_2]^{-2}$ incoloro que es la especie dominante en medio básico. En este caso no hemos hecho más que agitar hasta dilución completa de la sosa utilizada en el apartado anterior.

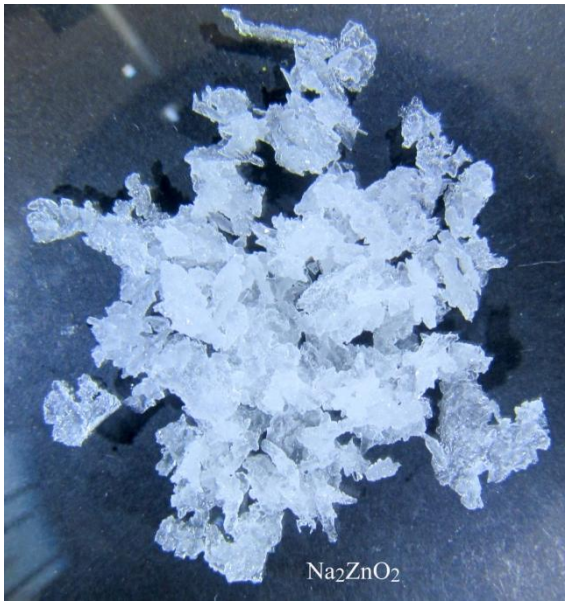


[8] Cotton, F.A., Wilkinson, G., Química Inorgánica Avanzada, Editorial Limusa, México, 1990, p.725.
[9] Ibídem, p.719.
[10] Ibídem, p. 725.
[11] Bailar, J.C., Moeller, T., Kleinberg, J., op.cit.p. 256.
[12] Ibídem, p.256.

F) CRISTALIZACIÓN DEL ZINCATO DE SODIO

Como ya hemos visto la estructura del anión zincato no parece estar clara hasta el punto de que, como hemos visto, aparece como $[ZnO_2]^{-2}$, $[Zn(OH)_4]^{-2}$ o $[Zn(H_2O)(OH)_3]^-$. Se puede ampliar el estudio de su estructura en artículos actualizados[13], que nos permiten concebir al zincato como una estructura mixta de hidróxidos de zinc y de sodio en diferentes proporciones, en la que el zinc mantiene una coordinación tetraédrica.

De cualquier forma nosotros hemos simplemente dejado cristalizar la sal en un cristalizador, colocando en el fondo un plástico alimentario para poder despegar después los cristales formados.



Los cristales de Na_2ZnO_2 o $Na_2Zn(OH)_4$ según se prefiera se han retirado de la disolución madre cuando estaban crecidos y en la imagen se observan a través de los aumentos de una lupa. El color de la sal no puede ser otro que el blanco.

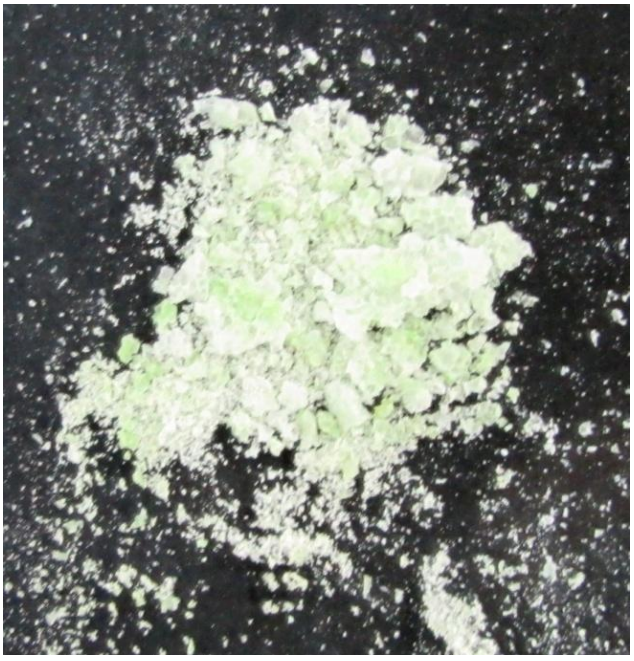
G) OBTENCIÓN DE ZnO POR CALENTAMIENTO DEL ZINCATO

Una vez que tenemos la sal de zinc trataremos de descomponerla térmicamente para obtener el óxido de zinc que es uno de los objetivos de nuestro artículo. El color esperado para el ZnO es el blanco, sin embargo un déficit de oxígeno en su estructura le

[13] Stahl, R., Niewa, R., Jacobs, H., Synthesis and Crystal Structure of $Na_2Zn(OH)_4$, Zeitschrift für anorganische Chemie 625(1):48-50 , 1999.

hace presentar toda una gama de colores que van desde el amarillo, al verde e incluso hasta el pardo[14]. Es particularmente interesante, como ya veremos más adelante la reversibilidad del ZnO blanco a temperatura ambiente con el ZnO amarillo limón a alta temperatura.

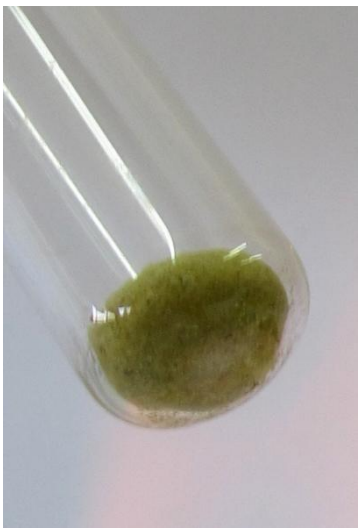
A medida que hemos ido deshidratando la sal, mediante la aplicación suave de calor mediante un secador, hemos ido obteniendo diferentes combinaciones con riqueza creciente en ZnO a partir del zincato. La pérdida de agua atrapada en la cristalización incluso llega a redisolver algunos de los cristales, que quedan aplastados y oscuros adheridos sobre el vidrio de reloj.



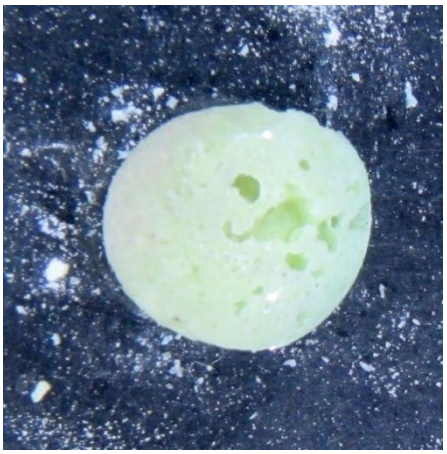
El bonito resultado que hemos obtenido debe ser un producto intermedio entre el zincato y el óxido, y el color verde podría estar asociado a defectos estructurales que, al no ser reversibles con la bajada de la temperatura, o bien están ligados a carencias de oxígeno internas, difícilmente reversibles, o bien son defectos estructurales derivados del proceso de cristalización. Sin embargo lo más probable es que sea fruto de una contaminación de cobre ya que para facilitar la disolución del zinc en medio ácido para obtener el zincato, usamos unos granos de sulfato de cobre como catalizador[15]. A medida que calentamos suavemente el número de los cristalitos con color verde aumenta de forma notoria hasta que al final nos ofrece un precioso color verde agua que recuerda al de muchos de los minerales del cinc, como el de la smithsonita ($ZnCO_3$ cuya variante verde debe su color precisamente a una contaminación de cobre). Esta explicación podría ser la correcta.

[14] Schulz, D. et al., Inductively heated Bridgman method for the grown of zinc oxide single crystals, Journal of Crystal Growth, Volume 310, Issues 7–9, April 2008, Pages 1832–1835.
[15] Burriel, F. et al., Química Analítica Cualitativa, Editorial Paraninfo, 14ª Edición, Madrid, 1992, p.691.

Cuando machacamos y llevamos a la llama del mechero de alcohol el polvo para obtener el ZnO el color que obtenemos no es exactamente blanco, siempre mantiene una leve tonalidad verdosa que no llega a perder nunca a pesar de tratar de que después tratemos de aumentar la concentración de O_2 (g) en aire. A alta temperatura adquiere un color amarillento, lejos del característico amarillo limón, pero reconocible, lo que nos indica que es una mezcla. El cambio de color es tan evidente que nos permite comprobar que tenemos ZnO con impurezas y una buena cantidad de zincato que aún no ha reaccionado al O_2 (g) a causa de que la temperatura suficientemente alta.

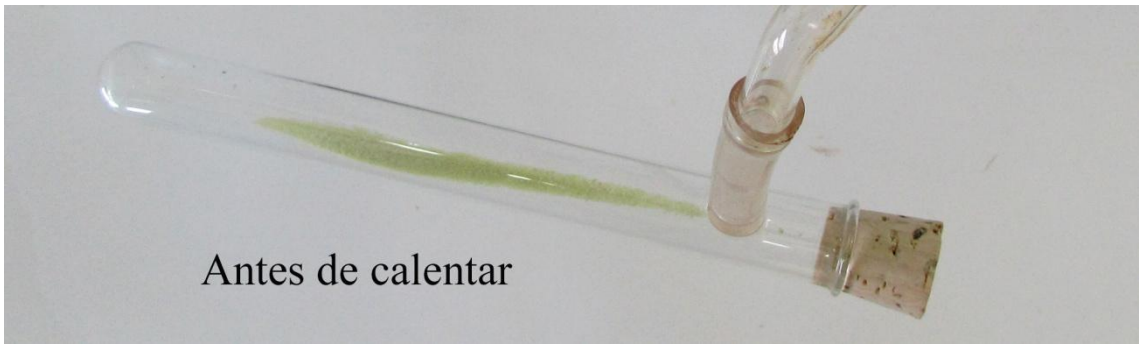


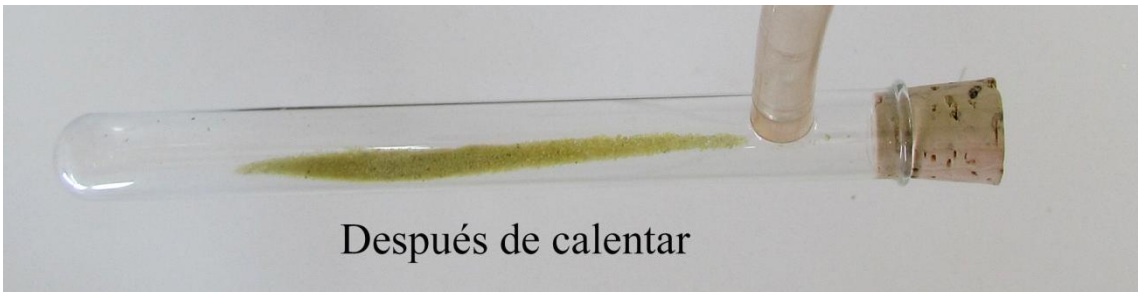
Cuando se enfría, la masa de ZnO se ha convertido en un material duro que cuesta disgregar nuevamente hasta convertirlo en polvo adquiriendo una textura semejante a una pasta vítrea (sin que por ello queramos decir que lo sea). El color amarillo se ha perdido, tal y como esperábamos, pero el verde permanece.

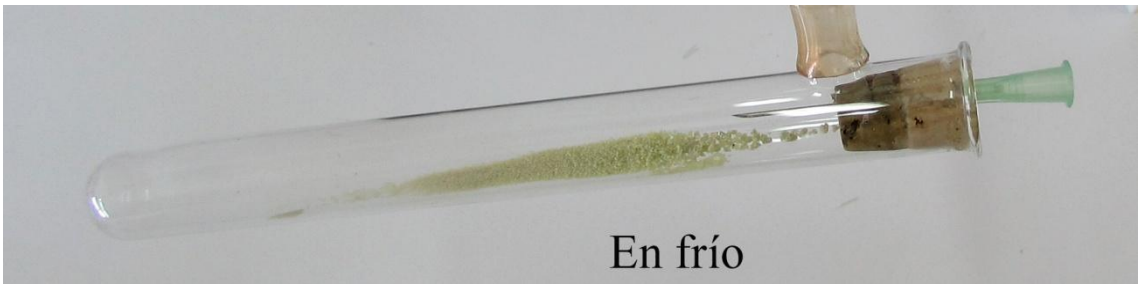


Para tratar de comprobar que el color verdoso no se debe a una deficiencia de oxígeno en su estructura machacamos la masa obtenida hasta reducirla a polvo y la metemos en un tubo de ensayo, conectándolo a otro en el que calentaremos $KClO_3$ que se descompondrá formando O_2 (g). Una vez en ambiente saturado de oxígeno, calentaremos a la llama el ZnO y comprobaremos si se vuelve algo más blanco o no.

Cuando comparamos el color verde claro del ZnO antes de calentarlo, durante y después de que se enfríe comprobamos que hay pequeños cambios de color asociados a la reposición de oxígenos, pero el ZnO que obtenemos sigue teniendo un color verde pálido que no logramos eliminar de ninguna forma (lo que apunta a una posible contaminación de cobre).



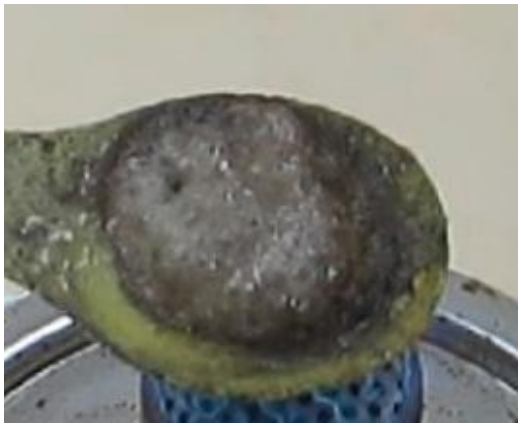


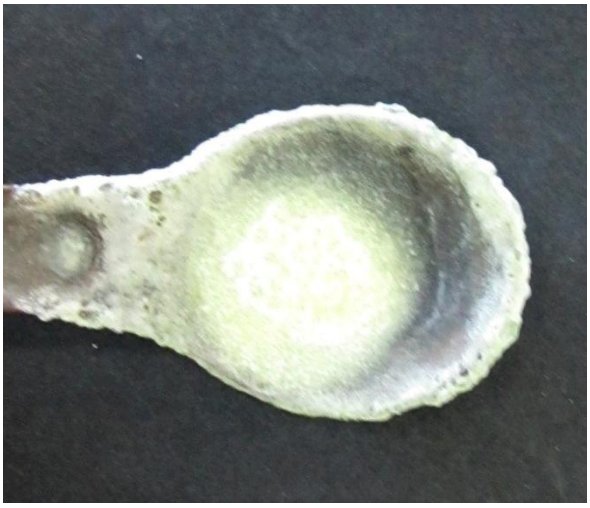


Hemos usado una aguja para poner el interior a la presión atmosférica y purgar el exceso de oxígeno antes de abrirlo. Las diferencias son leves, pero se ve que el ZnO se ha blanqueado ligeramente una vez se ha enfriado en presencia de alta concentración de O_2 (g).

Si cogemos otra masa de Na_2ZnO_2 obtenido de la misma forma que en el apartado F y con escaso secado, lo llevamos directamente a la llama del mechero de gas en el hueco de una espátula, podemos ver cómo se funde el zincato de sodio y burbujea el agua que contiene al evaporarse. La estructura de hidróxido mixto se podría considerar análoga a la del zincato de calcio[16] que es $Ca(OH)_2 \cdot 2Zn(OH)_2 \cdot 2H_2O$ por lo que la temperatura de ebullición y descomposición del zincato de sodio debe encontrarse en la horquilla formada entre la del $Zn(OH)_2$ (de 134ºC[17]) y la del NaOH (de 323ºC[18]). Además, cuando todo el $Zn(OH)_2$ se ha convertido en ZnO a alta temperatura, queda en el NaOH fundido, dándole color amarillo que a medida que aumenta la temperatura se transforma en pardo rojizo y en blanco al enfriarse.

[16] Sharma, R.A., Physico-Chemical Properties of Calcium Zincate, J. Electrochem. Soc., volume 133, issue 11, 1986, pp. 2215-2219.
[17] http://gestis-en.itrust.de/nxt/gateway.dll/gestis_en/006230.xml?f=templates$fn=default.htm$3.0
[18] https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/14798#section=Melting-Point





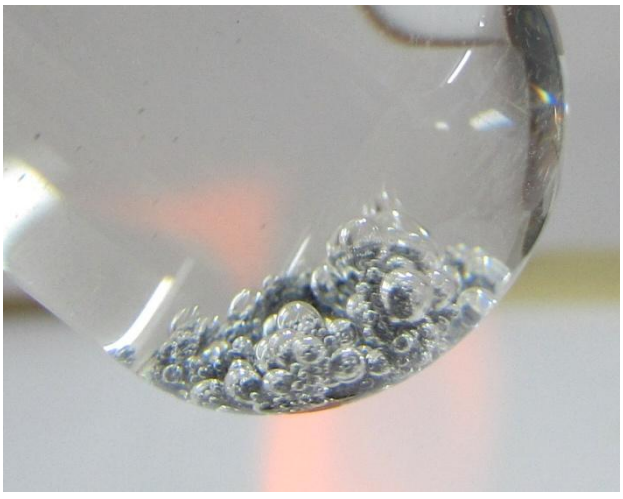
Los cambios de color como ya hemos indicado anteriormente, se deben a las pérdidas de oxígeno en las estructuras de ZnO a alta temperatura que, tras enfriarse, recobra su color blanco al reponer las pérdidas.

H) DISOLUCIÓN DE ZINC EN MEDIO BÁSICO

Al igual que en medio ácido, el zinc se puede «disolver» mediante una base fuerte por formación del zincato directamente. La oxidación del zinc de esta manera es lenta pero se puede acelerar calentando a la llama. La reacción en este caso sería[19]:

$$Zn + 2\ H_2O + 2\ OH^- \rightarrow [Zn(OH)_4]^{-2} + H_2\,(g)$$

De esta manera podemos conseguir el zincato directamente y observar un desprendimiento de hidrógeno fácilmente alrededor de las limaduras de zinc. Se puede comprobar que se desprende hidrógeno acercándole una llama a la boca del tubo. Con el silencio adecuado se oyen pequeñas explosiones e incluso algunas llamaradas distinguibles de la propia del mechero.



[19] Bailar, J. et al,, op.cit.p. 571.

I) FORMACIÓN DEL ZnO POR OXIDACIÓN CON LLAMA DE GAS

Uno de los procedimientos más interesantes para obtener el óxido de zinc consiste en calentar polvo de zinc directamente sobre la llama de gas de una estufa para que se combine con el oxígeno del aire hasta oxidarse, llegando a arder al aire por su carácter pirofórico[20]. La reacción de combustión es:

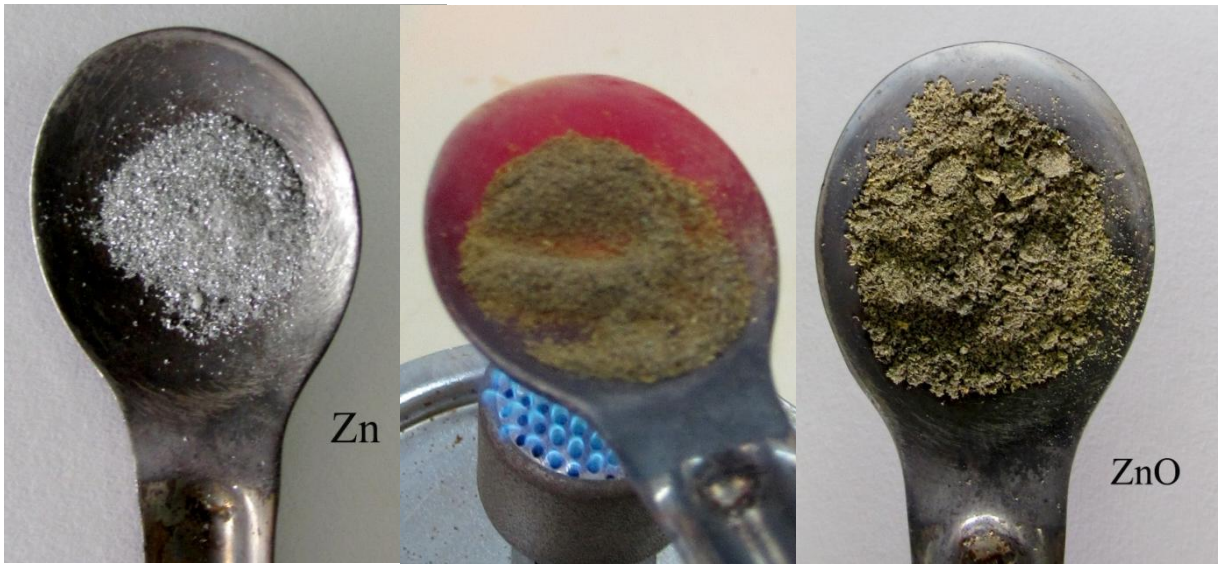
$$2Zn\ (s) + O_2\ (g) \rightarrow 2ZnO\ (s)$$

El problema que encontramos para nuestra síntesis es que el O_2 (g) no llega fácilmente al interior de las limaduras de zinc.

Es probable que si hubiésemos partido de polvo de zinc el porcentaje de oxidación hubiera sido mayor que el que nosotros hemos obtenido, algo que es fácil de apreciar simplemente por el color grisáceo que hemos obtenido, en lugar del blanco puro esperado. A medida que aumenta la temperatura las limaduras de zinc comienzan a fundirse a algo más de 400ºC y pronto aparece un humo metálico bastante peligroso que obliga a usar mascarilla para evitar la llamada «fiebre del soldador» o «fiebre de los humos metálicos» causada[21] principalmente por el ZnO en estado gaseoso en torno a los 900ºC. Estos humos de carácter metálico no son excesivamente peligrosos, de hecho la fiebre de los humos metálicos tiene efectos parecidos a los de un resfriado, pero por supuesto hay que evitar su exposición, bien empleando la vitrina, bien usando una mascarilla.

El color amarillento que se logra con el calentamiento del ZnO formado no se aprecia demasiado debido al alto porcentaje de zinc que queda sin reaccionar como podemos apreciar en las siguientes imágenes.

[20] Steele, D., Química de los elementos metálicos, Editorial Alhambra, Madrid, 1971, p.102.
[21] Cf. p.4
http://www.brockmetal.com/wp-content/uploads/2015/02/Zinc-MSDS.pdf



El óxido de zinc obtenido dista mucho de tener la calidad deseada a pesar de que posee todas las cualidades propias del compuesto y se disolvería tanto en ácidos como en bases gracias a su carácter anfótero. Para las experiencias que buscamos, necesitamos obtener ZnO de un color completamente blanco, como el que se requiere para los pigmentos que con él se elaboran.

J) ELABORACIÓN DE CALAMINA[22]

La mejor forma para obtener el óxido de zinc blanco en el laboratorio es la precipitación de carbonato de zinc, un sólido blanco fácilmente descomponible mediante calentamiento. Para ello partimos de una disolución muy básica de zinc en la que el metal aparece como $[ZnO_2]^{-2}$ y por tanto soluble. Al añadir una disolución de $NaHCO_3$ en concentración suficiente, el anión hidrógenocarbonato pasa a carbonato por neutralización de la base[23]:

$$[HCO_3]^- + OH^- \rightarrow [CO_3]^{-2} + H_2O$$

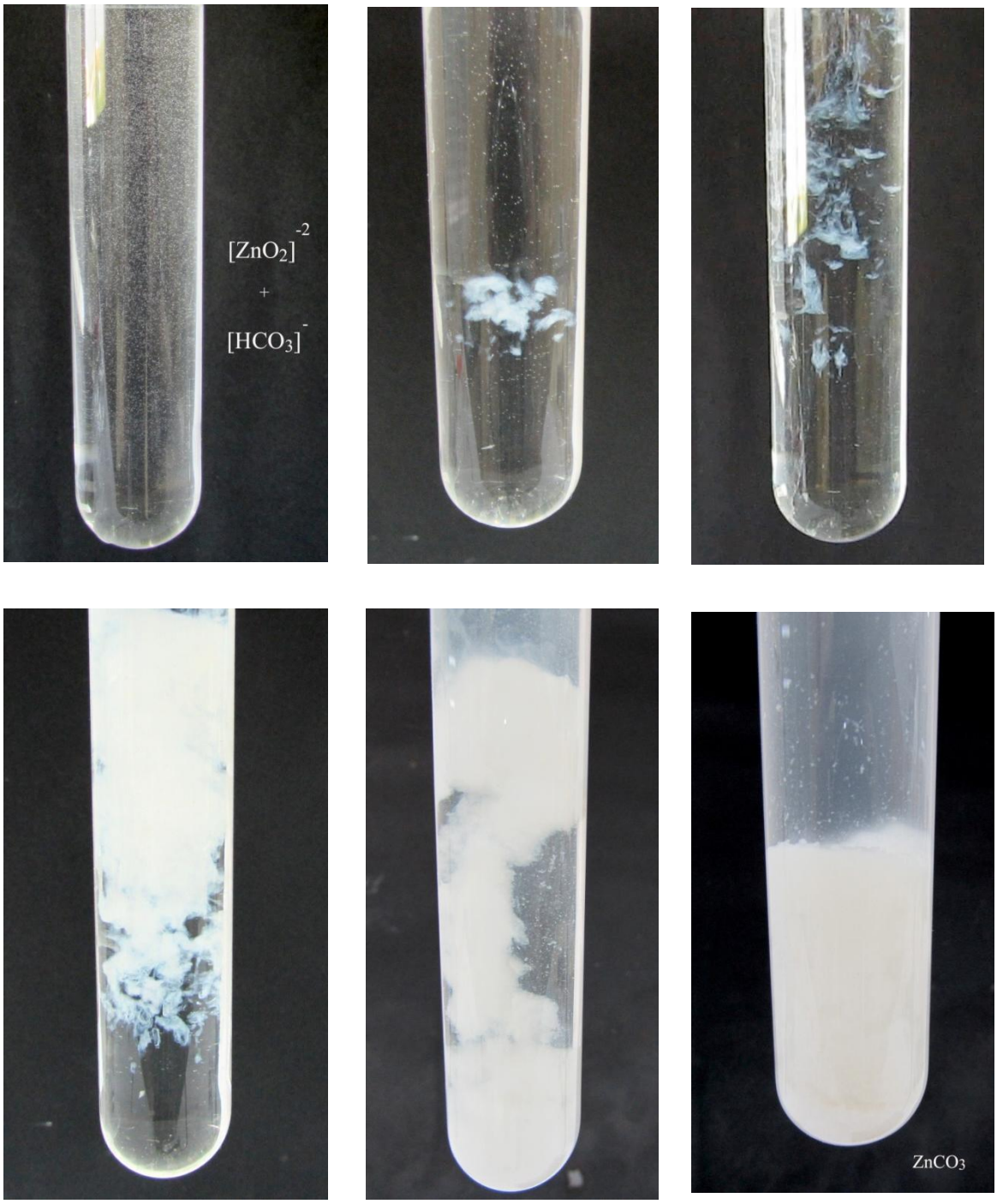
Pero como el $ZnCO_3$ es soluble tanto en medios ácidos como básicos hay que ir neutralizando la basicidad de la disolución añadiendo gotas de ácido concentrado. Nosotros hemos usado un gotero y hemos dispensado ácido sulfúrico hasta la aparición de un precipitado blanco muy denso de carbonato de zinc a un pH prácticamente neutro. Una vez obtenido el precipitado hemos retirado la disolución sobrenadante y hemos procedido a calentar el $ZnCO_3$ para que el CO_2 se elimine y quede sólo ZnO.

[22] La calamina en principio es $ZnCO_3$ cristalizado en la naturaleza, la Smithsonita es un buen ejemplo. Su uso en lociones y cremas dermatológicas es antiguo, pero aún interesante como ejemplo de la química empleada en cosmética y en medicina.
[23] Burriel, F. et al., op.cit. p. 845.

La disolución de pH en torno a 8 con el precipitado de $ZnCO_3$ disperso se denomina calamina y ha sido tradicionalmente usada para eliminar el picor en la piel, así como para otros menesteres. La reacción completa de la formación de la calamina considerada como la precipitación simultánea del carbonato y del hidróxido $ZnCO_3 \cdot 2\ Zn(OH)_2 \cdot 2\ H_2O$ es la siguiente[24]:

$$3Zn^{+2} + [CO_3]^{-2} + 4\ OH^- + 2\ H_2O \rightarrow ZnCO_3 \cdot 2\ Zn(OH)_2 \cdot 2\ H_2O$$

Es interesante seguir la elaboración de la calamina en imágenes.



[24] Moody, B., op.cit. p. 485.

K) OBTENCIÓN DE ZnO A PARTIR DEL CARBONATO DE ZINC

A la calamina obtenida en el apartado anterior se le quita el agua de la disolución madre bien por decantación o bien usando una pipeta, de manera que quede la menor cantidad de agua posible. Entonces sólo tenemos que aplicar una llama para que el carbonato pase a dióxido de carbono, que se elimina en forma de vapor[25]. Si se le aplica una llama a la boca del tubo de ensayo durante la reacción de descomposición del carbonato, se apagará inmediatamente por el desplazamiento del O_2 (g). Una vez llevada a cabo la reacción, el ZnO obtenido tendrá un color blanco adecuado para hacer pigmentos estables e inocuos.

$$ZnCO_3 \rightarrow ZnO + CO_2$$

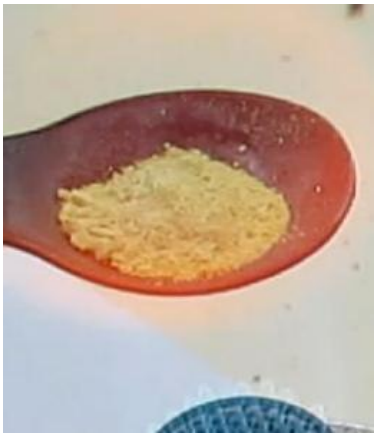
[25] Bailar, J. et al,, op.cit.p. 569.

El resultado obtenido tiene las características esperadas para el ZnO y un color blanco indiscutible.

L) CAMBIO DE COLOR DEL ZnO CON LA TEMPERATURA

Aunque ya lo hemos tratado anteriormente, merece la pena hacer la prueba con este óxido de zinc perfectamente blanco, para el que los cambios de color son especialmente conspicuos. El color amarillo limón que ofrece al aumentar su temperatura se debe a la pérdida de oxígeno en su retículo, que se reponen al enfriarse, volviendo por tanto a recobrar el color blanco, aunque no completamente. La experiencia es interesante por el viraje cromático, representativo de los desajustes estructurales a escala atómica y permitirá a nuestro alumnado relacionar el color de una sustancia con su estructura.

Procedemos a calentar en la espátula una pequeña cantidad del ZnO.



M) ELABORAMOS CEMENTO DENTAL A PARTIR DEL ÓXIDO DE ZINC

Una de las múltiples aplicaciones tradicionales del ZnO es la elaboración del cemento dental blanco empleado antiguamente por los dentistas para hacer reparaciones odontológicas y que posteriormente se ha usado como cementado provisional[26].

La extracción de geraniol por arrastre de vapor es un proceso básico en la química de laboratorio de Secundaria y de Bachillerato. Para extraerlo usaremos flores de pelargonio (geranios) y rosas, que vamos a romper e introducir en un matraz de fondo redondo. La composición de los aceites esenciales que vamos a extraer es compleja[27], pero entre ellos se encuentra el geraniol[28] y como veremos, en cantidades suficientes para que cemente el óxido de zinc. Aunque el geraniol es un líquido aceitoso y amarillento, la cantidad que nosotros hemos extraído es tan pequeña que no permite apreciar tonalidad alguna salvo una capa inmiscible que se acumula sobre el agua en la parte final del refrigerante.

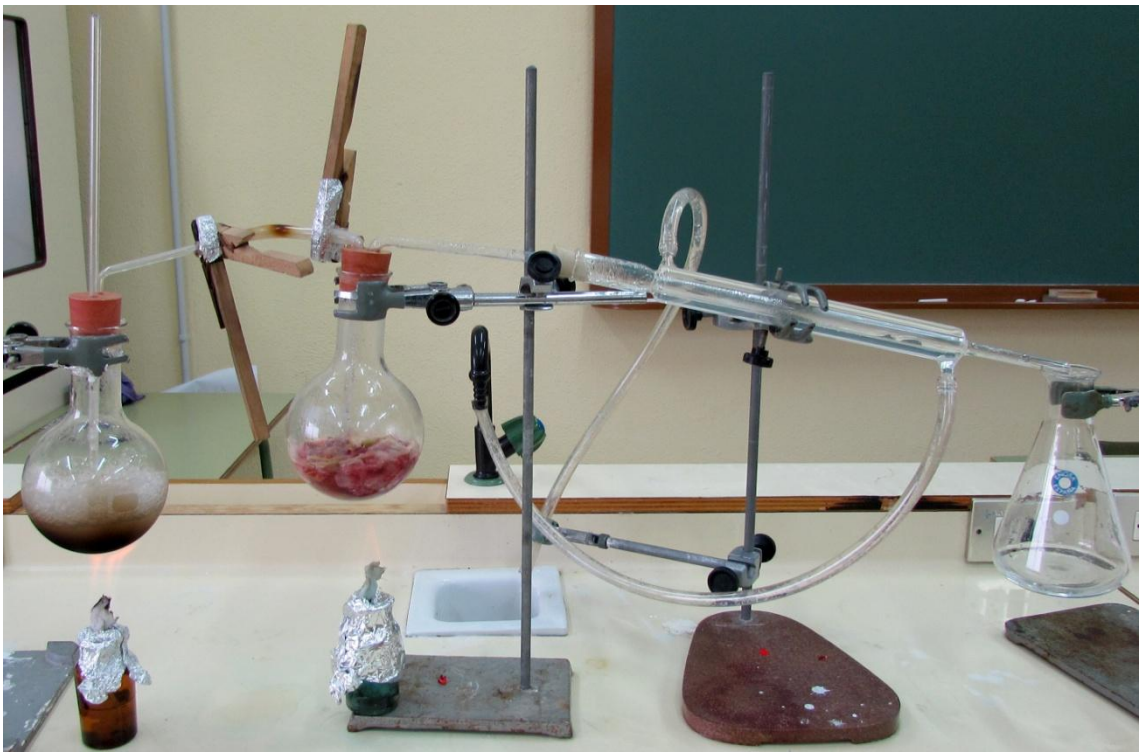
De esa pequeña cantidad de aceites obtenida tomaremos un par de gotas para llevar a cabo la experiencia, mezclándola en proporciones aproximadas de 1:3 (geraniol : ZnO) en un vidrio de reloj y dejando secar la masilla obtenida durante un día.

---

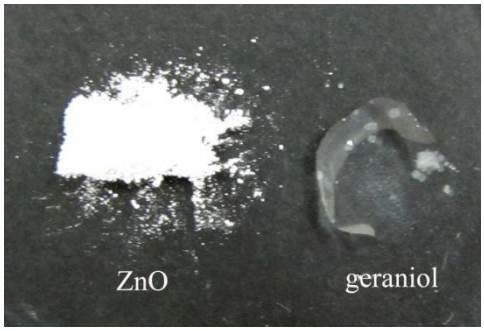
[26] Li-Rodríguez, J.K., Evaluación “in vitro” de la discrepancia marginal y microfiltración de cuatro cementos de resina usados en cementado de coronas de óxido de circonio, TFM Máster de ciencias odontológicas, Universidad Complutense de Madrid, p.5. http://eprints.sim.ucm.es/22574/1/Proyecto_de_fin_de_m%C3%A1ster.pdf

[27] Rodríguez A., M., Alcaraz M., Lilia, Real C., S.M., Procedimientos para la Extracción de aceites esenciales en plantas aromáticas, Centro de Investigaciones Biológicas del Noroeste, México, 2012, p. 33. http://intranet.cibnor.mx/personal/bmurillo/docs/manual-aceites-esenciales.pdf

[28] Su nombre en IUPAC es (2E)-3,7-dimethylocta-2,6-dien-1-ol lo que indica su carácter de alcohol y terpenoide. Cf. https://pubchem.ncbi.nlm.nih.gov/compound/637566#section=Top



Como las proporciones que necesitamos son aproximadas, cercanas a la 1:3 indicada anteriormente, que dependen del grado de pureza de los compuestos, vamos a hacerlo grosso modo, añadiendo de uno u otro dependiendo de la textura que vaya teniendo la mezcla. A medida que se seca va adquiriendo una dureza suficiente.



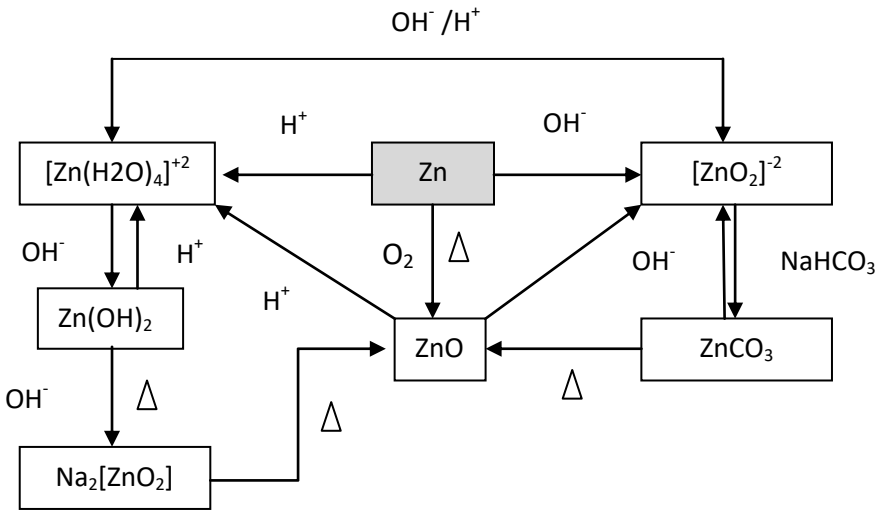
En las imágenes podemos ver el cemento apenas hecho y cómo queda un día después, endurecido hasta dificultar su extracción del vidrio en el que se ha hecho.

Entre muchas de sus principales aplicaciones hemos elegido ésta junto a la calamina para ejemplificar cómo el óxido de zinc ha sido tradicionalmente un compuesto de particular utilidad, hoy en día desplazado por otros que cumplen su misma función de una manera más adecuada.

CONCLUSIONES

Es cierto que el óxido y el hidróxido de zinc no difieren mucho entre sí por su aspecto exterior, ambos compuestos son blancos, anfóteros y tienen una consistencia semejante, por lo que hay que recurrir a sus propiedades específicas para diferenciarlos, por lo que no son muy adecuados pedagógicamente para diferenciar ambos tipos de compuestos, al contrario de lo que ocurre con los óxidos e hidróxidos del cobre o del hierro.

En cambio cualquiera de ellos es idóneo para estudiar qué es un anfótero desde un punto de vista experimental y en particular la obtención de ZnO vía calamina es un experimento rápido, simple y de gran efecto visual, que permite incluso estudiar como colofón el cambio de color causado por alteraciones reversibles de la red cristalina con el aumento de temperatura. Incluso las aplicaciones prácticas de este mismo óxido hacen de él un interesantísimo compuesto con el que trabajar en nuestros laboratorios de enseñanzas medias.



BIBLIOGRAFÍA

- Bailar, J.C., Moeller, T., Kleinberg, J., Química Básica, Editorial Alhambra, Madrid, 1968.
- Burriel, F. et al., Química Analítica Cualitativa, Editorial Paraninfo, 14ª Edición, Madrid, 1992.
- Bulatovic, S.M., Handbook of Flotation Reagents: Chemistry, Theory and Practice: Volume 1, Elsevier, Amsterdam, 2007.
- Christen, H.R., Fundamentos de la química general e inorgánica, Volumen I, Editorial Reverté, Barcelona, 1986.
- Cotton, F.A., Wilkinson, G., Química Inorgánica Avanzada, Editorial Limusa, México, 1990.
- Li-Rodríguez, J.K., Evaluación "in vitro" de la discrepancia marginal y microfiltración de cuatro cementos de resina usados en cementado de coronas de óxido de circonio, TFM Máster de ciencias odontológicas, Universidad Complutense de Madrid.
- Moody, B., Comparative Inorganic Chemistry, Edward Arnold, 3ª Edición, Londres, 1991.
- Rodríguez A., M., Alcaraz M., Lilia, Real C., S.M., Procedimientos para la Extracción de aceites esenciales en plantas aromáticas, Centro de Investigaciones Biológicas del Noroeste, México.
- Schulz, D. et al., Inductively heated Bridgman method for the grown of zinc oxide single crystals, Journal of Crystal Growth, Volume 310, Issues 7–9, April 2008, 1832–1835.
- Sharma, R.A., Physico-Chemical Properties of Calcium Zincate, J. Electrochem. Soc., volume 133, issue 11, 1986, 2215-2219.
- Stahl, R., Niewa, R., Jacobs, H., Synthesis and Crystal Structure of $Na_2Zn(OH)_4$, Zeitschrift für anorganische Chemie 625(1):48-50, 1999.
- Steele, D., Química de los elementos metálicos, Editorial Alhambra, Madrid, 1971.