

# Una QUÍMICA divertida

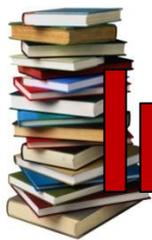
Experimentos químicos  
para realizar de forma sencilla

Miguel Fdez. Braña

Editorial  
Tébar Flores



**Subido por:**



# **Interfase IQ**

**Libros de Ingeniería Química y más**



<https://www.facebook.com/pages/Interfase-IQ/146073555478947?ref=bookmarks>

**Si te gusta este libro y tienes la posibilidad,  
cómpralo para apoyar al autor.**





# **UNA QUÍMICA DIVERTIDA**

**Experimentos químicos  
para realizar de forma sencilla**



# **UNA QUÍMICA DIVERTIDA**

**Experimentos químicos  
para realizar de forma sencilla**

**Miguel F. Braña**

Catedrático de Química Orgánica y Farmacéutica  
Académico Correspondiente de la  
Real Academia Nacional de Farmacia

Prólogo de la profesora M. Carmen Navarro-Ranninger  
*Catedrática de Química Inorgánica de la Universidad Autónoma de Madrid*

Editorial  
**Tébar Flores**

Datos de catalogación bibliográfica:

**UNA QUÍMICA DIVERTIDA**

**Experimentos químicos para realizar de forma sencilla**

Miguel Fernández Braña

EDITORIAL TÉBAR FLORES, S.L., Madrid, año 2016

ISBN digital: 978-84-7360-584-7

Materias: PN. Química. PDN. Equipamiento, experimentos y técnicas científicas.

Formato: 165 × 240 mm

Páginas: 298

**[www.tebarflores.com](http://www.tebarflores.com)**

Todos los derechos reservados.

Queda prohibida, salvo excepción prevista en la Ley, cualquier forma de reproducción, distribución, comunicación pública y transformación de esta obra sin contar con la autorización expresa de Editorial Tébar Flores. La infracción de estos derechos puede ser constitutiva de delito contra la propiedad intelectual (arts. 270 y siguientes del Código Penal).

**UNA QUÍMICA DIVERTIDA**

**Experimentos químicos para realizar de forma sencilla**

Miguel Fernández Braña

EDITORIAL TÉBAR FLORES, S.L., Madrid, año 2016

Tel.: 91 550 02 60

Fax: 91 550 02 61

[pedidos@tebarflores.com](mailto:pedidos@tebarflores.com)

[www.tebarflores.com](http://www.tebarflores.com)

ISBN digital: 978-84-7360-584-7

Los químicos, y lo digo con énfasis, podrían mandar si quisieran sobre los destinos de la humanidad.

W. Collins en *La Dama de Blanco* (1869)



A mis hijos, que no han querido seguir mi camino químico:  
Marisa, Miguel y Pablo.

A Ángeles que, aun siendo de letras, me comprende.

A la profesora Carmen Navarro-Ranninger,  
con mi agradecimiento por haber accedido a prologar este libro.

También con mi agradecimiento a Dña. M. Luisa Ollero,  
quien ha corregido el estilo literario.

Y, por supuesto, al equipo de la Editorial Tébar Flores,  
por su ayuda en este proceso.



# PRÓLOGO

Desde los orígenes, la química ha tenido un problema de comunicación que la ha alejado de los circuitos normales de lo que podríamos llamar el saber social. A esto ha contribuido el que su precursora, la alquimia, estuvo rodeada siempre de un secretismo que la situaba más próxima a las ciencias ocultas que a cualquier otra disciplina científica. Más recientemente, el hecho de utilizar un lenguaje arduo para transmitir su información, como son los símbolos químicos, exige unos conocimientos específicos para su comprensión, cuya adquisición requiere un esfuerzo que no todo el mundo está dispuesto a realizar. Como consecuencia, se produce un rechazo generalizado de la sociedad que conduce a un desinterés que, a su vez, desemboca en exclusión. Las mayores barbaridades químicas se pronuncian con total impunidad en multitud de foros presuntamente cultos, sin que produzcan sonrojo alguno, ya que cuentan con la comprensión de la mayor parte de los participantes. Se da la paradoja de que en un mundo en que la química ha proporcionado la solución a la mayor parte de los problemas actuales, lo que se ha reflejado en el bienestar de la humanidad desde su salud (fármacos) hasta su confortabilidad (vestidos y materiales diversos), pasando por su alimentación (fertilizante, plaguicidas, etc.), se hable de ella fundamentalmente como causante de un gran número de problemas que la aquejan (contaminación o cambio climático), a pesar de que estos se deben al mal uso que el hombre hace de los conocimientos que proporciona, y a que vuelve a ser la química la que es llamada para solucionarlos. Podemos decir que la química ha llegado a percibirse socialmente como algo negativo que debemos combatir, y si no que se lo pregunten a ese grupo de personas que practican la alimentación “bio”.

La principal causa de que se haya llegado a esta situación radica en la escasa capacidad de los químicos para transmitir una información asequible, que pueda ser asimilada por la sociedad de una forma sencilla y presente la

cara amable y los logros de una disciplina científica que, como ya se ha indicado anteriormente, ha proporcionado solución a los mayores problemas de la civilización actual. En este sentido, son muy necesarios libros, vídeos, etc. que acerquen los conocimientos de la química a la sociedad de una forma sencilla, que les haga sentirse cómodos y perder el miedo a su aprendizaje. Para que esto sea posible, es necesario el concurso de personas que hayan practicado de forma intensa las actividades encaminadas a la generación del conocimiento con la investigación y a su transmisión con la docencia. Este es el caso del profesor Miguel Fernández Braña, que empezó su carrera docente en la Universidad Complutense de Madrid, en el Departamento de Química Orgánica, posteriormente se trasladó a la industria farmacéutica, desempeñando el puesto de director de Investigación durante muchos años, en los que realizó contribuciones significativas en la lucha contra el cáncer, para finalizar su carrera volviendo a sus raíces como catedrático de Química Orgánica y Farmacéutica en la Universidad CEU San Pablo. Esta simbiosis docencia-investigación, que ha sido su quehacer profesional durante muchos años, le ha conferido unas excelentes dotes de comunicador, que refleja en esta obra, *Una química divertida*, que es mucho más que un simple libro de prácticas.

En la introducción, el autor indica de manera clara y sencilla los motivos que le han llevado a escribir este libro, que reflejan las inquietudes de un espíritu preocupado por la química y su divulgación. La originalidad del planteamiento elegido para su presentación -tras un breve resumen de la historia de la química, se describen 58 experimentos en los que combina la espectacularidad con el rigor de los fundamentos químicos, presentados con un lenguaje sencillo y claro, en los que se intercalan algunos cuentos o anécdotas que dulcifican la lectura de los aspectos más arduos- capta desde el principio la atención del lector, permitiendo adentrarse en los vericuetos de una disciplina que se le va haciendo amable a medida que progresa en su descubrimiento. Más libros como este serían necesarios para mejorar la imagen social de la química, y espero que el profesor Braña continúe contribuyendo en el futuro a esta difícil tarea.

**Carmen Navarro-Ranninger**

Catedrática de Química Inorgánica  
de la Universidad Autónoma de Madrid

# ÍNDICE

Introducción .....	17
Una breve historia de la química .....	19
1.- El bosque químico .....	39
2.- La serpiente del faraón .....	43
3.- El matamoscas .....	47
4.- El árbol de Saturno .....	51
5.- La lluvia de oro .....	55
6.- El volcán .....	59
7.- El cerdito gruñón .....	63
8.- La vela comestible .....	67
9.- La luminaria .....	71
10.- La bandera americana .....	75
11.- ¿Apaga el agua el fuego o lo inicia? .....	79
12.- Cromatografía .....	83
13.- El aguarrás ardiente .....	87
14.- La viruta que arde sola .....	91
15.- El azúcar que arde sin prenderla .....	95

16.- La muerte del Conde Drácula .....	99
17.- El flash de aluminio .....	103
18.- La lluvia de fuego .....	107
19.- La corrosión .....	111
20.- El agua mágica .....	115
21.- La huella delatora .....	119
22.- El árbol de plata .....	123
23.- Un géiser refrescante .....	127
24.- El fuego súbito .....	131
25.- La lombarda navideña y el pH .....	135
26.- Una estatua surrealista .....	139
27.- Cuando la glicerina se oxida .....	143
28.- ¿Arde el acero? .....	147
29.- El protolodo .....	151
30.- La célula inorgánica .....	157
31.- El ADN chivato .....	161
32.- La levedad del color azul .....	167
33.- Un sahumero de color .....	171
34.- Electrolisis a gogó .....	175
35.- Un orden maravilloso .....	179
36.- La pila loca .....	185
37.- Las cartas simpáticas .....	191
38.- El jabón al alcance de todas las fortunas... ..	195
39.- La mezcla detonante .....	201
40.- La sal de calcio ardiente .....	205
41.- El régulo alquimista .....	209
42.- El moco mágico .....	213
43.- Juegos boreales de leche .....	217

44.- Un mar casero .....	221
45.- La banda de Liese .....	225
46.- La luz misteriosa .....	231
47.- No es oro... ..	237
48.- La seda de los pobres .....	241
49.- La aluminotermia titánica .....	245
50.- El espejo de plata .....	249
51.- Luminol .....	255
52.- El biodiésel .....	259
53.- La triboluminiscencia .....	263
54.- El vino misterioso .....	267
55.- El reloj químico .....	273
56.- La bomba de humo .....	277
57.- La mano maldita .....	281
58.- La plomomanía .....	285
Adenda 1.- Conceptos químicos sencillos .....	289
Adenda 2.- Algunos materiales de laboratorio .....	295
Referencias bibliográficas .....	297



# INTRODUCCIÓN

Puede resultar sorprendente que en la época en que Internet nos suministra toda clase de experimentos de química, con vídeos incluso, me haya decidido a escribir un libro sobre ellos, pero esta publicación se debe a una necesidad particular de su autor: disfrutar con la química. Aún más, debido a mi formación, estoy convencido de que no hay nada como un buen libro de papel. Este es el origen de *Una química divertida*.

Este libro está dirigido a los jóvenes, y no tan jóvenes, que tengan interés y afición por los experimentos de química, y para aquellos que no la tienen, para que sean conscientes de lo que se están perdiendo. La química, sobre todo en su vertiente experimental, es de una gran belleza y perfectamente asequible a todas las personas con un nivel cultural básico. Incluso, le puede ser de utilidad a algún profesor de enseñanza media.

El libro se inicia con una breve historia de la química, en la que se hace hincapié en algunos de los momentos estelares de su desarrollo, para pasar a continuación a la descripción de los diversos experimentos; finalmente se han incluido dos adendas, una sobre determinados conceptos químicos característicos en forma sencilla y otra con un esquema de alguno de los aparatos habitualmente utilizados en el laboratorio. Dejo a la imaginación del lector la sustitución de cualquier artilugio de los que se citan en el libro por el material cotidiano de un hogar.

Cada experimento se encabeza con una cita de la Biblia, que de alguna manera se relaciona con lo que viene a continuación. Como dice un erudito amigo mío, todo aparece descrito en *El Libro de los Libros*, incluso con más riqueza que en la *Ilíada*. A continuación aparece una historieta o cuentecito,

que a veces es real, si he considerado que era de interés, también relacionado con el tema, cuestión que me he permitido para amenizar el hecho experimental. Espero que el lector sea comprensivo con este capricho del autor, por el que pide perdón por anticipado.

La descripción de la parte práctica se divide en los materiales y reactivos necesarios, así como la interpretación teórica del fenómeno y la forma de su realización. Se hace un empeño especial en los métodos de protección, tanto individual como del medio ambiente. No obstante, hay que indicar que cualquier reacción química **TIENE UN PELIGRO POTENCIAL**, por lo que hay que ser muy cuidadoso en la realización de la experiencia y seguir a rajatabla el procedimiento.

Finalmente, para la enumeración de cada experimento, he empleado el número atómico de un elemento químico, como un homenaje al sistema periódico; esta vez no tiene ninguna relación con el contenido del mismo.

El autor agradece el interés que pueda despertar en el lector.

# UNA BREVE HISTORIA DE LA QUÍMICA

El hombre siempre ha sido atraído por el arte de transformar sustancias, lo que le ha permitido dar utilidad a alguna que, generalmente, no la tenía o, al menos, siempre podría suponer una mejora. En un caso muy extremo, consideremos cómo a partir de un trozo de carbón o una muestra de petróleo se puede llegar al color de un bonito vestido, a un CD o a una elegante mesa de plástico, e incluso a una medicina. Qué duda cabe de que en cuanto se profundiza un poco en los procedimientos de la química, se es capaz de valorar el gran atractivo de esta ciencia.

Alguna vez se ha dicho que el primer químico de la historia fue aquel ser peludo que observó que el fuego producido por la chispa de un rayo podría ser mantenido, simplemente, echándole más leña. Estuvo practicando sin saberlo la primera reacción química, conocida como combustión, en la que los compuestos orgánicos de la madera se transforman, entre otros, en anhídrido carbónico y agua, para alegría y solaz del *efecto invernadero*.

La preocupación del hombre por su salud y su bienestar han marcado la actividad química y sus ya citadas aplicaciones. Descubrió que con el fuego era posible modificar la calidad de las comidas y, no solo eso, también permitía obtener metales o vidrio y darles formas determinadas. Estos saberes, que se transmitían de padres a hijos, suponían que tanto el cuidado de la salud como la fabricación de utensilios exigía la acción de los dioses, unos buenos y otros malos, aunque más de estos últimos.

Desde el principio, consecuentemente, se diferencian dos aspectos de la química: el teórico, que a través de los pensadores daría lugar a los filósofos y a los cosmólogos, y el técnico, que causará la maestría de los artesanos del metal, vidrio, tintes, cerámica y bebidas. La fusión de ambos daría lugar a la alquimia.

Al avanzar la civilización comienzan las preguntas trascendentales: ¿qué es el mundo?; ¿y el hombre?; ¿cuáles son las causas de las fuerzas de la naturaleza, como la tormenta, el trueno etc.? Cada una de ellas dará lugar a una respuesta característica, la mitología, obviamente con ciertos aspectos comunes, puesto que, en las más recientes, se encuentran siempre algunas reminiscencias de las anteriores.

Cada civilización dio lugar a una respuesta característica al profundizar sobre estos problemas y originar la ciencia primitiva, si bien con dos limitaciones fundamentales que, no obstante, supusieron las bases de nuestro conocimiento actual:

- Las ideas nunca se comprobaban experimentalmente.
- Las hipótesis no se contrastaban con nuevos experimentos.

Históricamente, la sabiduría química, como la ciencia en general, sigue un desplazamiento desde Oriente hacia Occidente. Nace en Mesopotamia y Egipto, expandiéndose hacia Siria, Grecia y Roma. En Europa la primacía del conocimiento se mantiene hasta mediados del siglo XX, cuando la antorcha pasa a los EE.UU. ¿Y en el futuro? ¿China o la India? Pero pasemos una breve revisión a los principales capítulos.

## LOS ORÍGENES

### ***Metalurgia***

Muchos metales se encuentran nativos en estado puro, como el cobre, el oro e incluso el hierro, por lo que el aspecto organoléptico como el colorido o el brillo debió llamar la atención del hombre primitivo. Pronto descubrieron que podían ser moldeables por el calor, por lo que eran más fáciles de trabajar que la piedra. Las rutas comerciales favorecieron el intercambio, pues resultaban magníficos como piezas de trueque. Naturalmente, pronto se les asignó propiedades mágicas.

También parece probable que en algún momento alguien echase un trozo de malaquita en una hoguera -lo que recuerda el descubrimiento fortuito por

Goodyear de la vulcanización del caucho-, observando cómo aparecían unos glóbulos resplandecientes metálicos, idénticos al cobre natural. Esto debió ocurrir en Sumeria, donde para conseguir mejor rendimiento y debido fundamentalmente a que la madera da muy poco calor y era necesaria en gran cantidad, se construyeron hornos que guardasen mejor la temperatura. Mediante un tipo de pipas se insufló aire hasta que, en el año 1600 a.C., se inventó el fuelle. ¡Acababa de nacer la metalurgia!

Parece ser que fue en Armenia donde antes se obtuvo al otro gran protagonista de la antigüedad, el bronce, mezclando el cobre y el estaño. La aleación presentaba una serie de ventajas sobre el primer metal, pues fundía a una temperatura más baja, unos 800° aproximadamente, y presentaba una mayor dureza. Su uso dio lugar a la denominada *Edad del Bronce*. De esta época nos han llegado diversos adminículos, como espejos, vasos, armas y esculturas<sup>1</sup>.

El descubrimiento del hierro por los hititas en Asia Menor, entre el 1500 y el 1700 a.C., supuso otro gran avance de la metalurgia. Este metal ya era conocido por los egipcios, que lo consideraban como una curiosidad, sin llegar a captar su interés técnico. En Sumeria se le llamó *an-bar*, cielo-fuego, pues se obtenía de los meteoritos. En Grecia, *sideris*, que significa estrella. La dureza del hierro, muy superior a la del bronce, daría lugar a sus dos aplicaciones más importantes: la fabricación de armas y la manufactura de instrumentos de labranza. Esta usanza se inició en Palestina en el año 1000 a.C., aproximadamente.

## **Alquimia**

Se admite que el nombre de alquimia proviene del término griego χιμοζ y que, posteriormente, dio lugar a la palabra árabe *al-kimyā*, que en dicho idioma significa “país negro”. En la Europa medieval se transformó en *quimia* y en los países sajones en *chemistry*<sup>2</sup>.

---

1. Es interesante el procedimiento empleado para construir estatuas huecas de bronce. Sobre un ánima esculpida en un material duro se hacía primero un recubrimiento con cera y después otro de barro. Cuando este se secaba se introducía en un horno donde la cera se fundía y la arcilla se endurecía. El hueco dejado por la cera se rellenaba de bronce fundido y, cuando el sistema estaba frío, se rompía la capa de barro y la estatua se sacaba del núcleo.

2. Una curiosidad, la palabra *chimos*, también es la raíz para el *humor* de los médicos.

Read la define como “un grandioso sistema filosófico que intentó penetrar y armonizar los misterios de la creación y de la vida y que se esforzó por relacionar el microcosmos humano con el macrocosmos mineral”. Parece ser que el intercambio de conocimientos entre los caldeos, los egipcios, los judíos y los griegos, que tuvo lugar en Alejandría, dio lugar al nacimiento del denominado *Arte Sagrado*, entre los siglos III y V de nuestra era. A partir del siglo VI es aceptada por los sirios, los bizantinos y los árabes, extendiéndose hasta el Renacimiento.

Entre los alquimistas famosos podemos citar a Zósimo, quién vivió en Alejandría, aunque había nacido en Panópolis (la actual Akhmim del sur de Egipto) y escribió numerosos tratados sobre el “arte” y que se conocieron gracias a las citas griegas o árabes. Sinesio (“el adepto no crea nada: solo modifica la materia cambiando su forma”) y Olimpodoro, para el cual la alquimia es una especie de vida sacerdotal, por lo que eran llamados cultivadores del fuego sagrado. Es de destacar a Calínico, nacido en Siria, que descubrió el *fuego griego*, una mezcla de petróleo y azufre<sup>3</sup>, que sirvió para salvar Constantinopla del asedio de los musulmanes, en tiempos de Constantino IV.

Entre ellas, lógicamente también las hubo, mencionaremos a Teosebia, Cleopatra la Copta y, sobre todo, a Miriam la Judía, inventora del *kerotakis*, un vaso en el que el cobre en láminas se exponía a la acción de diversos vapores y que es el origen de lo que hoy conocemos como *baño María*.

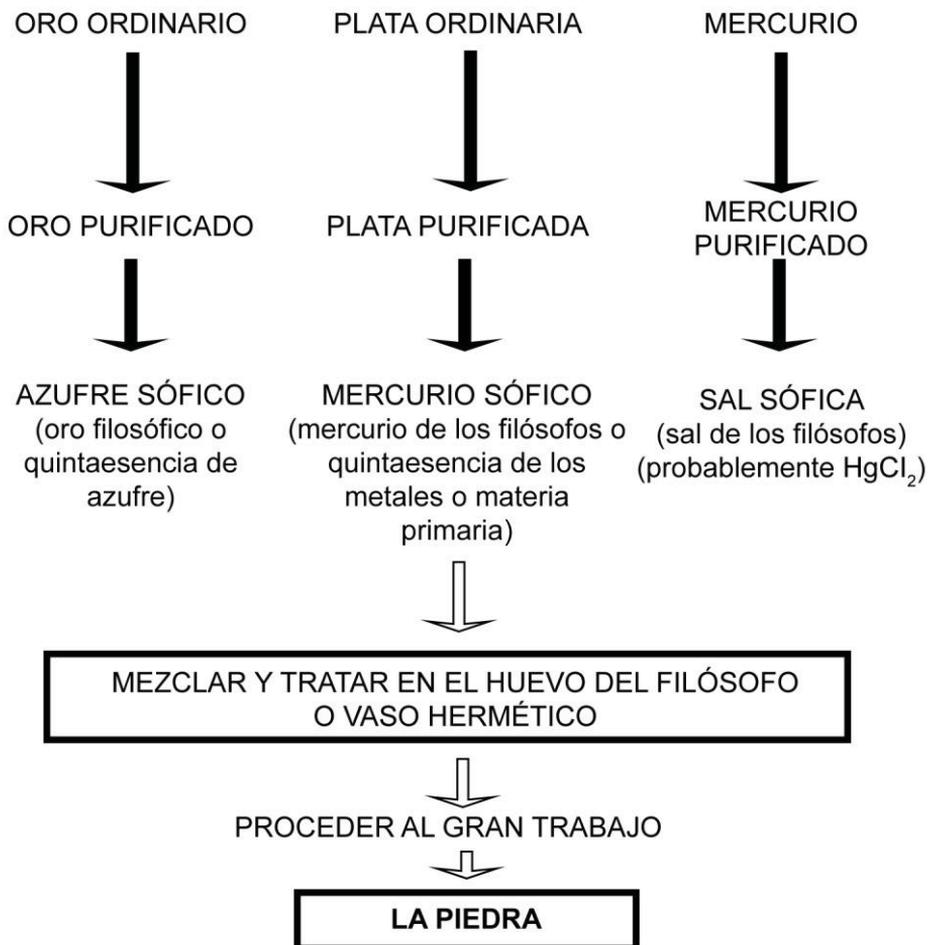
Los alquimistas principalmente se aplicaron a la búsqueda de la *pedra filosofal*, capaz de producir la “transmutación” de cualquier metal en oro. En un sentido algo más romántico buscaron la *panacea universal*, un tipo de medicina apta para curar cualquier tipo de enfermedad. Lógicamente, también debía ir acompañada del *elixir de la vida*, que evitaría la muerte. Pero hay un aspecto menos conocido, el de mayor espiritualidad, consistente en lograr la *felicidad perfecta* en el seno de Dios. En la alquimia bizantina los dos primeros se “subliman” hacia el tercero, es decir, la salud material y la felicidad eterna. Según sus intenciones, podemos clasificarlos entonces en los tres tipos clásicos: alquimistas, iatroquímicos y místicos. Los alquimistas tratan de relacionar la teoría con la práctica, centrándose principalmente en los atributos de cada sustancia, siendo el más básico el calor. De la posibilidad de quitar o añadir estos atributos derivaba la *transmutación* de los metales.

---

3. Algunos autores afirman que la mezcla también llevaba salitre (nitrato potásico). Si fue así, supondría que Calínico fue el inventor de la pólvora.

Como ejemplo, se describe a continuación, para el lector interesado, la receta para llegar a la *pedra* (figura 1) y así poder realizar alguna transmutación casera. No obstante, no le aconsejo que lo intente, pues seguro que fracasará y, probablemente, se intoxicará o lo pondrá todo perdido.

PREPARACIÓN DE LA PIEDRA FILOSOFAL  
(J. Read, *Prelude of Chemistry*. Londres 1936)



En la alquimia árabe cabe destacar por lo chocante a Abù-al-Hudayl al-Allàf de Basra, del siglo IX, que acepta el planteamiento atomista de Demócrito,

y así plantea el problema de cuántos átomos son necesarios, como mínimo, para formar un cuerpo. Según este autor, un cuerpo es lo que posee derecha e izquierda, delante y detrás, arriba y abajo y, por lo menos, consta de 6 átomos (!). Un siglo después, Abu Rasid Sa'íd Ibn Muhammad Ibn Sa'íd al-Nisaburi opina que el átomo tiene una dimensión y que, por lo menos, se necesitan 2 para formar el cuerpo. Estos 2 átomos pueden estar separados sin que exista entre ellos un tercero. Aunque, por el contrario, contempla el vacío, tampoco parece una aportación extraordinaria para el desarrollo de la ciencia.

Estas breves consideraciones sobre la alquimia no pueden acabarse sin mencionar a Hermes Trismegisto, nombre adjudicado por los griegos al dios egipcio Tot, el autor de obras científicas, filosóficas y mágicas, considerado como el padre de la gramática, de la escritura y de la astronomía. El islam asimiló las dos vertientes de este personaje, transformando al dios en un héroe antiguo, dividido en tres personas (de ahí trismegisto). Se le atribuyen innumerables obras de ocultismo que, según la leyenda, fueron comprendidas y traducidas solamente por Apolonio de Tiana, quien la obtuvo de él "tras entrar en su tumba". Es el responsable del *Corpus Hermeticum*, un tratado de 17 volúmenes sobre la doctrina hermética -el más importante y conocido es el titulado *Tabula Smaragdina*- que ejerció una gran influencia sobre los pensadores renacentistas

La alquimia llega a Europa por tres vías diferentes. La primera, y más importante, fue el Califato de Córdoba, al que acudían para formarse muchos de los estudiantes del área mediterránea. La segunda fueron las Cruzadas, que motivaron un interés creciente por las civilizaciones orientales y cuya penetración se hizo a través de Sicilia, donde Miguel Scoto publicó un tratado sobre alquimia llamado *De Secretis*, en el año 1209. La tercera puerta de entrada tuvo lugar a mediados del siglo XII, al traducir del árabe al latín la *Turba Philosophorum*, un anónimo, oscuro y caótico texto (por darle alguna denominación) que se adjudica a Anaxímenes, Empédocles, Sócrates, Jenófanes, etc., que son los que fijan el vocabulario hermético.

Entre los más famosos alquimistas europeos del medioevo merecen destacarse a los de la escuela judía, Salomón ben Maimón (Maimónides), autor de la *Guía de perplejos*, Jacobo ben Mashir (a) Profatius, Salomón Abigdor, Guillermo Corvi, y nuestro Arnau de Vilanova. Este último nació en Valencia a mediados del siglo XIII, y se interesó por la astrología, la oniromancia y la alquimia, por lo que se le considera uno de los más importantes precursores de Paracelso. Sin embargo, el más importante de todos es San Alberto

Magno, muerto en el año 1280. Alberto se interesó por la alquimia pero seriamente, movido por un profundo sentido científico, con comprobaciones experimentales. Autor de *Los Secretos del Gran Alberto*, llevó a cabo estudios sobre el refinamiento del oro, la acción del ácido nítrico sobre los metales, la preparación de nuevas sales, los estudios sobre el azufre y los compuestos del potasio y sobre el cinabrio. Aún más, realizó trabajos demostrando la falsedad de los aforismos alquimistas como que el oro puro no es tal y que cuando el cobre se expone a los vapores del arsénico no se forma plata, etc. Y, por si todo esto fuera poco, estableció el principio de *Affinitas*, como una especie de “simpatía” selectiva. Este concepto se correspondería con el actual de la *afinidad*. Como consecuencia, establece las bases de la química futura, al emplear un punto de vista racional y científico. Su discípulo, el inglés Roger Bacon, autor del *Espejo de la Alquimia*, aconseja observar la naturaleza y despreciar a los clásicos como Aristóteles. Curiosamente, el autor de la *Summa Teológica*, Sto. Tomás de Aquino, conocido también como “Doctor Angélico”, era un gran entusiasta y un gran cultivador de la alquimia. Finalmente, debemos citar a Raimundo Lulio, que basándose en la contemplación de la naturaleza, compartió la afición a la alquimia con su dedicación apostólica.

En el siglo XV, si bien sigue conservando todavía su manto esotérico, la alquimia comienza a evolucionar hacia el descubrimiento de nuevas aplicaciones científicas. Aunque en Europa existieron numerosos “practicantes” conocidos, sin duda el más importante es Basilio Valentín, personaje hasta cierto punto misterioso y del que no se conocen muchos datos sobre su biografía. De entrada, su nombre significa “rey poderoso” o “rey valiente” en el lenguaje hermético. Se sabe que era benedictino, del convento que poseía la orden en Erfurt y que vivió durante las primeras décadas del siglo que nos ocupa. Sus escritos fueron descubiertos en el interior de una columna de la iglesia de la ciudad alemana citada, quedando al descubierto cuando, durante una tormenta, un rayo la partió por la mitad. Escribió entre otras obras:

- *El apocalipsis químico*
- *Las doce llaves de la filosofía*
- *El azote de los filósofos*
- *La luz de la naturaleza*
- *El carro triunfal del antimonio*

Al menos debemos reconocerle una gran originalidad al elegir los títulos de sus libros. La última obra es la más importante, pues en ella se describen por vez primera las propiedades del antimonio, "el bastardo del plomo", y de sus compuestos. Se le conocía como *regulus* o régulo, que significa "pequeño rey", por su facilidad de combinación con "el rey", es decir, el oro. El cambio al nombre de antimonio "anti-monje" provino de las intoxicaciones, una degeneración grasa del hígado, que sufrieron sus compañeros del convento -muchos de ellos enfermos de la sífilis (i)-, que fueron tratados por Valentín con sales de este metal.

Pero no todo lo que hizo fue malo, de hecho descubrió las propiedades terapéuticas del oro, algunas de cuyas sales se emplean en la actualidad para el tratamiento de ciertas enfermedades inflamatorias, como la artritis, por lo que podríamos considerarlo como el padre de la química bioinorgánica. También fue el descubridor del ácido muriático (clorhídrico). Basilio Valentín preparó cobre a partir de la calcopirita. Oxígeno "el espíritu del mercurio", calentando el óxido de mercurio rojo y muchos otros compuestos.

Sin embargo, algunos historiadores no aceptan la existencia de Basilio Valentín, indicando que fue la invención de un *salt boiler* de Turingia, llamado Johann Tholde, que fue el que publicó sus libros. Verdadero o falso, la realidad es que con Basilio Valentín se cierra el periodo histórico de la alquimia, ya que los cultivadores posteriores fueron muchos menos e incluso, como Nicolás Guibert, se retractaron públicamente. Además fueron perseguidos y torturados hasta que en el siglo XVII los agrupó de nuevo un tal Rosenkreuz en una sociedad secreta: los Rosacruces. Pero esto es otra historia.

## **NACIMIENTO DE LA QUÍMICA**

Es aceptado, generalmente, que la química como tal se inicia entre los siglos XVI y XVII. La ruptura con los procedimientos alquímicos se declara cuando se recomienda la experimentación y se desprecia la doctrina aristotélica de que el experimento "no es para espíritus superiores". Pero el cambio de ideología pasó su factura, ya que conllevó la condena de muchos personajes famosos, como Giordano Bruno y el mismo Galileo Galilei, así como la aparición del Cisma de Occidente con las doctrinas de Lutero, Calvino y Erasmo. Los químicos de la época, muchos de ellos, además, eran médicos, atacan las doctrinas de Hipócrates y Galeno y las doctrinas alquímicas. Rompen con el tradicional secreto y trabajan directamente en el

laboratorio, sin aceptar la “tiranía de las ideas preconcebidas”, como Pasteur acuñaría años más tarde. Pero tal vez la expresión más clara se deba a Massain: “No conozco otro libro que el cielo y la tierra, la cual es conocida de todos, pues nos es dado a todos conocer y leer tan bello libro”.

En consecuencia, se va a impulsar el interés por la química manufacturera. La metalurgia a finales del XVI está prácticamente establecida en su forma actual y, posteriormente, solo se modificarán los detalles técnicos. Debemos citar a Georg Agricola con su obra *De re metalica libri XII*, publicada en Basilea en 1556. Vannoccio Biringuccio, con *De la pirotechnia libri X*, publicado en Venecia en el año 1540, donde se describen los metales no ferrosos y su procedimiento de obtención y *Secreti del Rev. Dommo Alessio Piamontese*, centrado en la preparación de medicinas. Andrés Libanius, autor de *Alquimia*, publicado en Francfort en 1597 y que, en contra de lo que puede inspirar su nombre, es un tratado sobre la nueva química. Bernardo Palissy, con su *Tratado de metales*, es considerado por algunos como el primer profesor de química de Francia. Es de destacar su importante contribución a la cerámica y a la tecnología de los esmaltes.

En el siglo XVI, se produce el cambio de la alquimia a la química científica, cultivada primero por los médicos y posteriormente por los farmacéuticos y que durará hasta el siglo XVIII. Así, se descubrió el ácido sulfúrico, el famoso vitriolo, por calcinación de algunas de sus sales metálicas, denominadas en general vitriolos por su aspecto vítreo. Por ejemplo, el sulfato de cobre es el vitriolo azul y el de hierro el vitriolo verde. También se introduce la noción de espíritu, denominándose así a las partes esenciales de una materia, de forma que el alcohol etílico es el “espíritu del vino” que se obtiene por destilación<sup>4</sup> y el ácido clorhídrico el “espíritu de la sal”, ya que se obtenía al tratar esta con el vitriolo mediante la reacción:



Pero si existió en este siglo un personaje auténticamente atractivo fue Paracelso. Teophrastus Bombastus von Hohenheim nació en el otoño de 1493, hijo de un médico de la rama bastarda de los Von Hohenheim y al que una mordedura de perro castró en su infancia. Estudió Medicina, Filo-

---

4. La posibilidad de obtener alcohol fácilmente por destilación a partir del vino hizo que un fraile benedictino preparase un extracto de hierbas en este disolvente y elaborara un delicioso licor azucarado que lleva el nombre de *Benedictine*, que ha permanecido hasta nuestros días y al que el autor es un gran aficionado.

sofía, Teología y Minería. Despreció los cuatro elementos aristotélicos a la vez que defendía los “principios” de Basilio Valentín: la materia está constituida por mercurio, azufre y sal. Utilizó el apodo de Paracelso desde 1529, año en que publica *Practica*, pareciendo indicar que su obra es superior a la de Celso<sup>5</sup>. En su *Philosophia experimentalis* recopiló los diversos conocimientos de la química y la medicina de su tiempo. Fue un heterodoxo precursor a su época, ya que dijo que el hombre "puede ser un compuesto químico y las enfermedades una alteración de este compuesto". Estableció claramente que los compuestos químicos son útiles para combatir las enfermedades (“no hay venenos, es cuestión de dosis”), por lo que en cierta forma podríamos considerarlo como el padre de la química terapéutica.

Tuvo una vida relativamente corta, ya que murió a los 48 años, pudiendo catalogarlo como un genio impresionante en cuanto a conocimientos, actitudes y aventuras. Fue un revolucionario y en un escrito como este no hay espacio suficiente para resumir su vida. No obstante lo anterior, no podemos dejar de citar sus obras *Opus Paramirun*, *Consilium*, *Gran Cirugía*, *Las Siete Defensas*, *El Laberinto de los Médicos Errantes* y la *Astronomía Magna: oder Philosophia sagax ser Grossen und Kleinen Welt*.

La contribución de Paracelso justifica la consideración aceptada de que la química ha tenido una gran trascendencia en el desarrollo de la medicina.

Hasta mediados del siglo XVII casi todos los experimentos químicos se realizaron por calefacción de líquidos y sólidos, en condiciones aeróbicas o anaeróbicas. La destilación, por ejemplo, fue una de las operaciones mejor conocidas, en las que se recogía un líquido, pero en la que no interesaban los gases o vapores que se desprendían a la atmósfera.

El fenómeno de la combustión no empezó a estudiarse hasta la denominada "época de los gases", ya muy avanzado el siglo XVII y durante el XVIII. Aparte del aire y los de la combustión del azufre, de la madera y del carbón, se conoció el gas de la hulla, que enseguida emocionó a los químicos al poder emplearse como “gas ciudad” para la iluminación. También se sabía que al explotar la pólvora se producían gases, pero tampoco interesó demasiado conocer cuáles.

---

5. En el año 1450, el Papa Nicolás V descubrió en la Biblioteca Vaticana un manuscrito titulado *De Re Medica*, cuyo autor fue un magnífico médico romano llamado Celsus o Celso (25 a.C.-54 d.C.), cuyo eslogan se basaba en “*La medicina debe ser racional, que debe buscar las causas evidentes y recusar las oscuras*”.

Considerado como uno de los fundadores de la química, Juan Bautista van Helmont nació en Bruselas en el año 1577, pero inició sus estudios sobre los gases a principios del XVII. Fue el primero en introducir la palabra "gas", que no es ni más ni menos que la trascripción de la palabra "caos" de Paracelso, y estableció la diferencia entre aire, gas y vapor. Definió tres tipos de gases: el *gas carbónico*, procedente de la combustión del carbón vegetal; el *gas silvestre*, procedente de la fermentación del mosto, y el *gas pingüe*, procedente de la putrefacción. Redescubrió el citado cloruro de hidrógeno "anhidro"<sup>6</sup>, los óxidos de nitrógeno, el gas sulfuroso y el anhídrido carbónico formado durante la combustión. Sin embargo, el verdadero desarrollo de la química de los gases se debe a tres químicos, Robert Boyle (1627-1691), Robert Hook (1635-1703) y John Mayow (1641-1679).

El primero de ellos demostró que una vela se apagaba rápidamente en una campana cerrada y que los animales no podían vivir en la atmósfera formada durante la combustión, para lo cual tuvo que descubrir la técnica de recoger los gases en una campana o en una botella previamente llenas de agua. Observó que al quemarse los gases reducían su volumen. Boyle también aisló el ácido acético y los acetatos del ácido piroleñoso, obtenido por pirolisis de la madera. Afirmó que la experimentación lógica y la deducción son las bases de la ciencia y del conocimiento

Hook puntualizó que "el aire es el menstruum o disolvente universal de las combustiones" y "la llama es el cuerpo brillante y transitorio de una combustión, compuesta por una mezcla de aire y de las partes de la combustión". Explicó el distinto comportamiento del carbón vegetal al calentarlo en el aire o en una retorta, estableciendo las bases racionales para comprender este proceso.

Finalmente, Mayow fue el primero en asentar la relación entre combustión y respiración; incluso se le ha considerado como un precursor de Lavoisier, adelantándose en un siglo a las ideas de este. Llegó a la conclusión de que el aire contiene el "nitro aéreo" (oxígeno), indispensable para ambos procesos citados y que es el mismo que se combina con los metales para dar "cales" (óxidos). Más tarde indicaría que el aire está compuesto por "nitro aéreo" y otro componente desconocido, el "gas inerte", por considerar que no intervenía en la combustión. En la respiración, los seres vivos fijan el "espíritu" del aire y si esta tiene lugar en un espacio cerrado, aparece un ai-

---

6. Entre los químicos se distingue el cloruro de hidrógeno como un gas cuando está seco y como ácido clorhídrico cuando se encuentra disuelto en agua.

re impropio para la vida. Además de estas aportaciones, estableció que el ácido vitriólico (sulfúrico) era más fijo que el "espíritu del nitro" (nitríco), ya que lo desplaza de las sales de este último.

En otro orden de ideas, merece la pena mencionar a Johann Rudolf Glauber (1604-1670), químico alemán que trabajó mucho y bien en la preparación de sales, fundamentalmente orientado hacia la farmacopea. Una de ellas, que aún se emplea en terapéutica, es la que lleva su nombre, el sulfato sódico. Esta sal la obtuvo en el año 1658 y la llamó originalmente "sal mirabilis" (sal milagrosa). Diseñó sus famosos hornos en los que calentaba sal, alumbre y vitriolo, conjuntamente con otros compuestos, y así obtuvo numerosos nitratos y sulfatos. Pero su contribución más importante fue sin duda el descubrimiento de las reacciones de precipitación, por la mezcla de dos sales diferentes en la que se forma una nueva insoluble en agua.

Una exquisitez adicional fue la descripción por Nicolás Lemery, que en sus *Cours de Chimie* estableció "que los ácidos son compuestos puntiagudos que punzan la lengua y penetran en los poros de los metales, desgarrándolos y disolviéndolos".

Como consecuencia de la actividad científica, en el siglo XVII aparecen las primeras sociedades especializadas y las primeras publicaciones. Le cabe a Italia el honor de ser la pionera. Así, en 1603 se fundó la Accademia Nazionale dei Lincei, todavía existente. Medio siglo más tarde, la Accademia dei Cementi, que en 1669 comienza a publicar sus *Memorias*. En 1662 nace en Inglaterra la Royal Society y, poco después, el Philosophical College fundado por Boyle. En 1666, se crea en Francia la Academie des Sciences. Respecto a las publicaciones químicas, en el año 1665 aparecieron las dos primeras: el *Journal des Savants*, en Francia, y el *Giornale d' Italia*.

Los países que durante el siglo XVIII más cultivaron el desarrollo químico fueron Alemania, Francia, Inglaterra y Dinamarca. Sin embargo, y a pesar del creciente interés por la nueva química, una teoría nefasta, la del flogisto, frenó el avance químico de forma notable. Lemery y Boyle, entre otros, ya habían intentado explicar, en el siglo anterior, el aumento de peso que se produce en los metales por calcinación, dando como solución que las partículas de fuego atraviesan los poros del crisol y se unen al metal. Para insistir aún más, Hierne precisó que dichas partículas de fuego no eran ni más ni menos que "el fuego pingüe" que se hallaba en el carbón y que era idéntico a la luz que desprendía. En el año 1764, Meyer sostuvo que la calcinación del carbonato magnésico lo transforma en el óxido, fijando el "ácido pingüe" de la llama y... ¡se quedó tan fresco!

Pero el verdadero culpable fue Georg Ernst Stahl, médico y químico alemán nacido en 1660 y muerto en 1734. Aceptando las teorías de Becher, el flogisto es “el principio inflamable” que existe, en mayor o menor proporción, en todos los materiales, dándole sus propiedades características. La ley fundamental dice: “Un metal es un compuesto de óxido metálico y flogisto. Al calcinar el metal pierde el flogisto y se transforma en un polvo amorfo. Cuando se trata con carbón, gana flogisto y aparece el metal”. Durante todo este siglo, la teoría del flogisto sufrió cambios, tan sorprendentes como divertidos, para poder así aplicarla de un modo general. Sirva de ejemplo que el eminente Lord Cavendish pensó que el anhídrido carbónico era *flogisto químicamente puro*.

Un personaje que debemos citar es el químico sueco Carl Wilhelm Scheele (1742-1786). Obtuvo el hidrógeno por reacción del hierro o el cinc con ácidos (aire inflamable), el oxígeno por calefacción de óxidos metálicos o el nitrato de plata (aire ígneo). En 1772 aisló el nitrógeno, pero lo publicó en el año 1777, tres años después que Priestley, con lo cual la fama fue para este último. Definió el aire como una parte de “aire ígneo” y cuatro partes de “aire gastado”. Por si esto fuera poco, casi se muere cuando descubrió el ácido cianhídrico. El mérito de este sueco peculiar es aún mayor si consideramos su pobreza y falta de medios: ¡no pudo comprar ni una balanza para trabajar en su laboratorio!

El inglés Joseph Priestley descubrió que el “aire fijo” que se desprende en la combustión es el mismo que el que se forma en la fermentación de la cerveza. Este gas suministraba un ligero sabor ácido al agua: acababa de descubrir el agua de seltz (sifón). En 1775 informó a la Royal Society de sus experimentos que demostraban la fotosíntesis. Obtuvo también el óxido nitroso, al que más tarde Davy llamó “gas hilarante”.

## LA QUÍMICA MODERNA

Pero la crisis salta a finales de siglo, ya que empezó a comprobarse que las teorías no casaban con los datos experimentales. Era necesaria una labor de síntesis de los conocimientos y una explicación general justificativa de los mismos. Evidentemente, la teoría del flogisto no podía hacerlo. Fue necesaria la aparición de uno de los químicos más eminentes de la historia para sentar las bases racionales de la química moderna: Lavoisier.

Antoine Laurent de Lavoisier nació en París el 26 de agosto de 1743. A los 26 años recibió la Medalla de Oro de la Academia de Ciencias por una

memoria sobre la iluminación de una gran ciudad. Su mejor colaborador fue su propia mujer, María Ana Paulze. Llegó a ser director de la Academia cuando ya era miembro de la Royal Society inglesa, y lo fue hasta que se suprimió la primera en 1793. Al año siguiente se dio orden de detener a los “arrendatarios” y Lavoisier fue detenido y decapitado, sin que sus compañeros de Academia, salvo Borda y Haüy, movieran un solo dedo por él. La tristemente célebre frase pronunciada por el juez que lo condenó: “*La revolución no necesita sabios*”, es un modelo de su capacidad cultural y de su humanismo. Ante el patíbulo, alguien pronunció la frase “*Necesitaremos otros 100 años para tener otra cabeza como la suya*”... y no le faltó razón. Al igual que hemos hecho con Paracelso<sup>7</sup>, no hay sitio suficiente aquí para glosar una vida y una obra tan monumentales como la de Lavoisier, al que se le considera como el fundador de la química moderna. Simplemente señalaremos que partió del análisis, hasta el máximo extremo de validez, de los conocimientos químicos del XVIII. Tras los trabajos de Priestley, él continuó demostrando que el aire puro, o sea, el oxígeno, se combina con el metal cuyo aumento de peso es idéntico al peso de aire que se pierde en la experiencia. Formula el principio de la combustión, donde el oxígeno es el agente universal. Las “cales” son, sencillamente, óxidos metálicos. Descubrió que el aire está constituido por una mezcla de oxígeno y de nitrógeno. Formuló la ley de la conservación de la masa: “La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma”. Con Laplace formuló la ley termodinámica de que “el calor de descomposición de un compuesto es igual al de su formación y de signo contrario”. Entre sus obras, *Traité élémentaire de chimie*, *Cours de chimie expérimentale*, etc., explica la afinidad como una “verdadera atracción”. Lavoisier permaneció fiel a la química de los “principios” y, dado que para él pesaba más el concepto físico de la estructura de la materia, sus trabajos condujeron de lleno a la teoría atómica y a las teorías químico-físicas del siglo XX.

La publicación por Lavoisier, el año de la toma de La Bastilla, de su citado *Tratado Elemental de Química*, constituyó el golpe de gracia para la teoría del flogisto y la consolidación del concepto de “elemento”. El efecto directo fue la expresión de la teoría atómica de Dalton, basada en los conceptos filosóficos de los griegos Leucipo y Demócrito. Aún más, cuando Jeremías Richter (1762-1807) estableció la ley de las proporciones recíprocas, para

---

7. Ambos genios tuvieron algo en común y es que, como hemos dicho, fueron mutilados. Dejamos a la sutileza del lector juzgar cual fue peor.

lo cual introdujo los términos “equivalente” y “estequiometría”, dio paso a la ley de las proporciones múltiples de Dalton. Joseph Proust (1755-1826), que fue profesor de Química en Madrid y Segovia durante el reinado de José Bonaparte, estableció la ley de las proporciones definidas. Joseph Gay-Lussac (1788-1850) demostró la ley fundamental de la combinación de los gases. Amedeo Avogadro (1776-1856) publicó en 1811 la teoría molecular por la que demostraba que pueden existir cuerpos con más de un átomo, así como su famosa ley. Esta ley fue rechazada inicialmente por la comunidad, principalmente por la oposición de Berzelius, hasta que en 1860 fue reintroducida hábilmente, en el Congreso de Karlsruhe, por otro italiano famoso: Stanislao Cannizzaro. Este gran químico estableció claramente la diferencia entre átomo y molécula; determinó diversos pesos moleculares mediante la utilización de la hipótesis de Avogadro y utilizando como unidad el átomo de hidrógeno.

Pero volvamos a Jöns Jacob Berzelius, el químico que dirigió la opinión científica europea desde Estocolmo. Aunque, como ya se ha apuntado, era muy dogmático, proporcionó las bases del sistema de símbolos de los elementos, actualmente en uso. Estudiando la electroquímica llegó a la conclusión de que las fuerzas químicas eran de naturaleza eléctrica. En su tercer tomo de *Lärbor* describe que los átomos están dotados de carga eléctrica: positiva en los metales y negativa en los no-metales y la “afinidad” no es nada más que una atracción electrostática. Aportó también el concepto de radical. Muchos equipos de los empleados actualmente en los laboratorios de química fueron de su diseño personal. Además de sus contribuciones, también tuvo crasos errores, como que fue partidario absoluto de la teoría vitalista<sup>8</sup>, por lo que frenó el desarrollo de la síntesis orgánica.

Leopold Gmelin (1788-1853), un químico inorgánico, reconoció en 1848 que los compuestos de carbono formaban una química especial. Curiosamente fue el poeta romántico alemán, Friedrich von Hardenberg Novalis, autor de los *Himnos de la Noche*, quien la bautizó como “Química Orgánica”. No es de extrañar que se haya considerado “como la más romántica de las ciencias” (véase la obra de Serratosa en la bibliografía).

---

8. La teoría vitalista establecía que los compuestos orgánicos no podían ser preparados en el laboratorio, ya que para su obtención era necesaria *la fuerza vital*, que como su nombre indica solo la poseen los seres animados; en consecuencia no merecía la pena intentar la preparación de cualquier sustancia orgánica natural.

Ya bien entrado el siglo XIX, en el año 1828, Friedrich Wöhler (1800-1882), discípulo de Berzelius, sintetizó la urea (cuatro años antes había preparado oxalato amónico por reacción del cianógeno con amoniaco (pero este compuesto ¡no se consideraba orgánico!) mediante la reacción:



Con Wöhler, la teoría vitalista fenece y se abre el camino a la gran conquista de la química, por la que el hombre emula a su creador: la síntesis orgánica. En 1845, Kolbe sintetiza el ácido acético y, en 1856, Berthelot el metano. Justus Liebig (1803-1873) estableció la química agrícola, estudiando numerosos fenómenos fisiológicos, así como describió una especie de sopa y definió gran número de radicales, que figuran en su *Tratado de Química Orgánica*. En este libro ya se vislumbra la “teoría de los tipos”, que abrió paso a que Charles Gerhardt (1816-1856) definitivamente la estableciera. Los “tipos” son el equivalente a nuestros grupos funcionales. También descubrió la existencia de series homólogas, que fueron confirmadas por Wurtz, el primero en formar un enlace C-C de forma general, y por Hoffmann, con sus trabajos con las aminas.

Una de las conquistas más importante de la química es haber conseguido llegar a establecer la estructura inequívoca de los más de una decena de millones de compuestos descritos. El saber cómo es una molécula conlleva, adicionalmente, la posibilidad de poder predecir sus propiedades y comportamiento. Es precisamente en este siglo cuando se edifican las bases estructurales para llegar a este conocimiento.

La representación gráfica de los enlaces por medio de líneas fue introducida por el escocés Archibald Couper y por el alemán Friedrich August Kekulé von Stradonitz en 1858 y llevada a su forma moderna seis años más tarde, por el también escocés Alexander Crum-Brown. La vida de Couper es ciertamente triste. Estudiante de Filosofía y Lenguas Clásicas, se interesó por la química tres años antes de la publicación de la teoría estructural. La divulgación de la misma, lamentablemente, tuvo lugar unos meses más tarde de la publicada por Kekulé. Se cuenta que por desinterés o negligencia de su maestro Wurtz, con quien estaba trabajando. Este hecho motivó que Couper se sintiera tan frustrado que abandonó la química para siempre, por lo que esta ciencia perdió una de sus más importantes cabezas. Fue necesario que pasase un siglo para que en verdad se reconociese su mérito. El

caso fue aún peor si consideramos que la aportación de Couper fue incluso superior a la de Kekulé. No obstante, no debemos restarle mérito al último y es, además, una delicia escuchar cómo descubrió la química estructural. Estando trabajando con Perkin, el considerado, erróneamente, como primero que sintetizó un colorante<sup>9</sup> llamado mauveína, en Inglaterra, no podía faltarle su “sueño de una noche de verano”.

*Una hermosa tarde de verano volvía, como de costumbre, en el exterior del último ómnibus, a través de las calles desiertas de la metrópoli, a otras horas tan llenas de vida. Me sumí en un ensueño, y he aquí que los átomos se me presentaron bailando ante mis ojos. Siempre hasta entonces estos diminutos seres se me habían aparecido en movimiento, pero hasta aquel momento nunca fui capaz de discernir su naturaleza. Entonces, sin embargo, vi cómo dos átomos pequeños se unían con frecuencia para formar una pareja, como uno de mayor tamaño abrazaba a los otros dos y cómo otro aún mayor sujetaba a los tres o incluso cuatro menores, mientras la totalidad se mantenía girando en una danza vertiginosa. Vi también cómo los mayores formaban una cadena, arrastrando tras ellos a los más pequeños... La exclamación del conductor: “¡Chapham Road!”, me despertó del ensueño, pero me pasé una parte de la noche escribiendo algunos esbozos siquiera de aquellas figuras oníricas. Este fue el origen de la Strukturtheorie.*

Pero fue el ruso Aleksandr Butlerov quien en 1861 establece como tal la expresión “estructura química”, además afirmó rotundamente que la fórmula estructural representaba “la posición topográfica de los átomos” en la molécula. Un año más tarde, supuso que las valencias del carbono estaban dirigidas tetraédricamente. En 1867 Kekulé llegó a la misma conclusión, pero ninguno de los dos relacionaron este aspecto con la estereoquímica, por lo que hubo que esperar al año 1874, cuando, independientemente uno de otro, el holandés Jacobus van't Hoff (1852-1911) y el francés Joseph Le Bel (1847-1930) mostraron que cuando los átomos o radicales eran diferentes y están situados en los vértices de un tetraedro regular, dan lugar a dos disposiciones distintas, siendo una la imagen especular de la otra. Esto daría

---

9. Hoy se sabe que el primer colorante sintético, el negro de anilina, fue preparado por el químico alemán Runge.

lugar al denominado carbono asimétrico y sirvió de fundamento para explicar la isomería óptica, descubierta más tarde en Francia por Louis Pasteur. Pero Van't Hoff llegó más lejos, prediciendo unos años más tarde la posibilidad de que se apareciera isomería óptica sin ser necesaria la presencia de un carbono asimétrico o, lo que es lo mismo, que existen moléculas que por su falta de elementos de simetría no son superponibles con su imagen especular (disimetría o quiralidad). Por si esto fuera poco, también explicó la estereoisomería geométrica (o *cis-trans*), que no tenía interpretación hasta entonces.

Pero quedaba el otro desafío de la química estructural, el concepto de aromaticidad, o razón por la cual compuestos poliinsaturados se comportaban como muy estables, sin dar reacciones de adición, como cabía esperar, y sí de sustitución. Siete años después de publicar la teoría estructural, en 1865, Kekulé se enfrentó con este problema de la química, ¡y también esta vez entre sueños!

*Me hallaba sentado escribiendo mi libro de texto, aunque la obra no progresaba porque mis pensamientos estaban en otra parte. Volví la silla hacia el fuego y me adormilé, y de nuevo se pusieron los átomos a brincar ante mi vista. En esta ocasión, los grupos más pequeños se quedaron modestamente en el fondo. Mis ojos mentales, más agudos debido a las repetidas visiones de este tipo, pudieron distinguir entonces estructuras de mayor tamaño y de configuración múltiple, largas filas a veces ajustadas más apretadamente, y todas ellas enroscándose y trezándose a la manera de un movimiento serpentiforme. ¡Pero cielos!, ¿qué era aquello? Una de las serpientes se había mordido la cola y el conjunto giraba burlonamente ante mi vista. Me desperté como si hubiera estallado un relámpago, y también en esta ocasión hube de pasar el resto de la noche deduciendo las consecuencias de aquella hipótesis<sup>10</sup>.*

Lamentablemente, las ideas de Kekulé eran insuficientes para explicar el fenómeno que nos ocupa, aunque supuso un avance importantísimo para su época. Él tuvo que aceptar un equilibrio dinámico del tipo:

---

10. Una descripción más detallada del trabajo de Kekulé puede encontrarse en la obra de Serfatosa (ver bibliografía).



que hoy sabemos que no es así y que no se pueden utilizar los símbolos del equilibrio, sino la flecha bicéfala ( $\longleftrightarrow$ ) de la resonancia. Esta teoría, conjuntamente con la de los orbitales moleculares, resolvería el problema, para cuya solución la química-física orgánica desempeñó un papel dramático. Hoy se ha hecho tan corriente, que se explica en muchos centros a jóvenes de segunda enseñanza o en el primer curso de la enseñanza superior, sin que supongan apenas complicaciones.



*Laboratorio de química.*

La llegada del siglo XX potencia y culmina todo lo anterior, pero su descripción nos llevaría a los diversos tratados de los que disponemos actualmente, ya que es una tarea formidable para la química en cualquiera de sus especialidades, lo que exigiría una descripción monumental. Baste citar el nacimiento de la quimioterapia, la fisión del átomo, las síntesis complejas de productos naturales de origen tanto animal como vegetal -tanto terrestres como marítimos-, el mundo de los plásticos, de los fármacos, de la biotecnología, las fibras, los colorantes, la contribución a la conquista espacial

con los nuevos materiales, la nanotecnología, etc., con todo lo que la investigación básica ha contribuido para lograr el desarrollo de estas ciencias aplicadas.

Solamente una justificación: piensa, querido lector, en todo lo que le debes a la química desde que te levantas hasta que te acuestas, a lo largo de tu vida. Si concluyes que la química es fascinante y has resistido hasta aquí la lectura de este libro, te convencerás a lo largo de los capítulos siguientes de que, además, es una ciencia divertida.



## EL BOSQUE QUÍMICO

*Dijo también Dios: “Ahí os doy cuantas hierbas de semilla hay sobre la haz de la tierra toda, y cuantos árboles producen fruto de simiente, para que todos os sirvan de alimento”.<sup>11</sup>*

Escribe Thomas Mann en su *Doctor Fausto*:

*Nunca olvidaré aquel cuadro. El recipiente de cristalización estaba lleno en sus tres cuartas partes de un líquido viscoso, obtenido con la disolución de salicilato de potasa, y de su fondo arenoso, surgía un grotesco paisaje de excrecencias de diverso color, una confusa vegetación, azul, verde y parda, de brotaciones que hacían pensar en algas, hongos, pólipos inmóviles, y también en musgos, en moluscos, en mazorcas, en arbolillos y ramas de arbolillos, a veces en masas de miembros humanos. La cosa más curiosa que me hubiese sido dado hasta entonces contemplar. Curiosa no sólo por su extraño y desconcertante aspecto, sino por su naturaleza profundamente melancó-*

---

11. Gen. 1, 29.

*lica. Y cuando papá Leverkühn nos preguntaba qué nos parecía que pudiera ser aquello y nosotros le contestábamos, tímidamente, que bien pudieran ser plantas, él replicaba: “No, no son. Hacen tan solo como si lo fueran. Pero no por ello merecen menos consideración. Su esfuerzo de imitación es digno de ser admirado por todos conceptos”.<sup>12</sup>*

Este es un bello experimento basado en la precipitación, proceso químico que consiste en la formación de un compuesto (o una fase) insoluble en el seno de una disolución. Aquí vamos a aprovechar la gran insolubilidad de los silicatos de los metales pesados que se nos van a formar en el seno de una disolución acuosa de silicato sódico, también denominada *vidrio soluble* y *vidrio acuoso*. Esta disolución viene a tener una concentración entre el 35 y el 40 % de silicato sódico en agua y se le asigna la fórmula  $\text{Na}_2\text{O}(\text{SiO}_2)_n \cdot (\text{H}_2\text{O})_n$ , es decir, no tiene una estequiometría muy definida.

Sin embargo, sí podemos deducir varias cosas de interés. La primera, que con esa fórmula debemos esperar que la disolución tenga un pH muy alcalino, por lo que deberemos manejarla con sumo cuidado, evitando el contacto con la piel, los ojos y las mucosas. Un hecho curioso, relativo a la disolución citada, es que se ha empleado para conservar los huevos<sup>13</sup>, ya que cuando se pinta la cáscara con ella taponan sus poros, por lo que pueden aguantar hasta casi un año sin descomponerse. Como indica Mann en su libro, también puede realizarse el experimento con un salicilato soluble.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.



### Materiales necesarios

Un vaso de precipitados como el de la figura siguiente o algo similar de 1,0 o 1,5 litros de capacidad; un vidrio de reloj o una trozo de plástico transparente que nos sirva para tapar el vaso y espátulas de laboratorio.

---

12. Idea tomada del libro de Roesky y Möckel (ver bibliografía). El texto proviene de la colección Obras Selectas de Premios Nobel: Thomas Mann. Planeta, 1987. Pág. 173.

13. Recientemente también se aplica para evitar el ataque de la carcoma y como protector de incendios en madera vieja.



### **Productos químicos**

500-700 ml de una disolución comercial de silicato sódico. Una punta de espátula de las siguientes sales inorgánicas cristalinas, con los cristales entre 1 y 2 mm de tamaño, que se indican en la Tabla 1, conjuntamente con el color del “árbol” que formarán. Adicionalmente, el experimento se puede repetir con uno o dos cristales grandes de una o dos sales.

### **Explicación**

Alrededor de cada cristalito de sal se crea una membrana coloidal semipermeable formada al reaccionar el anión silicato con el ión metálico y formar un precipitado muy insoluble. Entre el cristal y la membrana se va concentrando la disolución de la sal metálica. Por un fenómeno de ósmosis entra el agua a través de dicha membrana, diluye la disolución concentrada, hincha la membrana y, finalmente, ésta estalla verticalmente hacia arriba. La concentración de sales es menor en la zona superior, donde la sal está más diluida, por lo que también la densidad es menor, como consecuencia es mayor la presión que en los laterales. El agujero formado al romperse la membrana se llena de nuevo de la sal metálica, que continúa el proceso. En conclusión, el crecimiento va en esa dirección como si fuera un arbolito en la naturaleza.

Sulfato cúprico	azul verdoso
Nitrato de cobalto	azul oscuro
Cloruro de cromo	verde oscuro
Cloruro de zinc	blanco
Cloruro férrico	amarillo-ocre
Cloruro de manganeso	rosa pálido
Nitrato de níquel	verde

*Tabla 1*



## **Método experimental**

La disolución de silicato sódico se diluye con un volumen igual de agua destilada en el vaso de precipitados, agitando con una varilla de vidrio. Cuando se ha mezclado bien, se deja reposar hasta que no se mueva el líquido y, con cuidado, se agregan las sales que irán al fondo del vaso, desde donde comienzan a crecer. Puede quedar algo de polvo flotando, pero no solo no importa, sino que además dará lugar a la formación de estalactitas con un bello efecto.

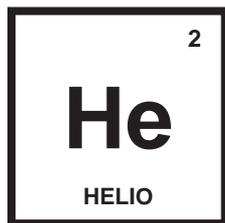
El vaso se tapa con el vidrio de reloj y se deja en absoluto reposo. De cada una de las sales comienza a formarse un arbolito, más o menos extraño, del color indicado para cada una de ellas, pudiendo observarse el crecimiento para formar un jardín exuberante. Al cabo de algunos días la disolución comienza a formar una especie de nata gelatinosa. En este momento podemos tomar la decisión de tirarla, como se indica más adelante, y lavar el material o bien conservarla, para lo cual se sifona la disolución con un tubito de goma y con mucho cuidado, ya que los arbolitos son muy frágiles, se vuelva a llenar con agua pura.

Alternativamente, si se desea conservar el jardín, en vez del vaso de precipitados puede emplearse un jarroncito de vidrio de paredes planas, de los que venden en algunos comercios a buen precio. En este caso se recomienda poner un lecho de gravilla fina blanca, como en un acuario, y realizar el experimento de la misma forma. El efecto final es mucho más sugestivo.



## **Eliminación de residuos**

La parte sólida se filtra en un pequeño embudo con un papel de filtro, por ejemplo de los empleados en las cafeteras. La disolución se acidula con vinagre y se puede arrojar por el sumidero. El papel con las sales sólidas se puede tirar a la basura contaminada del Punto Limpio.



## LA SERPIENTE DEL FARAÓN

*Yavé dijo a Moisés y a Aarón: “Cuando el faraón os diga: ‘Haced un prodigio’, le dices a Aarón: ‘Coge tu cayado y échalo delante del faraón y se convertirá en un serpiente’”. Moisés y Aarón fueron al faraón e hicieron lo que Yavé les había mandado. Arón arrojó el cayado delante del faraón y de sus cortesanos y el cayado se convirtió en serpiente.<sup>14</sup>*

Quando Friedrich Wöhler (ver pág. 34) estaba realizando sus experimentos caseros con el cianógeno en la ciudad de Marburgo, descubrió que al quemar las píldoras de tiocianato de mercurio se formaban, aparte de un olor repugnante que atufaba a su patrona, una especie de culebrillas que se conocen como *Serpientes del Faraón*.

Afortunadamente, existen otros dos métodos menos pestilentes para realizar el experimento: la calefacción de la para-nitroacetanilida con ácido sulfúrico (método A) y el de la mezcla con azúcar (método B). En este libro

---

14. Ex. 7, 8-10.

describiremos ambos. Conviene hacer los experimentos al aire libre o en una habitación muy grande, de techo alto y con gran capacidad de ventilación.

## MÉTODO A

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

Un platillo pequeño de vidrio resistente al calor (el de un juego de café de Durallex<sup>®</sup> es adecuado). Un aro de hierro con 3 patas y una vela, dispuestos como se indica en el siguiente esquema:



### Productos químicos

3 g de para-nitroacetanilida y 1 ml de ácido sulfúrico concentrado (¡cuidado muy corrosivo!).

### Explicación

El ácido sulfúrico es un agente deshidratante potente que oxida y carboniza a la para-nitroanilina, formando carbono con gran desprendimiento de gases, entre otros el anhídrido sulfuroso, con un olor sofocante que irrita los ojos y que da lugar a un hongo parecido al de las explosiones atómicas.

### Método experimental

Se ponen en el platillo los 3 g de la para-nitroacetanilida y se agrega el mililitro de ácido sulfúrico. Se mezclan cuidadosamente con un palillo y se enciende la vela. En pocos minutos se produce una reacción espontánea que desprende los gases y forma la serpiente que puede alcanzar más de un palmo de longitud.

## Eliminación de residuos

El palillo usado para hacer la mezcla homogénea se lava con agua abundante y se arroja a la basura. La serpiente formada se recoge con cuidado y se tira también a la basura.

## MÉTODO B

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

Cualquier artilugio que aisle de la mesa donde se haga. Se puede emplear la tapa metálica de un bote de conserva:



o incluso en el vértice de una montañita de arena, como si naciera de un nido.

### Productos químicos

Existen varias fórmulas en las que varía uno de los oxidantes, que pueden ser bromato potásico, nitrato potásico, dicromato potásico, etc. La mezcla del nitrato-dicromato es la que hemos elegido por ser la mezcla relativamente poco tóxica y muy eficaz.

### Explicación

La oxidación del azúcar produce gran cantidad de carbono mezclado con gases, por lo que se produce el crecimiento de la serpiente. El dicromato se reduce a sales de cromo, potencialmente cancerígenas, por lo que las cenizas se manejarán con cuidado.

### Método experimental

Se prepara una mezcla con 6 g de nitrato potásico, 12 g de dicromato potásico, 12 g de azúcar (sacarosa). Se agregan unos mililitros de agua, de manera que se constituya una masa moldeable, a la que daremos la forma preferida, como los huevos de los que habrán de nacer las serpientes del tamaño de un garbanzo grande, y se dejan secar al aire. Conviene que los tres reactivos estén finamente pulverizados, aunque

por separado, para lo que podemos utilizar un mortero de loza de los de cocinar.

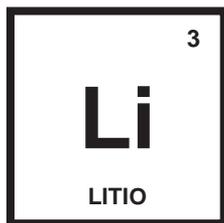
Cuando nuestros huevos estén secos, los ponemos en el vértice de la montañita o en la tapa metálica y les agregamos unas gotas de alcohol y lo prendemos fuego. La serpiente crece lentamente adoptando formas caprichosas de un color verde oscuro.<sup>15</sup>

### **Eliminación de residuos**

Las cenizas se envuelven en un trozo de papel y se tiran en la basura contaminada del Punto Limpio.

---

15. Si el experimentador sabe tocar la flauta, resulta muy llamativo que lo haga a la vez que la serpiente progresa.



## EL MATAMOSCAS

*Echarás en tu campo mucha simiente y cosecharás poco, porque se lo comerá la langosta.<sup>16</sup>*

Supongamos que un soldado o un explorador queda aislado en medio de la jungla y que tiene necesidad de acostarse debido a lo cansado de la jornada. Sin embargo, teme dormirse y que el enemigo o las fieras lo ataquen sin que pueda apercibirse. Como no dispone de trampas avisadoras, decide fabricarlas, para lo que cuenta en su botiquín con tintura de yodo como desinfectante, amoníaco para la picadura de los insectos y algodón. Se pone manos a la obra y mezcla partes iguales de la tintura de yodo y del amoníaco en su botella vacía de agua de beber, apareciendo un precipitado pardo. Pone un tapón constituido por una torunda de algodón en la boca de la botella, agita la suspensión y deja salir un poco de líquido, mientras que una parte pequeña del precipitado pardo se retiene en el algodón. Pone la botella de nuevo en posición vertical, retira el algodón y lo deja cuidadosamente en el suelo a una cierta distancia de su sitio de acampada. Repite el proceso y va sembrando algodones por las zonas posibles de paso. Se va a dormir y, afortunadamente, solamente al amanecer oye una explosión,

---

16. Dt. 28, 38.





La presencia del yodo es lo que hace que el color del humo producido en el estallido sea de color violeta.



### Método experimental

Se mezclan en el vaso 2 g de yodo metálico (el yodo es un halógeno, por lo que se evitará su contacto con la piel y las mucosas), 1 g de yoduro potásico, 2 ml de agua. Cuando todo el yodo se ha disuelto, se agregan 20 ml de amoníaco concentrado. Se agita con la varilla hasta que no forme más precipitado. En el embudo se pone el papel de filtro y se pasa la suspensión. El sólido que se retiene, se lava con alcohol y con agua, **no dejando secar**. El filtro se deja secar al aire en el exterior. Cuando está seco se puede hacer estallar tocándolo con un palo de más de un metro de largo con una pluma en la punta... o se espera a que se pose una mosca y ver qué ocurre. Para atraerla, cuando el filtro está húmedo se puede poner un poco de miel en un lado.

Alternativamente, se puede hacer una disolución de 1 g de yodo en 5 ml de alcohol y agregar a continuación los 10 ml de amoníaco concentrado. El resto del proceso es idéntico.



### Eliminación de residuos

El yodo residual se elimina fácilmente con disolución de tiosulfato sódico  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ . Las aguas madres se eliminan por la pila con los grifos abiertos, para diluir lo más posible. El resto se elimina "por sí mismo".





## EL ÁRBOL DE SATURNO

*Los de Tarsis traficaban contigo en gran abundancia de productos de toda suerte: en plata, hierro, estaño y plomo te pagaban tus mercancías.<sup>17</sup>*

Imaginemos que en la Edad Media asistimos a una cena en la que un viejo noble, enamorado de una bella muchacha de mucha menos edad, decide envenenar a su esposa para así liberarse y poder llevar a la joven al altar. Entonces encarga a su mago particular un veneno potente de sabor dulce. Como la esposa es muy golosa, puede echarlo en el vino de la cena para que muera. El mago, sin apenas dudarlo, decide entregarle un frasquito de disolución de Azúcar de Plomo (el acetato de este metal). En un descuido de la esposa, antes de la cena, agrega el veneno en su vaso. Cuando termina el festín, comienza el baile y la esposa se divierte como los demás, sin notar ningún síntoma de intoxicación. El viejo noble coge el vaso del vino y lo mira por dentro. Todo el interior es de un gris oscuro. ¿Qué había ocurrido? Pues nada, tan simple como que el vaso era de estaño y “cementó” el plomo en la pared, por lo que no fue ingerido. El anciano marido, co-

---

17. Ez. 27, 12.

mo era un ignorante de la química, pensó que era un aviso del más allá, por lo que renunció a sus morbosas intenciones e ingresó en un convento de clausura.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

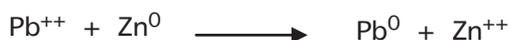
Un vaso de precipitados de 100 ml de capacidad, una probeta de 250 ml, una varilla de vidrio, un embudo -a poder ser de vidrio-, filtros de papel de los utilizados en las cafeteras y film de papel de los empleados en la cocina.

### Productos químicos

Acetato de plomo comercial (**ojo, es muy venenoso**: evitar la ingesta y el contacto con la piel y los alimentos), vinagre y una tira de cinc en forma de garrota.

### Explicación

El cinc es un elemento reductor que en la escala de potenciales estándar se encuentra por debajo del plomo (al igual que el estaño), por lo que reduce a las sales de plomo, según la siguiente reacción:



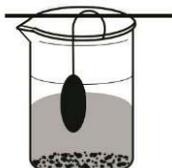
Y en su forma global:



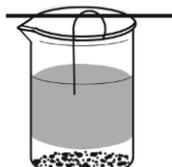
### Método experimental

Se disuelven 5 g de acetato de plomo en 50 ml de agua destilada y se agregan 5 ml de vinagre. Se agita con la ayuda de la varilla de vidrio hasta la prácticamente total disolución de la sal y se deja en reposo un

par de horas<sup>18</sup>. Se filtra la disolución sobre el vaso de precipitados para que quede transparente y en la varilla de vidrio -colocada como se indica en la forma de la figura- se pone la tira de cinc de manera que queden 2 cm dentro de la disolución. Enseguida se empieza a formar el “árbol”, que va creciendo al depositarse sobre el cinc los cristallitos de plomo metálico. Se dejará durante varias horas para que crezca al máximo.



Una precaución experimental consiste en que todo el equipo debe estar en un sitio sin vibraciones, pues el árbol se desprende con facilidad debido a la elevada densidad del plomo y nos quedaría como en la figura.



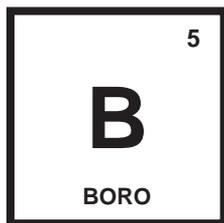
### Eliminación de residuos

El plomo metálico se filtra. Las aguas madres se tratan con sulfato sódico para que precipite el exceso de plomo en forma de sulfato, de color blanco, y después se pasan también por el filtro, debido a que contiene el plomo metálico, y se tira como basura contaminada en el Punto Limpio. Las aguas residuales se vierten en el fregadero con el grifo abierto.

---

18. Una curiosidad: si se empapa una tira de papel de filtro de la disolución de acetato de plomo se deja secar y se prende fuego, el papel arde como si fuera yesca. ¿Por qué? Estas tiras de papel de filtro se han empleado para detectar sulfuros en el agua o en el aire, por ejemplo para los escapes de gas, ya que se ennegrecen al formar sulfuro de plomo.





## LA LLUVIA DE ORO

*Las dos hojas eran de madera de olivo y talladas con entalladuras de querubines, palmas y botones de flores; y todo, querubines, palmas y botones de flores, cubiertos de oro.<sup>19</sup>*

Es difícil imaginarse al rey Felipe II encargando cuadros eróticos a Tiziano, con la fama que tenía el pobre. Pero así fue, y en el Museo del Prado se encuentran dos pinturas que encargó para su cámara privada, donde solamente podían entrar los amigos más íntimos del monarca. Están basados en la metamorfosis de Ovidio y uno representa a *Venus y Adonis* y el otro a *Dánae*. A estos cuadros tanto el rey como el autor los llamaban “poesías” (i). *Dánae* representa a la princesa de este nombre, a la sazón encerrada por su padre en una torre para evitar que la violaran, lo que no sirvió para detener los deseos libidinosos del dios Zeus, que se disfrazó de *lluvia de*

---

19. Re. 6, 32.

oro para satisfacer sus instintos y engañar al padre. Fruto de este amor fue el nacimiento de Perseo, el gran héroe mitológico<sup>20</sup>.

Con el siguiente experimento se obtiene una lluvia de oro que no es exactamente igual al disfraz de Zeus, pero a cambio no va a tener los mismos efectos siclípticos.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Dos vasos de precipitados de 250 ml cada uno. Un matraz de fondo redondo de 1.000 ml de capacidad. Varilla de vidrio.

### **Productos químicos**

Yoduro potásico, acetato de plomo, vinagre.

### **Explicación**

El yoduro de plomo es un sólido amarillo que se forma por reacción del acetato de plomo con el yoduro potásico. Esta sal tiene la propiedad de ser poco soluble en agua a temperatura ambiente (1 g de sal en 1.350 ml de agua), mientras que en agua hirviendo la solubilidad es prácticamente seis veces mayor (1 g en 230 ml de disolvente). El procedimiento se basa en obtener la forma amorfa de la sal para, a continuación, disolverla en caliente y cristalizarla con rapidez, enfriando con agitación.

La reacción que tiene lugar es:



### **Método experimental**

En uno de los vasos pequeños se disuelven en 100 ml de agua destila-

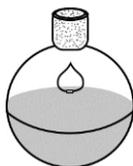
---

20. Hay un viejísimo y horrendo chiste sobre Perseo, basado en un italiano macarrónico, que no me resisto a contar. Iba Zeus por todas las playas de Italia buscando a su hijo y preguntaba a cuantos veía: “¿Sei Persei?”, hasta que encontró a un gracioso que le contestó: “Treinta y seis”.

da 1,6 g de acetato de plomo. En el otro 2,2 g de yoduro potásico<sup>21</sup> en 25 ml de agua. Una vez disueltas las dos sales se vierte la segunda sobre la primera, mientras se agita con la varilla de vidrio. Se forma un precipitado amarillo que se deja en reposo durante un cuarto de hora. El yoduro de plomo, muy denso, se deposita en el fondo del vaso y se decanta la capa superior de agua, prácticamente incolora.

En el matraz se calientan a ebullición 600 ml de agua destilada y unos mililitros de vinagre para acidular y cuando hierve la mezcla se agrega, poco a poco y agitando, el sólido amarillo. Normalmente se debe disolver inmediatamente, en caso contrario es que ha habido un enfriamiento de la disolución acuosa y será necesario volver a calentar hasta que hierva de nuevo. Una vez está todo disuelto, se coge con un trapo por el cuello del matraz y se lleva a la pila, enfriándolo por el exterior con un buen chorro de agua fría. Pronto comienzan a formarse unos cristallitos dorados, muy brillantes, que semejan una lluvia de oro.

El efecto es más subyugante si mantenemos la habitación a oscuras e iluminamos el matraz, previamente movido, con una linterna por un lateral, sobre un fondo negro.



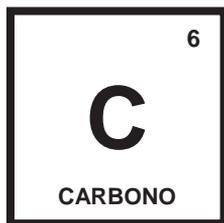
### Eliminación de residuos

Las aguas madres se concentran y se precipitan con carbonato sódico ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) y se filtran sobre un filtro de pliegues. El sólido cristalino se filtra también por un filtro de pliegues y se tira con el anterior como basura contaminada en el Punto Limpio. Las aguas madre se eliminan por la pila con un buen chorro de agua.

---

21. El yoduro potásico se emplea como antitoxico frente al envenenamiento producido por las radiaciones en un accidente nuclear.





## EL VOLCÁN

*...e hizo Yavé llover sobre Sodoma y Gomorra azufre y fuego de Yavé desde el cielo.<sup>22</sup>*

Imaginemos la siguiente escena que pudo ocurrir hace muchísimos años. En la isla de Tenerife llevaban dos años en los que apenas llovía y las cosechas y los campos estaban arrasados por un sol de justicia. El pueblo pasaba hambre y, aunque rezaban todos los atardeceres al Dios de lo Alto y de lo Bajo, la situación no mejoraba. Entonces, Tegueste I, el octavo hijo de Tinerfe el Grande y nieto de Sunta, decidió consultar con el Faicagh (sacerdote). Este se retiró a orar en el risco más alto y después de cierto tiempo arrojó leche sobre el suelo como señal de primicia ante el dios. Pero la lluvia seguía sin venir. Entonces el Faicagh aconsejó al rey Tegueste llevar a cabo un sacrificio humano, el de la mujer más hermosa que encontraran y ofrecerla al Dios de la Lluvia y de las Tormentas. Aquella noche, el jefe militar Tigáiga y cuatro hombres salieron hacia Tacoronte para raptar a Tejina la hija de del rey Acamo, conocida por su proverbial belleza. A los pocos días regresaron con la prisionera que fue obligada a ascender al risco de la oración, donde fue atada a un poste para ser sacrificada por el fuego.

---

22. Gen. 19, 24.

Cuando el Faicagh iba a encender la hoguera, se oyó un gran trueno en el aire y cayó un rayo que abrió un gran agujero en la tierra, por donde comenzó a salir un río de fuego, mientras que una lluvia abundante bendecía los campos. El rey comprendió que aquello era una señal de los dioses, por lo que liberó a Tejina y se casó con ella, mientras que el río de lava siguió creciendo: había nacido el Teide<sup>23</sup>. El siguiente experimento no es tan aparatoso, pero es de una gran belleza.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma. Este experimento debe realizarse en una buena vitrina de laboratorio o de noche al aire libre, ya que los vapores que se desprenden son tóxicos (el óxido de cromo irrita la piel). Los dicromatos son cancerígenos.



### Materiales necesarios

Una cápsula de porcelana grande (o un plato viejo de cocina), una espátula y un rollo pequeño de papel de cocina.



### Productos químicos

Dicromato amónico y alcohol.



### Explicación

El dicromato amónico es un producto naranja que se descompone por el calor en trióxido de cromo, de color verde, nitrógeno y agua. Durante el proceso hay un gran aumento de volumen del sólido con desprendimiento de gases y chispas. La reacción es:



Conviene hacerlo en el exterior, pues alrededor de la cápsula se cubre todo de cenizas de óxido de cromo (**¡Ojo! No inhalar**).

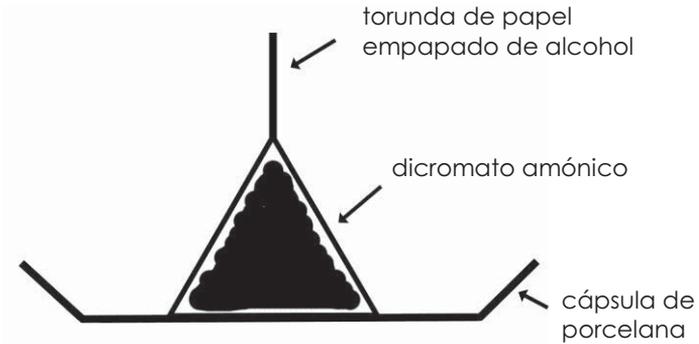
---

23. Me comunica el Dr. Díaz Chico, de la Universidad de Las Palmas, que en este cuento hay un pequeño error de un millón de años. Pero aunque el origen del volcán fue más prosaico, como el cuento se inicia con "Imaginemos...", creo que nos podemos permitir la licencia de suponer una historia mucho más romántica.



### Método experimental

Se pesan 25 g de dicromato amónico comercial (seco) y se hace una montañita encima de una cápsula de porcelana. Con el papel de cocina se hace una torunda (rollo) y se empapa de alcohol, introduciéndolo a continuación hasta la mitad por el vértice de la montaña y con una cerilla se le prende fuego.



### Eliminación de residuos

El residuo se empaqueta bien en papel de filtro y en una bolsa de plástico se tira como basura contaminada en el Punto Limpio.





## EL CERDITO GRUÑÓN

*El cerdo, que divide la pezuña y no rumia, es inmundo para vosotros. No comeréis su carne ni tocaréis sus cadáveres; serán inmundos para vosotros.<sup>24</sup>*

Érase una vez tres cerditos que pasaban el verano en la costa de Nueva Inglaterra y decidieron hacerse una casita cada uno. El pequeño la hizo con papel reciclado, el mediano de poliestireno expandido y el mayor de cemento. Un día el lobo, cuya religión no le impedía comer cerdo y que, además, no fumaba, sopló la casa del pequeño y la voló, por lo que el propietario tuvo que salir “por patas” a refugiarse en la casa del mediano. Pero con el mediano ocurrió exactamente lo mismo y ambos tuvieron que correr a la casa del mayor. El lobo, empecinado, lo intentó de nuevo, pero esta vez sin éxito. Visto que el procedimiento fracasó en el tercer caso, debido a la resistencia de la casa de cemento, el lobo decidió entrar por la chimenea, pero los tres hermanos estaban guisando una fabada y el lobo salió corriendo por donde había entrado, con el trasero como el de un babuino. Aquí termina el cuento popular, más o menos, recogido por diversos autores, pero

---

24. Lev. 11, 7-8.

nosotros podemos imaginar que el lobo se queja al alcalde, que era de los “Verdes” y juzgan al cerdito mayor. Lo condenan a la hoguera como en Salem y cuando este se quemaba, gruñía y gruñía...

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma. Este experimento debe realizarse en una buena vitrina de laboratorio o protegidos con una pantalla transparente. Como el experimento se realiza en un tubo de ensayo, este nunca debe estar dirigido hacia algún observador<sup>25</sup>.



### **Materiales necesarios**

Un tubo de ensayo grande o similar, soporte, pinzas, mechero de alcohol y un cerdito de jalea de goma (puede emplearse cualquier otra figurita, si no se consigue esta chuchería, por ejemplo ositos, que los venden en muchos sitios). Conviene también unas pinzas clínicas grandes.



### **Productos químicos**

Clorato potásico



### **Explicación**

El clorato potásico es un potente oxidante y a la temperatura de fusión quema la figurita formando anhídrido carbónico y vapor de agua, por lo que puede haber proyecciones de la sal fundida.

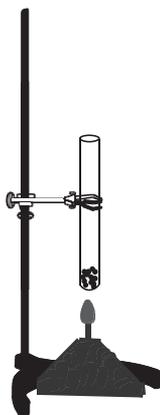


### **Método experimental**

Se ponen en el tubo de ensayo 5 g de clorato potásico y se calientan hasta que funda (368 °C), echando mediante las pinzas clínicas, el cerdito de gominola. Este arderá con luz brillante, a la vez que emitirá unos ruiditos semejantes a gruñidos.

---

25. El clorato potásico es un oxidante tan potente que en presencia de reductores puede producir explosiones muy fuertes. El autor recuerda que siendo niño y pasando unas vacaciones de verano en Calasparra (Murcia), pueblo muy tranquilo que produce el mejor arroz del mundo, mezcló azufre en polvo y clorato potásico, puso un canto rodado encima de la mezcla y pegó un taconazo, con lo que se provocó su estallido. Prácticamente, todo el pueblo se despertó de la siesta y salió a ver qué pasaba. ¡Perdón!

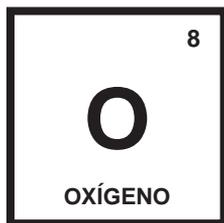


Alternativamente, en vez del osito puede utilizarse un terrón de azúcar e incluso un palillo mondadientes.

### Eliminación de residuos

El residuo, constituido por una mezcla de cloruro potásico y clorato sin reaccionar, se puede eliminar lavando el tubo de ensayo en la pila con agua abundante.





## LA VELA COMESTIBLE

*Quemaron incienso en el altar, encendieron las lámparas (velas) del candelabro que lucían en el templo, colocaron los panes sobre la mesa y colgaron las cortinas. De esta manera dieron fin a la obra.<sup>26</sup>*

Imaginemos que en un mercado árabe de *Las Mil y Una Noches*, las gentes se agrupan para ver a un comediante que se encarga de echar fuego por la boca, mientras que el presentador informa que un antepasado suyo era un famoso dragón de Ceilán, tan atractivo que sedujo a una princesa turca. Uno de los espectadores que ha estudiado con Maimónides en Córdoba, tuerce la boca y sonrío con suficiencia. Al atardecer y cuando los titiriteros se retiran, nuestro protagonista se acercó a la tienda del tragafuegos, de nombre Mohamed Ben Gala, y le espeta de la siguiente manera:

- Tú te tragarás el fuego, pero yo me como las velas y no me pasa nada.
- ¿Y cómo lo haces? -demanda el artista.
- Muy fácilmente -y le explicó el siguiente experimento.

---

26. Mac 4, 49-50.

## Equipo de seguridad

Gafas protectoras y bata.

## Materiales necesarios

Un candelero o candelabro con la base manchada de gotas de cera, un plátano y una nuez pecana.

## Productos químicos

Alcohol

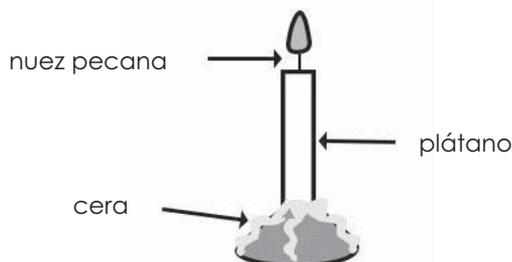
## Explicación

La nuez pecana, fruto del árbol de mismo nombre que crece en América del Norte, es muy rica en grasas insaturadas, por lo que arde bien durante algunos minutos. ¡Y es comestible! Se pueden conseguir en las buenas tiendas de frutos secos.

## Método experimental

Se busca un candelero, a poder ser antiguo y con gotas de cera, se pone un plátano al que habremos tallado en forma de vela de 5 o 6 cm (un par de bocados). A la nuez pecana se le da forma de mecha con un buen cuchillo y se inserta en la parte superior del plátano. Se le agregan un par de gotas de alcohol y se prende fuego. Cuando arde la nuez se meja una vela de verdad. Se sopla con fuerza y se apaga, procediendo a morder la nuez y la vela y a comérselas tranquilamente<sup>27</sup>.

El montaje del experimento puede quedar más o menos así:



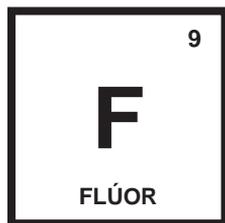
---

27. Esto recuerda la película de los hermanos Marx titulada *El Hotel de los Líos*, en la que Harpo se come una vela durante la cena.

## Eliminación de residuos

Dado que el producto del experimento se come, es mejor no mencionarlo.





## LA LUMINARIA

*Dividió en tres escuadras los trescientos hombres y les entregó a todos trompetas, cántaros vacíos, y en los cántaros teas encendidas.<sup>28</sup>*

Imaginemos que estamos con Gonzalo Fernández de Córdoba, el Gran Capitán, el 28 de abril de 1503 en la colina de Ceriñola, esperando el ataque de los franceses, al mando del duque de Nemours. La marcha hasta la colina había sido muy penosa para los combatientes, extenuados y sedientos, pero el ejemplo de Gonzalo, capaz de ceder su caballo a un soldado exhausto a pesar de su propia fatiga, imprimió una capacidad de resistencia a los hombres por encima de lo esperado. El ataque francés se inició esa misma tarde por Louis de Ars, que fue rechazado. Durante el combate estallaron varios carros de pólvora de los españoles, por lo que cundió la alarma entre nuestras tropas. Sin embargo, la inquietud duró poco, pues el Gran Capitán gritó:

*- ¡Buen anuncio...! Estas son las luminarias de la victoria.*

---

28. Jue. 7, 16.

La batalla acabó con la destrucción del ejército francés y la muerte de sus jefes. Se contaron cerca de 4.000 muertos galos, mientras que las bajas españolas fueron menos de un centenar.

A la muerte de la reina Isabel, con quien le unía una gran amistad, el Gran Capitán cayó en desgracia ante el rey Fernando, que en prueba de agradecimiento a sus victorias le hizo la vida imposible hasta su muerte.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

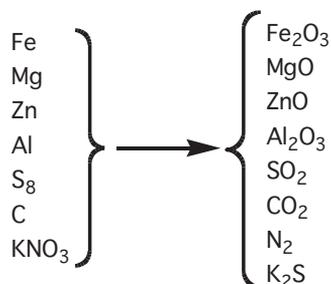
Una maceta de barro de las empleadas en jardinería de unos 100 ml de capacidad, un azulejo, un vaso de precipitados en el que quepa la maceta invertida, un erlenmeyer, una mecha<sup>29</sup> y cerillas de rabo largo de las empleadas para encender las barbacoas.

### Productos químicos

Polvo de hierro, de magnesio, de cinc, de aluminio, de azufre, de carbón y nitrato potásico.

### Explicación

En este experimento utilizamos la capacidad oxidante del nitrato potásico (salitre) que formará las correspondientes combinaciones oxigenadas de los elementos químicos simples. Las reacciones producidas son:



---

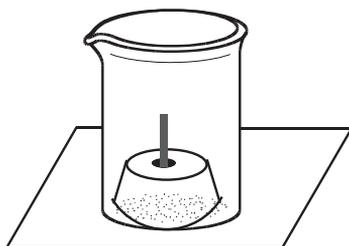
29. Una "mecha química" puede elaborarse con un trozo de papel de filtro, que se lía en forma de cilindro, se empapa en una disolución concentrada (>10 %) de nitrato potásico y se deja secar.

En resumen, consiste en la combustión con pólvora negra<sup>30</sup> de los elementos citados, por lo que la mezcla del salitre, azufre y carbón puede sustituirse por pólvora comercial.



### Método experimental

Se mezclan en el erlenmeyer 1 g de cada uno de los elementos, el hierro, el magnesio, el cinc, el aluminio, el azufre y el carbón y 6 g de nitrato potásico. Se agita durante un rato hasta conseguir una mezcla homogénea y se vierte sobre la maceta a la que habremos tapado el orificio de salida del agua (debe tener al menos 2 cm de diámetro) con una torunda de algodón. La mezcla se tapa con un trozo de cartón, apretando ligeramente para que se compacte. La maceta invertida se pone en el vaso de precipitados, se retira la torunda de algodón y se introduce la mecha. Se pone sobre el azulejo y se enciende con una cerilla. El esquema del montaje sería el siguiente:



Al arder sale una llama violenta con mucho humo blanco que alcanza más de un metro de altura.



### Eliminación de residuos

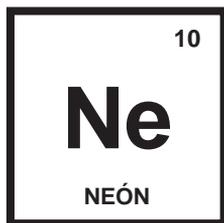
Se lavan los materiales y se deja que se eliminen los residuos por la pila con las aguas de lavado.

---

30. La pólvora negra, que ya hemos citado en el capítulo de historia, está constituida por un 75 % de nitrato potásico, un 12,5 % de azufre y un 12,5 % de carbón vegetal, todo finamente pulverizado y bien mezclado. La reacción que se produce durante la combustión es:







## LA BANDERA AMERICANA

*Ceñidos sus lomos de sus cinturones, y tiaras de varios colores a la cabeza, todos con apariencias de jefes, figuras de hijos de Babilonia, de Caldea, su patria.<sup>31</sup>*

Estamos en la selva de Birmania (desde 1989 Unión de Myanmar), en temporada seca donde los aliados están batallando contra las tropas del Emperador del Japón. En el fragor de los combates, un soldado llamado Smith se desorienta y, de pronto, se encuentra en tierra de nadie. Poco después se inicia el ataque por tropas estadounidenses y Smith no porta ninguna bandera de su país para poder así evitar ser confundido con un guerrillero birmano colaboracionista. “*My God* -pensó para sí-, ojalá tuviera mi bandera de barras y estrellas”. En aquel momento se le ocurrió que podía silbar el himno *Barras y Estrellas*<sup>32</sup>. Así lo hizo y las vanguardias militares estadou-

---

31. Ez. 23, 15.

32. En los años 50 del pasado siglo, cuando llegó a España la ayuda americana, se puso de moda entre los adolescentes una canción que no me resisto, y pido perdón por ello, a recoger aquí. Con la música de la segunda mitad de *Stars and Strips forever* de John Philip Sousa: “Somos los tuberculosos/ Los que más, los que más nos divertimos/ Y cuando vamos de juerga / sangre y pus, sangre y pus escupimos / Es el bacilo de Koch/ el que

nidenses lo salvaron. Smith tuvo suerte de que le oyeran, no obstante una bandera americana es fácil de construir, pero es necesario conocer un poco la química de los indicadores de pH<sup>33</sup>.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

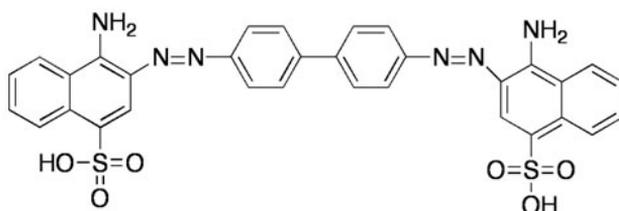
Papel DIN A-4, rollos de film transparente y de aluminio de cocina, un pliego de papel de filtro y pegamento.

### Productos químicos

Disolución al 2 % de carbonato sódico, disolución de ácido bórico al 1 % y disolución acuosa de rojo Congo al 0,1 %.

### Explicación

El rojo Congo es un reactivo indicador que a pH ácido (<3,0) es azul y a pH básico (suficiente con ser >5,0) es rojo:



ROJO CONGO

### Método experimental

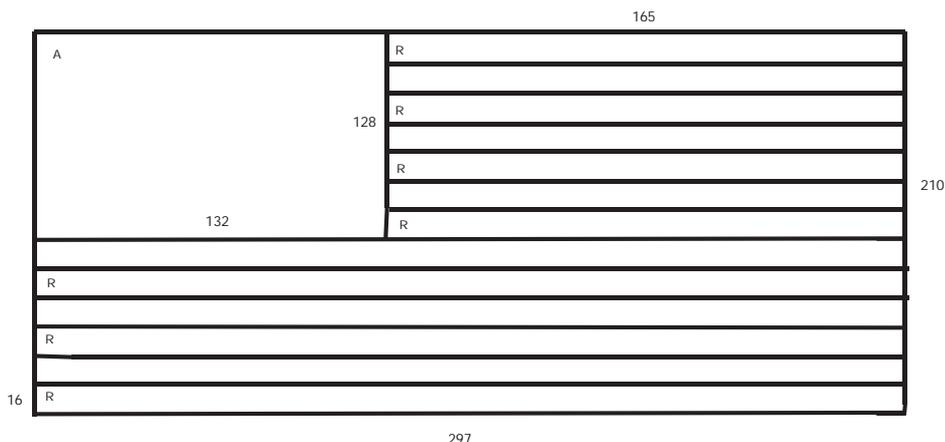
Se envuelve la hoja DIN A-4 con el film transparente de cocina cuidadosamente. Se corta un trozo de papel de filtro de 132 x 128 mm (marcado en el dibujo con A), 4 tiras de papel de filtro de 165 x 16 mm y otras 3 de 165 x 16 mm (marcadas en el dibujo con R).

---

roe, el que roe nuestros pulmones/ Y cuando vamos de juerga/ lo echamos, lo echamos a borbotones.”, Y eso en un país donde la gente moría con frecuencia de la peste blanca.

33. Una bandera más sencilla de hacer es la de España, en cuyo caso se emplea como indicador el rojo de fenol, amarillo a pH = 6 y rojo a pH = 8.

Se introduce el primer trozo en la disolución del ácido bórico, mientras que las tiras se sumergen en la disolución de carbonato sódico. El rectángulo A y las tiras R se dejan secar al aire o sobre otro pliego de papel de filtro y, una vez secas, se pegan con pegamento universal sobre la hoja forrada con film transparente de la forma indicada en la figura.

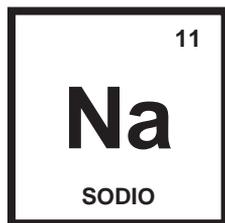


Una vez adheridas todas las piezas, se pulveriza con la disolución de colorante, apareciendo la bandera americana, sin las estrellas. Estas, una vez se haya secado, se pueden recortar con el papel de aluminio o en blanco y pegar, en filas de 6 (filas 1, 3, 5, 7 y 9) y de 5 (filas 2, 4, 6 y 8).

### Eliminación de residuos

Si no se desea conservar la bandera, se lava con agua y se tira a la basura.





## ¿APAGA EL AGUA EL FUEGO O LO INICIA?

*Hiciste cabalgar hombres sobre nuestras cabezas.  
Pasamos por el fuego y por el agua,  
pero nos sacaste a refrigerio.  
Entraré en tu casa con holocaustos,  
te cumpliré mis votos<sup>34</sup>.*

Imaginemos un cuento cortito. Érase una vez una niña pobre, a la que llamaremos Cetona, hija de un alquimista que se había arruinado intentando convertir el estaño en oro. Ambos vivían en una cueva de protección oficial en un reino centroeuropeo donde el soberano había disfrutado tanto de los placeres de la vida, que se aburría, a pesar de que la televisión aún no existía. El primer ministro publicó un edicto por el que se premiaría a aquel ciudadano del reino que consiguiera distraer al monarca. Por supuesto acudieron muchos titiriteros, saltimbanquis, etc., pero no consiguieron arrancar al rey ni siquiera una sonrisa. Cuando el Gobierno ya había perdi-

---

34. Sal. 16, 11-12.

do toda esperanza de ver dichoso a su alteza, se presentó Cetona, animada y adiestrada por su padre. Pidió audiencia con su majestad y le ofreció contemplar como el agua ardía. Le fue concedido y la niña presentó una redoma con unos polvos que arrojó sobre un plato. Entonces echó unas gotas de agua y aquello comenzó a arrojar llamaradas muy aparatosas, consiguiendo que el rey soltara un “¡oh!” entusiasmado.

Como todos los cuentos, este ha de tener un final feliz y así fue. El alquimista fue contratado en el palacio para mostrar todo lo que sabía hacer, lo que entusiasmaba al monarca, el príncipe se enamoró de la niña y se casó con ella y fueron...

En el siguiente ensayo podemos hacer un experimento análogo, si bien el autor no garantiza que los resultados sean los mismos que en el cuento.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma. Los siguientes experimentos se realizarán en una vitrina de tiro forzado. Como no suele haberlas en las casas normales, se harán al aire libre.

### **Materiales necesarios**

Un plato, un cuentagotas (o un pulverizador), pliego de papel blanco y un mortero de vidrio u otro material inerte.

### **Productos químicos**

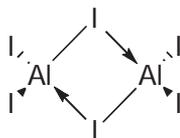
1 g de aluminio en polvo<sup>35</sup>, 5 g de yodo y agua del grifo.

### **Explicación**

El agua favorece que el metal reaccione con el yodo para formar el yoduro metálico correspondiente, cuya estructura se representa a continuación:

---

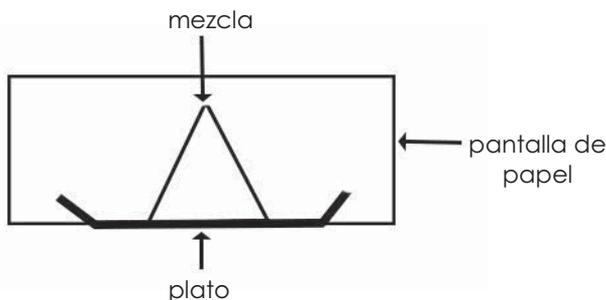
35. El cinc o el magnesio en polvo en la misma cantidad pueden emplearse como alternativa al aluminio. Se formarían los yoduros correspondientes ( $ZnI_2$ ,  $MgI_2$ ).



En la fórmula se ha representado la naturaleza dimérica característica de los haluros de aluminio, en la que existen dos átomos de yodo puente, unidos por un enlace covalente normal a uno de los aluminios ( $\text{sp}^3$ - $\rho$ ) y un covalente coordinado al otro.

### Método experimental

Se mezclan en el mortero el gramo de metal en polvo con los 5 gramos de yodo, hasta formar una mezcla homogénea. Se vierte sobre el plato para formar una montaña. Se coloca el pliego de papel detrás del plato para formar una pantalla de fondo claro y que el efecto sea más vistoso y se agrega una gota de agua en el vértice o un trocito de hielo. Enseguida la mezcla arde y se produce la reacción de formación del yoduro, fuertemente exotérmica, por lo que sublima el yodo en exceso y forma un vapor violeta, que se deposita en los objetos próximos formando un polvo marrón oscuro.



### Eliminación de residuos

El yodo sobrante se elimina lavando con una disolución de tiosulfato sódico, el residuo se lava con agua ligeramente alcalina (agua bicarbonatada) y los sólidos pueden tirarse a la basura.





## CROMATOGRAFÍA

*He aquí las ofrendas que recibiréis de ellos: oro, plata, bronce; púrpura violeta y púrpura escarlata, carmesí; lino fino y pelo de cabra.<sup>36</sup>*

¿Qué tienen en común la investigación de un crimen, la obtención de un fármaco, la composición de una proteína o el aroma de las ciruelas? La respuesta es un procedimiento de separación, purificación e identificación de sustancias químicas que van desde el ADN, hasta las sustancias aromáticas del perfume natural de una flor o los radioisótopos de un yacimiento. Su nombre es cromatografía, una técnica de gran trascendencia en los laboratorios de química y bioquímica, tanto para la investigación básica como para el control analítico de diversos procesos de producción industrial.

Generalmente se cuenta que la cromatografía fue descubierta por un fisiólogo y botánico ruso llamado Mijaíl Tsvet, que en el primer año del siglo XX realizó el siguiente experimento. Extrajo con alcohol los pigmentos verdes de las hojas de una planta, por ejemplo de espinacas. A continuación tomó una columna larga y hueca de vidrio, provista de una llave en su parte infe-

---

36. Ex 25, 3-4.

rior, y la rellenó de sulfato cálcico (yeso) finamente dividido. Una vez montado el sistema, agregó el extracto de las hojas a la parte superior de la columna y a continuación pasó éter de petróleo -una mezcla de hidrocarburos que se correspondería con una gasolina de mala calidad- a través de ella, con lo que pudo observar que se separaban una serie de bandas horizontales, verdes y amarillas. Cada banda se debía a un pigmento diferente, en verde las dos clorofilas  $\alpha$  y  $\beta$ , y en amarillo los carotenoides, que recorrían la columna a diferente velocidad. Cinco años más tarde, el mismo Tsvet bautizó al método de fraccionamiento como "cromatografía" en dos trabajos que publicó en el órgano de la Sociedad Botánica Alemana, en 1906. El nombre adoptado por este científico proviene del griego y significa, literalmente, escribir en color. A pesar de las posibilidades de su experimento, éste quedó archivado como una mera curiosidad científica hasta cincuenta años después, cuando Martin y Synge presentaron sus trabajos sobre la separación de aminoácidos por cromatografía de papel, por los que obtuvieron el Premio Nobel de Química en 1952. Desde ese momento se apreció la técnica en su auténtico valor, llegando actualmente a ser un procedimiento de trabajo imprescindible en cualquier laboratorio relacionado con la química. Como una ironía de la vida, la palabra "Tsvet" en ruso significa color.

Sin embargo, Tsvet no fue el primero, sino que tan temprano como en el año 1822, se realizaron los iniciales experimentos cromatográficos por Friedlieb Ferdinand Runge, al que se puede considerar como el padre de la industria química de los colorantes en Alemania. Runge trabajaba en el laboratorio de I+D de la Chemische Produkten Fabrik, donde pronto descubrió el potencial del alquitrán de hulla como fuente de productos químicos, tales como la anilina y el fenol, entre otros. Su técnica para realizar cromatografías, que se corresponde con la actualmente conocida como cromatografía de papel y que vamos a tratar a continuación, consistía en poner una muestra de una disolución del colorante o del tinte a analizar sobre un trozo de papel de filtro y ver cómo se separaban los colores al poner un disolvente. Algo así como cuando nos manchamos una camisa con la tinta del bolígrafo y pretendemos quitar la mancha con alcohol y vemos aparecer diversas fracciones de colores variables.

En el siguiente experimento veremos la composición de las tintas empleadas en los bolígrafos.

## Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

## Materiales necesarios

Un vaso de los de vino o un tubo de ensayo, papel de filtro (sirve el empleado para la cafetera), una pipeta, rollo de film transparente de cocina, papel celo, hilo de coser, un lapicero y bolígrafos o rotuladores de distintos colores.

## Productos químicos

Alcohol etílico, acetona para limpiar las uñas, agua destilada y líquido limpiacristales.

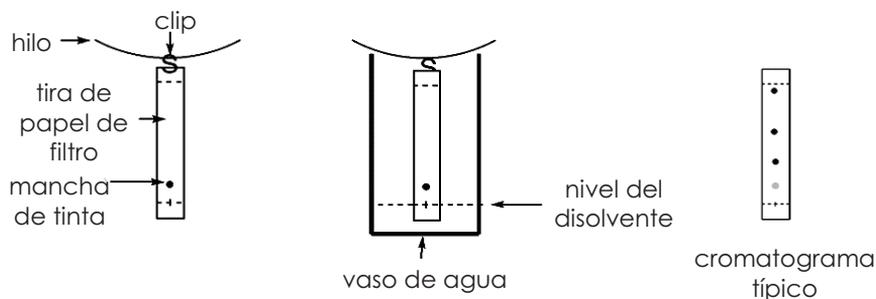
## Explicación

La separación de los diversos componentes de una mezcla, la tinta en nuestro caso, se debe a que durante el proceso cromatográfico se multiplican muchas veces las pequeñas diferencias químico-físicas existentes entre ellos; por ejemplo, las fuerzas de adsorción, el coeficiente de reparto, etc. Cuanto mayor sea la diferencia en las propiedades o se incremente el factor multiplicador, la separación será más nítida o, lo que es lo mismo, habrá una mejor resolución.

## Método experimental

Se corta una tira de papel de filtro de 10 x 2 cm. Con un lapicero se trazan dos líneas a un centímetro de los bordes inferior y superior. A 1 cm de la inferior se dibuja un punto con un bolígrafo, se cuelga de un clip unido al hilo de coser. En el vaso de agua se agrega una mezcla de alcohol-agua al 50 %, que llegue a una altura adecuada para que pueda sumergirse el papel hasta la línea inferior. Se introduce el papel de filtro y los extremos del hilo se sujetan con papel celo. El vaso se tapa con el film transparente. El disolvente comienza subir por capilaridad y al llegar a la mancha comienza la separación de los colorantes de la tinta. Cuando el frente del disolvente llegue a la línea superior del papel pintada a lápiz, se saca del vaso y se deja secar. Entonces podemos ver el denominado cromatograma, al que podemos cortar las manchas separadas y así tener una muestra pura de cada colorante. La figura siguiente representa esquemáticamente el proceso.

**Nota.** El nivel del disolvente nunca puede estar por encima de la mancha muestra.



Alternativamente se puede desarrollar el cromatograma con otros disolventes distintos, como la acetona o el limpiacristales, y observar si hay alguna diferencia. El experimento se puede realizar también con otras muestras, por ejemplo un extracto alcohólico de los pétalos de una flor o de las hojas de la espinaca.

A veces interesa poner el cromatograma en una atmósfera de amoníaco o de vinagre, realizando el ensayo en un vaso como el anterior donde en vez de disolvente se introduce una torunda de algodón empapada en el amoníaco o en el vinagre, respectivamente, y se deja unos minutos tapado con el film transparente. Se pueden así observar nuevas manchas o el cambio de color de las ya existentes<sup>37</sup>.

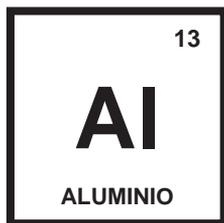
Una alternativa elegante a la tira de papel, consiste en cortar una figura de mariposa con papel de filtro y poner los puntos de colores en distintos sitios de las alas. Se pulveriza con la mezcla de agua y alcohol.

### Eliminación de residuos

El exceso de disolvente se tira a la pila y los cromatogramas a la basura.

37. Hace algunos años se le ocurrió al autor la posibilidad de hacer la “cromatografía sobre tiza”. Esta se lleva a cabo haciendo un orificio de medio centímetro aproximado de profundidad en uno de los extremos y con una aguja de inyección se introduce en el fondo del mismo la mezcla de colorantes. Después, se sumerge en la cubeta en posición vertical y se opera como con el papel. La tiza mostrará las bandas de separación.





## EL AGUARRÁS ARDIENTE

*El que maldice a su padre o a su madre verá extinguirse su lámpara en oscuridad tenebrosa.<sup>38</sup>*

Imaginemos un paseo de lo más bucólico por los pinares de Las Navas del Marqués (Ávila), en una cálida mañana agosteña, respirando el aroma de la resina y oyendo el graznido de los cuervos en su alto volar. En cierto momento nos sentamos a descansar de nuestro caminar debajo de la sombra de un ejemplar enorme de una de las coníferas. Pasado un tiempo, nos ponemos de pie para seguir nuestro camino y descubrimos, horrorizados, que se nos han quedado pegadas en nuestro pantalón nuevo las acículas y trozos de corteza del árbol que nos cobijó con su sombra. Y lo que es peor, al retirarlas nos han dejado unas manchas de un líquido viscoso y muy adherente.

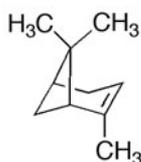
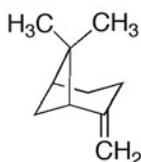
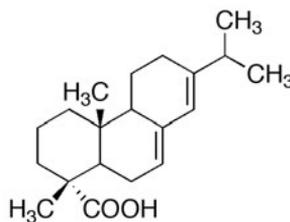
Al llegar a casa, profundamente preocupados por lo que se nos viene encima por no ser cuidadosos, nos dice nuestro primo Epifanio, que como po-

---

38. Prov. 20, 20.

dréis adivinar es químico, que no nos preocupemos, que se limpia fácilmente con aguarrás, alegando aquel latinajo de *similia similibus solvuntur*<sup>39</sup>.

Efectivamente, el aguarrás, llamado técnicamente esencia de trementina, es uno de los componentes de la resina del pino (llamado por eso resinero), el *Pinus pinaster S.*, que recibe el nombre de trementina y que se obtiene mediante un corte en la corteza y recogiendo el exudado en unos botes de barro. Por tratamiento con vapor de agua, mediante el clásico proceso conocido como “arrastre por vapor”, destila con el agua la esencia, que está constituida por una mezcla de distintas proporciones, según el origen, de  $\alpha$  y de  $\beta$ -pineno, más rica en el primero. El residuo, indestilable, se llama colofonia o rosina, una mezcla de ácidos resínicos cuyo principal componente es el abiético. La colofonia se emplea para resinificar las cuerdas de violín y en los procesos de lacado artístico, así como en la industria de los plásticos y pinturas. Las sales metálicas son buenos catalizadores para el secado de las mismas.

 $\alpha$ -PINENO $\beta$ -PINENO

ÁCIDO ABIÉTICO

La diferencia entre ambos pinenos estriba en la posición del doble enlace, endocíclico en el primero y exocíclico en el segundo. Existe un  $\alpha$ -pineno sintético, pero que no tiene mayor interés.

La esencia de trementina es un producto que arde fácilmente, recuérdense las teas de pino, por lo que pueden emplearse en exteriores unos mililitros para encender el carbón de las parrillas. En este experimento lo veremos arder sin necesidad de cerillas.

39. En medicina existe una frase análoga, *similia similibus curantur*, lo que sería perdonable si no hubiera sido la base de la homeopatía.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

Un vaso de precipitados de 1.000 ml de capacidad, una probeta de 100 ml, un cuentagotas y una varilla de vidrio que llegue hasta el fondo.

### Productos químicos

Ácido sulfúrico concentrado, ácido nítrico concentrado y esencia de trementina.

### Explicación

La mezcla sulfo-nítrica actúa como un potente oxidante, dando lugar a una fuerte reacción exotérmica que inflama el compuesto orgánico, que arde para formar anhídrido carbónico y agua. Se forman también vapores nitrosos amarillentos.

### Método experimental

Se ponen en el vaso 30 ml de ácido sulfúrico concentrado medidos en la probeta y se agregan, con mucho **CUIDADO**, 20 ml de ácido nítrico concentrado. Se mezclan bien con la varilla y desde una altura de unos 60 cm se dejan caer, empleando el cuentagotas, 5 o 6 gotas de la esencia de trementina. Nada más tocar la mezcla ácida, el compuesto orgánico se inflama dando lugar a una llama de unos 15 cm de altura.

### Eliminación de residuos

La varilla de vidrio se lava inmediatamente después de usarla bajo el grifo de agua. El residuo ácido se vierte, con cuidado y lentamente, sobre abundante agua, se neutraliza con sosa y se vierte con agua abundante en la pileta.





## LA VIRUTA QUE ARDE SOLA

*Apacentaba Moisés el ganado de Jetró, su suegro, sacerdote de Madián. Llevole un día más allá del desierto y llegado al monte de Dios, Horeb, se le apareció el ángel de Yavé en llama de fuego de en medio de una zarza. Veía Moisés que la zarza ardía y no se consumía, y se dijo: “Voy a ver qué gran visión es ésta y por qué no se consume la zarza”. Vio Yavé que se acercaba para mirar, y le llamó de en medio de la zarza: “¡Moisés!, ¡Moisés!”. El respondió: “Heme aquí”. Yavé le dijo: “No te acerques. Quita las sandalias de tus pies, que el lugar en que estás es tierra santa”.<sup>40</sup>*

Imaginemos una nave sideral con destino al planeta Ypsilon-A251. A bordo viajan el capitán y dos tripulantes, que entretienen el poco tiempo que les resta para llegar a su destino jugando al Mahjong magnético, cuando súbitamente se escucha un pitido intenso, muy agudo, y se enciende una luz ro-

---

40. Ex. 3, 1-5.

ja en la pantalla de mando; simultáneamente una voz no cesa de repetir: “Oxígeno bajo..., oxígeno bajo...”. Los dos hombres y la mujer liberan sus anclajes y, agarrándose a los cables, se dirigen al depósito de oxilita, rompiendo los precintos y levantando la tapa. Inmediatamente abren la válvula del paso de agua que comienza a caer lentamente sobre el reactivo. Un desprendimiento de burbujas anuncia la formación de oxígeno. Al poco rato, desaparecen las señales de alarma y tranquilos porque el anhídrido carbónico que exhalan es captado por la disolución formada en el depósito, vuelven a su juego. Mientras comienza a aparecer en el horizonte la silueta creciente del planeta que se va acercando velozmente...

En este experimento veremos cómo las virutas de madera arden solas (con cierta ayuda química) y, aunque no empleemos las virutas de zarza y que no ardan continuamente como en el pasaje de la Biblia, el efecto no deja de ser muy sorprendente.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Vaso de precipitados de 1.000 ml de capacidad o un vaso de agua de vidrio pírex y una jeringuilla.

### **Productos químicos**

Virutas de pino<sup>41</sup>, peróxido de sodio y agua del grifo.

### **Explicación**

Como se ha dicho anteriormente, la viruta de pino es muy rica en resina, por lo que arde fácilmente. El peróxido de sodio  $\text{Na}_2\text{O}_2$ , u oxilita, es un compuesto relativamente estable que reacciona con el agua en un proceso muy exotérmico, para dar hidróxido sódico y agua oxigenada, según la reacción:



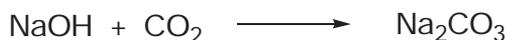
---

41. Como alternativa, se puede utilizar un poco de estropajo o de estopa de fontanero, completamente secos.

El calor desprendido en la hidrólisis junto con la presencia de los peróxidos, fuertemente oxidantes, hace que las virutas se inflamen espontáneamente, transformándose de forma rápida en ceniza. Adicionalmente, el calor local producido descompone el agua oxigenada para dar lugar a la formación de oxígeno, lo que favorece la combustión:



En la combustión se forma anhídrido carbónico, que podría impedir que ésta progresara, pero no es el caso, puesto que la sosa formada lo capta para dar lugar a carbonato sódico.



La descomposición de la oxilita, que permite desprender oxígeno y captar anhídrido carbónico, es la causa de su empleo en submarinos y naves espaciales<sup>42</sup>.

### Método experimental

Se ponen en el fondo del vaso unos 25 g de las virutas y se cubre con una fina capa de peróxido sódico. Se agrega un chorrito de agua del grifo y enseguida se inicia la combustión.



42. En la obra de Julio Verne *20.000 leguas de viaje submarino*, el Capitán Nemo emplea oxilita en su submarino Nautilus. Recomiendo al lector que lea la novela si aún no lo ha hecho.

### **Eliminación de residuos**

Se lava el vaso en la pileta con agua abundante. Si quedan residuos sólidos se tiran a la basura.



# EL AZÚCAR QUE ARDE SIN PRENDERLA

*Yo he venido a echar fuego en la tierra, ¿y qué he de querer si no que se encienda?*<sup>43</sup>

Un químico francés, Oliver de Serres, descubrió en el año 1705 que la remolacha poseía un principio activo de sabor dulce. Ésta fue la base para que el alemán Andreas Marggraf, uno de los padres de la química analítica y autor del “ensayo de la llama”, presentara varios trabajos sobre la extracción de dicho principio activo que identificó como el azúcar. El azúcar de caña ya era conocido desde la antigüedad y fueron los árabes los que introdujeron en España el cultivo de la así llamada caña de azúcar. Cristóbal Colón lo llevó a las Antillas y Hernán Cortés a México. En nuestro país, la mayoría del edulcorante procede de la remolacha y solamente una parte, de la caña cultivada en la región sur granadina.

Una forma de destrozar un motor de combustión interna consiste en echarle azúcar a la gasolina, por lo que al coche se le incapacita (leyenda urbana).

---

43. Lc. 12, 49.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Vaso de precipitados de 1.000 ml de capacidad o un vaso de agua de vidrio pírax y una jeringuilla o un cuentagotas de farmacia.

### **Productos químicos**

Azúcar de cocina (sacarosa), clorato potásico y ácido sulfúrico concentrado.

### **Explicación**

La reacción del ácido sulfúrico con el clorato potásico da lugar a la formación del ácido clórico, fuertemente oxidante, según la reacción:



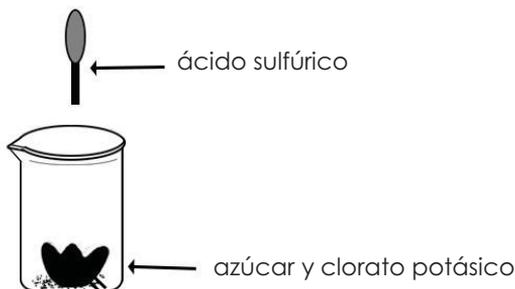
La oxidación del azúcar, junto al fuerte poder deshidratante del ácido sulfúrico, provoca la formación de la llama, para formar agua, anhídrido carbónico, carbón y otros productos de degradación:



a su vez, el ácido clórico se reduce a ácido clorhídrico.

### **Método experimental**

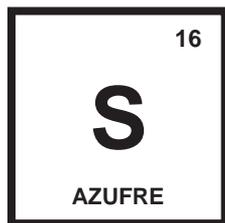
Se ponen en el fondo del vaso unos 2 g de azúcar y se cubre con una fina capa de clorato potásico. Se agregan 5 gotas de ácido sulfúrico concentrado, muy cuidadosamente, y pronto se inicia la combustión.



### **Eliminación de residuos**

Se diluye el residuo con agua y se neutraliza con sosa diluida; se lava el vaso en la pileta con agua abundante. Los residuos sólidos se tiran a la basura.





# LA MUERTE DEL CONDE DRÁCULA

*Entonces fue llevado Jesús por el Espíritu al desierto para ser tentado por el diablo. Y habiendo ayunado cuarenta días y cuarenta noches, al fin tuvo hambre. Y acercándose el tentador, le dijo: “Si eres hijo de Dios, di que estas piedras se conviertan en pan”.<sup>44</sup>*

Imaginemos el célebre castillo en Transilvania, sobre una colina del sistema de los Cárpatos, donde habita el Conde Drácula. Una mañana llaman a la puerta y uno de los criados abre a un viejo anciano de pelo canoso y largo, vestido con una ropa muy ajada, pero que en su día debió ser de tipo lujoso. El visitante se presenta como ayuda de cámara y es contratado presto, pues no es fácil encontrar voluntarios que quieran trabajar en el Castillo. Una vez se pone el uniforme, le informan de sus obligaciones y de que no debe molestar al “señor” por el día, pues descansa en sus aposentos. No

---

44. Mt. 4, 1-3.

obstante, tiene la costumbre de salir todas las noches y que le gusta encontrar, a su vuelta, un vaso de agua fresca junto a su cama, que por cierto es un ataúd. El nuevo criado parece no sorprenderse de nada y acepta la misión silenciosamente, con un breve gesto de su cara que parece significar que *la necesidad obliga*. Una vez el campanario de la torre del homenaje ha dado la media noche, se dirige al dormitorio del Conde y deja el agua junto al féretro vacío, sobre un pequeño cofre. Poco antes del amanecer, se oyen unos alaridos horribles y todo el personal del castillo acude a la habitación de su amo, encontrándolo muerto reventado. ¿Qué había pasado? Pues que el vaso de agua no era de tal, ya que contenía agua oxigenada, peróxido de hidrógeno, y que el modoso ayuda de cámara no era otro que Van Helsing, como siempre. Cuando el vampiro volvió de sus correrías nocturnas, con la sed debida a la dispepsia producida por tanta hemoglobina, bebió de un trago el agua oxigenada, que en contacto con la sangre se descompuso para formar un gran volumen de oxígeno gaseoso, que reventó al Conde.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Un vaso de los de agua o una copa de vino grande y varilla de vidrio.

### **Productos químicos**

Agua oxigenada del 30 % y sangre o un higadito de pollo machacado.

### **Explicación**

La peroxidasa es una enzima ubicua en los seres vivos, que recibe este nombre porque es capaz de descomponer los peróxidos y liberar oxígeno. La de la sangre se denomina frecuentemente catalasa y descompone el agua oxigenada en agua y oxígeno.



Este oxígeno oxida la hemoglobina y la decolora, dando lugar a una mezcla compleja de colores que recuerda ciertos postres modernos de la *nouvelle cuisine*.

### Método experimental

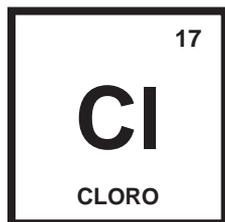
Se ponen en el vaso 5 ml de sangre (se puede extraer de hígados de pollo triturados) y se le agrega 1 ml de disolución de agua oxigenada del 30 %. En seguida se inicia una impetuosa reacción, con formación de burbujas que forman una espuma voluminosa. El color rojo de la sangre se aclara y da lugar a la mezcla de colores indicada. Se puede agitar un poco con la varilla de vidrio hasta que la reacción se completa.



### Eliminación de residuos

Los residuos se tiran a la basura. Todo el material se lava directamente en la pila, con abundante agua.





## EL FLASH DE ALUMINIO

*Hiciste cabalgar hombres sobre nuestras cabezas. Pasamos por el fuego y por el agua, pero nos sacaste a refrigerio.*<sup>45</sup>

Imaginemos a un joven ignorante en un volumen tal que ni siquiera sabe que lo es y que una compañera, gran aficionada a la química, le pide que se pase por el laboratorio y que le lleve una muestra de oxilita para hacer un experimento en el garaje de su casa. Como quiera que dicho joven siente cierta debilidad por la dama, decide cumplir la petición *ipso facto*, acudiendo en su moto a la facultad y tras buscar al bedel le pide que le entregue una pequeña cantidad del reactivo. Más hete aquí que le entrega un frasco de 500 g de producto para que se sirva lo que quiera. Surge entonces el problema, ¿dónde llevarla? Pero en su osadía no se preocupa, baja a la cafetería, pide un trozo de papel de aluminio y regresa al laboratorio. Con el papel envuelve unos gramos del peróxido y se lo guarda en el bolsillo trasero del pantalón vaquero, devolviendo el bote al bedel. Al salir a la calle ha comenzado a llover, pero se pone el casco, sube a la moto y arran-

---

45. Sal. 65, 12.

ca. Unas calles más abajo nota un cierto olor a quemado y una fuerte quemazón en el trasero...

¿Qué había ocurrido? Como en los pasatiempos, el lector debe encontrar los errores cometidos por el motorista, después de haber leído el siguiente experimento.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Una cápsula de porcelana o un plato, una pipeta y una espátula.

### **Productos químicos**

Aluminio en polvo y peróxido de sodio.

### **Explicación**

La hidrólisis del peróxido de sodio da lugar a la formación de agua oxigenada que se descompone para formar oxígeno, como se ha explicado en el experimento 14, “La viruta que arde sola”, que oxida rápidamente al aluminio mediante un proceso exotérmico, que de inmediato hace arder al resto del metal, dando lugar a un flash cegador. Después de la llamarada queda un rescoldo durante un par de minutos en el que el aluminio continúa ardiendo. La reacción de oxidación del aluminio es:



El esquema experimental se representa a continuación.



### **Método experimental**

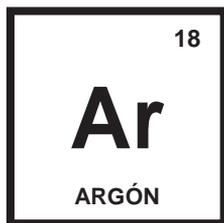
En el plato se construye una montañita de polvo de aluminio de 1 a 2 cm de altura y sobre la cima se coloca un par de puntas de espátula de pe-

róxido de sodio (hasta un volumen aproximado de 0,5 cc). Con una pipeta se dejan caer 2 gotas de agua.

 **Eliminación de residuos**

Se lava el material en el fregadero con agua abundante.





## LA LLUVIA DE FUEGO

*También los doscientos cincuenta hombres que ofrecían incienso fueron abrazados por un fuego de Yavé.<sup>46</sup>*

Imaginemos la corte en la vieja Persia, donde vive un rey absolutista que quiere ser considerado por su pueblo como un nuevo dios, ya que se hace pasar por aqueménida sin serlo. Al comienzo del año nuevo babilónico, el rey se dirige hacia el Zigurat, cerca de Persépolis, donde ejerce el mago Gaumata y le pide que le ayude a hacer algún fenómeno físico que sobrecoja a las multitudes para que no le acusen de usurpador. Gaumata le promete llevar al día siguiente un derivado de la *sal de acederas* que impresionará al pueblo. El rey vuelve a palacio y al día siguiente el mago, cumplidor de la palabra dada, le lleva una redoma, firmemente tapada, que contiene un polvo negro, acompañada de una tablilla escrita en cuneiforme con las siguientes instrucciones: “El rey deberá abrir la botellita y bautizar con su contenido a los asistentes”. Así lo hace en la noche de la fiesta de la primavera y al arrojar el polvo negro sobre la primera fila de sátrapas, este se

---

46. Num. 16, 35.

convierte en una lluvia de numerosas estrellitas de fuego. Los sátrapas impresionados se prosternan y deciden que su rey es digno de adoración.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.



### Materiales necesarios

Tubos de ensayo con boca de tapón de vidrio hermético o tubos normales con tapones de goma.



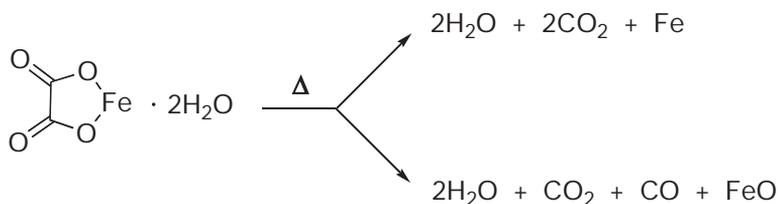
### Productos químicos

Oxalato ferroso<sup>47</sup>.

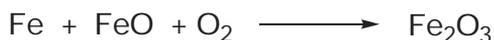


### Explicación

La descomposición térmica, o pirolisis, del oxalato de hierro comercial, da lugar a la formación de agua, anhídrido carbónico, monóxido de carbono, hierro metálico y óxido ferroso:



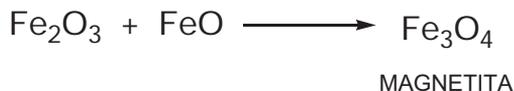
El hierro formado, finamente dividido, es fuertemente pirofórico<sup>48</sup> y en contacto con el oxígeno del aire se inflama espontáneamente y reacciona con el óxido ferroso para formar óxido férrico:



A su vez, es posible que el óxido férrico formado reaccione con otra molécula de óxido ferroso para formar magnetita, que interaccionará con un imán orientándose con un campo magnético:

47. Alternativamente, puede emplearse tartrato de plomo en las mismas cantidades.

48. Todos los metales finamente divididos son de color negro y, frecuentemente, arden espontáneamente.



Si no se desea conseguir la cascada, se puede abrir el tubo y dejar que se vaya oxidando el residuo negro, lo que notaremos porque el tubo se calienta.



### Método experimental

En un tubo de ensayo se ponen 2 g de oxalato ferroso dihidratado, que es un polvo de color amarillento, poco soluble en agua<sup>49</sup>, y se calienta por encima de su punto de fusión, 160 °C, observándose la descomposición por el desprendimiento de gases. Cuando cesa esta, se habrá formado un polvo negro y se tapa el tubo de ensayo con el tapón de vidrio, o firmemente con el de goma, para evitar el paso de aire al enfriar. Se reservan los tubos cerrados hasta el momento de realizar el experimento. Se recomienda hacerlo de noche o en una habitación oscura. Se abre el tubo y se esparce por el aire el contenido, observando la formación de una cascada de chispas rojas.



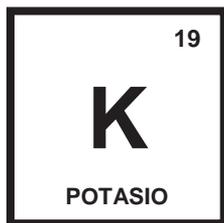
### Eliminación de residuos

Se lava el material en el fregadero con agua abundante.

---

49. Puede resultar sorprendente que siendo el oxalato ferroso una sal poco soluble en agua, se utilice frecuentemente una mezcla de ácido oxálico y de bicarbonato potásico para quitar manchas de herrumbre en la ropa. La explicación consiste en que reacciona con el hidróxido férrico para formar un complejo de coordinación, sumamente estable y soluble en agua, de fórmula  $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$ , amarillo de oro.





## LA CORROSIÓN

*También Sela tuvo un hijo, Tubalcaín, forjador de instrumentos cortantes de bronce y de hierro. Hermana de Tubalcaín fue Noema.<sup>50</sup>*

En la famosa novela y después película *Sinuhé el egipcio*, su autor, Mika Waltari, narra que Horemheb, el general de Akhenaton, el Faraón Hereje, sufrió un duro revés en un enfrentamiento contra los pueblos asiáticos, debido a que el ejército egipcio usaba espadas de bronce, mientras que los primeros ya las manufacturaban de hierro. Al margen de que lo que describe la novela tenga o no fundamento histórico, sí debió ocurrir algo parecido en algún momento<sup>51</sup>. Esto hizo que el ejército egipcio desarrollase la tecnología necesaria para conseguir las nuevas espadas de hierro. Lógicamente, les dio mejor resultado. Sin embargo, mientras que las piezas de bronce han llegado hasta nuestros días casi en perfectas condiciones, las lanzas y

---

50. Gen. 4, 22.

51. Parece ser que ya Amenofis III, el antecesor de Akhenaton, invadió Siria, ambicionando la industria siderúrgica de Damasco (tomado de V. Muthesius. *Tú y el acero*. Ed. Labor S.A. Barcelona, 1960. Pág. 40)

espadas de hierro suelen estar muy deterioradas. La culpa es de la corrosión.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.

### Materiales necesarios

Placa de Petri, un clavo de hierro o un clip de oficina, vaso de precipitados, varilla de vidrio y una probeta de 50 ml.

### Productos químicos

Agar-agar, disolución de fenolftaleína y disolución de ferricianuro potásico.

### Explicación

La oxidación del hierro tiene lugar en la parte con mayor tensión -cabeza y punta- del clavo, mediante la reacción:



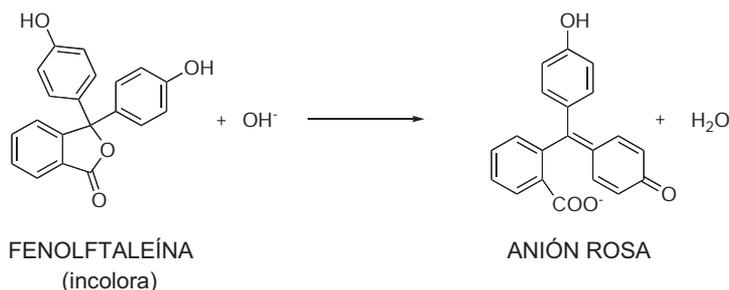
Los electrones que se desprenden circulan por el clavo y reducen al oxígeno del aire, formando aniones hidroxilo:



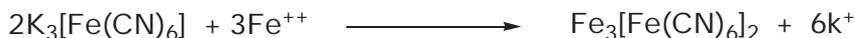
La reacción rédox global podemos ajustarla y nos quedará:



La aparición de los colores se debe a la formación del anión de la fenolftaleína de color rosa:



El ión ferroso formado reacciona con el ferricianuro potásico para dar lugar al azul de Turnbull:



AZUL DE TURNBULL



### Método experimental

Se calienta a ebullición en el vaso de precipitados (o en otro recipiente) 30 ml de agua destilada, y cuando hierve se le agregan 300 mg de agar-agar y se agita con la varilla de vidrio hasta su disolución. A continuación se le agregan unas gotas de una disolución al 0,2 % de fenolftaleína en alcohol y unas gotas de disolución concentrada de ferricianuro potásico y se mezcla todo bien. La disolución debe presentar un ligero color amarillo. Se vierte en caliente sobre la placa de Petri y se sumerge el clavo de hierro<sup>52</sup>. Se tapa la placa y se deja encima de la mesa. Al poco tiempo comienzan a aparecer los colores. Se puede dejar durante 2 o 3 semanas e ir observando la transformación, lo que resulta muy sugestivo.



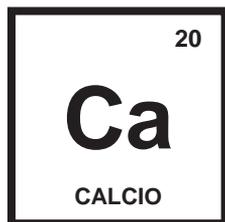
### Eliminación de residuos

Se lava el material en el fregadero con agua abundante.

---

52. Si el clavo es de hierro galvanizado, en vez de la coloración azul se observa un precipitado blanco de ferricianuro de cinc.





## EL AGUA MÁGICA

*Pues un doble mal ha cometido mi pueblo: dejarme a mí la fuente de aguas vivas, para excavar cisternas agrietadas, incapaces de retener el agua<sup>53</sup>.*

Uno de los gases actualmente más denostados es el anhídrido carbónico, debido al denominado “efecto invernadero”, que es culpable de que a la larga se produzca un incremento en la temperatura media de la Tierra. La fuente más criticada de producción de este gas es la quema de los combustibles fósiles, como el gas natural, el petróleo y el carbón. A veces se suele acompañar el problema con otro, la escasez de agua del planeta, debido al aumento de población, ambos “para la más dulce felicidad de ecologistas modernos”. Curiosamente, nunca se indica las toneladas de agua que se vierten a la atmósfera, cuando se queman los dos primeros. Así, suponiendo el metano, con un contenido superior al 90 % en el gas natural, por cada kilogramo quemado se forman más de 2 l de agua, por lo que se está incrementando en forma considerable su contenido en la Tierra. En definitiva,

---

53. Jer. 2, 13.

no todo iba a ser malo, aunque quemar hidrocarburos es la aplicación técnica más triste de los mismos<sup>54</sup>.

En otro orden de ideas, en la novela *Cianuro espumoso*, de la genial Agatha Christie, se describe un crimen en el que el asesino emplea una bebida carbónica como el *champagne*, a la que le agrega cianuro potásico. Lamentablemente para la autora, el pK del ácido cianhídrico es menor que el del ácido carbónico, por lo que probablemente al echar el cianuro se produciría una efervescencia análoga a cuando se agrega bicarbonato sódico al vinagre. En tal caso, se desprende el gas venenoso, por lo que el criminal moriría envenenado al preparar la pócima, mientras que si la víctima bebiera el licor, a lo sumo, ¡se le quitaría el dolor de estómago!

En este experimento puede contemplarse cómo varía, mediante la utilización de un indicador, la acidez del ácido carbónico según la concentración del mismo.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, bata y guantes de goma.



### Materiales necesarios

Pipeta y una botella incolora de agua mineral carbónica.



### Productos químicos

Disolución etanólica de verde de bromocresol al 0,04 %.

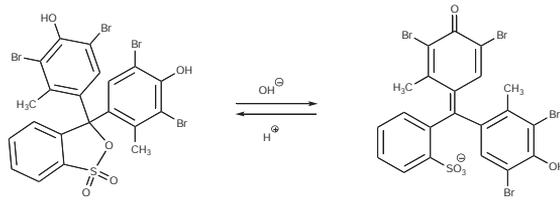


### Explicación

El verde de bromocresol es un indicador ácido del grupo de los colorantes de trifenilmetano:

---

54. Un colega mío, con gran sentido del humor, propone que para disminuir el contenido de CO<sub>2</sub> de la atmósfera, todos los habitantes del planeta dejen de respirar un par de horas cada día. No obstante, es probable que su propuesta no tenga éxito.



de color amarillo a pH inferior a 3,8 y azul a pH superior a 5,4. Las aguas minerales carbónicas se caracterizan por llevar disuelta una cantidad apreciable de anhídrido carbónico que permanece en el agua en forma de disolución molecular, pero que una parte reacciona con el agua para formar el anión bicarbonato, liberando protones, lo que comunica el sabor ácido característico de esta bebida. El equilibrio de la reacción es:



La cantidad disuelta (así como la ionizada) depende de la presión y de la temperatura, por eso, y debido a que el proceso de disolución y reacción es reversible, cuando abrimos una botella de un refresco carbónico a temperatura ambiente es probable que se nos desparrame, ya que el gas disuelto se libera del líquido rápidamente, arrastrando a este al exterior de la botella. En consecuencia, en la botella cerrada y fría el gas se mantiene muy bien en disolución, proporcionando un pH ácido, pero si abrimos la botella con cuidado y la dejamos calentar a la temperatura ambiente el gas se elimina y el pH sube hasta alcanzar la neutralidad.



### Método experimental

Una botella de agua mineral carbónica comercial<sup>55</sup>, que debe ser baja en sodio, se enfría en la nevera a 0-4 °C. Cuando está fría, se vacía la mitad, que puede beberse, y se le echan unas gotas de la disolución del colorante, hasta que adquiera color amarillo. Se vuelve a tapar la botella y se deja en reposo hasta que se calienta a la temperatura ambiente, entre 15 y 30 minutos, se agita y se abre con cuidado, repitiendo la agitación las veces que sean necesarias hasta que ya no se desprendan burbujas. Habitualmente en este momento estará de color verdoso, que

55. Se puede preparar también agua carbónica, agregando un trozo de nieve carbónica a agua destilada fría.

evoluciona al azul intenso si se introduce en un baño de agua caliente y se deja después enfriar.

### **Eliminación de residuos**

Se vacía la botella en el fregadero, con agua abundante, y se tira a la basura de los plásticos.



## LA HUELLA DELATORA

*Aquel mismo día aconteció en Ecbatana de Media que Sara, hija de Raquel, fue insultada por las esclavas de su padre, porque, habiendo sido dada en matrimonio a siete maridos, el maligno demonio Asmodeo les había dado muerte antes que con ella hubieran tenido vida conyugal, y le decían: “¿No estás loca tú, que ahogas a tus maridos? Siete has tenido ya y de ninguno de ellos has gozado”.<sup>56</sup>*

Delante de la entrada del departamento de Química de cierta universidad de EE.UU., se detiene un coche celular y desciende un inspector de policía, acompañado de un agente uniformado. Ambos se dirigen al ascensor y suben hasta la tercera planta, llamando suavemente en la puerta del profesor Jam Plum. Se oye una voz que dice:

- Adelante.

---

56. Tob. 3, 7-8.

Los policías entran en el despacho y espetan: “¿Es usted el profesor Plum?”.

- Sí -contesta el aludido.

- Entonces, -responde el inspector- queda detenido por el asesinato del jefe de su departamento.

¿Qué había ocurrido? Efectivamente, Plum había disparado a su jefe en el laboratorio de este, pero antes de salir no pudo resistir la tentación de cerrar una llave de vidrio de una columna de cromatografía (no iba a permitir que se secase la columna, confesaría más tarde...) y así dejó su impronta.

En el siguiente experimento colaboraremos con el CSI en cómo visualizar una huella dactilar.

### Equipo de seguridad

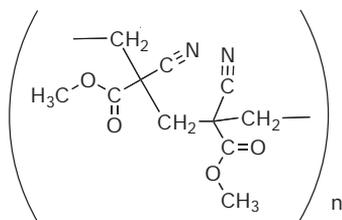
Guantes de goma y gafas de seguridad.

### Materiales necesarios

Un bote de conserva de vidrio limpio y estrecho con una tapa que cierre herméticamente. Un porta de un microscopio, un trozo de papel de aluminio o un tapón corona de la botella de un refresco y unas pinzas largas.

### Productos químicos

Un tubo de un pegamento cianacrilico comercial (por ejemplo Super-glue®)



SUPERGLUE®

## Explicación

Los vapores del pegamento se unen a la grasa de la huella dactilar y polimerizan, haciéndola visible.

## Método experimental

Los guantes de goma se calzan y se lava muy bien el porta del microscopio, secándolo con un papel de filtro. Si se observan fibras se quitan con un pañito de los que regalan en las ópticas. Se ruega a la persona que nos interese que apoye el dedo pulgar en el cristal

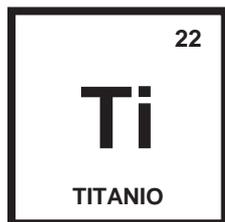
Se hace una bandejita con el papel de aluminio, doblando los lados o, en su defecto, el tapón corona, y se ponen 20 o 30 gotas del pegamento. Con las pinzas lo introducimos en el frasco de conserva, dejando espacio para el porta. A continuación introducimos con las pinzas el porta y cerramos el bote. Se deja en un sitio cálido hasta el día siguiente, cuando abriremos el frasco y retiraremos el porta con las pinzas donde la huella será perfectamente visible. Se puede preservar pegando un papel Cello<sup>®</sup> transparente y etiquetarlo con la fecha y el nombre de la persona elegida, a la que se lo podemos regalar o conservarla como recuerdo.

El experimento puede repetirse con otros objetos, como vasos, copas, cubiertos, etc.

## Eliminación de residuos

El frasco de cristal se puede tirar en el contenedor de vidrio.





## EL ÁRBOL DE PLATA

*Dijo luego: “Haga brotar la tierra hierba verde, hierba con semilla y árboles frutales cada uno con su fruto, según su especie, y con su simiente sobre la tierra”. Y así fue.<sup>57</sup>*

Los dendrímeros (del griego *dendron* = árbol y *meros* = parte), o arboroles, son moléculas muy ramificadas de geometría fractal, que recuerdan las ramas de un árbol y cuyo tamaño puede variar desde un peso molecular limitado hasta el de un polímero. Un ejemplo muy bonito, y sobradamente conocido, es el de los cristales de pirolusita constituidos por óxidos de manganeso, principalmente  $MnO_2$ , y de otros metales que poseen la estructura típica de un dendrímero y que aparecen en la naturaleza como impresos sobre una piedra.

En este experimento vamos a preparar un dendrímero de plata metálica pura por electrolisis del complejo aminado de plata y veremos cómo va creciendo según discurre el experimento.

---

57. Gen. 1, 11.

## Equipo de seguridad

Una bata blanca o un delantal, guantes de goma y gafas de seguridad.

## Materiales necesarios

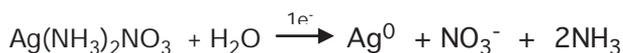
Un transformador-rectificador de los empleados para radios, teléfonos móviles, etc. Una placa de Petri, un vaso de precipitados, un soporte de cualquier forma, 2 pinzas de “cocodrilo” de distinto color y dos minas gruesas de grafito de las que se emplean como recambio en los lapiceros de dibujo.

## Productos químicos

Nitrato de plata y amoníaco doméstico.

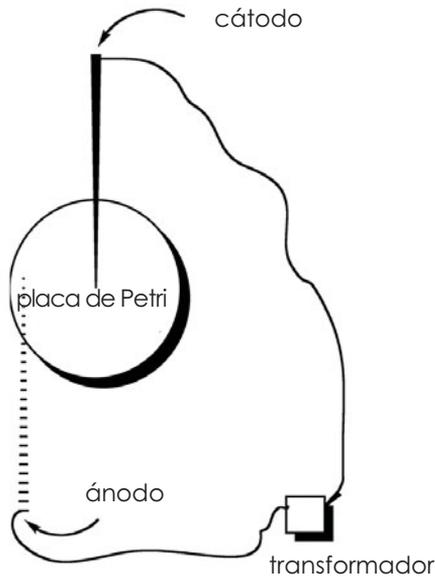
## Explicación

En la reacción del nitrato de plata con el amoníaco se forma el complejo nitrato de diaminplata, cuya electrolisis da lugar a la formación de plata metálica que va creciendo en la forma indicada. Las reacciones son:



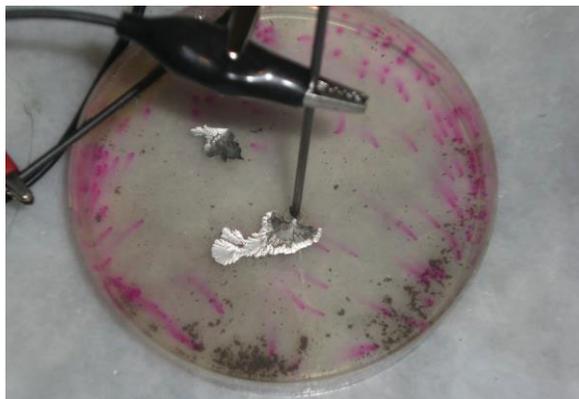
## Método experimental

Se elige el transformador y se corta la clavija, con lo que nos quedan los dos cables libres. Para saber cuál es el polo + y el polo – los conectamos mediante las pinzas cocodrilo a las minas de grafito y las introducimos en una disolución acuosa diluida (ligeramente azul) de sulfato de cobre en el vaso de precipitados. Se conecta a la red eléctrica y la mina que se recubre de cobre metálico es el cátodo y la otra es el ánodo. Se marcan los cables con un poco de cinta aislante o con el color de los protectores de las pinzas de cocodrilo.



Se disuelven 0,5 g de nitrato de plata en la mínima cantidad de agua destilada y se agrega el amoníaco. Inicialmente se forma una especie de gel que se acaba resolviendo en exceso del segundo. Se vierte en la placa de Petri y el ánodo se introduce hasta el fondo de la placa en forma inclinada. El cátodo se coloca en posición vertical, de forma que la punta de la mina toque ligeramente la superficie del líquido (ver esquema anterior), ya que si se sumerge más falla el experimento, en el centro de la placa. Se conecta la corriente y comenzará a crecer el dendrímero de plata metálica. Una vez que se termina el experimento, se decanta el líquido con cuidado de no romper el arbolito y se deja secar o se retira cuidadosamente con un trozo de papel de filtro. Puede conservarse dentro de la misma placa una vez seca.

En la fotografía se muestra un ejemplo del experimento donde puede observarse el esquema del montaje empleado para obtener el "arbolito" de plata. Las manchas violáceas son artefactos.



### Eliminación de residuos

Las disoluciones se pueden tirar por la pila con agua abundante. Las disoluciones del complejo aminado de plata no deben conservarse, pues con el tiempo se forma una mezcla de imida de plata  $\text{Ag}_2\text{NH}$  y nitruro de plata  $\text{Ag}_3\text{N}$ , que forma cristales negros muy brillantes y muy explosivos. Se conoce como plata detonante de Berthollet.



## UN GÉISER REFRESCANTE

*Cavaron los siervos de Isaac el valle, y alumbraron una fuente de aguas vivas; pero los pastores de Gerar riñeron con los de Isaac, diciendo: "Estas aguas son nuestras". Y llamó al pozo Eseq, porque había habido riña por él.<sup>58</sup>*

Uno de los experimentos científicos más extendido en la Red consiste en la formación del géiser de Coca-Cola.

En la isla de Fuerteventura se encuentra uno de los parques más impresionantes de la Tierra, el de Timanfaya, heredero de una antigua actividad volcánica. Cuando los turistas lo visitan, los guías enseñan cómo la tierra tiene una temperatura muy alta y una de las pruebas que realizan consiste en vaciar un vaso de agua en un orificio cavado en la misma. Poco después brota un chorro de vapor que causa el asombro y la alegría de los espectadores. Estos géiseres son abundantes en muchos parques naturales de los EE.UU. y como de allí es la Coca-Cola, la principal contribución del país a la civilización, haremos nuestro géiser casero con este refresco.

---

58. Gen. 26, 19-20.

## Equipo de seguridad

Gafas protectoras.

## Materiales necesarios

Una botella de 2 l de Coca-Cola *light*. Un tubo de pastillas de caramelos Mentos sabor a menta.

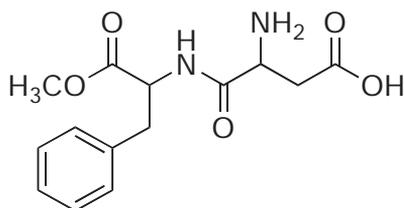
## Productos químicos

Ninguno

## Explicación

Este más que un experimento de química lo es de física. Se han descrito diversas explicaciones para justificar el comportamiento de la Coca-Cola *light*, y precisamente las que son *light*, en cualquiera de sus formas. La mejor explicación proviene de un trabajo publicado en American Journal of Physics en junio de 2008, págs. 551-567.

La Coca-Cola es una bebida carbónica y la variedad *light* lleva como edulcorante el aspartamo, que disminuye la tensión superficial de medio acuoso del refresco mucho más que el azúcar de las bebidas normales; por otra parte, la superficie porosa del comprimido de Mentos favorece, mediante un fenómeno denominado “catálisis de superficie”, la formación rápida de burbujas grandes de CO<sub>2</sub> a partir de las pequeñas que se forman mientras el Mentos se hunde y, como es muy denso, lo hace rápidamente con lo que el proceso se acelera. Adicionalmente, la goma arábica contenida en el caramelo colabora también, aunque con menor intensidad, a disminuir la tensión superficial debido a su carácter surfactante. En resumen, la conjunción de los efectos citados, formación explosiva de burbujas y caída de la tensión superficial, da lugar a la salida del chorro de refresco que puede llegar a alcanzar varios metros.



ASPARTAMO



### **Método experimental**

Se abre la botella de Coca-Cola y se inclina unos 10°, apoyándola en un montoncito de arena o algo similar para que no se caiga, y se agregan uno o dos Mentos. Conviene alejarse rápidamente para evitar las salpicaduras. Enseguida sale el refresco a gran velocidad de forma parecida a lo que ocurre con las botellas de cava cuando se agitan.

El experimento debe hacerse en una zona al aire libre para que no importe que se manche el suelo.



### **Eliminación de residuos**

Un lavado con agua abundante es suficiente.





## EL FUEGO SÚBITO

*El sacerdote tomará un puñado de flor de harina con su aceite y todo el incienso puesto sobre la ofrenda, y lo quemará en el altar en olor de suavidad, como memoria a Yavé.<sup>59</sup>*

Imaginemos un barco navegando en una noche calurosa de verano. La marinería llevaba varios días sin comida y prácticamente sin agua, lo que obligaba a racionarla muy disciplinadamente. La debilidad y el escorbuto estaba poniendo en peligro la vida de toda la tripulación. El barco era llevado por un viento suave, sin saber si la derrota era la adecuada, pues no funcionaban los aparatos de control. Bastante suerte era haber sobrevivido a la última batalla y haber conseguido hundir a la nave enemiga, pero ahora estaban perdidos en medio del mar. En aquella oscura noche cundía la desesperación. Súbitamente, el capitán y el vigía vieron una luz fugaz en el horizonte, producida por una llamarada intensa. Desviaron el barco en esa dirección y al amanecer pudieron alcanzar la costa y con ella la salvación.

---

59. Lev. 6, 8.

## **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras.

## **Materiales necesarios**

Una maceta de barro, un trípode, un embudo, un tubo de goma de un diámetro tal que pueda enchufarse en la boca estrecha del embudo, con 1 m de longitud (medidas aproximadas sin que sean fundamentales), una vela o un mechero de alcohol y algodón.

## **Productos químicos**

Polvo de licopodio o, alternativamente, una cucharadita colmada de Cola Cao<sup>®</sup>.

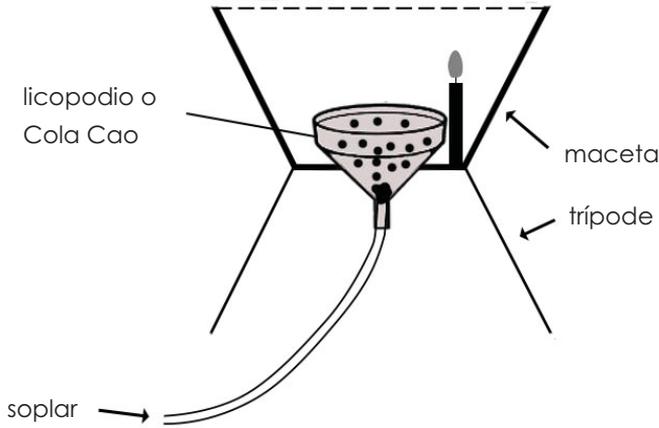
## **Explicación**

Lamentablemente, se producen explosiones en los molinos harineros, minas de carbón, industria química con secadores de lecho fluidizado, etc. cuando se manejan sustancias en polvo, ya que las pequeñas partículas del mismo se cargan de electricidad estática y esto puede dar lugar a que salte una chispa, por lo que se produce la inflamación de todo el material para dar lugar al accidente. Por tal motivo, al manejar este tipo de sustancias es preciso tomar las precauciones necesarias como, al menos, hacer una toma de tierra en todos los equipos.

En este experimento se emplean alternativamente dos sustancias pulverulentas: las esporas del licopodio o el Cola Cao<sup>®</sup> en polvo, aunque también puede emplearse para este experimento harina fina de maíz. Al soplar se forma la nube de polvo, que en contacto con la llama de la vela se inflama instantáneamente.

## **Método experimental**

El experimento debe hacerse en una zona al aire libre para evitar accidentes y de noche, porque es mucho más espectacular. Se dispone una maceta de barro, apoyada en 3 latas de refresco vacías, como se indica en el esquema:



Se pone un embudo, que puede ser de plástico, en el orificio de drenaje de la maceta y se une por la parte inferior al tubo de goma. Dentro del embudo se pone una pequeña torunda de algodón para evitar que el polvo pase a la goma y se agrega la cucharadita de licopodio o de Cola Cao<sup>®</sup>. Se enciende la vela y se sopla fuertemente, con lo que el polvo saldrá en forma de nube y entrará en contacto con la llama de la vela, ardiendo súbitamente con lo que aparecerá la deflagración. Se puede, también, tapar la maceta con una lámina de cartón grueso y se producirá una pequeña explosión, mientras el cartón sale proyectado.

### Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente.





# LA LOMBARDA NAVIDEÑA Y EL pH

*Ocías le sacó de la asamblea y le condujo a su casa, donde le dio un banquete, al que invitó a todos los ancianos. Toda aquella noche estuvieron invocando el auxilio del Dios de Israel.<sup>60</sup>*

En la España de la posguerra civil existía un hambre generalizada que afectaba a la mayoría de las familias. Afortunadamente, la mía no se encontraba entre ellas. Era costumbre cenar en Nochebuena la lombarda y el pavo. Este último nos lo enviaban desde Murcia, pues en Madrid era prohibitivo. Habitualmente, después de cenar se acudía a casa de los vecinos más relacionados para felicitarlos, pero aquel día me envió mi madre con un plato de lombarda rehogada para invitar a una de las familias más necesitadas. Cuando entré ya habían comenzado a cenar. Con una cara sonriente, me dijo el más pequeño de la casa:

- Mira, Miguel, como es Navidad ¡hoy tengo un huevo frito para mí solo!

---

60. Jdt. 6, 21.

## Equipo de seguridad

Gafas protectoras y guantes de goma.

## Materiales necesarios

Una cazuela, unos trozos de lombarda, 5 tubos de ensayo o vasos de vidrio incoloro, frascos de cristal, embudo y papel de filtro.

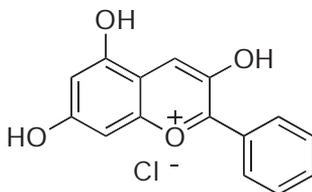
## Productos químicos

Amoniaco, bicarbonato sódico, vinagre, zumo de limón, azul de bromotimol.

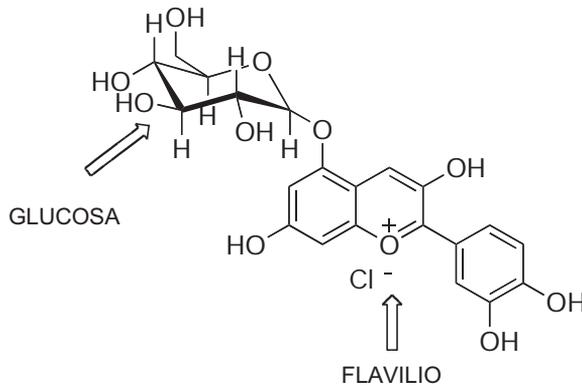
## Explicación

Desde muy antiguo se conocen los colorantes que contienen las flores, los frutos y otros productos vegetales. Una característica muy interesante de dichos colorantes radica en que muchos de ellos cambian de color cuando se modifican las condiciones de acidez o basicidad de las disoluciones. Estos colorantes se denominan en química *indicadores* porque nos “indican” los cambios del pH del medio. Así, podemos conocer en una escala de 1 a 14 el grado de acidez o basicidad. Este conocimiento tiene aplicación en la industria, en la clínica, en investigación, etc., incluso en estudios medioambientales (lluvia ácida).

Los colorantes considerados son de la familia de las antocianinas, del griego  $\kappa\psi\alpha\nu\alpha\epsilon\omicron\sigma$  = azul y  $\alpha\nu\tau\eta\omicron\sigma$  = color, siendo las responsables de los colores violeta, azul y rojo de las flores. Todas ellas son derivadas del cloruro de 3,5,7-trihidroxi-flavilio:



La cianina fue la primera antocianina que se aisló de los pétalos de las rosas rojas y está formada por una molécula de glucosa unida a otra de cloruro de 3,3',4',5,7-pentahidroxi-flavilio:



Se puede afirmar que las antocianinas son anfóteras, de forma que, por lo general, en medio ácido suelen dar lugar a sales rojas, en medio básico son azules y en medio neutro son violetas. Se puede elaborar una tabla correspondiente al colorante de la lombarda.

pH	COLOR
<5	ROJO
6-7	VIOLETA
8-9	AZUL
>10	AZUL VERDOSO

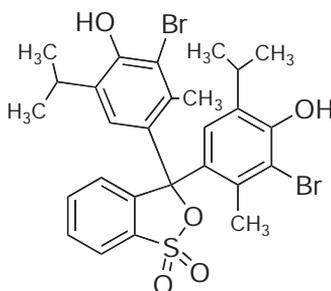


### Método experimental

Se trocea la lombarda y se hierve hasta que esté tierna (en una olla a presión son 4 o 5 minutos) y una vez fría se decanta el agua y se filtra por el embudo; el líquido violeta se recoge en un frasco de vidrio con tapa. En todos los tubos de ensayo se ponen 5 ml del líquido. Al primero se le agrega 1 ml de agua destilada, al segundo se le agrega 1 ml de vinagre, en el tercero 1 ml de zumo de limón (ácidos), en el siguiente 1 ml de amoníaco y en el último 1 ml de una disolución de bicarbonato sódico al 5 % (bases). Compárense los resultados obtenidos con los indicados en la tabla. Se pueden emplear también otros ácidos, como el clorhídrico, u otras bases, como la sosa cáustica.

La disolución del indicador no tiene un olor precisamente agradable y, además, se descompone en unos días con lo cual se deteriora el color y huele peor. Para evitar este inconveniente se puede congelar y mantenerla así hasta su próximo uso. Sin embargo, es preferible cortar unas tiras de papel de un filtro y sumergirlas en la disolución durante unos minutos y dejarlas secar al aire. Se guardarán en un frasco de vidrio que cierre bien y así se dispone de papel indicador barato.

Es muy interesante comparar en las mismas condiciones los colores obtenidos con el azul de bromotimol, un indicador que venden en las tiendas de acuarios y que es amarillo en medio ácido y azul en medio básico.



AZUL DE BROMOTIMOL

Alternativamente, se pueden hacer extractos acuosos de flores, por ejemplo de pétalos de rosa roja e incluso de hojas coloreadas como las de la flor de pascua, operando como con la lombarda y así determinar cómo cambian los colores al modificar el pH.

### Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente. La lombarda hervida se puede rehogar y comerla, pues es una delicia culinaria.



## UNA ESTATUA SURREALISTA

*La mujer de Lot miró atrás, y se convirtió en un bloque de sal.<sup>61</sup>*

La formación de estalactitas y estalagmitas en el interior de las cuevas da lugar a uno de los paisajes más maravillosos que se puedan observar. En España disponemos de abundantes grutas, algunas gigantescas, como la Cueva de Tito Bustillo en Asturias, las de Nerja en Málaga, las del Drach en Mallorca, etc. Las cuevas se forman en terrenos calizos y el origen de tales maravillas se debe a la capacidad de disolver el carbonato cálcico ( $\text{CaCO}_3$ ) que tiene el agua de lluvia al ir saturada con anhídrido carbónico atmosférico, formando ácido carbónico ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ). La reacción de ambos da lugar al bicarbonato cálcico, que es mucho más soluble en agua y que al brotar al exterior y entrar en contacto con el aire pierde el  $\text{CO}_2$  y precipita de nuevo el carbonato cálcico. Las reacciones son:



---

61. Gen. 19, 26.

La disolución de bicarbonato atraviesa el techo de la cueva y comienza a formarse una especie de carámbano, en el centro del cual hay un tubo muy fino, de medio milímetro, por el que discurre más disolución de bicarbonato, que al descomponer hace crecer el cono formado hacia abajo.

Algunas gotas caen al suelo y allí tiene lugar la descomposición, por lo que comienza a crecer un cono nuevo. Con el tiempo ambos pueden llegar a unirse y formar una columna. Para poder distinguir una estalactita de una estalagmita basta observar el tubo central, que solo está en las primeras.

No siempre se forman en terrenos calcáreos, pues en las Islas Canarias se pueden observar más pequeñas debido al enfriamiento de la lava. Aún más, a veces en casas con los techos húmedos aparecen pequeñas estalactitas. En resumen, gracias a las reacciones químicas se forman estatuas naturales de singular belleza.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras y guantes de goma.



### Materiales necesarios

Vaso de precipitados de 250 ml, un trozo de vidrio del marco de una foto, un mechero, trípode y rejilla, u horno microondas, varilla de vidrio.



### Productos químicos

Acetato sódico trihidratado ( $\text{CH}_3\text{-COO}^- \text{Na}^+ \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ) y agua destilada.



### Explicación

Una disolución sobresaturada es aquella en la que la concentración del soluto es superior a la de saturación. Estas disoluciones son inestables, forman un equilibrio metaestable, y basta con un rascado de la pared del recipiente o agregar unos pocos cristales de soluto para que se produzca una cristalización en masa, desprendiendo calor (calor de cristalización). Las disoluciones sobresaturadas de acetato sódico son relativamente manejables, por lo que se puede controlar la cristalización trabajando cuidadosamente. En este experimento se prepara una disolución sobresaturada de acetato sódico, muy soluble en agua caliente, ya que 1 g se disuelve en 0,6 ml de agua a ebullición, que cuando se enfría lentamente no cristaliza hasta que no se agita o se siembra con cristales del acetato.

Debido a que la cristalización es exotérmica, las disoluciones se emplean como calentadores portátiles de manos, pies, etc. para deportistas.

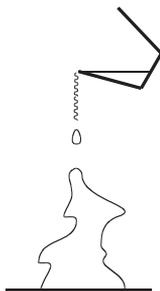


### Método experimental

Se ponen 100 g de acetato sódico en el vaso de precipitados y se agregan 60 ml de agua; se calienta con el mechero en el trípode con la rejilla, mientras se agita con la varilla de vidrio hasta que se ha disuelto toda la sal. Si se calienta en el horno de microondas se controlará que hierva suavemente. Una vez formada la disolución se tapa con film de cocina y se deja enfriar en absoluto reposo. Si solidificase al enfriarse porque la sal o el agua no estaban puras y hay sustancias insolubles que pueden actuar como núcleos de cristalización, sería necesario filtrar en caliente y repetir el proceso.

Por otra parte, se agregan unos cristallitos de acetato sódico sobre el trozo de vidrio y se vierte la disolución fría, muy lentamente, que comenzará a cristalizar en cuanto contacte con los cristallitos, que actúan como semillas. Con un poco de maña se le puede dar formas más o menos elegantes a la escultura surrealista formada. Una vez seca se puede dar una capa de laca para el pelo, para que perdure.

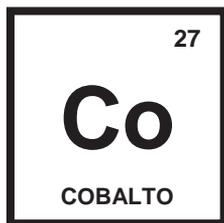
También se puede guardar en un frasco para repetir el experimento las veces que se desee.



### Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente.





# CUANDO LA GLICERINA SE OXIDA

*Conmovióse y tembló la tierra.  
Vacilaron los fundamentos de los montes  
y se estremecieron, porque se airó contra ellos.  
Subía de sus narices el humo de su ira,  
y de su boca fuego abrasador,  
carbones encendidos por él.<sup>62</sup>*

La arqueología es una ciencia cargada de sorpresas. En una publicación del año 2010<sup>63</sup>, se describe que en los huesos de habitantes de la antigua Nubia, la actual Sudán, de alrededor del año 450 a.C., se encuentran cantidades apreciables de un antibiótico de la familia de las tetraciclinas. No parece muy probable que en aquel entonces se emplearan los antibióticos pa-

---

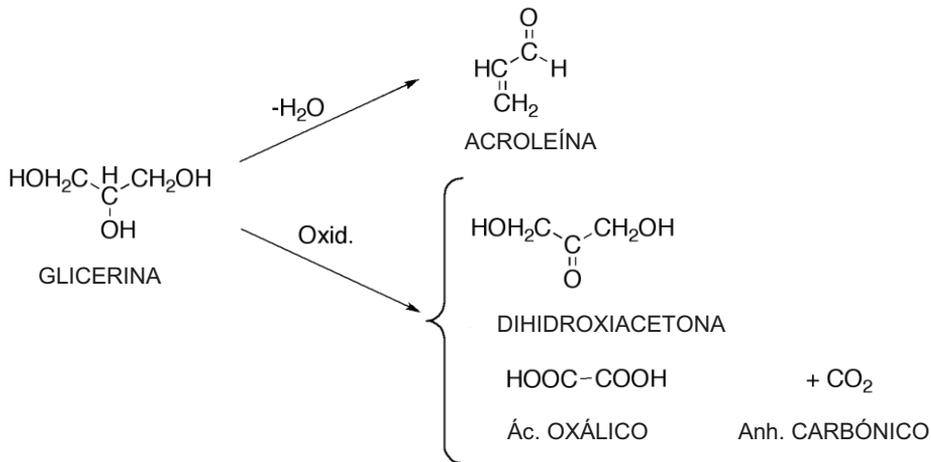
62. Sam. 22, 8-9.

63. M. Nelson y G. Armelagos *Am. J. Phys. Anthropol.* 143, 151 (2010).

ra el tratamiento de las infecciones, cuando ni siquiera se conocían las bacterias, por lo que la pregunta surge de inmediato ¿cómo es posible la acumulación del fármaco? La respuesta es sencilla. Si consideramos que la cerveza se conoce hace miles de años y que dicha bebida es obtenida por fermentación de los cereales, estaría contaminada por microorganismos del suelo. Concretamente de actinomicetos, que tienen características comunes con hongos y bacterias. Son de crecimiento lento en forma de filamentos ramificados y en su metabolismo se forman estos tipos de antibióticos. Cuando se celebraba una fiesta o se quería tratar a algún enfermo debilitado se ingería la cerveza contaminada con la tetraciclina.

La primera biotecnología de la humanidad, si bien no conocida con ese nombre, se basó en procesos de fermentación, como los que dan lugar al vino y a la cerveza, al pan y al queso.

Durante el proceso de preparación de la cerveza se forman numerosos compuestos, desde vitaminas como el ácido fólico hasta mezcla de alcoholes, siendo el etanol el que está en mayor proporción. Pero también se forma el poliacohol glicerina, un constituyente esencial en la estructura de las grasas, muy empleado en cosmética. Cuando la glicerina se deshidrata, por ejemplo cuando arde el aceite de una sartén, se forma una sustancia de olor acre, llamada por esto acroleína, que se ha usado como gas de guerra por su carácter irritante y que resulta ser sospechosamente cancerígena. La oxidación de la glicerina forma diversos compuestos como el ácido oxálico, la dihidroxiacetona empleada también en cosmética para poner “morena” la piel, el anhídrido carbónico, etc. según las condiciones utilizadas.



## Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

## Materiales necesarios

Una cápsula de porcelana o, en su defecto, un platito desechable de loza.

## Productos químicos

Permanganato potásico y glicerina pura.

## Explicación

La oxidación de la glicerina con permanganato potásico es una reacción muy exotérmica, por lo que hay que hacerla al aire libre o en una vitrina de tiro forzado. El esquema es:



Esta reacción es un bonito modelo de cómo según asciende la temperatura se acelera el proceso.

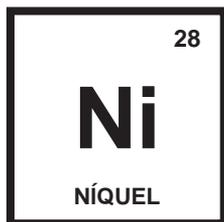
## Método experimental

En la cápsula se ponen 5 g de permanganato potásico y se hace un volcancito. En el cráter se agregan 4 gotas de glicerina pura. Al principio, la mezcla humea ligeramente, pero se va animando hasta prácticamente hervir y arder la mezcla, con abundante formación de gases.

## Eliminación de residuos

El exceso de permanganato se diluye con abundante agua, se calienta y se descompone con ácido oxálico, bisulfito sódico, etc. hasta disolución incolora y se vierte en la pileta. Un lavado con agua abundante es suficiente.





## ¿ARDE EL ACERO?

*Puesto ya el sol, y en densísimas tinieblas, apareció una hornilla humeante y un fuego llameante, que pasó por entre las mitades de las víctimas.<sup>64</sup>*

El general Dietrich von Choltitz, el gobernador alemán de París en el año 1944, recibió la orden directa de Hitler de destruir la ciudad antes de que fuera liberada por las tropas aliadas. Afortunadamente el general tenía un par de dedos más de frente que el dictador nazi, por lo que hizo caso omiso de sus órdenes. Cuando este le preguntó a su jefe del Estado Mayor, Jodl, superior de Von Choltitz, si sus deseos habían sido satisfechos, le preguntó con voz ronca:

- Jodl, ¿arde París?

Jodl guardó silencio, por lo que Hitler, profundamente enfadado, dio un golpe en la mesa con el puño y le ordenó la destrucción de la ciudad<sup>65</sup>.

---

64. Gen. 15, 17.

65. Pág. 346 de la novela citada. Plaza & Janés, S.A., 1972.

Cuando algún tiempo más tarde, el general Leclerc entró con sus tropas, al frente de las cuales iba un grupo de miembros españoles de la resistencia, encontró la ciudad monumental, sin que esta hubiera sufrido grandes daños.

Esta historia está magníficamente contada por Dominique Lapierre y Larry Collins en su novela homónima de la pregunta de Hitler. Es recomendable leerla para comprender el peligro que corrieron los monumentos parisinos por culpa de aquel loco que había asesinado a cerca de cinco millones de judíos (la Shoa). También existe una película con el mismo título, dirigida por René Clément, muy agradable de ver y con grandes actores en el reparto.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

### **Materiales necesarios**

Un mechón de estropajo de acero de los que venden en ferreterías para limpiar las capas de óxido, del tamaño más fino; unos alicates; dos frascos de boca ancha de altura diferente; una varilla hueca de vidrio o, en su defecto, una paja de refresco; cerillas de rabo largo de las que se emplean para encender la barbacoa.

### **Productos químicos**

No son necesarios.

### **Explicación**

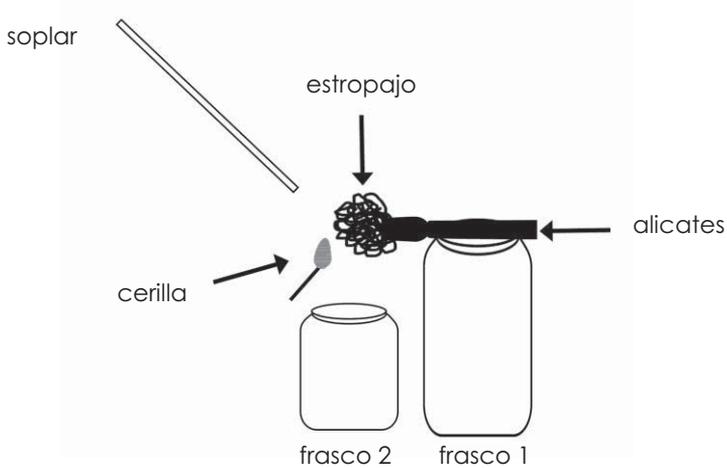
Al elevar la temperatura de la fibra de acero se produce una oxidación con el oxígeno del aire para dar lugar a óxido férrico. La reacción es fuertemente exotérmica, lo que hace que suba mucho la temperatura y se siga favoreciendo el proceso. La reacción es:



### **Método experimental**

Se sujeta el mechón de estropajo de acero con los alicates y una vez firme se pone sobre el frasco más alto. Debajo del mechón se pone el

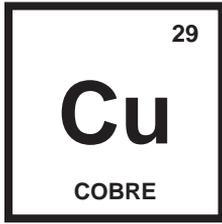
frasco más bajo, de forma que recoja las chispas que vayan cayendo. Se enciende una cerilla y se prende la masa de acero. Con la varilla se sopla (¡ajo! sin arrimarse) y así se favorece la combustión. Se produce un chisporroteo muy bonito.



### Eliminación de residuos

Los residuos de hierro se tiran como basura contaminada en el Punto Limpio. Un lavado con agua abundante del material es suficiente.





## EL PROTOLODO

*Dijo luego Dios: “Brote la tierra seres animados según su especie, ganados, reptiles y bestias de la tierra según su especie”. Y así fue.<sup>66</sup>*

Imaginemos un cuento infantil.

- Mamá, si no me cuentas lo de nuestro origen no me puedo dormir.
- Bueno, pues te lo contaré. Hace muchos años se formó el planeta cuando se separó del magma original y adquirió su forma de esfera achatada por los polos.
- Pero ¿estaría entonces muy caliente? -interrumpió la pequeña.
- Claro, hijita, pero fue perdiendo calor por irradiación y se enfrió. Cuando la temperatura llegó a estar equilibrada, es decir ni muy caliente ni muy fría, se dio la oportunidad para que la vida se iniciase.
- Y ¿cómo?
- Si me interrumpes continuamente no sigo.

---

66. Gen. 1, 24.

- Vale, estaré calladita.
- Mira, la atmósfera era muy rica en vapor de agua, amoniaco, anhídrido carbónico y metano, que no se escapó al espacio y se perdió gracias a la acción de la gravedad. El agua condensó y se formaron los mares. La abundante irradiación solar hizo que se evaporase, por lo que se formaron enormes nubes que dieron lugar a impresionantes tormentas. Los abundantes rayos hicieron que los gases se combinaran y dieran lugar a moléculas orgánicas más complejas, como los aminoácidos y puede que los primeros ácidos ribonucleicos. Los silicatos de las rocas favorecieron (catalizaron) la formación de sistemas intrincados que condujeron a otras moléculas aún más complejas, y así pudieron aparecer los primeros seres vivos. Es probable que esta "sopa" en forma de lodos complejos y con importantes fenómenos de difusión fuera el origen de todo.
- Gracias, mamá, es impresionante...

Y la jovencísima ameba, tranquilamente, se durmió.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### Materiales necesarios

Vaso de precipitados de 250 ml de capacidad, o un vaso de agua liso, tubos de ensayo, placas de Petri, espátula y una pipeta o un cuentagotas de farmacia.



### Productos químicos

Colorante alimentario (tartracina, amarillo A-12), disolución acuosa de sulfato de cobre, disolución de acetato ferroso y amoniaco doméstico.



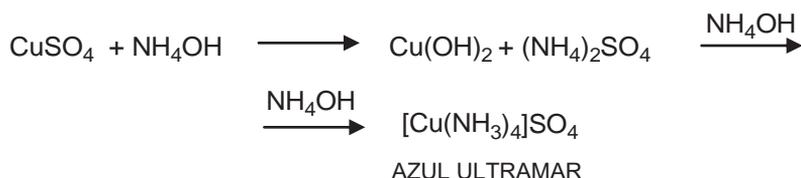
### Explicación

La difusión es un fenómeno debido a la migración de las moléculas, explicado por la teoría cinética, que está dominada por la entropía, una tendencia universal al desorden y está favorecida por el movimiento molecular al azar, lo que conduce invariablemente a una mezcla homogénea. Este es un fenómeno común en todos los fluidos (los gases y los líquidos). Este mismo proceso es el que se empleó para separar los isó-

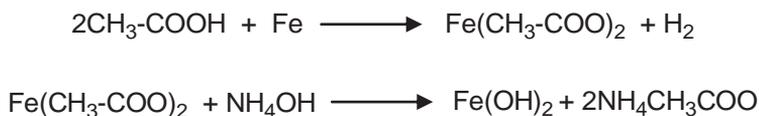
topos del uranio durante el Proyecto Manhattan, y es el mismo que ocurre en el vaso de agua con la difusión del colorante tartrazina y cuando mezclamos las disoluciones en las placas de Petri.



Las sales metálicas precipitan con amoníaco, inicialmente los hidróxidos correspondientes y, posteriormente, muchas de ellas con exceso de reactivo forman complejos coloreados. Por ejemplo, con el sulfato de cobre tienen lugar las reacciones siguientes en exceso de amoníaco:



En el caso del hierro, las reacciones que tienen lugar son:



### Método experimental

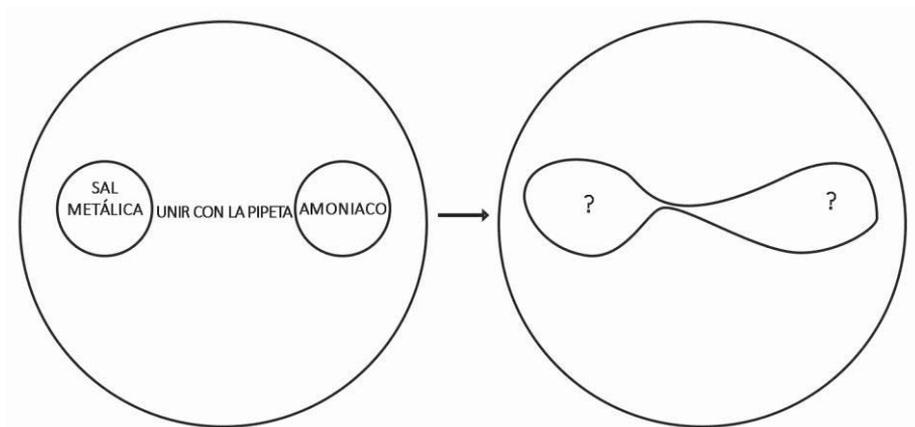
En un tubo de ensayo se pone una punta de espátula del colorante alimentario y 1 ml de agua. En otros tubos se opera igual con el sulfato de cobre. La disolución de acetato ferroso se prepara dos días antes poniendo en el vaso de precipitados 200 ml de vinagre y un mechoncillo de estropajo de acero. Se tapa con parafilm (film transparente) y se deja en reposo: en el momento de hacer el experimento se decanta 1 ml en otro tubo de ensayo.

Parte A.- En el vaso de precipitados se pone agua hasta la mitad y, con mucho cuidado, se agregan un par de gotas de la disolución de coloran-

te con la pipeta lo más cerca posible (rasando) de la superficie y se deja en absoluto reposo. El colorante dará lugar a un bonito baile de colores durante la difusión. El fenómeno se ve también con una gota de tinta china.

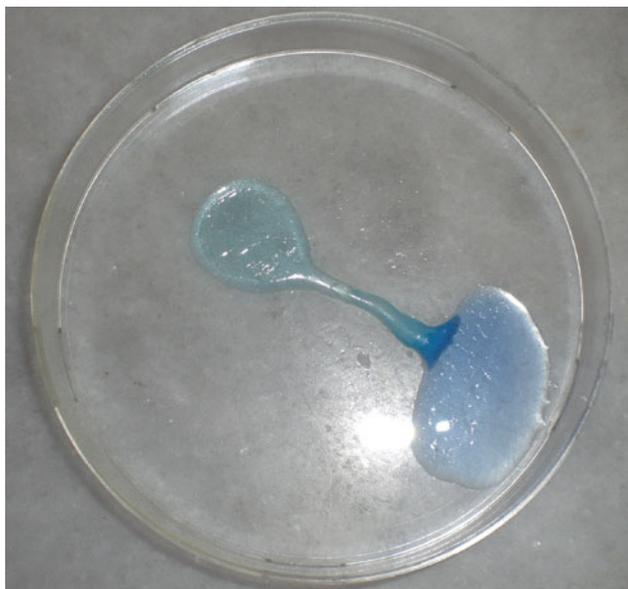
Parte B.- En una placa de Petri se pone cuidadosamente con la pipeta una gruesa gota de la disolución de acetato ferroso o de sulfato de cobre y a 4 cm se pone otra gota gruesa de amoníaco. A continuación se traza una línea con la pipeta limpia para unir ambas disoluciones y se observa el fenómeno de difusión y precipitación.

El experimento se puede hacer con otras sales de metales de la primera serie de transición, como el cobalto, el níquel, etc.

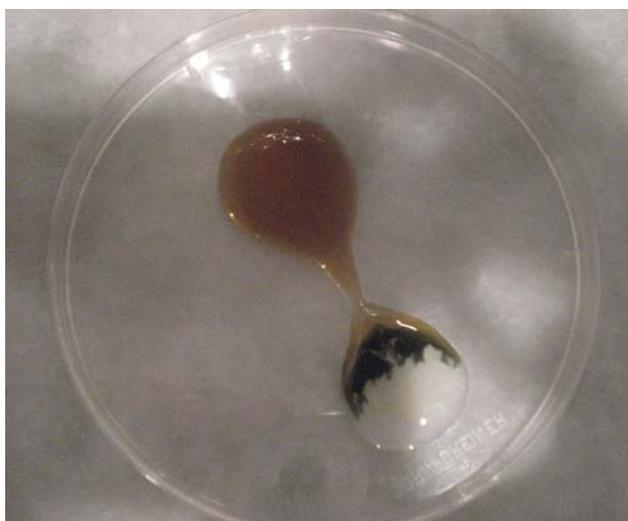


### Eliminación de residuos

Las disoluciones metálicas se precipitan con carbonato sódico, se filtran en un filtro de pliegues y se tiran como basura contaminada en el Punto Limpio. Un lavado con agua abundante es suficiente.

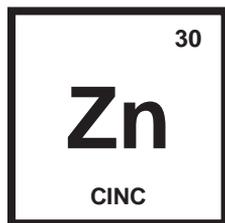


*Fig. 1.- Difusión de amoniaco y sulfato de cobre.*



*Fig. 2.- Difusión de amoniaco y acetato ferroso.*





## LA CÉLULA INORGÁNICA

*O como ave que vuela por los aires,  
sin dejar señal de su vuelo;  
pues si bate el aire con sus alas  
y lo corta con la violencia de su ímpetu,  
y se abre camino con el movimiento de las alas,  
después ya no se haya señal de su paso.<sup>67</sup>*

En el año 2004 dos químicos ucranianos publicaron un artículo<sup>68</sup> en el que describen la forma de preparar una estructura celular sintética en un medio típicamente inorgánico. El interés de dicho trabajo se fundamenta en que se produce en el medio una “célula” cubierta por una membrana semipermeable, a través de la cual difunden los reactivos del medio, dando lugar a los productos de reacción en su interior. En la publicación se describen dos ensayos, uno con cloruro cálcico y otro con el mismo reactivo más cloruro cúprico, yoduro potásico, agua oxigenada y almidón. En este experimento se emplea un método más sencillo para el segundo ejemplo.

---

67. Sab. 5, 11.

68. Maselgo J. y Strizhak P. *J. Phys. Chem. B* 108, 4397 (2004).

La membrana celular biológica es la encargada de separar el interior de la célula del medio exterior, siendo la que favorece el intercambio del oxígeno y de los nutrientes, como proteínas, hidratos de carbono, lípidos, vitaminas, iones, etc. Estructuralmente está formada por una bicapa de fosfolípidos con sistemas proteicos incrustados en la misma, que se encargan de introducir-expulsar las sustancias indicadas. Es la responsable de la forma de la célula, así como de la adhesión de la misma a su entorno. En el caso de los vegetales, bacterias, algas y hongos es semejante en su función, si bien la estructura es mucho más rígida y de distinta naturaleza; por ejemplo, la presencia de celulosa.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

### **Materiales necesarios**

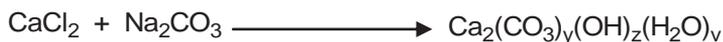
Un vaso de precipitados de 50 ml, un matraz Erlenmeyer de 100 ml, una jeringuilla de 10 ml y una varilla de vidrio.

### **Productos químicos**

Cloruro cálcico anhidro en polvo, cloruro cúprico, carbonato sódico y amoníaco.

### **Explicación**

Cuando la superficie de la pastilla de cloruro cálcico entra en contacto con el carbonato sódico de la disolución, se forma una célula rodeada por una membrana semipermeable, elástica y transparente, según la reacción:



Los subíndices  $y$ ,  $z$ ,  $v$  indican que la composición no es conocida del todo. Debido a la presión osmótica, el agua y las moléculas pequeñas de la disolución entran en el interior de la célula, haciendo que se hinche hasta adquirir su forma característica. También pueden aparecer formas más o menos variadas, que surgen de la burbuja principal.

En el segundo ejemplo, la presencia del cloruro de cobre hace que reaccione con el amoníaco, que pasa la membrana y da lugar al ya co-

nocido y llamativo *azul ultramar*, el complejo de coordinación tetraamín cobre. La reacción es:



y el esquema experimental podemos representarlo como se indica a continuación.



## Método experimental

### Método A

Se preparan unas pastillas, que contienen 200 mg de cloruro cálcico anhidro y un diámetro de 6 mm. Estos valores son aproximados y dependerán de la posibilidad de elaboración. Lo mejor es contactar con una farmacia amiga y pedirle que nos las fabrique.

Por otra parte, se disuelven 39,8 g de carbonato sódico anhidro en 250 ml de agua destilada (concentración 1,5 molar).

En el vaso de precipitados, se ponen 25 ml de la disolución de carbonato sódico y se le echa una pastilla de cloruro cálcico. Se inicia la formación de la célula y cada hora se observa para ver su evolución hasta el día siguiente.

### Método B

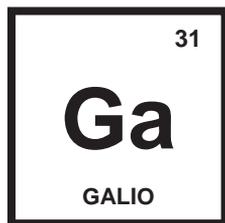
Se opera como en el caso precedente, pero poniendo en la pastilla además de los 200 mg de cloruro cálcico, 20 mg del cloruro de cobre y agregando 15 ml de la disolución de amoníaco doméstico a la disolución. La evolución es análoga a la del método anterior, si bien el interior va adquiriendo un tono azulado cada vez más intenso.

Al cabo de unos días, van evolucionando las formas celulares, creciendo y asemejándose a un pequeño volcán marino, de gran belleza, ya que la presión interior hace que se rompa y emita el contenido hacia la disolución.

## Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente.





## EL ADN CHIVATO

*Cuando un hombre tenga dos mujeres, la una amada, la otra aborrecida, si la amada y la aborrecida le dieran hijos y el primogénito fuere de la aborrecida, el día en que distribuya sus bienes entre sus hijos no podrá dar al hijo de la amada el derecho de la primogenitura con preferencia al de la aborrecida, si éste es el primogénito.<sup>69</sup>*

El 15 de septiembre de 1943, las tropas aliadas liberaron el puerto de Bari, en el mar Adriático, en el sur de Italia. Poco después, el general Dwight D. Eisenhower, comandante en jefe de las tropas aliadas para el norte de África e Italia, decidió atracar un barco cisterna cargado de gas mostaza o iperita, por si, al igual que había ocurrido en la Primera Guerra Mundial, los alemanes utilizaban gases tóxicos en la batalla. Durante un bombardeo del puerto por la aviación del Eje, los días 2 y 3 de diciembre, el barco fue alcanzado y el gas mostaza se extendió por toda la zona. El hecho causó la muerte a muchas personas, pero entre los supervivientes se observó una

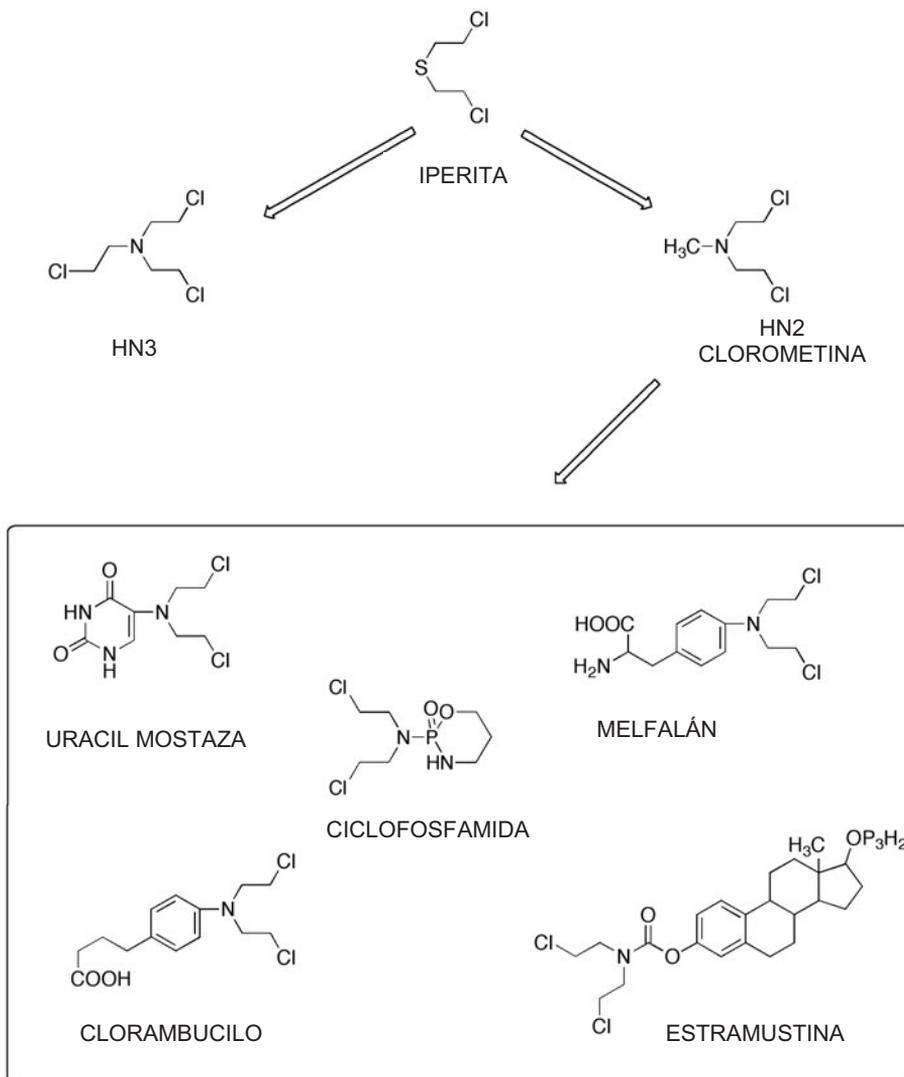
---

69. Dt 21, 15-16.

caída drástica en el número de glóbulos blancos sanguíneos. Debido a que las leucemias suponen un incremento de los mismos, la idea surgió con claridad: el gas mostaza podría utilizarse para combatir los tumores hematológicos. Sin embargo, pronto cundió la desilusión, ya que las diferencias entre la dosis curativa y las tóxicas, lo que se conoce como *índice terapéutico*, es tan pequeña que el producto no es utilizable. Pero los químicos no podían renunciar a obtener un fármaco tan prometedor, para una enfermedad sin tratamiento. Entonces cambiaron el átomo de azufre (S) de la iperita, por un átomo de nitrógeno (N): habían nacido las denominadas mostazas nitrogenadas y, con ellas, la primera quimioterapia eficaz contra las neoplasias.

Cuando se estudió a fondo el mecanismo por el que actuaban las mostazas nitrogenadas, se encontró que formaban enlaces covalentes entre los pares de bases del ADN, por lo que se conocen como agentes alquilantes de la macromolécula. Cuando se unen al ADN se colapsa la replicación celular. Este fracaso motiva que la célula se suicide, disparando la apoptosis o *muerte celular programada*. En el ataque existe una cierta selectividad a favor de las células cancerosas frente a las normales, por lo que se justifica su empleo en la clínica antitumoral.

En el gráfico siguiente se describen las más importantes utilizadas como medicamentos.



*Las mostazas nitrogenadas y su origen.*

Como se ha dicho en el experimento 12, "Cromatografía", una de las aplicaciones de la química del ADN es la policial, posiblemente la más de moda en la actualidad gracias a numerosas series de televisión que describen la química forense, ya que puede servir para identificar a un delincuente.

Con este sencillísimo experimento se puede obtener el ADN de la persona amada e incluso conservarlo. Antiguamente, se guardaba un mechón de cabellos, pero en la actualidad conservar el ADN es mucho más fino, moderno y elegante.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

### **Materiales necesarios**

Un vaso de precipitados de 50 ml, un matraz Erlenmeyer de 100 ml, una jeringuilla de 5 ml y una varilla de vidrio.

### **Productos químicos**

Cloruro sódico, alcohol de 96°, líquido lavavajillas.

### **Explicación**

Cuando se enjuaga la boca o se rasca con la varilla, se produce la liberación de multitud de células epiteliales que se rompen (lisan) con el detergente, liberando el ADN, que es insoluble en el alcohol, pero soluble en agua en forma de sal sódica.

### **Método experimental**

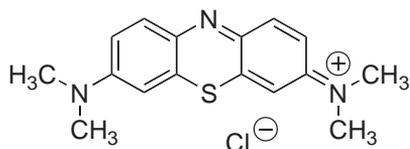
En el matraz de Erlenmeyer se ponen 20 ml de agua destilada y 1 g de cloruro sódico y se disuelve agitando con la varilla de vidrio. Se agrega a continuación 1 ml del líquido lavavajillas y se disuelve, también con la ayuda de la varilla, hasta conseguir homogeneidad.

En el vaso se ponen 20 ml de agua destilada y, después de haberse lavado bien los dientes, se ponen en la boca enjuagando enérgicamente durante medio minuto. Se vierte el líquido de nuevo en el vaso y se pone a continuación 3 ml de la disolución de sal y lavavajillas. Se pasa la varilla limpia suavemente por las encías y el paladar, para llevarse algunas células más, y se introduce en el vaso. Se mezcla bien todo, con cuidado de no producir espuma. Se deja reposar la mezcla durante un par de minutos y con el vaso inclinado se vierte con la pipeta 3 ml de alcohol frío del congelador, dejándolo deslizar cuidadosamente por la pared del vaso. En la interfase de ambos líquidos se forman unos hilillos

blancos que se orientan hacia la capa de alcohol, constituidos por la sal sódica del ADN.

Los hilos pueden sacarse con ayuda de un alambre (por ejemplo, un clip de oficina) con la punta doblada en forma de anzuelo, llevándolos a un vial con alcohol donde se desprenderá con una ligera agitación. Así se conserva largo tiempo.

Si el alcohol no forma la segunda capa, todo el contenido del vaso se puede mezclar bien y aparecerá una especie de torunda algodonosa, que es el ADN. Si se desea confirmar que la sustancia blanca es el ácido desoxirribonucleico, éste se puede teñir de color azul con dos gotas de un colorante denominado azul de metileno, al 5 %, que se agrega al medio. Se puede conseguir en farmacias y tiendas de acuarios.

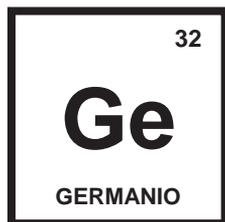


AZUL DE METILENO

### Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente.





## LA LEVEDAD DEL COLOR AZUL

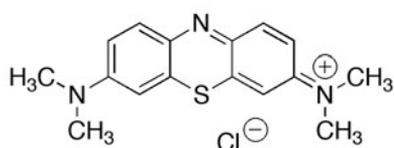
*La morada la harás de diez cortinas; de hilo torzal de lino fino, teñido de púrpura violeta, púrpura escarlata y carmesí, entre tejido y representando querubines en tejido plumario.<sup>70</sup>*

En el año 2004 tuvo lugar en la ciudad de Nüremberg (Alemania), un congreso dedicado al 150 aniversario del nacimiento de Paul Ehrlich, el llamado *Padre de la Inmunología y de la Quimioterapia*. El autor de este libro fue invitado a presentar una ponencia en dicho congreso y, en uno de los descansos matinales entre las conferencias para tomar un café, observó un grupo de congresistas alrededor de un químico que tenía un matraz medio lleno de un líquido encima de una mesa y que, cuando lo agitaba con energía, el líquido se volvía profundamente azul. Dejado de nuevo en reposo, el líquido iba perdiendo lentamente su color hasta hacerse de nuevo incoloro; y así sucesivas veces. Preguntado el autor de tamaño experimento sobre la

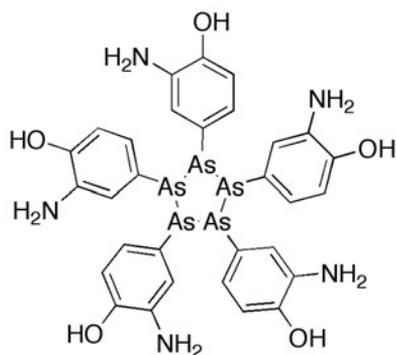
---

70. Ex 26, 1.

razón del mismo, respondió que era su homenaje personal a Ehrlich, pues estaba empleando el azul de metileno que él utilizó como antiséptico y anti-parasitario antes de su descubrimiento cumbre, el Salvarsán<sup>®</sup> o arsfenamina, el primer medicamento eficaz para el tratamiento de la sífilis, enfermedad que había supuesto un azote para la humanidad durante más de cuatro siglos.



AZUL DE METILENO



SALVARSÁN<sup>®</sup>

A Ehrlich se le debe el concepto de “bala mágica”<sup>71</sup>, una sustancia capaz de matar al organismo invasor y respetar la vida del huésped, equivalente a la toxicidad selectiva sobre el organismo invasor.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### Materiales necesarios

Un erlenmeyer (o una botella en su defecto) de 500 ml con su tapón y una cucharilla de café.



### Productos químicos

Azul de metileno al 1 %, D-glucosa, sosa cáustica en lentejas.

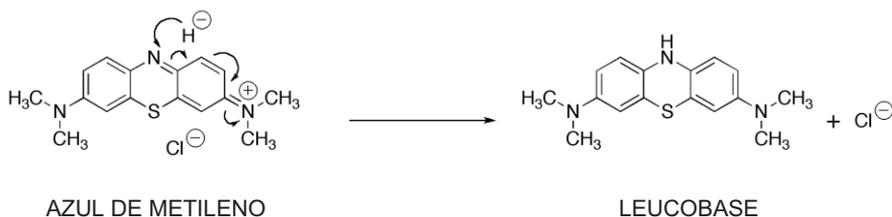
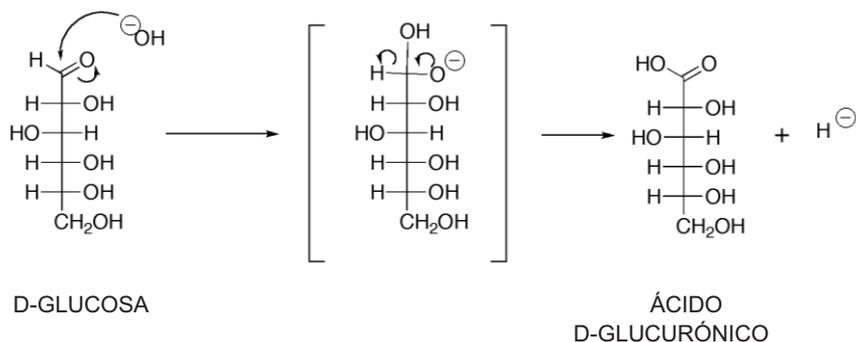
---

71. De hecho, el congreso tenía el nombre de World Conference on Magic Bullets: Ehrlich 150<sup>th</sup>.

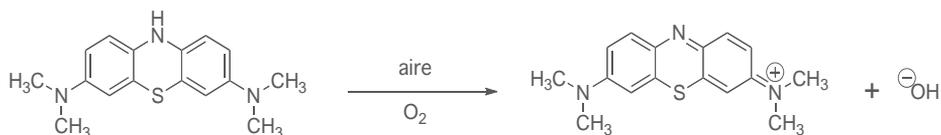
## Explicación

En medio básico la glucosa se oxida a ácido glucurónico, liberando un ión hidruro que capta el azul de metileno, reduciéndose a la denominada leucobase o forma incolora del mismo. En presencia del oxígeno del aire, la leucobase se vuelve a oxidar para dar la forma azul. Cuando se inicia el proceso, el aire contenido en la botella cerrada da lugar a la oxidación del colorante, manteniéndose el color azul. Cuando se ha consumido todo el oxígeno, la disolución se hace incolora. Se quita el tapón y se deja entrar aire de nuevo, cuyo oxígeno hará que reaparezca el color azul. Y así durante varias veces, mientras no se consuma toda la glucosa. El azul de metileno favorece la captación del ión hidruro ( $\text{H}^-$ ).

La secuencia de reacciones es la siguiente:



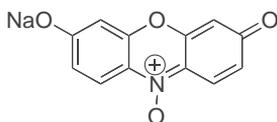
La D-glucosa capta un  $\text{OH}^-$  del medio básico y forma un intermedio de adición (nucleófila) representado entre corchetes, que evoluciona liberando el ión hidruro  $\text{H}^-$ ; éste es captado por el azul de metileno, como se indica, y forma la leucobase incolora. En presencia de aire se regenera el color azul del colorante, arrancando el H del NH y reorganizando los dobles enlaces:



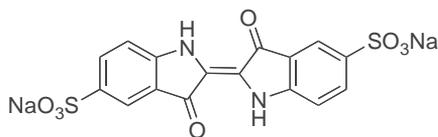
## Método experimental

Se ponen en el matraz cinco cucharaditas, de las de café, de D-glucosa comercial y 200 ml de agua. Se agita con la mano hasta su disolución completa y se agregan 5 lentejas de sosa cáustica y 6 u 8 gotas de azul de metileno al 1 %. Se tapa el matraz, se deja en reposo, y la disolución azul se va decolorando. Se agita fuertemente y el aire se mezcla con la disolución, por lo que el proceso se inicia de nuevo y se recupera el color azul intenso<sup>72</sup>. El experimento se puede repetir varias veces.

Otros colorantes que pueden emplearse son el resazurin y el índigo carmín.



RESAZURIN

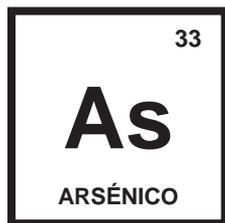


ÍNDIGO CARMÍN

## Eliminación de residuos

Se acidula la disolución con vinagre y se puede tirar por la pila con agua abundante.

72. Si no es así, se quita el tapón y se deja entrar aire de nuevo.



## UN SAHUMERIO DE COLOR

*Le dijo: “Señor, ten piedad de mi hijo, que está lunático y padece mucho; por que con frecuencia cae en el fuego y muchas veces en el agua”.<sup>73</sup>*

Imaginemos una historieta de prestidigitación. El mago chino Chang Pu inició su representación en El Gran Teatro del centro de la ciudad. Era delgado, de poca estatura y calvo; el poco pelo que tenía eran unas guedejas de un blanco sucio, a pesar de su nombre. Llevaba una túnica cárdena y babuchas del mismo color. Una cosa era cierta, si bien su edad no podía calcularse, lo claro es que era muy viejo. Había actuado en los mejores teatros y circos del mundo y su fama le había precedido como uno de los mejores prestidigitadores de la actualidad.

Cuando se levantó el telón, había una mesa en el centro del escenario con una especie de bandeja de barro y un vaso con agua. El telón de fondo del escenario era de un blanco impoluto. Al momento, apareció por el foro izquierdo y, sin mediar palabra, se dirigió hacia el centro de la mesa. Tomó el

---

73. Mt. 17, 14.

vaso de agua en sus membrudas manos y se bebió más de la mitad. Entonces elevó el vaso ante sus ojos, lo miró y vertió el agua resultante sobre la bandeja. Al momento se elevó una columna de humo de color violáceo como un prolegómeno de lo que vendría después...

Pero al joven de la primera fila no lo pudo engañar, pues era un gran aficionado a la química. Detectó el olor característico del yodo y dijo con voz elevada haciendo uso de un gran sentido del humor.

-¡Qué bien! ¡Se nos van a desinfectar las heridas!

Fue expulsado del teatro, pero el mago no volvió a actuar.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### Materiales necesarios

Un vidrio de reloj (o un plato pequeño), espátula, un mortero y una jeringuilla (o un cuentagotas de farmacia).



### Productos químicos

Cinc en polvo, nitrato amónico, agua y yodo metálico.



### Explicación

El nitrato amónico, en presencia del agua oxida el cinc a óxido en un proceso exotérmico, mientras que él se reduce a nitrito. El óxido de cinc blanco en forma de polvo fino se mezcla con los vapores de yodo y de agua formados por el calor de la reacción y da lugar a un humo de color violeta. En el caso de que no dispongamos de yodo o se nos olvide echarlo, los vapores serán de color blanco. Con la temperatura alta de la reacción se descompone también el nitrito amónico para dar vapores nitrosos  $\text{NO}_x$  (amarillos), agua y amoniaco.

La reacción transcurre a través de un proceso de oxidación que podemos representar en su forma sencilla:





### Método experimental

En el vidrio de reloj se ponen 2 g de cinc en polvo, con la misma cantidad de nitrato amónico previamente pulverizado. Se agregan a continuación 0,3 g de yodo en polvo y se mezcla todo muy cuidadosamente con la espátula, procurando no rascar el vidrio de reloj. Con la jeringuilla, se echa desde lejos un chorrillo de agua sobre la mezcla, con lo que se inicia la reacción.

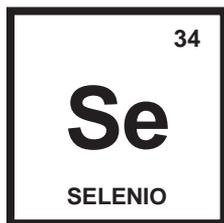


### Eliminación de residuos

El residuo se puede tirar por la pila con agua abundante.

**¡PRECAUCIÓN! La mezcla es análoga al amonal, que está constituido por nitrato amónico, aluminio en polvo y TNT, por lo que es necesario trabajar con cuidado al mezclar los componentes. Además, los vapores de yodo son venenosos (como halógeno), por lo que este experimento debe realizarse al aire libre o en un espacio muy bien ventilado.**





## ELECTROLISIS A GOGÓ

*Conviértenos a ti, ¡oh Yavé!, y nos convertiremos.  
Danos todavía días como los antiguos.<sup>74</sup>*

El sol del amanecer comenzó a llenar de luz la Acrópolis, cuando Electra recibió a los doce jueces de la Ática, que habrían de juzgar a su hermano Orestes por el delito de homicidio.

Unos años antes, Agamenón, recién llegado de la guerra de Troya, y su concubina, Casandra, habían sido asesinados por la esposa del primero, Clitemnestra, ayudada por su amante, Egisto, durante un banquete. Clitemnestra asesinó a su marido por celos de Casandra y porque ella había sido seducida por Egisto y estaba locamente enamorada de él. Afortunadamente, Electra se encontraba ausente, por lo que pudo escapar. Su hermano Orestes había sido enviado por su nodriza a Fanote, el reino de Estrofo, tras el Monte Parnaso, por lo que también salvó la vida.

Cuando Orestes cumplió los veinte años, el Oráculo de Delfos le ordenó que vengara la muerte de su padre. Al regresar a su patria, fue a visitar su tumba para rendirle honores y allí se encontró con Electra, descubriendo

---

74. Lam. 5, 21.

que eran hermanos. Así urdieron su venganza, ya que también Electra le exigió que la llevara a cabo. Orestes, ayudado por su amigo Pilades, el hijo del rey Estrofo, mató a su madre, Clitemnestra, y al amante de ella, Egisto. Orestes fue perseguido por las Furias (Erinas) y enloqueció, por lo que fue a refugiarse en el templo de Delfos, dedicado a Apolo, para solicitarle su ayuda y perdón. Pero el dios se hizo el desentendido y no lo protegió, a pesar de haberle ordenado llevar a cabo la venganza. Orestes fue apresado y Atenea arregló el juicio para que se realizase en la Acrópolis de Atenas, presidido por Electra.

Las Erinas reclamaron el castigo, pero Orestes se defendió diciendo que solamente había obedecido las órdenes de Apolo. En el juicio, la mitad de los jueces lo condenaron y la otra mitad lo exculpó, pero Electra hizo uso de su voto de calidad y lo redimió.

Años más tarde, Electra se casaría con Pilades, el amigo y compinche de Orestes, por lo que es de suponer que vivieron felices...

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### **Materiales necesarios**

Un transformador-rectificador dispuesto como en el experimento 22 y placas de Petri.



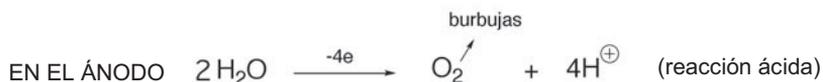
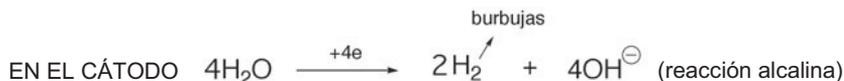
### **Productos químicos**

Sulfato sódico, colorantes de los empleados en los acuarios o piscinas para determinar el pH, caldo de lombarda y agua destilada.

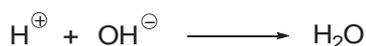


### **Explicación**

La electrolisis consiste en la descomposición de una sustancia mediante el paso de la corriente eléctrica. En el experimento 22, se descompuso un complejo de plata; en el presente se demuestra que en la electrolisis del agua, en presencia de un electrolito como el sulfato sódico, se liberan, además de oxígeno e hidrógeno gaseosos, protones e hidroxilos, que serán detectados por el indicador al cambiar de color. Las reacciones son:



En consecuencia, en el cátodo se forman burbujillas de hidrógeno, mientras que en el ánodo se forman las de oxígeno. Pero también se liberan en esa zona de la electrolisis los responsables del cambio del pH. Si se deja pasar la corriente, los  $\text{H}^+$  y los  $\text{OH}^-$  se neutralizan, por lo que los colores inicialmente aparecidos desaparecen.



### Método experimental

En la placa de Petri se ponen las siguientes disoluciones:

#### Método A

Agua de hervir la lombarda y una punta de espátula de sulfato sódico. Agitarlo hasta la disolución total de la sal. Se introducen los electrodos de grafito hasta el fondo de la placa y se conecta la corriente. En el cátodo aparece el color verde característico del medio básico, mientras que en el ánodo aparece el color rojo del medio ácido. A la vez, se observa el burbujeo de los gases hidrógeno y oxígeno. Se sacan los electrodos y se agita de nuevo, con lo que ambos colores desaparecen.

#### Método B

Se pone agua destilada y unas gotas de cualquier indicador líquido de pH (por ejemplo verde de bromocresol, azul de bromotimol, etc.), de los que venden para acuariofilia o para piscinas, hasta alcanzar un color suave en la disolución. Se aplican los electrodos y se conecta con la corriente. Se observarán los cambios de color producidos por la electrolisis.



### Eliminación de residuos

Un lavado con agua abundante es suficiente.





## UN ORDEN MARAVILLOSO

*Nuestro nombre caerá en el olvido con el tiempo,  
Y nadie tendrá memoria de nuestras obras;  
Y pasará nuestra vida como rastro de nube,  
Y se disipará como niebla  
Herida por los rayos del sol,  
Que a su calor se desvanece.<sup>75</sup>*

Era la primera vez que visitaba aquel país. Me llamó la atención que en la frontera me metieran en un estrecho pasillo con un espejo detrás de mi cabeza y el hecho de que leyeran todo lo escrito en el pasaporte, para saber qué países había visitado anteriormente. El policía no sonreía para nada, su mirada era torva y sus modales eran de lo más altivo. La sorpresa vino cuando me pidió algún dinero de mi país como cuota de entrada, como si de un cine o un parque se tratara.

Una vez cumplido con el sistema, salí a la calle y comencé a pasear. La gente llevaba algunas bolsas pequeñas con comida y todos ellos iban pobremente vestidos, por lo que imaginé que los inviernos deberían ser terri-

---

75. Sab. 2, 4.

bles. Me acerqué a una tienda de ropa de marca y me dijeron que allí no se admitía moneda local. “¿Será por los robos?”, pensé para mis adentros. Compré una corbata violácea de una marca francesa, que por cierto era más cara que en París, y le pregunté a una cajera rubia con cierto encanto femenino, por la delincuencia. Muy enfadada me respondió:

-¡Aquí no hay ladrones! Esto no es su país.

Me dirigí a continuación a unos almacenes que parecían populares y tuve que hacer una buena cola para entrar. La gente era muy rigurosa y nadie intentaba colarse. Allí compré otra corbata, mucho más barata aunque de peor calidad, de color verde. Al salir, fui a comer a uno de los pocos restaurantes que había y solamente para visitantes del exterior. La comida no era buena, pero el servicio era aún peor. Después de comer, decidí regresar y me dirigí a otra aduana, sin que me dejaran salir, pues me enviaron a la primera por la que entré; así que tomé un taxi y volví allí. Al salir volví la cabeza y vi las mismas caras amargadas y el orden absoluto por el que se regían. Una vez fuera no tuve más remedio que gritar:

-¡Viva la entropía!

El relato anterior está basado en un hecho real, pero en este experimento vamos a considerar tal vez lo más ordenado de la naturaleza y como tal, a diferencia del relato, una de las cosas más bellas que existen. No olvidemos que las piedras preciosas y los minerales en general son un excelente ejemplo.



### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### **Materiales necesarios**

Un vaso de precipitados de 500 ml, una probeta de 250 ml, un cristallizador que bien puede ser un recipiente de vidrio, bajo y ancho, de los que se emplean para guardar alimentos en la nevera; unas pinzas, un embudo, papel de filtro de la cafetera, papel de cocina y una varilla de vidrio.



### **Productos químicos**

Alumbre de cromo, alumbre potásico, sulfato de cobre, ferricianuro potásico, cloruro sódico.

## Explicación

Existen dos procedimientos para obtener cristales en el laboratorio. El primero de ellos se basa en los cambios de solubilidad en función de la temperatura (ver el experimento 26), por lo que en caliente se prepara una disolución saturada y en frío se cristaliza el soluto al ser menos soluble. Este procedimiento conduce a productos muy puros, pues las impurezas solubles no cristalizan y permanecen en la disolución. No obstante, adolecen de que los cristales suelen ser pequeños.

El segundo método consiste en dejar evaporar lentamente el disolvente, a temperatura ambiente, de una disolución preparada en el laboratorio, en un cristalizador adecuado. Aquí el soluto no se purifica, pero, a cambio, da lugar a cristales mucho mayores, pero es importante indicar que una buena cristalización necesita tres condiciones: *espacio, tiempo y reposo*. En este experimento no se debe dejar secar del todo la disolución y es conveniente obtener cristales pequeños por una cristalización inicial y “sembrar” con ellos la disolución madre.

## Método experimental

Se disuelven en agua destilada las cantidades especificadas de soluto que se indican a continuación, en cada uno de los ejemplos.

### Método A

En el vaso de precipitados se disuelven 40 g de alumbre de cromo comercial (una mezcla equimolecular de sulfato de cromo III y de sulfato potásico de fórmula  $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ) en 100 ml de agua destilada, previamente llevada a ebullición en el microondas. La disolución se favorece agitando con la varilla de vidrio, según se va agregando el sólido. Esta disolución es violeta en frío y verde en caliente, debido al cambio estructural del complejo disuelto, pero con el tiempo se vuelve violeta de nuevo. Una vez disuelto el alumbre de cromo, se filtra a través de un papel de filtro y el líquido se recoge en el cristalizador. Una vez fría la disolución, en el caso de que no haya comenzado a cristalizar, se siembra con tres o cuatro cristallitos de los que venían en el envase y se deja durante varios días, hasta que veamos cristales grandes. Se eligen los mejores, que se sacarán con las pinzas y se lavarán rápidamente con un poco de agua muy fría. Luego, se secan sobre un trozo de papel

de cocina. Una vez seco se puede pintar con un barniz preparado, disolviendo poliestireno expandido en un poco de acetona<sup>76</sup>, con lo que se evita la pérdida del agua de cristalización y puede conservarse más tiempo al aire, manteniendo su belleza. Los cristales presentan un bello color amatista claro.

### **Método B**

Se disuelven 60 g de sulfato de cobre pentahidratado de fórmula  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  en 100 ml de agua destilada a ebullición. Se filtra en caliente sobre el cristizador y se deja enfriar. Se puede introducir una mecha de algodón o nailon, como las que vienen de asa en muchas bolsas, y se forman los cristales alrededor. También se puede sembrar la disolución si interesan cristales grandes.

### **Método C**

Se opera de la misma manera con el alumbre potásico comercial, la sal doble de sulfato de aluminio y sulfato potásico de fórmula  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ . Se forman cristales blancos. Pueden prepararse otros cristales de la misma forma con alumbres de hierro, cobalto, manganeso, etc.

### **Método D**

De la misma manera pueden obtenerse bellos cristales rojos con ferricianuro potásico y amarillos con el ferrocianuro potásico, también comerciales.

### **Método E**

Un caso especial es el de la sal común,  $\text{NaCl}$ , que una vez preparada una disolución de una cucharada sopera colmada en 1l de agua destilada, se deja en reposo y se introducen figuritas hechas con palillos de cocina según la imaginación de cada uno (cruces, barquitos, estrellitas, etc.), que actúan como núcleo de cristalización y se cubren totalmente de bellos cristallitos blancos de sal. Se deben barnizar también, pero con cuidado para que no se desprendan.

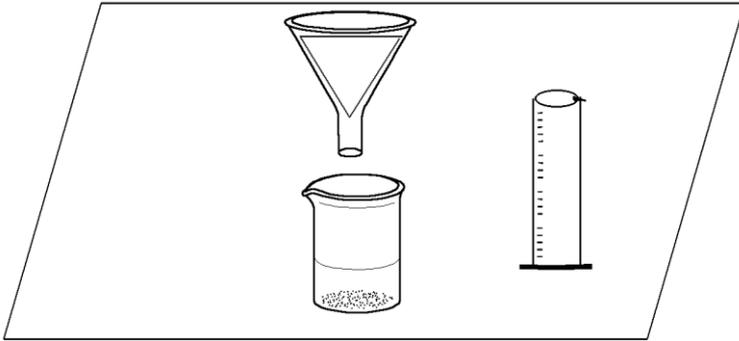
---

76. El barniz se prepara poniendo 50 ml de acetona (o quitaesmaltes de uñas) y se van agregando trozos pequeños de poliestireno expandido hasta que no se disuelva más. Con este barniz se puede impermeabilizar numerosas superficies, como el papel y el cartón. Se puede conservar en un frasco bien cerrado.

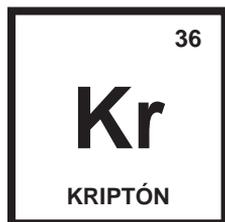
Es aconsejable tapar los cristalizadores con un trozo de papel de cocina, para que no caiga polvo.

### Eliminación de residuos

Como los cristales residuales no se han alterado, se pueden guardar debidamente etiquetados. Las disoluciones se pueden tratar con cal apagada (hidróxido cálcico). Se decantan los sólidos y junto con los filtros se envuelven en papel de cocina y se tiran como basura contaminada, en el Punto Limpio.







## LA PILA LOCA

*Miré, y vi una figura con la apariencia de hombre. De lo que aparecía, de cintura para arriba era fuego, y de abajo, como un esplendor luminoso, como bronce brillante.<sup>77</sup>*

Existe en la web<sup>78</sup> la descripción de un extraño artilugio denominado la “Pila de Babilonia”, que parecería demostrar que las pilas eléctricas ya eran conocidas un par de siglos después de Jesucristo. En el año 1939, el Dr. Wilhelm König, a la sazón director del Museo Nacional Arqueológico de Irak, se fijó en unos vasos de barro encontrados tres años antes en el pueblo de Khuyt Rabbou’a, cerca de Bagdad, pertenecientes al periodo sasánida, que estaban depositados en el citado museo. Dichos artefactos, de unos 15 cm de altura, tenían en su interior un cilindro de cobre con una base del mismo metal pegado con asfalto (betún de Judea) y aislado en la parte superior por el mismo material. En el centro del tapón, estaba atravesado por un trozo de hierro en forma de barra. Para König, el objeto se trataba de una pila galvánica, obtenida más de mil años antes que la de Volta,

---

77. Ez. 8,2.

78. [http://en.wikipedia.org/wiki/Wilhelm\\_König](http://en.wikipedia.org/wiki/Wilhelm_König)

que podría ser empleada para dar baños con metales nobles a piezas metálicas de inferior condición.

Si bien la interpretación es atractiva para los partidarios del *realismo fantástico*, no parece muy probable que se emplearan para tal fin y se concluyó que dichos ingenios deberían ser usados para otra cosa, que aún no conocemos (¿quizá para la preparación de disoluciones ferrosas para tratar estados de debilidad en los seres humanos, por disolución de este metal?).

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

### Materiales necesarios

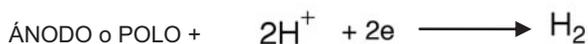
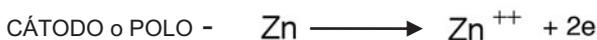
Dos planchas de cobre y de cinc de 12 cm de largo x 1 cm de ancho<sup>79</sup>, cables eléctricos, un bote de refresco de aluminio, pinzas eléctricas tipo “cocodrilo” y dos patatas gordas.

### Productos químicos

Disolución de 35 g/l de sal común y vinagre o zumo de limón.

### Explicación

El ácido débil de los vegetales, de los refrescos o del vinagre, proporciona el medio adecuado para que se forme una pila tipo Volta, en la que el cátodo está formado por el cinc y el ánodo por el cobre. Las reacciones que tienen lugar son:



La placa de cobre actúa como captador de los electrones.

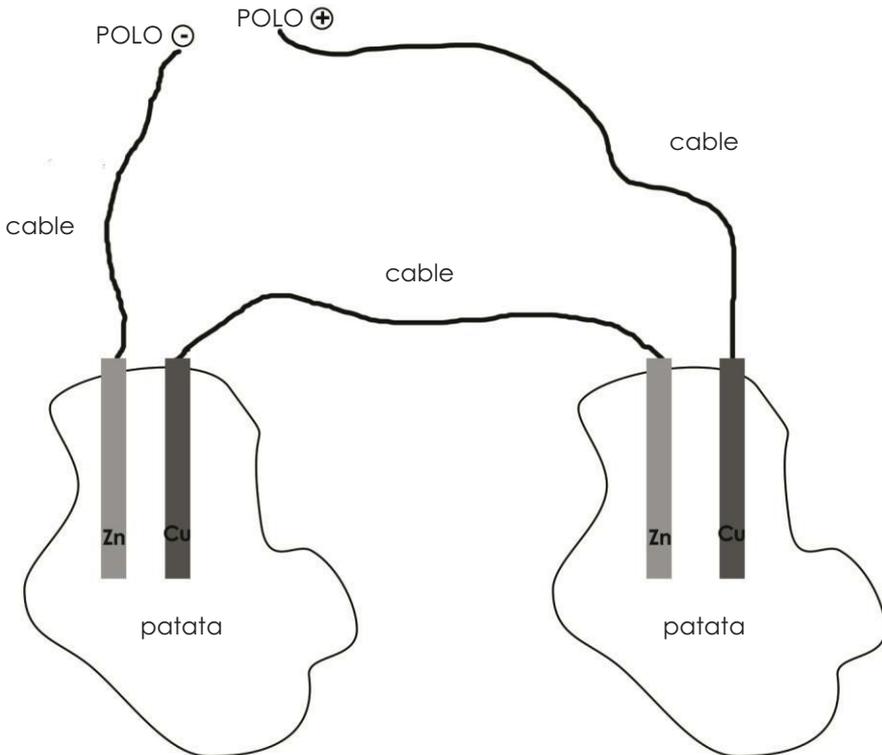
---

79. Las placas se pueden adquirir en las tiendas de arte y cortarlas después con una segueta.

## Método experimental

### Método A

Se cogen las dos patatas grandes y se clavan las placas como se indica en el esquema siguiente<sup>80</sup>:



Las placas de colores se alternan y se unen a los cables mediante las pinzas de “cocodrilo” (si no se dispone de este tipo de pinzas, se utilizan clips de oficina como alternativa), teniendo cuidado de que el contacto sea perfecto. Para comprobar que pasa la corriente se puede utilizar un galvanómetro, una bombilla de linterna o LED, un motorcito eléctrico, etc.; en la oscuridad es posible ver la chispa eléctrica al acercar los polos. Es importante destacar que el voltaje que se obtiene es bajo, pero

80. Se puede adquirir un kit denominado Reloj Patata completo, comercializado por 4M Industrial Development Ltd. Green Science. KidLabs®.

se puede incrementar poniendo 5 ó 6 patatas, repitiendo el esquema como se ha indicado.

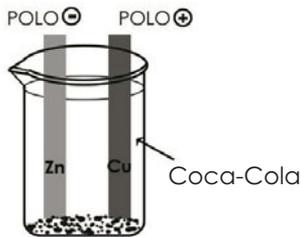
**ATENCIÓN: los electrodos nunca deben de entrar en contacto entre sí.**

### Método B

Se monta como en el caso anterior, pero en vez de patatas se utilizan limones.

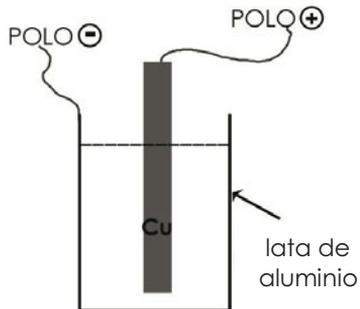
### Método C

Como en los casos anteriores, pero esta vez sustituyendo los vegetales por vasitos llenos de Coca-Cola:



### Método D

Se corta el borde superior de una lata de cerveza o refresco. Se llena la mitad con una disolución concentrada de sal común y la otra mitad con vinagre o zumo de limón; se establece la pila, poniendo una placa de 15 cm x 2 cm de cobre y la pared de la lata, según el siguiente esquema:



### **Eliminación de residuos**

Los vegetales se tirarán a la basura. Para el resto, un lavado con agua abundante es suficiente. Los electrodos, una vez limpios, se pueden emplear en experimentos sucesivos.





## LAS CARTAS SIMPÁTICAS

*¡Quién me diera que se escribiesen mis palabras  
y se consignaran en un libro,  
que con un punzón de hierro y de plomo  
se esculpiesen para siempre en la roca!<sup>81</sup>*

Imaginemos una fábula de colegiales. No sabía cómo podía decírselo. En primer lugar, porque a su edad le avergonzaba profundamente. ¡Si casi no se atrevía a mirarla a los ojos! Pero tenía que decirle que estaba enamorado de ella. Nunca habría sospechado que ese sentimiento era sobradamente conocido por su ídolo, ya que *ellas* desde muy jóvenes saben captar perfectamente los sentimientos de sus admiradores. Entonces, decidió enviarle una carta misteriosa, pero que solamente ella pudiera leer. Recordaba haber visto en la biblioteca de su casa un libro de Graham Greene que trataba sobre el espionaje. Acudió esa tarde a su casa y se encerró en su cuarto con el libro citado hasta que por fin lo encontró: *“Tómese una pluma limpia y mójela en agua, o simplemente escriba con la pluma seca sobre el papel. La pluma hará pequeños arañazos en el papel, invisibles a simple vista, pero fácilmente visibles con ayuda del microscopio. Puede también emplearse*

---

81. Job. 19, 23-24.

*un baño de vapor de yodo. Para ello se toma un hornillo de metal, en el cual el yodo ha de mantenerse a la temperatura más baja en que permanezca evaporado. Se introduce la carta en el baño y, cuando se la retira después de algunos minutos, se habrán fijado cristales de yodo a lo largo de los minúsculos y ásperos bordes formados por el araño de la pluma*<sup>82</sup>.

Le escribió una carta con la tinta invisible, que ya sabía que se llamaba *tinta simpática*, donde le juraba amor eterno. Cuando ella la recibió, la sometió al calor de una bombilla y leyó el texto. Al día siguiente él tenía en su pupitre, escrita con letra normal, una nota que le decía: “Bueno, vale”.

Naturalmente, nunca llegaron a casarse, pero, al menos, habían aprendido una actividad química deliciosa.

### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### **Materiales necesarios**

Papel de cocina de buena calidad, cuanto más poroso mejor, un pincel fino o una pluma de las clásicas (de escribir con tinta normal) y un pulverizador.



### **Productos químicos**

Ferrocianuro potásico, tiocianato amónico o potásico, cloruro férrico, tanino, yodo y agua destilada.



### **Explicación**

Se denominan tintas simpáticas a aquellas que cuando se emplean no puede leerse lo escrito hasta que por algún procedimiento, físico, como el calor, o químico, como un reactivo, se hace visible. En ambos casos se debe producir una reacción química que dé lugar a la aparición de color en la zona escrita. Si el remitente y el destinatario conocen el procedimiento, el sistema funciona. En el caso del ferrocianuro potásico,

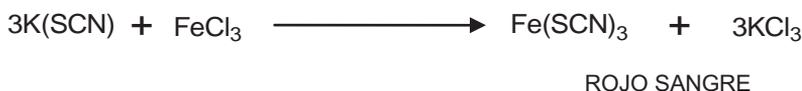
---

82. G. Greene, *El libro de cabecera del espía*. 2ª Ed. Edhasa. Barcelona, 1988. Tomado de Sergio Parra: <http://www.papelenblanco.com/creacion/algunas-tecnicas-para-escribir-sin-que-se-vea>.

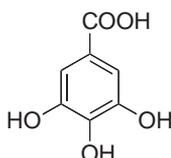
reacciona con el ión férrico para dar el azul de Prusia, según la clásica reacción empleada en química analítica:



Otro reactivo que se usa es el tiocianato potásico, que suministra una coloración rojo sangre cuando reacciona con el catión férrico. La reacción es:



El escrito con las sales férricas también puede revelarse con tanino, llamado también ácido tánico y que está constituido principalmente por el ácido gálico, denominado así por las agallas de los robles donde se encontró por primera vez, de fórmula:



Como el té rojo es muy rico en taninos, también se puede emplear como revelador dejándolo en reposo hasta que esté frío.

Una alternativa interesante es escribir con agua de té y revelar con la disolución de ferrocianuro potásico, para dar un color azul intenso.

Finalmente, el papel se puede escribir con jugos vegetales, como de cebolla, limón, patata, etc. Se puede visualizar la escritura simplemente con calor.



## Método experimental

### Método A

Se prepara una disolución de cloruro férrico (0,5 g en 100 ml de agua destilada con unas gotas de ácido sulfúrico) y se emplea para escribir sobre un papel poroso; se deja secar. Puede hacerse visible pulveri-

zando una disolución de 2 g de ferrocianuro potásico en 10 ml de agua destilada. La escritura aparece en un azul intenso.

### **Método B**

La escritura se hace igual que en el caso anterior. Se pulveriza con una disolución de 0,5 g de tiocianato potásico. La escritura aparece en un color rojo sangre.

### **Método C**

Lo mismo que en los casos anteriores, pero se pulveriza con una disolución de 1 g de tanino en 100 ml en agua.

Se puede escribir con una infusión concentrada de té rojo y revelar por pulverización, con la citada disolución de ferrocianuro potásico.

### **Método D**

En un papel, se escribe con el zumo de un limón y se deja secar. Para ver lo escrito, se calienta el papel en una bombilla de incandescencia.

### **Eliminación de residuos**

La disolución de cloruro férrico se alcaliniza con sosa y, junto al residuo de las disoluciones, se puede tirar por la pila con agua abundante. Los papeles, al cubo de la basura.



## EL JABÓN AL ALCANCE DE TODAS LAS FORTUNAS

*El fariseo se maravilló de ver que no se había lavado antes de comer. El Señor le dijo: “Mira, vosotros los fariseos limpiáis la copa y el plato por fuera, pero vuestro interior está lleno de rapiña y maldad”.<sup>83</sup>*

El profesor se dirigió a la clase, después de rogar silencio, y comenzó su explicación.

-Posiblemente habrán oído muchas veces que el aumento de esperanza de vida se debe a la utilización de los maravillosos medicamentos actuales. Pero también muchas veces se olvida que el factor quizá más trascendental fue el aumento de la higiene, tanto personal como de los alimentos y de los objetos habituales. Fíjense -dijo subiéndose las gafas con la mano derecha- que todo comenzó intentando eliminar los malos olores. No tiene nada de particular que la lejía y el jabón sean los prin-

---

83. Lc. 11, 38-39.

cipales protagonistas. Así, en el año 1860 un cirujano mexicano, Francisco López de Oca, comenzó a lavarse las manos y los instrumentos del quirófano con lejía, disminuyendo sensiblemente la fiebre puerperal muy común en la época, con características letales en la mayoría de los casos.<sup>84</sup>

El profesor se apoyó sobre la mesa del aula y continuó su explicación.

-El segundo elemento importante fue el jabón, con sus propiedades antisépticas. Este se obtiene por saponificación (del griego σαποσ = jabón), que es como se llama a la hidrólisis de las grasas vegetales y animales con álcalis, como los hidróxidos de sodio o potasio. Hasta que estos reactivos pudieron prepararse sintéticamente, se utilizaban las cenizas, muy ricas en carbonatos alcalinos, de las plantas barrilleras que crecen en los litorales marinos. Hoy disponemos de jabones con diversas características de dureza, aromas, color, etc. Sin embargo -y aquí el profesor se puso muy serio-, el jabón adolece de funcionar mal con las aguas duras, *gordas* en el argot popular, pues son muy ricas en calcio y precipitan las sales insolubles de los ácidos grasos. Esto llevó al descubrimiento de los detergentes. Estos últimos forman con el calcio disuelto en el agua sales mucho más solubles, por lo que funcionan mejor a la hora de limpiar telas, objetos... Y, como ya es la hora, mañana discutiremos sobre las semejanzas estructurales entre ambos productos.

El profesor salió de la clase y un alumno con gafitas y pelo rizado se le acercó para hacerle una pregunta:

-Profesor, ¿por qué a dar coba se le llama dar jabón?

-Hijo mío, eso forma parte de un arcano que irás aprendiendo con la vida.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

---

84. En muchos libros se asigna el mérito del descubrimiento de la asepsia a Lister, que en 1867 comenzó a emplear el fenol, utilizado como desodorante de alcantarillas, como antiséptico. ¿Conocería la técnica del cirujano mexicano cuando inició su empleo o fue una decisión independiente?



## Materiales necesarios

Una cacerola grande, una cuchara de madera, un frasco de al menos 100 ml con tapón, un cristizador de 250 ml y papel de cocina.



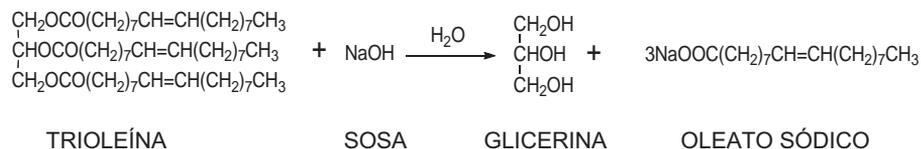
## Productos químicos

Aceite de oliva o de girasol, sosa cáustica, sal común y alcohol etílico.

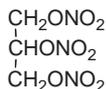


## Explicación

El jabón está formado por las sales alcalinas de los ácidos grasos superiores, generalmente de más de 10 átomos de carbono, que son los que se encuentran en los lípidos, los aceites y las grasas, formando ésteres con una molécula de glicerina. Durante el proceso de saponificación con sosa, se produce la hidrólisis de los enlaces éster del ácido con la glicerina. Así, se forman las sales sódicas de los ácidos grasos y se libera la glicerina. En el caso del aceite de oliva, que está constituido principalmente por trioleína, la saponificación tiene lugar según la reacción:

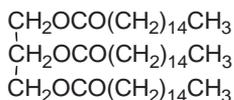


La glicerina se puede separar evaporando el agua y tiene aplicación en cosmética como tal y en la industria de los explosivos y farmacéutica en forma de trinitrato (nitroglicerina) que, una vez estabilizada con tierra de diatomeas, constituye la dinamita y que en comprimidos produce vasodilatación coronaria.



NITROGLICERINA

Los aceites ricos en ácidos grasos no saturados, como el de oliva, están formados principalmente por la trioleína o trioleato de glicerilo, mientras que las grasas están formadas por ácidos grasos saturados (carecen de dobles enlaces  $\text{C}=\text{C}$ ), como la tripalmitina.



#### TRIPALMITATO DE GLICERILO O TRIPALMITINA

Los aceites líquidos y las grasas sólidas constituyen, junto a las proteínas y los hidratos de carbono (azúcares), los principios inmediatos para la vida, por lo que se encuentran tanto en el reino animal como en el vegetal.

Finalmente, la sal que se agrega en el experimento es para disminuir la solubilidad del jabón, ya que en agua salada precipita.



### Método experimental

#### Método A

Se prepara una disolución con 200 g de sosa cáustica, en 1 l de agua del grifo.

En una cacerola de dos litros de capacidad desechada para cocinar, se ponen 50 ml de la disolución de sosa, 50 ml de agua y un vaso y medio de vino de unos 300 ml de aceite de oliva o de girasol y se calienta a ebullición. Se mantiene hirviendo suavemente durante una hora, al cabo de la cual se añaden otros 100 ml de la disolución de sosa. Después de otra hora hirviendo, se añaden otros 150 ml de la disolución de sosa y 150 ml de agua. Se mantiene la reacción a ebullición suave, controlando la formación de espuma, durante otras 6 horas, agregando agua a discreción según ésta se vaya evaporando. La reacción se favorece si se remueve continuamente con una cuchara de madera, procurando no salpicar, pues la sosa es muy corrosiva. Al cabo de este tiempo, se agrega agua caliente hasta llenar la cacerola, se remueve y se echan 100 g de sal común<sup>85</sup> y se deja reposar toda la noche en un sitio fresco.

Al día siguiente se decanta la torta flotante, se lava con un poco de agua muy fría y se deja secar al aire sobre papel de cocina. Si se desea un jabón más puro, se disuelve una cierta porción en la mínima cantidad

---

85. La sal se emplea para disminuir la solubilidad del jabón en el agua, ya que al hacerla más polar y por efecto del ión común, disminuye la solubilidad y precipita. Por eso en el mar falla el jabón para lavar.

de agua hirviendo, se agrega sal y se deja que cuaje al enfriar. Así se eliminan los restos finales de sosa que haya arrastrado.

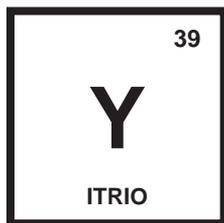
### **Método B**

Se ponen en un frasco que cierre bien 2 g de hidróxido sódico, disueltos en 20 ml de agua; se agregan 4 ml de aceite vegetal y 10 ml de alcohol y se agita bien. Se forma una mezcla en 2 fases, que se deja en reposo (aunque conviene agitar de vez en cuando) 3 o 4 días a temperatura ambiente. Se observa que la capa superior de aceite va desapareciendo. Cuando lo ha hecho del todo, se vierte la disolución homogénea en un cristizador con 80 ml de agua y se forma una especie de gel de jabón; entonces se agrega una cucharada colmada (de las de café) de sal común. Se deja un día en reposo y se forma una torta de jabón que flota, que se puede retirar con una espátula y secar sobre papel de cocina.

### **Eliminación de residuos**

Los residuos de las disoluciones se pueden tirar por la pila, con agua abundante. Los papeles de secado, al cubo de la basura.





## LA MEZCLA DETONANTE

*La tierra tembló y se hendieron las rocas; se abrieron los monumentos, y muchos cuerpos de santos que habían muerto resucitaron.<sup>86</sup>*

Imaginemos una historia africana, tan de moda hace algunos años. El globo aerostático se elevó despacio y nos permitió observar la sabana en todo su esplendor. Nos lo habían enviado desde Nairobi en un camión, con todo el equipo de gas para hacerlo funcionar. Aprovechamos los vientos suaves que soplaban con dirección sudeste, característicos de esa época del año, ya que un viaje por tierra era prácticamente imposible, tanto por los accidentes geográficos, como por las diversas tribus que habían manifestado con frecuencia su hostilidad. Al cabo de unas horas llegamos a nuestro destino, por lo que vaciamos un poco de helio hasta alcanzar el suelo, donde nos estaban esperando un grupo de nativos, que ayudaron a amarrar el globo.

No sabíamos qué resultado nos daría la técnica que queríamos implantar, ya que el Gobierno nos había prohibido el empleo de explosivos para volar

---

86. Mt. 27, 52.

la presa que se había formado con los residuos de la última tormenta y que desviaba el agua a través del campo. En consecuencia, no llegaba al poblado y, además, se perdían las cosechas por la inundación.

Tanto mi colega como yo preparamos rápidamente el reactor, utilizando la corriente del grupo electrógeno que iluminaba el pueblo, que afortunadamente funcionaba con gasóleo industrial y producía corriente continua. Preparamos la disolución ácida para la electrolisis en el pequeño reactor de 10 litros de capacidad, con salida de gases para llenar globos, que había diseñado el ingeniero químico de nuestra compañía. Una vez llenos 30 globos de la mezcla de hidrógeno y oxígeno y cerrados herméticamente, los colocamos en uno de los huecos que se habían formado en la parte inferior de la barrera, sobre un lecho de yesca, hojas y ramas viejas secas, y regamos con un litro de alcohol del botiquín. Hicimos una barrera de barro y palos para que el tinglado no se desmoronase, preparamos una mecha primitiva con paja y la prendimos fuego, retirándonos con rapidez. Cuando la llama llegó a la covacha la explosión fue enorme, saliendo por los aires todos los materiales que formaban la barrera y haciendo huir a todas las aves en más de un kilómetro a la redonda. Entonces, el agua volvió a correr hacia el poblado.



### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### **Materiales necesarios**

Una botella de 1,5 l de capacidad de cualquier refresco, un transformador-rectificador de los empleados para radios, teléfonos móviles, etc., 2 electrodos de níquel o, en su defecto, dos clavos de acero inoxidable, pegamento de silicona, 2 m de tubo de plástico de los empleados para aireadores de acuario, un plato hondo, un palo de madera de al menos 1 m de largo con un orificio en uno de los extremos y cerillas de fuste alargado.

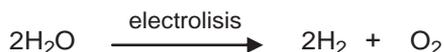


### **Productos químicos**

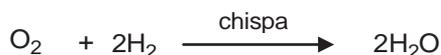
Ácido sulfúrico, agua, glicerina y jabón.

## Explicación

La electrolisis del agua la descompone en sus dos constituyentes, el hidrógeno y el oxígeno, según la reacción:



La mezcla de ambos gases se denomina *Mezcla Detonante* ya que en presencia de una chispa tiene lugar el proceso inverso, es decir la formación de agua, produciendo una gran explosión:



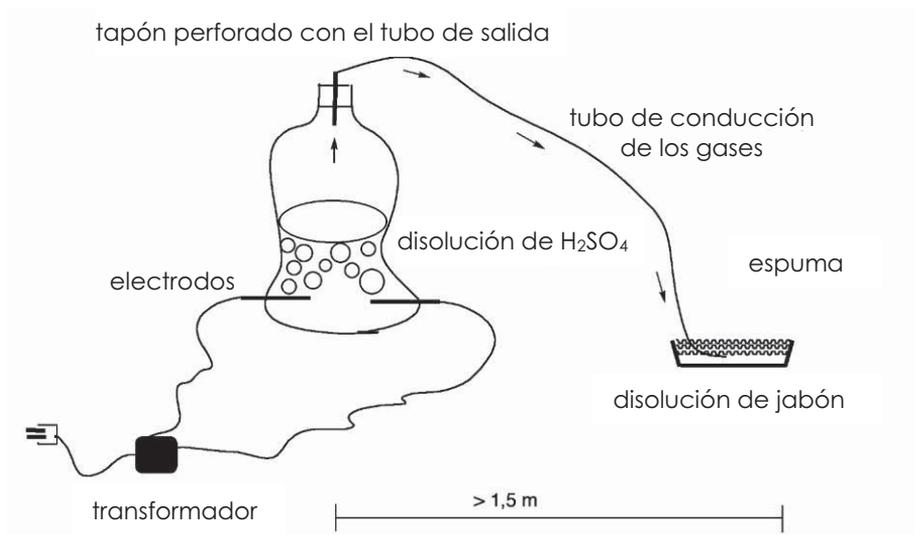
Los gases se pasan por una disolución de jabón en la que pondremos unas gotas de glicerina para estabilizar las burbujas que se forman. Estas burbujas detonan en contacto con la llama.

## Método experimental

Construimos un reactor como el del esquema. En una botella de refresco de plástico de 1,5 l de capacidad mínima, se clavan (se pueden calentar para hacer el orificio) 2 electrodos de níquel de los que se emplean en soldaduras especiales, o los dos clavos citados más arriba, y se sellan los orificios con silicona para que queden fijos y ajustados dichos electrodos. El tapón de rosca se perfora con una broca del mismo diámetro que el tubo de plástico, se introduce éste y se sella también con la silicona. Se ponen 250 ml de disolución al 10 % de ácido sulfúrico en agua. Se cierra la botella y se sumerge el extremo del tubo de plástico en el plato con jabón. Se conecta el transformador con los electrodos y se enchufa a la toma de corriente.

Es importante que la distancia entre el reactor y el plato sea superior a 1,5 m, para que cuando se produzca el estallido no alcance al reactor y salga ardiendo. En cualquier caso, este experimento se debe realizar en el exterior.

Cuando haya bastante espuma en el plato, se ata la cerilla en el extremo del palo y se enciende, acercando la llama a la espuma. La detonación llega a romper el plato.



### Eliminación de residuos

El residuo de las disoluciones se puede tirar por la pila con agua abundante.



## LA SAL DE CALCIO ARDIENTE

*Puesto que el día en que os habló Yavé de en medio del fuego, en Horeb, no visteis figura alguna, guardaos bien de corromperos, haciéndoos imagen alguna tallada, ni de hombre ni de mujer, ni de animal ninguno de cuantos viven sobre la tierra...<sup>87</sup>*

En una reciente demanda contra una de las grandes compañías de refrescos de los EE. UU., se alegaba que un consumidor de bebidas enlatadas había encontrado un ratón entero dentro de una de ellas; lo había descubierto al beber el primer trago y notar que tenía un sabor repugnante; aún más, lo había mantenido en cama muy enfermo durante unos días.

La compañía encargó a un veterinario que estudiase el problema, teniendo en cuenta que la fecha de fabricación, según el dato que figuraba en la lata, era prácticamente de dos meses y medio anterior al suceso. Después de los estudios correspondientes, el veterinario estableció que el demandante había realizado un intento de fraude, ya que la bebida cuyo pH era de 3,4,

---

87. Dt. 4, 15-17.

al llevar ácido cítrico como aditivo, habría disuelto el hidroxapatito, el componente principal de los huesos y de los dientes, que en el ratón estaban perfectamente, a pesar del tiempo indicado. Un experimento en blanco mostró con otro ratón que, en las condiciones de la bebida, los huesos se convertían en una gelatina blanda al cabo de 7 días y que el resto del cuerpo era una especie de jalea después de 30 días<sup>88</sup>. Los huesos habrían formado citrato cálcico.

Obviamente, la causa no terminó como quería el demandante. Claro que, si en vez de un refresco hubiera empleado una lata de algún producto en escabeche, la sal que se formaría sería el acetato de calcio, aunque el proceso químico sería análogo. La moraleja que se puede extraer de la historia es que hasta para ser un timador es necesario saber algo de química.

### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.

### Materiales necesarios

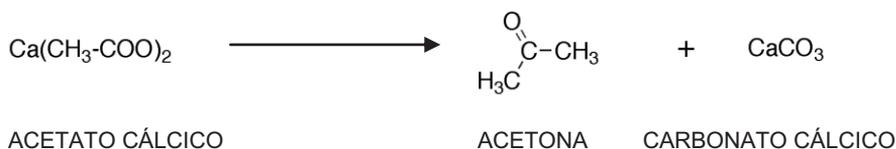
Tres vasos de precipitados, o algo similar, de 0,5 l de capacidad cada uno, una espátula y una cápsula de porcelana o un plato hondo blanco.

### Productos químicos

Acetato cálcico, alcohol, sosa al 5 %, fenolftaleína y colorante alimentario.

### Explicación

El acetato cálcico,  $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{-COO})_2$ , es una sal higroscópica muy soluble en agua, pero prácticamente insoluble en alcohol, por lo que cuando se agrega éste precipita la sal insoluble, formando un bonito gel de cadenas entrecruzadas donde se introducen las moléculas de alcohol. Cuando arde el alcohol, se descompone el acetato para formar acetona, que arde a su vez, y carbonato cálcico:



88. Tomado de M. Torrice. CEN (*Chemical and Engineering News*). Pág. 48. Enero (2012).

En la combustión, se forma una llama con el color característico de las sales de calcio.

## Método experimental

### Método A

Se ponen 50 g de acetato cálcico comercial en uno de los vasos y se va agregando agua hasta que se llegue a la saturación, aproximadamente unos 175 ml; es muy importante que la disolución esté saturada. A continuación, se agrega una punta de espátula de colorante alimentario para dar un color bonito al gel que se va a formar. Se toma una muestra de 50 ml de la disolución y se pone en otro vaso con 250 ml de alcohol. Al cabo de unos segundos, comienza a formarse el gel. Se puede verter sobre la cápsula de porcelana y se prende fuego, ardiendo con una llama color carmín.

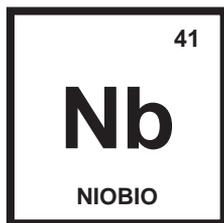
### Método B

Se ponen 50 g de acetato cálcico comercial en uno de los vasos y se va agregando agua como en el método anterior. Se agregan a continuación 10 ml de una disolución de hidróxido sódico al 5 % y unas gotas de disolución alcohólica de fenolftaleína, para que adquiera el color violeta característico. Se agrega el alcohol y se opera como se ha indicado.

## Eliminación de residuos

El residuo de combustión se lava en la pila con agua abundante.





## EL RÉGULO ALQUIMISTA

*El crisol para la plata, la hornaza para el oro,  
más los corazones los prueba Yavé.<sup>89</sup>*

Era la primera vez que visitaba una mina y estaba francamente nervioso, pues descender en una jaula a casi medio kilómetro bajo tierra me producía una cierta angustia. Al llegar, salimos del ascensor y caminamos por una galería oscura, a lo largo de lo que me parecieron centenares de metros, hasta encontrar a los picadores en plena faena. Tal vez era uno de los oficios más penosos del mundo, pero en este caso no era de los más castigados, ya que el terreno no era demasiado duro.

Con la ingenuidad del ignorante, pregunté si en aquellas circunstancias no había peligro de silicosis, y me contestó el capataz que, al no haber silicio en el medio, era una de las minas más seguras del mundo. Tampoco había bolsas de metano como en las minas de carbón y todas las conducciones eléctricas para iluminación y el uso de las perforadoras cumplían las condiciones de ser antiexplosivas, por lo que tampoco la acumulación de polvo era peligrosa.

---

89. Prov. 17, 3.

De pronto se oyó un grito de alegría, proveniente de uno de los picadores. Nos acercamos a él y con gran orgullo nos mostró un trozo de oro puro, de más de un cuarto de kilo. Haciendo uso de mi sentido del humor, en parte para soslayar mi claustrofobia, comenté:

-A esto no lo llamarán pepita, pues es toda una señora Josefa.

-No -contestó el capataz, mostrando una manifiesta insensibilidad para mis chistes malos, digna de un Bóer- lo llamamos un régulo.



### Equipo de seguridad

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### Materiales necesarios

Un mortero, una cápsula de porcelana y una espátula de acero.



### Productos químicos

Carburo cálcico, óxido cuproso y cloruro cuproso.



### Explicación

En este experimento se obtendrá un cobre bastante puro, ya que el carburo cálcico actúa como un reductor del óxido y del cloruro cuproso. Como la reacción es muy exotérmica, la cantidad de calor desprendido es capaz de fundir dicho cobre metálico hasta formar el régulo.

Las reacciones que tienen lugar, a falta de un estudio más profundo, son:



Los residuos sólidos están constituidos por una mezcla de óxido cálcico, o *cal viva*, y cloruro cálcico.



### Método experimental

Se tritura 1 g de carburo cálcico en un mortero hasta reducirlo a polvo y se mezcla con 1,5 g de óxido cuproso y 0,5 g de cloruro cuproso. Con la espátula, se forma una mezcla homogénea de los tres ingredientes, se ponen en la cápsula de porcelana y se saca al exterior. No conviene ponerla sobre algo que se pueda quemar, como una mesa de madera.

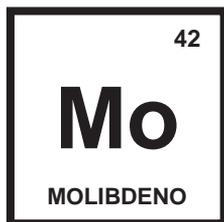
Se prende fuego con una cerilla de rabo largo. Después de arder aparece el régulo de cobre, que queda como residuo. Cuando se enfría se puede retirar y guardar.



### **Eliminación de residuos**

El cobre se puede conservar en un bote de cristal y las cenizas se tiran como basura contaminada en el Punto Limpio.





## EL MOCO MÁGICO

*Hizo llamar el rey a magos y astrólogos, encantadores y caldeos, para que explicase al rey su sueño. Vinieron pues y se presentaron ante el rey.<sup>90</sup>*

Imaginemos una fábula. Era una noche de verano muy oscura y salieron a pasear tranquilos, sabiendo que nadie los vería y menos a esas horas de la madrugada, en las que reinaba un silencio sepulcral. No podía decirse que había sido un flechazo, pues se conocían prácticamente desde que nacieron. Pero no querían separarse e iban siempre juntos a todos los sitios, más como unos buenos camaradas que como pareja. Nunca olvidarían un día de lluvia tormentosa que les pilló en la calle dejándolos totalmente empapados, lo que sirvió de base para bromear entre ellos. “¡Uf! ¡Qué miedo! -dijo ella-. Con tanta lluvia casi nos ahogamos”. Era maravilloso que hasta en las situaciones más penosas se sintieran completamente felices.

Aquella noche decidieron hacer una cena especial a base de dulce, pues ambos eran golosos a más no poder. Sin embargo, al poco tiempo de em-

---

90. Dan. 2,2.

pezar a comer sintieron que sus cuerpos se secaban y encogían hasta producirles la muerte.

-Qué horror -dijo él-, había bórico.

A la mañana siguiente la señora de la limpieza barrió las dos cucarachas muertas.

Para obtener el ácido bórico se parte del bórax, un producto natural que se emplea para múltiples aplicaciones, como la fabricación del vidrio resistente a los cambios bruscos de temperatura (el llamado vidrio Pirex), barnices, detergentes, antisépticos, herbicidas, etc. El ácido como tal puede emplearse para matar cucarachas y hormigas, mediante trampas en las que se emplea mezclado con azúcar y harina. También para tratamientos terapéuticos en oftalmología (colirios).

Finalmente, una disolución de 1/4 de taza de bórax y 2 tazas de agua sirve muy bien para limpiar las manchas de las alfombras.



### **Equipo de seguridad**

Gafas protectoras, guantes de goma y bata de laboratorio.



### **Materiales necesarios**

Dos vasos de precipitados de 250 ml, papel de cocina y una espátula de acero.



### **Productos químicos**

Goma blanca de carpintero, alcohol polivinílico, colorante alimentario, bórax y ácido bórico.



### **Explicación**

El componente principal de la goma blanca es el acetato de polivinilo de fórmula:



Como puede verse, las estructuras del acetato de polivinilo y del alcohol polivinílico están constituidas por cadenas lineales, muy largas, que fácilmente pueden deslizarse entre ellas. El bórax se entrecruza entre estas cadenas para formar una estructura tridimensional bastante flexible, dando una masa extraña que no es ni líquida ni sólida (moco).

## Método experimental

### Método A

En un vaso de 250 ml de capacidad se ponen 200 ml de agua y se calientan, sin que llegue a hervir. A continuación, se van echando poco a poco y con agitación intensa con la espátula, 8 g de alcohol polivinílico. Una vez disuelto el alcohol<sup>91</sup>, se ponen unas gotas de colorante alimentario y se agregan 8 g de bórax disueltos en 100 ml de agua caliente. Se agita con la espátula hasta que no se forma más moco. Éste se saca y se deja sobre papel de cocina, pudiendo ya jugar con él.

### Método B

En un vaso de precipitados de 250 ml de capacidad se ponen 100 ml de goma blanca comercial, unas gotas de colorante alimentario y se agregan, poco a poco, 50 g de bórax disueltos en 100 ml de agua caliente. Se agita con la espátula hasta formar una especie de moco que puede sacarse y lavar con un poco de agua del grifo. Con este moco, ya se puede jugar para ver sus propiedades físicas, estirarlo, hacer una pelota, etc. Cuando este moco se seca se endurece considerablemente, por lo que puede utilizarse húmedo para esculpir una figura y dejarla secar.

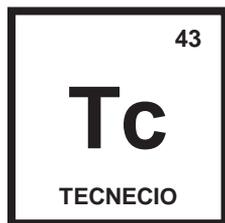
Repetir los dos experimentos con ácido bórico y comparar los resultados.

## Eliminación de residuos

El polímero se guarda de recuerdo o se tira a la basura y los líquidos residuales se vierten en la pila con agua abundante.

---

91. Puede llevar bastante tiempo, pero se puede dejar en reposo y de vez en cuando se agita fuertemente con la espátula hasta total disolución.



# JUEGOS BOREALES DE LECHE

*Voy a mi jardín, hermana mía, esposa, a coger de mi mirra y de mi bálsamo, a comer de mi panal y mi miel, a beber de mi vino y de mi leche. Comed, colegas míos, y bebed, y embriagaos, amigos míos.<sup>92</sup>*

A lo largo de este libro ya hemos citado numerosas veces la importancia y aplicaciones de los colorantes. Estos se definen como una sustancia, o una mezcla de ellas, capaz de dar color o teñir alguna cosa, desde la carrocería de un coche, hasta un cuadro de Chagall o una camiseta. Conviene citar la conquista social que supone el disponer actualmente de colorantes a un precio asequible. Por ejemplo, en la antigüedad solamente podían usarlos los poderosos, mientras que el pueblo usaba ropajes más o menos grises, aunque en el siglo XX, durante la Revolución Cultural China, también iban todos los ciudadanos de este color.

---

92. Can. 5, 1.

El hombre de las cavernas pintaba, además de con sangre, con colorantes inorgánicos como tierra rica en óxidos de hierro (ocres), carbón, etc. y así decoraba sus cuevas. Pero existían otros colorantes, como la púrpura de Tiro, llamada también *púrpura real*, por ser los reyes los únicos que podían disponer de ella. Este colorante se obtiene de un molusco marino del género *Murex*, que es de la familia de nuestras cañiellas. Como el color se obtenía de una parte del bicho, el resto se tiraba a la calle, por lo que Herodoto de Halicarnaso describió el pésimo olor de la ciudad de Tiro, producido por la putrefacción del animalillo. Un insecto que también se ha utilizado para obtener el color rojo es el quermes, un parásito de plantas del género *Quercus*, ya utilizado por los persas para teñir sus alfombras y que posteriormente fue desplazado por la cochinilla, un parásito de las chumberas que se trajo de América y que se cultiva en Canarias. De él se extrae el carmín, también usado para los lápices de labios, que se preparan con este colorante.



*Penca de una chumbera infectada por cochinillas (Lanzarote, julio 2012).*

Otro colorante natural, pero esta vez obtenido de plantas, es el índigo, que ha llegado hasta nuestros días, ya que el sintético se emplea para colorear los pantalones vaqueros. Durante el siglo XIX, supuso un gran negocio para las compañías inglesas que tenían el monopolio del producido en la India; posteriormente se arruinaron, cuando llegaron los colorantes sintéticos. De plantas también es la alizarina, obtenida de la *Rubia tintórea*, que el ejército británico empleaba en las chaquetas de sus uniformes; por eso eran conocidos como los Casacas Rojas.

Con el gran desarrollo de la síntesis química en el siglo XIX, como ya se ha contado en otra parte de este libro, se pudieron obtener un sinnúmero de colorantes que abarcaban toda clase de matices y tonos. Hoy en día es una de las manufacturas más importantes de la industria química.



### Equipo de seguridad

Bata de laboratorio.



### Materiales necesarios

Un cristizador de 500 ml (o un plato hondo) y cuatro pipetas.



### Productos químicos

Leche de vaca, detergente para lavar platos, colorantes alimentarios amarillo, rojo y azul (pueden emplearse otros colores).



### Explicación

La leche es una mezcla compleja de proteínas, lípidos (grasas), hidratos de carbono, minerales y vitaminas. Se considera como un alimento casi completo, ya que le falta hierro. Los colorantes alimentarios suben a la superficie al ser menos densos que la leche y permanecen prácticamente sin modificaciones. Solamente se mezcla todo después de cierto tiempo. Cuando se agrega el detergente se disminuye la tensión superficial, por lo que los colorantes se mueven libremente; las proteínas cambian de conformación y los lípidos forman micelas que originan también el movimiento. El resultado es que aparece el baile de los colores.



### **Método experimental**

Se ponen en el cristizador 250 ml de leche de vaca fría y, en tres zonas alejadas, se introduce hasta el fondo muy despacio y sin agitar cada una de las pipetas, cargadas con la disolución del colorante alimentario y se descargan cuidadosamente. Aparecerán las tres manchas en cada una de las posiciones. A continuación, se echa en el centro una gota de detergente líquido para lavavajillas. Los colores comenzarán a bailar y a mezclarse, formando una especie de aurora boreal muy bonita (ver figura).



### **Eliminación de residuos**

Los líquidos residuales se vierten en la pila, con agua abundante.





## UN MAR CASERO

*Sucedió, pues, un día que subió con sus discípulos a una barca y les dijo: “Pasemos a la otra ribera del lago”. Y se dieron a la mar. Mientras navegaban se durmió. Vino sobre el lago una borrasca, y el agua que entraba los ponía en peligro. Llegándose a Él, le despertaron diciendo: “Maestro, Maestro, que perecemos”. Despertó Él e increpó al viento y al oleaje del agua, que se quietaron, haciéndose la calma.”<sup>93</sup>*

Imaginemos a un investigador que en su laboratorio está estudiando el comportamiento y la vida de una variedad extraña de peces marinos, que solamente come alimento vivo. Un día le ofrecen la posibilidad de enviarle vivas unas orugas parásitas de las colmenas de abejas, la *Galleria mellonella*, que son muy nutritivas para peces, aves y reptiles. El investigador no las encontraba, hasta que después de muchos intentos las localizó y pidió unos cuantos panales donde parasitaba dicho gusano. Estos le fueron enviados en una caja de cartón, al cabo de una semana. Cuando recibió el

---

93. Mt. 8,22-24.

aviso de la aduana de que se encontraba allí el paquete solicitado, el investigador encargó al chófer del centro que lo recogiera.

Más tarde, cuando dicho investigador comía con unos compañeros en la cafetería, vio entrar al chófer con el rostro ciertamente desencajado. Éste se acercó a su mesa y le dijo:

-Doctor, doctor, su paquete viene en muy malas condiciones, pues está todo agusanado. Yo he matado a los que he podido, pero tenga cuidado por si le queda alguno vivo...

### **Equipo de seguridad**

Bata de laboratorio y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Una botella de vidrio incoloro -cuadrada si es posible- de 500 ml, que cierre bien y una probeta.

### **Productos químicos**

Aguarrás o, en su defecto, disolvente de pinturas, alcohol isopropílico y colorante alimentario azul (pueden emplearse otros colores, pero no quedaría un mar tan natural) y agua destilada.

### **Explicación**

Cuando dos clases de líquidos no miscibles, uno muy polar como el agua y otro apolar como los hidrocarburos, se mezclan, se forman dos fases o capas. La de menor densidad, en la parte superior; la más densa, en la inferior. Éste es el motivo por el que las gotas de aceite flotan en la salsa de las ensaladas. El hidrocarburo que empleamos en este experimento es una mezcla de terpenos, que se extrae de los pinos, como se indica en otra parte de este libro.

### **Método experimental**

Se ponen en la botella 100 ml de aguarrás, 50 ml de alcohol isopropílico y 50 ml de agua destilada. Se agrega un poco de colorante alimentario azul, se cierra herméticamente y se agita. Cuando la botella se pone en posición horizontal y se balancea con suavidad, se pueden ver las olas

del mar. Se puede hacer un soporte para mantenerla horizontal y conservarla como adorno<sup>94</sup>.

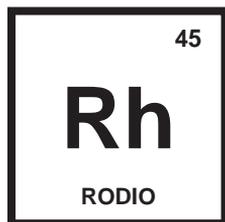
### **Eliminación de residuos**

Aunque se puede guardar como se ha indicado, si no se desea hacerlo la mezcla se vierte en la pila con agua abundante.

---

94. Basado en S. Godfrey, en la web de *Carolina Biological Supply*.





## LA BANDA DE LIESE

*Entonces el rey se quitó de la mano su anillo y se lo entregó a Aman, hijo de Hamedata, agatita, enemigo de los judíos, y le dijo: “La plata que ofreces sea para ti y para ti también ese pueblo, para que hagas con él lo que bien te apetezca”.<sup>95</sup>*

En la página 84 de este libro hemos comentado los inventos de Friedlieb Ferdinand Runge y cómo, al haberse adelantado muchos años a los conocimientos de la época, la mayoría de ellos pasaron desapercibidos y su alcance no fue valorado ni siquiera por los especialistas. Otro de los fenómenos que describió fue el que más tarde recibiría el nombre de anillos de Liesegang<sup>96</sup>.

En el año 1896, el químico alemán Raphael E. Liesegang estaba estudiando los procesos que tienen lugar durante los desarrollos fotográficos. En un momento determinado, se le cayó una gota de una disolución de nitrato de

---

95. Es. 3, 10-11.

96. El título del experimento es un juego de palabras sobre el nombre del descubridor, ya que se obtienen bandas y en inglés *gang* es banda o pandilla.

plata sobre una placa de gelatina con dicromato potásico. Al cabo de cierto tiempo, aparecieron sobre ésta una serie de anillos concéntricos constituidos por el dicromato de plata insoluble. Como un bello ejemplo de lo que en ciencia se denomina *observación inteligente*, lo que ha dado lugar a diversos descubrimientos, Liesegang valoró la generalidad del fenómeno, tanto en superficie como cuando la reacción se lleva a cabo en un tubo de ensayo, en los que en vez de anillos se forman bandas y lo dio a conocer al mundo científico.

Desde su divulgación, numerosos especialistas de distintas áreas se han interesado por el mismo hecho, habiendo sido objeto de centenares de publicaciones. La formación de los anillos se basa en la denominada precipitación periódica, y es general y fácilmente observable en la naturaleza. Como muestra de esta aseveración, en la figura se pueden contemplar los anillos en unas muestras de rocas del desierto de Arizona en los EE. UU.



Para reproducir en el laboratorio los anillos de Liesegang, se necesitan dos sustancias que al reaccionar formen un compuesto insoluble que precipite en un medio constituido por un gel. El experimento se puede realizar en tubos de ensayo, placas Petri o portas de microscopio, que contienen un gel embebido de una disolución diluida de uno de los reactivos. Los geles más utilizados son la gelatina comercial, el agar-agar, el ácido silícico y el alcohol polivinílico.

La dilución de los reactivos es variable y depende de cada experimento.

## Equipo de seguridad

Bata de laboratorio, guantes de goma y gafas de seguridad.

## Materiales necesarios

Tubos de ensayo, vasos de precipitados, espátula, y placas de Petri.

## Productos químicos

Gelatina de cocinar, agar-agar, silicato sódico, cloruro magnésico, sulfato de cobre, nitrato de plata, nitrato de mercurio, nitrato de plomo, nitrato de cobalto, nitrato de níquel, yoduro potásico, cromato o dicromato potásico y amoníaco.

## Explicación

Existen diversas teorías descritas para explicar la formación de los anillos y bandas de Liesegang<sup>97</sup>, pero citarlas todas se saldría del alcance de este libro; por tal razón nos limitaremos a explicar la más clara, que es la debida a W. Ostwald.

En el medio gelificado se encuentra uno de los reactivos, mientras que el otro difunde a través del mismo. La formación del precipitado acontece al reaccionar entre ellos en un proceso lento, que da lugar a los anillos. La sal insoluble que se forma está a una concentración de sobresaturación, es decir, por encima del producto de solubilidad, que establece que a una determinada temperatura el producto de las concentraciones de los iones, provenientes de una sal muy poco soluble, es constante. En resumidas cuentas, se forma un equilibrio metaestable. Cuando éste evoluciona, la sal precipita y este precipitado actúa como núcleo de cristalización, por lo que vacía de reactivos las zonas adyacentes y, en consecuencia, quedan claras. El reactivo sigue difundiendo lentamente a través del anillo, encuentra a su oponente y repite de nuevo el proceso de reacción y precipitación. De ahí el nombre de precipitación periódica.

---

97. Ver M. Boada. "Los anillos de Liesegang". *Investigación y Ciencia*, febrero 2012, págs. 86-88. febre [http://en.wikipedia.org/w/index.php?title=Liesegang\\_rings&oldid=474605379](http://en.wikipedia.org/w/index.php?title=Liesegang_rings&oldid=474605379).

P. Hantz. *Pattern Formation in a New Class of Precipitation Reactions*. Tesis Doctoral. Universidad de Ginebra, 2006.

Las condiciones experimentales, como las concentraciones de los reactivos, el tamaño del tubo, el pH, la naturaleza de la sal, etc., marcarán los resultados finales. Cuando se desee guardar los anillos obtenidos, es conveniente emplear como gel el de sílice, ya que es el más estable de todos ellos.



### **Método experimental**

Gel de gelatina: 10 g de gelatina comercial, se dejan en agua fría durante media hora y a continuación se disuelven en 250 ml de agua caliente (60-70 °C), agitando bien con la espátula otra media hora hasta disolución completa.

Gel de sílice: 100 ml de silicato sódico comercial, se acidulan con un volumen igual de vinagre.

Gel de agar-agar: se calienta a ebullición 150 ml de agua destilada y se le agregan, poco a poco y con agitación, 3,5 g de agar-agar y se deja enfriar.

#### **Método A**

Se prepara una disolución de cloruro magnésico (1 g en 100 ml del gel de gelatina) y se pone en un tubo de ensayo. Se agregan 4 ml de amoníaco concentrado. Se tapa el tubo con parafilm y se deja en reposo. Al cabo de un par de horas, ya se habrán formado las bandas de óxido de magnesio.

Con el gel sobrante se prepara una placa de Petri que contenga 2-3 mm de altura del gel; en el centro se pone 1 gota de amoníaco concentrado y se tapa.

#### **Método B**

Se disuelven 0,1 g de dicromato potásico en 100 ml del gel de gelatina y se opera como en el ejemplo anterior. En el tubo de ensayo se ponen 4 ml de una disolución de 1 g de nitrato de plata en 10 ml de agua destilada. Se tapa y se espera uno o dos días. Repetir el experimento en una placa de Petri como en el caso anterior.

#### **Método C**

Se preparan 3 tubos de ensayo con la disolución estándar de gel de sílice (en la que previamente se han disuelto 0,1 g de cromato potásico) y se ponen 4 ml de sulfato de cobre al 10 % en el primero; 4 ml de nitrato

de cobalto al 10 % en el segundo y 4 ml de nitrato de níquel en el tercero; se tapa y se espera uno o dos días. Repetir como en el Método B en la placa de Petri.

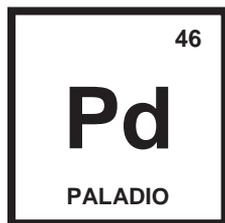
### **Método D**

Se disuelve 1 g de yoduro potásico en 100 ml del gel de agar-agar y se ponen en dos tubos de ensayo. En el primero se agregan 4 ml de nitrato mercúrico y en el segundo 4 ml de nitrato de plomo, ambos al 5 %. Repetir como en el Método B en la placa de Petri.

### **Eliminación de residuos**

Los geles residuales que no lleven plomo o mercurio se vierten en la pila con abundante agua. Los tóxicos se envuelven en papel de cocina y se tiran a la basura en el Punto Limpio.





## LA LUZ MISTERIOSA

*(...) El único inmortal, que habita una luz inaccesible, a quien ningún hombre vio ni pudo ver, al cual el honor y el imperio. Amén.<sup>98</sup>*

Uno de los temas que a lo largo de los tiempos más han apasionado a los científicos es la explicación del origen de la vida, que ya hemos apuntado en la historieta del experimento 29. Pero, aunque algún día se descubriera el mecanismo químico íntimo de la misma, hay un aspecto trascendental mucho más difícil de explicar; cuál es la razón por la que solamente la protagonizan aquellas moléculas que siempre tienen la misma distribución de sus enlaces atómicos en el espacio; por ejemplo, los aminoácidos de las proteínas.

Como es conocido, la luz está constituida por una partícula, el fotón, que lleva asociada una onda electromagnética de una frecuencia determinada. Gracias a las ondas electromagnéticas podemos oír la radio, calentar la leche en un microondas, broncearnos en la playa y... no chocar contra las farolas. Estas ondas poseen infinitos planos de vibración, pero existen algu-

---

98. I Tim. 6, 16.

nas sustancias que actúan como ranuras o ventanas que solamente la permiten vibrar en una única dirección. A la luz con esta característica se la denomina luz polarizada.



rayo de luz normal    rayo de luz polarizada

Cuando este rayo de luz pasa a través del agua o del alcohol no sufre ninguna alteración. Sin embargo, si lo hacemos pasar por una disolución acuosa de azúcar, entonces el plano de luz polarizada sufre una desviación de la posición original. ¿Cuál es la causa? Existen sustancias denominadas ópticamente activas que tienen la propiedad de desviar el plano de la luz polarizada. Estas sustancias se denominan quirales, del griego  $\chi\omicron\iota\upsilon\sigma$  que significa *mano* y su característica fundamental es que no son superponibles con su imagen especular<sup>99</sup>. Una mano derecha no puede superponerse con la mano izquierda. Por eso, cuando saludamos lo hacemos derecha-derecha, pues de otra manera es prácticamente imposible. Si se pone la mano derecha frente a un espejo, su imagen especular es la mano izquierda. Aún más, un guante de la mano derecha no vale para la mano izquierda, pero una manopla sirve para ambas manos. El guante es quiral, pero la manopla no lo es. Un tornillo, un caracol de huerta, una enredadera, la turmalina, el espato de Islandia o el azúcar son quirales. Un clavo, el agua o el alcohol no lo son.

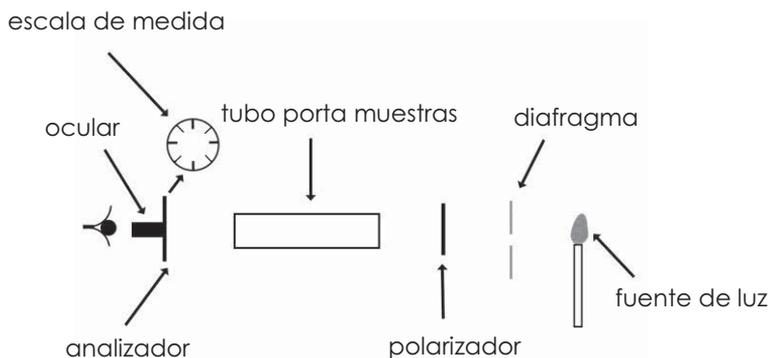
En el laboratorio se emplea un aparato para medir cuantitativamente esta capacidad de desviación del plano de luz polarizada, que se llama polarímetro. Consta de una fuente de luz, un diafragma, la lámina polarizadora (que se llama así porque es la que polariza la luz), el tubo porta muestras donde se pone la sustancia ópticamente activa, el analizador -que determina si permite o no pasar el rayo de luz polarizada que le llega, unido a una escala de medida de ángulos de desviación de 360°- y el ocular (ver esquema). Cuando el tubo porta muestras está vacío, el rayo de luz normal pasa por el polarizador, saliendo polarizada en un plano y sin sufrir ninguna

---

99. No olvidemos que todos los objetos tienen imagen especular excepto los vampiros... en la literatura.

desviación llega al analizador, que al tener la ranura igual que el polarizador deja pasar todo el rayo luminoso que llega, por lo que veremos la luz. La escala marca  $0^\circ$ . Cuando en el portamuestras ponemos una disolución de la sustancia ópticamente activa, por ejemplo la disolución de azúcar, el rayo de luz polarizada se desvía, por lo que no puede pasar por el analizador y se verá oscuridad. Entonces, hay que girar el analizador hasta ver la luz de nuevo y en la escala se marcará el ángulo desviado. Si éste es en el sentido de las agujas del reloj, se dice que la sustancia es dextrógira; si es en sentido inverso, es levógira.

Con el polarímetro se determina una constante de los compuestos químicos ópticamente activos, tan importante como el índice de refracción, la densidad, etc., que se representa por la letra griega  $\alpha$  y se denomina rotación específica.



Esta constante es función de la radiación empleada, del disolvente, de la concentración, longitud del tubo portamuestras y de la temperatura. Así, para el azúcar es:

$$[\alpha]_D^{25} = +66,48$$

lo que indica su valor a  $25^\circ\text{C}$  y para una lámpara de sodio (raya D); además, nos dice también por el signo (+) que es dextrógira.

### Equipo de seguridad

Bata de laboratorio.



### **Materiales necesarios**

Dos laminas polaroid de las que venden en las tiendas de óptica o de las gafas polaroid para el cine, dos cartulinas blancas y papel de celofán.



### **Productos químicos**

Ninguno.



### **Explicación**

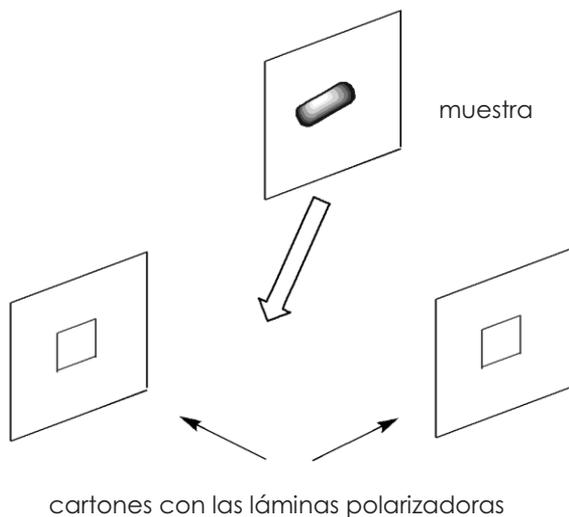
Cuando las láminas están en concordancia de fase, se puede ver a través de ellas. Si se gira lentamente la que está más cerca del observador, se va oscureciendo hasta que se hacen opacas totalmente, a 90 °C una de otra.

Si cuando pasa la luz se pone un trozo de papel de celofán, se oscurece y hay que girar una de ellas para que vuelva a pasar la luz. Esto es debido a que el celofán es un derivado de la celulosa; ésta es un polímero de glucosa, por lo que es ópticamente activo. Si ponemos entre medias un trozo de una bolsa de polietileno transparente, la luz no se altera, ya que no es ópticamente activo.



### **Método experimental**

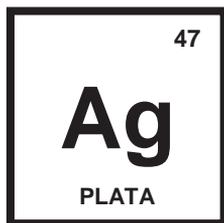
Se toman cuatro tarjetones estándar, se superponen y se sujetan con clips. En el centro, se hace un corte cuadrado común a todos. Se separan y se pega con goma blanca una lámina polaroid entre dos tarjetones. Los mejores son los dos ojos de unas gafas de cartón de las que venden al efecto. Se enfrentan los cartones y se giran hasta que pasa la luz. Se intercala otro cartón análogo, con un orificio más pequeño donde se ha pegado el papel de celofán y se gira hasta que vuelva a pasar la luz. Si se desea, se puede medir el ángulo con una escala circular.



### Eliminación de residuos

Los cartones se conservan de recuerdo.





## NO ES ORO...

*Hizo el pavimento del templo de mármoles preciosos y de gran belleza. El oro de que recubrió los artesonados, las vigas, las pilastras, los muros y las puertas era de lo más fino.<sup>100</sup>*

Imaginemos una pareja en una tarde maravillosa de agosto. El sol ya estaba declinando y un aire puro soplaba como una agradable brisa. Paseaban por un campo tras la visita a una de las navetas famosas de la isla de Menorca. Durante su vagabundeo, se detuvieron para observar un magnífico olivo centenario, cuyo tronco retorcido mantenía unas ramas de lo más complejas. Extrayendo su cámara de la funda, hicieron una serie de fotografías que sirvieran como recuerdo adicional de las bellezas de la isla.

Entonces se acercó otro matrimonio, ya mayor, y empezaron a ponderar el citado árbol, cuando la señora con una dulce y delicada voz le dijo a su marido:

-Mira *papá*, ¿eh que parece un bonsái grande?

---

100. 2 Par. 3, 6.

“Lástima no disponer de arsénico en abundancia -pensó el marido, mostrando un natural espíritu caritativo- y así acabar con tan cursi dama”.

El arsénico era ya conocido en la antigüedad y se encuentra en la naturaleza formando dos minerales, el oropimente  $\text{As}_2\text{S}_3$  y el rejalgar  $\text{As}_2\text{S}_2$ , así como el metal puro nativo. Este último se conocía con el nombre de *pedra matamoscas* o *cobalto en pedazos*. El primer nombre procede del que se utilizaba para matar a dicho insecto. El segundo, por la forma del metal en forma de esquirlas y del idioma alemán, donde la palabra *Kobold* significa duende.

¡Atención! Este experimento hay que llevarlo a cabo con sumo cuidado, pues los arsenitos son muy tóxicos.

### Equipo de seguridad

Bata de laboratorio, gafas de seguridad, mascarilla antipolvo y guantes de goma.



### Materiales necesarios

2 vasos de precipitados de 500 ml y una varilla de vidrio.



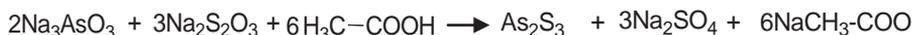
### Productos químicos

Arsenito sódico, ácido acético y tiosulfato sódico.



### Explicación

La precipitación del oro falso tiene lugar a los pocos segundos. La reacción inicial es la formación del sulfuro metálico y azufre elemental como coloide, que determina el retraso de la precipitación. Finalmente, el azufre lo hace también con el sulfuro de arsénico (oropimente) de color amarillo dorado. Las reacciones son:



### Método experimental

En un vaso de precipitados de 500 ml se ponen 100 ml de agua, 15 ml de ácido acético glacial y 50 ml de una disolución acuosa en la que se han disuelto 5 g de arsenito sódico. Se mezcla bien con la varilla de vidrio.

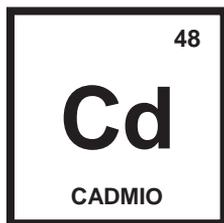
En el otro vaso se ponen 10 g de tiosulfato sódico y 50 ml de agua y se agita con la varilla hasta disolución total. Una vez disuelto, se vierte el contenido del segundo vaso en el primero y se agita con la varilla, hasta que la mezcla sea homogénea. Entre los 30 y 45 segundos comienza a precipitar el sulfuro de arsénico (el oro falso).

### Eliminación de residuos

El sulfuro de arsénico se puede filtrar sobre un embudo con papel de cocina y, una vez seco al aire, se tira bien envuelto como basura contaminada en el Punto Limpio. Las aguas madres se arrojan a la pila con agua abundante.

**NOTA FINAL: EL ARSENITO SÓDICO ES MUY TÓXICO Y POTENCIALMENTE CANCERÍGENO POR CONTACTO CON LA PIEL Y POR INHALACIÓN. SÉ MUY CUIDADOSO.**





## LA SEDA DE LOS POBRES

*Sansón les dijo: “Quisiera que me permitiérais proponeros un enigma. Si dentro de los siete días del convite me lo descifráis acertadamente, yo tendré que daros treinta camisas y treinta túnicas; pero si no podéis descifrármelo, seréis vosotros los que habréis de darme a mí treinta camisas y treinta túnicas”. Ellos le dijeron: “Propón tu enigma, que lo oigamos”.<sup>101</sup>*

Cuando en el año 1935 Wallace Hume Carothers volvía a su laboratorio después de hacer unas gestiones en Wilmington (Delaware), se encontró una especie de cuerda brillante atada en el vestíbulo de la entrada del edificio, que desde allí le conducía directamente hasta su mesa de trabajo. Lo primero que le llamó la atención de dicha cuerda era su resistencia y, sobre todo, su brillo sedoso.

Pero la historia había comenzado con anterioridad. Durante los últimos años, Carothers había estado investigando en la búsqueda de nuevas fi-

---

101. Jue. 14, 12-13.

bras artificiales, que fueran análogas a las que suministra la naturaleza. Una de las líneas seguidas fue la preparación de poliésteres, pero todos ellos tenían un punto de fusión demasiado bajo para poder industrializarlos, por lo que, técnicamente, supusieron un fracaso. Intentando soslayar este inconveniente, preparó otro polímero en el que cambió la función éster por la de amida, que está presente en todas las proteínas. Así, obtuvo una especie de pelota que se quedó abandonada en el laboratorio. Un día cuando Carothers, como ya se ha dicho, fue a Wilmington, uno de sus ayudantes, J. Hill, por hacer una *gracieta* se le ocurrió estirar la masa con gran éxito y obtuvo una fibra, el Nylon, que habría de revolucionar la moda. Aunque inicialmente se empleó en la elaboración de cepillos dentales, se vio enseguida que su principal aplicación era la fabricación de medias “de seda” femeninas, las denominadas en la España de los años 50 de Nylon<sup>®</sup> o de cristal. A pesar del éxito comercial, cuando estalló la Segunda Guerra Mundial, las citadas medias desaparecieron de la venta, pues toda la producción del nailon se dedicó a la fabricación de paracaídas<sup>102</sup>. Con el final de la contienda, volvieron las medias de nailon a las tiendas.

En este experimento veremos que es una fibra muy fácil de obtener.



### Equipo de seguridad

Bata de laboratorio, gafas de seguridad, mascarilla antipolvo y guantes de goma.



### Materiales necesarios

2 vasos de precipitados de 250 ml, una cápsula de porcelana, unas pinzas y una varilla de vidrio. Cloruro de sebacoilo, 1,6-diaminohexano, hexano comercial y agua destilada.

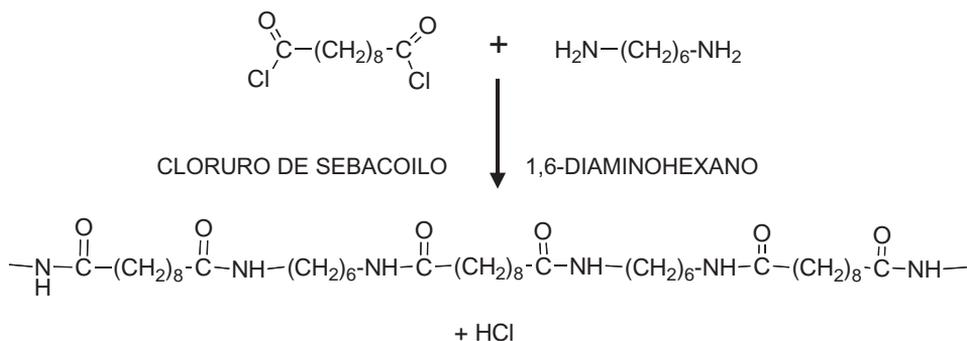


### Explicación

El cloruro de sebacoilo reacciona por la cabeza y por la cola con la cabeza-cola del 1,6-diaminohexano, repitiéndose la reacción *ad libitum*. Así, se forma el polímero de condensación denominado poliamida (Nylon<sup>®</sup>, pronunciado nailon en inglés y escrito así en español), con las características indicadas.

---

102. Tomado del libro de R.M. Roberts, *Serendipia. Descubrimientos accidentales en la ciencia*. Alianza Editorial. Madrid, 1992, págs. 266-274.



El ácido clorhídrico que se forma en la reacción se lava fácilmente con etanol.

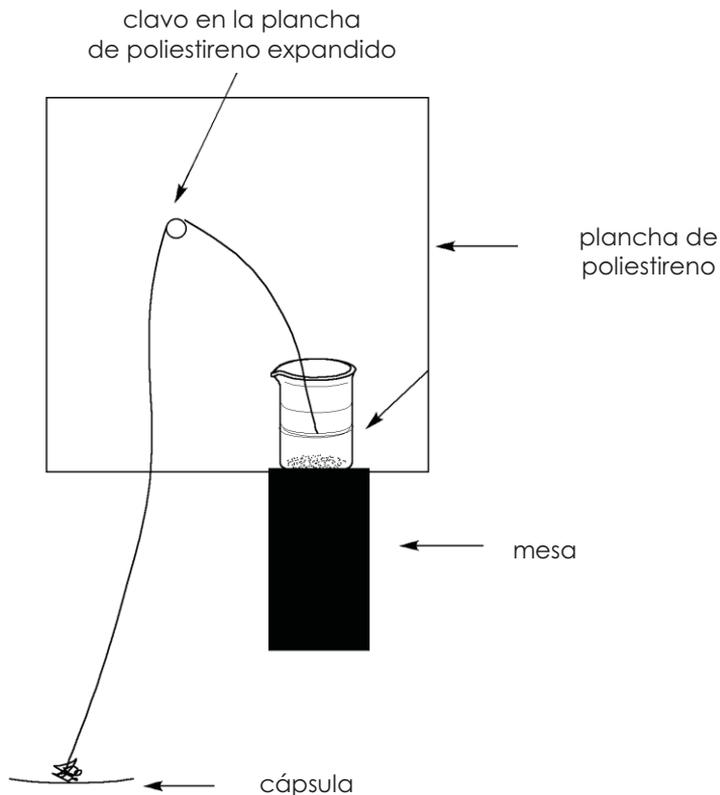


### Método experimental

En el primer vaso se ponen 5 g de 1,6-diaminohexano disueltos en 100 ml de agua destilada. En el segundo vaso se ponen 10 g de cloruro de sebacoilo disueltos en 100 ml de n-hexano. Se vierte el contenido del segundo vaso en el primero, dejando que el líquido escurra muy lentamente por una varilla de vidrio, de forma que no se mezclen las disoluciones.

En la interfase se forma la poliamida, como una especie de nata que se saca cuidadosamente con ayuda de las pinzas. Con lentitud se va estirando, hasta hacer pasar la fibra por un clavo unos 60 cm más alto (fijado en una plancha de poliestireno o en una tablilla de contrachapado) y bajándola hasta un nivel inferior, sobre una cápsula de porcelana.

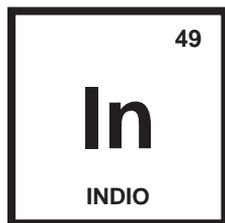
Esquemáticamente, se puede representar:



El peso de la fibra hace que funcione como un sifón y se vaya depositando continuamente en la cápsula, mientras no se agote alguno de los reactivos.

### Eliminación de residuos

El nailon se lava con un poco de etanol para eliminar las impurezas del ácido formado y se deja secar al aire. Se puede hacer una pelota y se guarda de recuerdo.



# LA ALUMINOTERMIA TITÁNICA

*No se cambia por oro macizo, ni se pesa plata para comprarla.*

*No se pone en balanza con el oro de Ofir, ni con la cornalina preciosa o el zafiro.*

*No se compara al oro ni al cristal, ni se cambia por vasos de oro fino.<sup>103</sup>*

En la mitología griega los titanes eran seis varones y seis hembras, las titánidas, que eran hijos de Urano y de Gea. Cuando Urano, por miedo a ser destronado, arrojó al Tártaro, una región subterránea situada en el fondo de los infiernos, a sus hijos los hecatónquiros y los cíclopes, Gea se lo tomó muy a mal e incitó a los titanes para que se rebelaran contra su padre, para lo cual le dio al más pequeño de los hermanos, Cronos, una hoz de diamante. Cronos se adueñó del cielo, pero uno de sus hijos, Zeus, le destronó y se proclamó rey del Olimpo. Los titanes se defendieron con gran fiereza y valentía, pero finalmente perdieron y también fueron arrojados al Tártaro. Con estos antecedentes, algunos consideran que los titanes que tuvieron una gran descendencia fueron los antepasados de los hombres.

---

103. Job. 28, 15-17.

Inicialmente, el titanio fue descubierto por William Gregor en el año 1789 y cuarenta y dos años más tarde fue aislado por Liebig del rutilo, el óxido de titanio cristalizado natural. Es un metal que debido a su dureza, pasividad química y baja densidad ha tenido numerosas aplicaciones, desde la fabricación de aviones y misiles, hasta la construcción de museos, como el Guggenheim de Bilbao.

Además, hay una historia sobre el óxido de titanio muy interesante relacionada con la química policial. Wolfgang Beltrachi es un gran pintor que falsificó cuadros de maestros como Derain, Ernst o Campendonk. Sin embargo, éste último le supuso la cárcel y la ruina, ya que un análisis químico demostró que en la pintura *Cuadro Rojo con Caballos*, había empleado para el color blanco el de titanio ( $\text{TiO}_2$ ) y no el de cinc ( $\text{ZnO}$ ), que era el que empleaba el autor en su obra original. El blanco de titanio no comenzó a utilizarse hasta los años 20 del siglo pasado, cuando se obtuvo industrialmente por primera vez.

Anecdóticamente, algo semejante, pero en otro orden de ideas, ocurrió con los diarios de Hitler, que salieron a subasta en la segunda mitad del siglo pasado, demostrándose que eran falsos porque en su elaboración se había usado polivinilpirroli-dona, fabricada después de la Segunda Guerra Mundial.

Como moraleja se puede concluir, otra vez, que hasta para ser falsificador es necesario despabilar químicamente.



### Equipo de seguridad

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y gafas oscuras, mascarilla antipolvo y guantes de goma.



### Materiales necesarios

Un crisol de tierra refractaria o una maceta con el orificio de drenaje tapado con cemento, de 10 cm de altura. Otra maceta llena de arena de mayor diámetro que la anterior.



### Productos químicos

Óxido de titanio, aluminio en polvo, fluoruro cálcico, peróxido de bario y cinta de magnesio.

## Explicación

El aluminio es un gran agente reductor, capaz de reaccionar con óxidos de metales como el hierro, cromo, silicio, etc. y liberarlos del oxígeno para formar el metal puro. A este procedimiento se le denomina aluminotérmico de Goldschmidt. El proceso también se denomina “termita”.

En este experimento se hace reaccionar el aluminio con el óxido de titanio para dar lugar a la formación del titanio según la reacción:

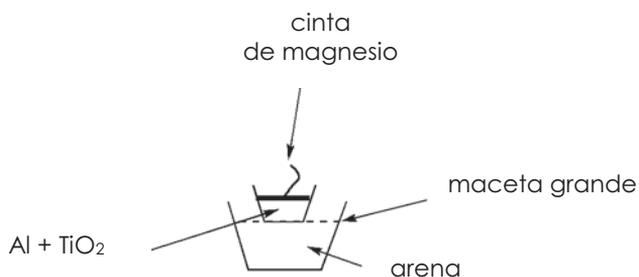


El fluoruro de calcio actúa como fundente, favoreciendo la formación del titanio en forma de esfera, aunque no es imprescindible.

La combustión del aluminio produce una temperatura muy elevada, capaz de fundir el metal, aproximadamente a 1.800 °C. Por tal motivo, durante la Segunda Guerra mundial se empleó el aluminio para fabricar bombas incendiarias.

## Método experimental

En el fondo del crisol se ponen 10 g de fluoruro cálcico finamente pulverizado y sobre ella una mezcla íntima de 20 g de óxido de titanio y 25 g de aluminio finamente pulverizado. Encima se pone una mezcla de 2 g de polvo de aluminio y 5 g de peróxido de bario. Se pone el crisol en una maceta con arena y se lleva al exterior, teniendo en cuenta que en un radio de metro y medio no debe haber nada capaz de quemarse o dañarse. Se introduce una cinta de magnesio de 10 cm y se le prende fuego. Es conveniente utilizar gafas muy oscuras, pues se desprende una luz muy intensa (de hecho el magnesio se empleaba antiguamente como flash en fotografía) y comienza a arder todo el conjunto con gran desprendimiento de chispas. El titanio puro aparece en el fondo como uno o varios granillos, que se pueden lavar con agua, una vez separado de las cenizas.



Alternativamente, si no se dispone de cinta de magnesio se puede emplear una mecha de papel-nitrato, como la que se describe en el experimento 9, o poner encima un poco de permanganato y unas gotas de glicerina, como se describe en el experimento 27.

### Eliminación de residuos

El titanio se conserva de recuerdo. Las cenizas se tiran como basura contaminada en el Punto Limpio y el equipo se lava con agua abundante.



## EL ESPEJO DE PLATA

*Oyó Abraham a Efrón y pesole ante los hijos de Jet la plata que éste había dicho, cuatrocientos siclos de plata corriente en el mercado. Vino, pues, a ser propiedad de Abraham, ante los hijos de Jet y de cuantos entraban por la puerta de la ciudad.<sup>104</sup>*

Imaginemos una historia espeluznante. El avión, un Airbus A320, inició el descenso suavemente. Sin embargo, yo no era consciente de eso, ya que mi mente estaba concentrada solamente en un único pensamiento: el espejo me esperaba en la vieja ciudad holandesa de los canales, Ámsterdam.

Me habían advertido de su existencia. Mi afición por los objetos mágicos era sobradamente conocida a nivel mundial. De hecho, mi colección de piezas raras de brujería ya había sido referenciada en periódicos y en revistas internacionales especializadas. Llamaba mucho la atención debido a que soy un alto directivo de una gran compañía internacional electrónica, cuyo nombre no viene al caso, y ambas actividades parecen reñidas. Bien es

---

104. Gen. 23, 16-17.

verdad que tampoco estaba claro para mí de dónde provenía dicho pasatiempo. Puede ser que por mi carácter de hombre solitario, introvertido y, además, ya casi solterón. No obstante, mi misantropía no había sido cortapisa para avanzar en mi carrera profesional.

La historia comenzó cuando recibí una llamada telefónica de mi proveedor en Holanda, indicándome que había localizado algo que podía interesarme. Se trataba de una vieja y rara pieza, única en su género, que había encontrado en una tienda de antigüedades del ya entrado en años barrio judío y que la habían datado a principios del siglo XVII. La pieza era un espejo y no pude resistir la tentación, a pesar de que su precio, si bien tentativo, era ciertamente elevado. Pero ¡qué diablos!, el dinero es para gastarlo en lo que nos hace felices y yo trabajaba muchas horas al año para poder satisfacer mis caprichos. Soy consciente de que coleccionar antiguallas, y más aún debido a la índole de las mías, es de tipos maniáticos, pero aun así... ¡qué placer conseguirlas!

El ruido de los motores comenzó a cambiar. Durante los vuelos no podía evitar el ligero temblor habitual, debido a un hecho que cambió totalmente mi vida: la muerte de Margaret en un absurdo accidente aéreo de su avión Cessna, cuando se estrelló al sobrevolar sobre Stonehenge, en su Inglaterra natal. En el atestado que abrió Scotland Yard no se encontró una explicación lógica del accidente. Margaret fue mi primera y única novia, la mujer de mi vida, y cuando se marchó decidí que para siempre sería la única. Yo estaba convencido que es mucho mejor tener un gran amor que muchos mediocres, que la mayoría de las veces terminan en la decepción y el fracaso.

El avión tocó tierra y comenzó a perder velocidad durante su recorrido a lo largo de pista. Yo permanecí sentado, mirando a través de la ventanilla las labores aeroportuarias, hasta que el avión estuvo prácticamente vacío. Salí rápido de Schiphol, pues como ciudadano de la Unión Europea no necesitaba ningún trámite aduanero. La atmósfera de la ciudad era de un color gris, como ocurre con frecuencia en Ámsterdam, ciudad que siempre me parece bastante deprimente. Obviamente, prefiero la alegría soleada de las ciudades mediterráneas.

El taxi me llevó directamente a la tienda de antigüedades, donde me esperaba un viejo judío que se presentó como Isaac Cohen. Isaac me invitó a un café, ciertamente aromático, en la trastienda, donde había una pequeña sala de estar con unos cómodos sillones de piel tipo Chester y una pequeña mesa de cristal, sobre la cual había un paquete de papel de estraza. Después de la habitual discusión/regateo, que nos llevó varios minutos, acor-

damos el precio de la joya, ya que pude comprobar que era tal cuando abrió el paquete misterioso. Era maravilloso. El espejo, relativamente muy bien conservado, estaba enfundado en un marco de hojas superpuestas y en el centro de la parte superior estaba tallada la cabeza del demonio.

En Ámsterdam siempre procuro hospedarme en el Hotel Van Hipen, cerca del Gran Canal, ya que me encanta esta zona de la ciudad y además el hotel es moderno, silencioso y la habitación dispone de una cama enorme, donde puedo dar muchas vueltas por la noche sin despertarme. Cuando entré en mi habitación me dirigí directamente a la cama, me senté y procedí a abrir de nuevo el paquete. Comencé a contemplar los detalles de su artístico trabajo, por todos los lados, y a admirar, sobre todo, la extraña sensación de profundidad que dimanaba del espejo. Busqué un sitio para ponerlo de forma que lo pudiera ver desde la cama y el único lugar que cumplía esta condición era una de las estanterías de una especie de “mueble para todo”. Tomé un baño caliente y pedí al servicio de habitaciones una cena fría a base de verduras, salmón ahumado y pollo, y una botella de vino tinto de Rioja, de la que solamente bebí una copa.

Cuando me acosté, apagué la luz y cerré ligeramente mis ojos. Podía ver el espejo con la luz procedente de las farolas de la calle que entraba por la ventana, cuya cortina había dejado descorrida. Al poco rato me quedé dormido.

No estoy seguro de la hora que sería cuando me desperté, con un intenso escalofrío en todo el cuerpo y abrí los ojos. Algo o alguien había corrido la cortina y la habitación estaba completamente oscura. El espejo emitía una luz verdosa y una voz muy suave que sonaba muy lejana repetía mi nombre: “Myke... Myke...”.

Me levanté y caminé lentamente hasta el espejo, mientras que sentía todo mi cuerpo empapado por culpa del sudor frío. Un sentimiento de miedo y ansiedad se iba apoderando de mí. Tomé el espejo con ambas manos y lo acerqué hacia mi cara para ver de dónde procedía su luz, que se hacía más intensa por momentos. Entonces, la figura de una cara, que yo conocía muy bien, comenzó a formarse gritando mi nombre, cada vez más fuerte. Un intenso temblor de manos me dominaba, cuando el rostro lloroso de Margaret se hizo cada vez más perceptible: “Myke... Myke...”.

En ese momento comencé a sentir una viva atracción hacia él, y fui lentamente acercando el espejo hacia mí... cuando de pronto una gran carcajada sarcástica surgió del mismo, seguida de una explosión terrible...

A la mañana siguiente, la policía holandesa forzó la puerta de la habitación cerrada por dentro con el pestillo de seguridad y encontró el cuerpo. En su informe lo consideró como un accidente o un suicidio. Describió la escena diciendo que el ciudadano británico Michael Glass estaba en el suelo, junto a la cama, con el mango de un espejo hecho pedazos clavado en su corazón. A su lado estaban los trozos de vidrio cuidadosamente colocados, formando la figura de un avión.

En este experimento vamos a obtener un espejo, pero mucho más bonito y menos peligroso que el del cuento anterior.



### Equipo de seguridad

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.



### Materiales necesarios

Tres tubos de ensayo, un vaso de 250 ml y un mechero de alcohol.



### Productos químicos

Nitrato de plata, amoníaco y glucosa.

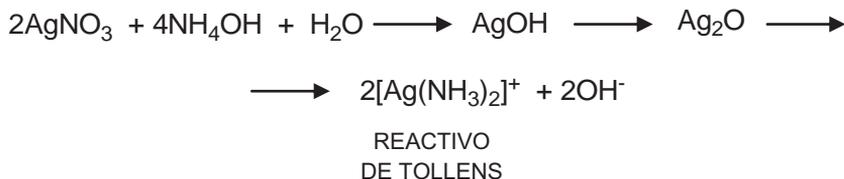


### Explicación

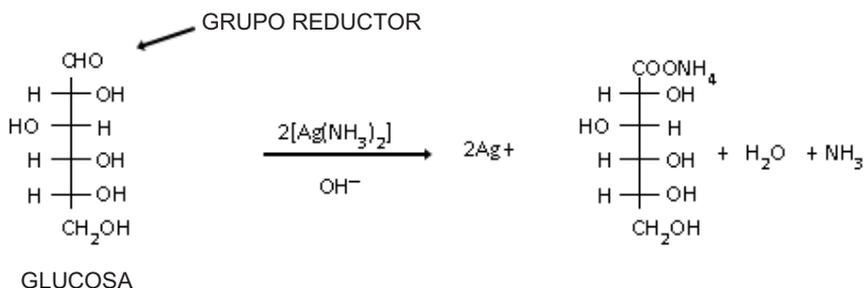
El ión plata  $\text{Ag}^+$  es oxidante y pasa fácilmente, en presencia de reductores, a plata metálica  $\text{Ag}$ , que en las condiciones del experimento se deposita sobre las superficies limpias formando un espejo metálico. En nuestro caso, la reacción se realiza en un tubo de ensayo, por lo que éste se cubre interiormente para formar el citado espejo.

Los reductores son muy variados, desde la hidracina hasta ciertos azúcares, como la glucosa, por lo que el complejo de diaminplata, que se denomina reactivo de Tollens ( $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$ ), se ha empleado para el diagnóstico de la diabetes, agregándolo a la orina del paciente. En condiciones normales, la orina no lleva reductores, pero en la diabetes la presencia de glucosa reduce al reactivo citado.

Cuando una disolución de una sal de plata soluble se trata con amoníaco, se forma un sólido gelatinoso blanco de hidróxido de plata ( $\text{AgOH}$ ) que se descompone rápidamente para formar el óxido de plata  $\text{Ag}_2\text{O}$ , que se disuelve en exceso de amoníaco para formar el complejo. La secuencia simplificada de transformaciones de la plata sería la siguiente:



El reactivo de Tollens oxida a la glucosa:



### Método experimental

En un tubo de ensayo, se disuelven en 3 ml de agua 200 mg de nitrato de plata y se agrega amoníaco comercial hasta que se disuelve totalmente el sólido inicialmente formado. En otro tubo de ensayo, se disuelven 100 mg de glucosa en 2,5 ml de agua. En un tercer tubo nuevo y rigurosamente limpio, se mezclan ambas disoluciones. La mezcla se calienta a baño maría (ojo, ¡no usar microondas!) en el vaso de precipitados, hasta que aparece el espejo de plata. Se decanta el exceso de disolución y se lava con un poco de agua. Finalmente, lo dejamos secar al aire.

Análogamente, se puede hacer un espejo de cobre, empleando una disolución diluida del acetato de este metal, que se mezcla con otra de hidrato de hidracina y se calienta suavemente en un baño maría.

### Eliminación de residuos

El tubo con el espejo se conserva de recuerdo, las aguas madres se alcalinizan con carbonato sódico, se filtran los sólidos y se tira como basura contaminada en el Punto Limpio. Se lava todo con agua abundante.

**NOTA FINAL:** El reactivo de Tollens se debe emplear en el momento y no se debe guardar más de 2 horas, pues se forman unos cristales negros denominados *plata detonante de Berthollet* (una mezcla de  $\text{Ag}_3\text{N}$  y  $\text{Ag}_2\text{NH}$ ) fuertemente explosivos (ver página 126). No se deben confundir con el fulminato de plata ( $\text{AgNOC}$ ), la *plata detonante*, que se emplea como cebador de explosivos.



## LUMINOL

*Porque en ti está la fuente de la vida,  
en tu luz vemos la luz.<sup>105</sup>*

Imaginemos un cuento misterioso. Era la primera vez que el inspector Close se enfrentaba con el viejo problema del asesinato a puerta cerrada. ¿Cómo es posible que pudiera haber entrado el asesino en una habitación cerrada por dentro, de la que no había otra llave que la encontrada en el bolsillo del cadáver? Cuando la policía consiguió abrir la puerta, encontraron a la víctima recostada en un sillón con un orificio en el pecho y un revolver Colt a su lado en el suelo. Poco después llegó el forense, el Dr. Gameto, que hizo un estudio superficial; a primera vista se trataba de un suicidio, aunque decidió que le enviaran el cadáver al depósito para realizar la autopsia.

-Parece que se trata de un suicidio -insistió Gameto- ya que la habitación estaba cerrada. No obstante, llama la atención que no haya salido sangre por el orificio de la bala. Esta ausencia de hemorragia es muy rara.

---

105. Sal. 36, 10.

A los dos días el Dr. Gameto llamó al inspector Close, que estaba en su despacho firmando informes policiales.

-Close, el asunto es muy complicado. En la autopsia hemos encontrado que el muerto no había sangrado pues ¡estaba vacío de sangre! La bala le había atravesado el corazón y ¡asómbtrate! era una bala de plata.

-¡Humm! -pensó Close-. Yo creo que no es todo tan extraño y en cuanto detenga al asesino te lo podré explicar de cabo a rabo.

El inspector Close pidió a los de la científica que le enviaran los informes y, una vez recibidos, pudo leer que en la habitación del mayordomo habían encontrado pruebas de manchas de sangre con el ensayo del luminol. Además, era en el único sitio de la casa donde se habían detectado.

La detención del mayordomo no fue inmediata, pues tuvieron que esperar hasta media noche a que apareciera por la casa.

-El asunto estaba claro -comentó Close durante la rueda de prensa-. El mayordomo sólo llevaba un mes de servicio en el domicilio de la víctima, pero pronto observó que a ésta le crecía pelo y uñas las noches de luna llena. Luego era un licántropo, el principal enemigo de los vampiros. Así que, la noche de autos le dijo a su amo que fuera un momento a su habitación, pues se oían ruidos extraños. La víctima acudió y el mayordomo aprovechó un descuido de ésta para dispararle en el corazón con una bala de plata, mortal para los hombres lobo, como todo el mundo sabe. Como la ocasión la pintan calva, decidió beberse toda la sangre del difunto. Por eso estaba vacío de plasma.

Fácilmente pesaba 5 kg menos, trasladó el cadáver a su habitación y lo dejó en el sillón, arrojando a su lado el revolver ya vacío, del que había borrado sus huellas dactilares. Introdujo la llave de la habitación en el bolsillo del muerto y salió sujetando el pestillo de la puerta con una tarjeta de crédito caducada.

-¿Y qué pasó con el asesino? -preguntó un avispado plumífero, aficionado a oír óperas de Wagner.

-Sin problemas -respondió Close-, lo encerramos en una celda muy soleada y se esfumó al amanecer.

## Equipo de seguridad

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.

## Materiales necesarios

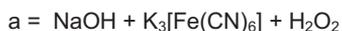
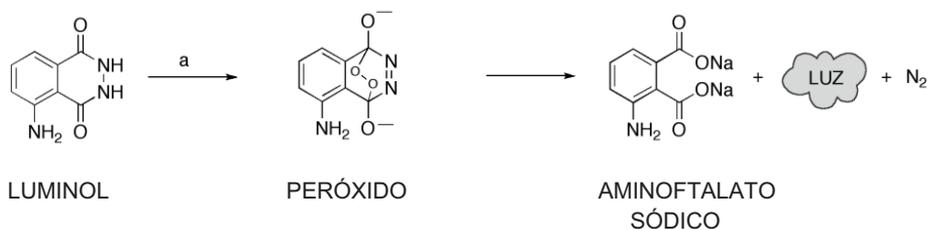
Dos vasos de precipitados de 1 l de capacidad, 2 botellas de 1,5 l de plástico, un matraz de 3 l, un embudo de 15 cm, una espátula o una varilla de vidrio.

## Productos químicos

Luminol comercial, hidróxido sódico al 10 % en agua, ferricianuro potásico, agua oxigenada 3 % (10 volúmenes), ácido clorhídrico al 10 % y agua destilada.

## Explicación

En medio alcalino, el luminol se oxida con el agua oxigenada,  $\text{H}_2\text{O}_2$ , y la presencia de ferricianuro potásico,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , cataliza el proceso de formación de un peróxido como el formulado que se descompone para dar lugar al aminoftalato sódico, con desprendimiento tanto de nitrógeno como de luz, de unos 425 nm de longitud de onda correspondiente al azul violáceo.



En criminología, el test del luminol fue desarrollado por el alemán W. Specht en el año 1937, basándose en que la sangre también cataliza la oxidación del luminol. En estos casos, se emplea una disolución de este reactivo en carbonato sódico, a la que se añade en el momento del test perborato sódico. En la oscuridad se ven fluorescentes las manchas de sangre, incluso aunque estén muy diluidas y haga algunos años de la impregnación. Actualmente, estas disoluciones son comerciales y pueden verse con frecuencia en las series de televisión tan conocidas como CSI.



### **Método experimental**

En un vaso de 1 l se ponen 0,1 g de luminol, 10 ml de disolución de hidróxido sódico al 10 % y se agrega agua destilada hasta completar un litro.

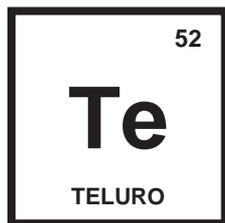
En el otro vaso se disuelven 0,5 g de ferricianuro potásico en 100 ml de agua y se agregan 15 ml de peróxido de hidrógeno al 3 %. También en este caso, se lleva la mezcla con agua destilada hasta llenar el vaso.

En un cuarto oscuro, o de noche en la calle, se pone el embudo sobre el matraz de tres litros y se echan ambas disoluciones. La quimiluminiscencia aparece al mezclarlas. La mezcla luminosa se reparte entre las dos botellas. A una de ellas se le agregan otros 10 ml de sosa al 10 % y se observa que la luz se intensifica. En la otra botella se va agregando, poco a poco, ácido clorhídrico al 10 % hasta que la luminiscencia desaparece. Ésta se puede regenerar volviendo a echar disolución de sosa, pues la luz únicamente se emite en medio básico.



### **Eliminación de residuos**

Se mezclan todas las disoluciones y se vierten cuidadosamente en la pila con un buen chorro de agua del grifo, para que vayan muy diluidas. Alternativamente, se puede dejar secar en un cubo y el residuo se arroja como basura contaminada en el Punto Limpio.



## EL BIODIÉSEL

*Tendrás en todo tu término olivos, pero no se ungirán con tu aceite, porque la aceituna se caerá.*<sup>106</sup>

Conviene remarcar la importancia que tiene el conocer toda la problemática y los antecedentes en toda investigación. Como se dice vulgarmente, así evitas descubrir el Mediterráneo, o sea, perder el tiempo para encontrar algo que ya está hecho. A veces la cosa es peor si se parte de presupuestos falsos, ya que se puede perder una cantidad considerable de dinero.

Existe una anécdota muy representativa de lo anterior. En la España de los 60 del siglo XX, en plena ebullición del desarrollismo, se le ocurrió a alguien la posibilidad de obtener un aceite de oliva sintético a partir del tocino de cerdo.

La hipótesis de trabajo consistía en que, al haber desaparecido la pobreza en nuestro país, la gente comía más carne y menos pan y grasas, por lo que existían grandes excedentes de tocino. El procedimiento estaba basado en que mediante una reacción llamada de transesterificación, la grasa

---

106. Dt. 28, 40.

del tocino podría transformarse en un aceite, acumulando los ácidos grasos insaturados todos juntos como triglicéridos y los saturados, por otra parte, también como triglicéridos para dar lugar a un sebo que serviría para hacer velas o jabón.

Se desarrollaron todos los ensayos de laboratorio con éxito y se instaló una planta piloto, para la producción de decenas de litros en una población cercana a Madrid. Cuando se estudió la comercialización del “aceite de oliva” así obtenido se vio que tenía disuelto una gran cantidad de colesterol, lo que lo hacía inviable para el consumo humano. Pero esto no era lo más grave: el tocino no era excedentario y la gente lo seguía consumiendo como siempre. Toda la inversión se perdió.

No obstante, esta reacción química de transesterificación es hoy muy útil para hacer frente a la demanda de combustibles procedente del petróleo. En aquellos países que tienen excedentes de grasas agrícolas, como en los EE. UU. con el aceite de soja, estos excedentes se pueden transformar en un combustible relativamente barato. Solamente hay que modificar los triglicéridos de las grasas, cambiando la glicerina por metanol. Así, se obtiene un biocombustible perfectamente válido para uso en el transporte o como combustible, mezclado como tal en cierto porcentaje con el gasóleo del petróleo. En este experimento aprenderemos a hacerlo.



### **Equipo de seguridad**

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.



### **Materiales necesarios**

Un vaso de precipitados de 500 ml de capacidad, una botella de plástico de 250 ml, un termómetro, una jeringuilla, un embudo de plástico dotado de otro de papel de filtro y una espátula o una varilla de vidrio.



### **Productos químicos**

Aceite de cocinar, metanol, hidróxido potásico (potasa cáustica) y cloruro cálcico anhidro en escorias.

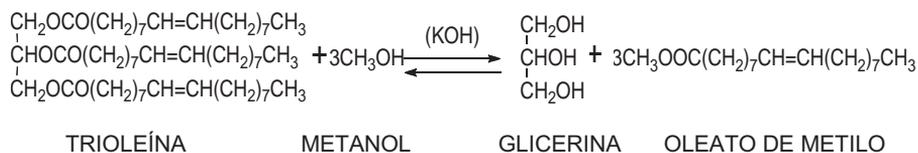


### **Explicación**

Para comenzar, debemos tener en cuenta que la transesterificación con-

siste en la obtención de un éster<sup>107</sup> mediante el cambio del alcohol original por otro distinto. La reacción, que está catalizada por ácidos y bases, es un sistema en equilibrio que podemos desplazar hacia el lado que nos interesa mediante procedimientos convencionales de la química orgánica. En este experimento, empleando un exceso de metanol. En el ejemplo presente partimos del aceite de oliva que, recordemos, es un triple éster de ácidos de los denominados grasos insaturados, mayormente oleico y glicerina. Se intercambia este último alcohol por el más pequeño de la serie, el metanol, de forma que así aumentamos la volatilidad del éster final.

La reacción que tiene lugar es:



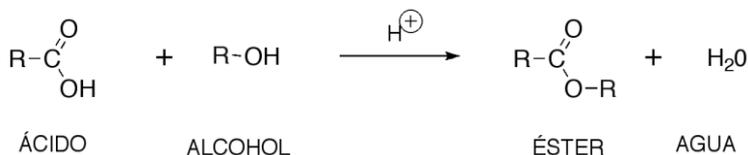
El oleato de metilo, mezclado con otros ésteres metílicos que puedan provenir de otros ácidos de cadena larga que acompañan al oleico, constituye el biodiésel.



### Método experimental

En una botella seca de plástico de las empleadas para el agua mineral, que cierre bien, de 250 ml de capacidad, se disuelven 0,5 g de hidróxido potásico anhidro en 25 ml de metanol seco comercial. Se cierra la botella y se agita enérgicamente hasta disolución total. Por otra parte, se calientan en el microondas 100 ml de aceite de cocina en un vaso de precipitados de 500 ml de capacidad hasta los 45-50 °C. Si no se dispone

107. Recuerdo, cuando explicaba el capítulo de los ésteres en mi clase de Química Orgánica, que solía hacer la *gracieta* siguiente: “¿Cuál es la frase que ponía a la entrada del templo de Delfos, la escrita en la pirámide de Keops, la que figuraba en el Taj Mahal, lo que dijo D. Mac Arthur al volver a las Filipinas, etc.? “¿Ácido más alcohol? Éster más agua”.



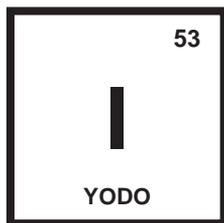
Esto era debido a que es una de las pocas reacciones que todos los alumnos recordaban perfectamente del Bachillerato. Nunca supe la causa.

de termómetro, se calienta hasta que empiece a quemar el vaso cuando se le toca. Es importante que todo esté seco, pues en presencia de agua se formaría jabón, como hemos explicado en el experimento 38.

La disolución metanólica se vierte con cuidado sobre el aceite caliente y se agita con una espátula hasta formar una mezcla homogénea. Se vuelca la mezcla en la botella de plástico, se cierra y se guarda varios días en reposo en un sitio cálido. La glicerina que se forma se va al fondo de la botella y el biodiésel se decanta sobre el vaso. Se deja el vaso durante un día en el exterior para que se evapore el exceso de metanol, se agregan 50 ml de agua destilada para lavar los últimos residuos de este último y se vuelve a decantar el biodiésel. Si se desea guardar seco, se ponen unas escorias de cloruro cálcico anhidro para secarlo. Al día siguiente, se filtra y se guarda en un frasco etiquetado.

### **Eliminación de residuos**

Tanto los residuos como los materiales se lavan en la pila, con un buen chorro de agua del grifo. El filtro con el cloruro cálcico se tira a la basura.



# LA TRIBOLUMINISCENCIA

*Envuelto de luz como de un manto;  
despliegas los cielos como una tienda.<sup>108</sup>*

En el libro de Oliver Sacks *El tío Tungsteno*<sup>109</sup> se describe la posibilidad de obtener luz fría mediante procedimientos mecánicos. A este fenómeno se le denomina triboluminiscencia, del griego *τριβειν* y del latín *lumen*, que significan frotar y luz, respectivamente. De hecho, la tribología como tal es la ciencia que estudia los rozamientos mecánicos, por ejemplo en los cojinetes.

Este fenómeno lo describió por vez primera Francis Bacon en su *Novum Organum*, en el siglo XVII, al observar que cuando se machacaba azúcar en la oscuridad aparecían partículas luminosas. Un fenómeno parecido empleaban los indios Ute en Colorado, EE. UU., cuyos chamanes agitaban una vejiga de piel traslúcida en la que habían introducido cristales de roca, consiguiendo por agitación que emitieran luz, visible en la oscuridad de la noche.

---

108. Sal. 103, 2.

109. Oliver Sacks, *El tío Tungsteno: Recuerdos de un químico precoz*. Anagrama, Barcelona, 2003. Pág. 238.

Un experimento muy sencillo, y que veremos luego, consiste en masticar un terrón de azúcar en la oscuridad con la boca abierta y ver las luces que aparecen en el interior de la misma.

En este experimento podemos observar la triboluminiscencia con los terrones de azúcar y durante un proceso de cristalización.

### **Equipo de seguridad**

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Dos vasos de precipitados de 500 ml de capacidad, un embudo de plástico dotado de otro de papel de filtro, un frasco de conservas incoloro y liso y una espátula o una varilla de vidrio.

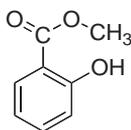
### **Productos químicos**

Bromato de estroncio, terrón de azúcar y agua destilada.

### **Explicación**

No se conoce exactamente cuál es el mecanismo por el cual al romper los cristales, o al formarse éstos, puede producirse la aparición de luz. Actualmente se explica porque en la ruptura de un material asimétrico y pobre conductor se separan cargas eléctricas de distinto signo que, cuando se recombinan de nuevo, dan lugar a una ionización del aire del contorno, produciendo un destello de luz. En materiales simétricos no se produce, generalmente, el fenómeno.

También se ha descrito este fenómeno al despegar con fuerza las cintas adhesivas en la oscuridad. Incluso en el tallado de diamantes. Pero siempre en la oscuridad, pues la luz formada es muy débil. Se puede intensificar el efecto impregnando con salicilato de metilo (o el aceite de gaulteria) el material mecánico que se emplea para machacar los cristales, ya que este éster convierte la luz ultravioleta que se desprende en color azul.



SALICILATO DE METILO

Con el bromato de estroncio  $\text{Sr}(\text{BrO}_3)_2$ , o algunas sales de uranilo, se desprende la luz durante la formación de los cristalitos, durante el proceso espontáneo de la cristalización.



## Método experimental

### Método A

En una habitación totalmente sin luz se machaca un terrón de azúcar con un frasco de conservas transparente sobre una superficie dura, girándolo como un rodillo. Se observan los pequeños destellos a través del frasco al actuar éste como una lente. Además, se puede impregnar con el salicilato de metilo.

### Método B

En la misma habitación se mastica, sin mojarlo, otro terrón con la boca abierta, apareciendo la luz entre los dientes.

### Método C

En un vaso de precipitados de 500 ml de capacidad, se ponen 100 ml de agua destilada y se calienta a ebullición. Cuando el agua hierve, se agrega, poco a poco y cuidadosamente para evitar la formación de espuma, el bromato de estroncio (unos 50 g en total) hasta saturar la disolución. Se filtra en caliente sobre otro vaso de la misma capacidad y se deja cristalizar lentamente, en una habitación totalmente a oscuras. Al cabo de cierto tiempo, comienza el centelleo en el fondo del vaso, según se van formando los cristales. El fenómeno se puede repetir las veces que sea necesario, volviendo a calentar a ebullición para que se disuelva la sal y se repita el proceso.



## Eliminación de residuos

El bromato de estroncio es oxidante, irritante y tóxico, por lo que las disoluciones resultantes después de filtrar los cristales de deben dejar secar al aire libre y el residuo, los propios cristales y los filtros de papel se tirarán como basura contaminada en el Punto Limpio.





## EL VINO MISTERIOSO

*No te hagas el valiente con el vino,  
Porque a muchos perdió la bebida.  
La fragua contempla la obra del herrero,  
Y el vino, el corazón de los arrogantes pendencieros.  
El vino fortalece  
Si se bebe con moderación.  
¿Qué vida es la de los que del todo carecen de  
vino?<sup>110</sup>*

Imaginemos un cuentecito de ciencia ficción bastante lamentable. En principio, no sabía lo que le había despertado. Algún movimiento hecho en sueños o ese fastidioso pitido que sonaba lejos, muy lejos. Estaba mareado. Total y profundamente mareado. No sabía cuánto tiempo llevaba en aquella extraña habitación; días u horas, a él le parecían meses. Tenía una ligera noción de haber dormido durante mucho tiempo. Aunque no recordaba con exactitud cómo había empezado todo...

---

110. Eclo. 31, 30-33.

Había salido de trabajar de su oficina de seguros un poco más temprano de lo habitual. Decidió volver andando a su casa aprovechando el hermoso atardecer otoñal. Al principio, pensó: “Es molesto por el humo y ruido de los coches, pero después vienen las calles más tranquilas, por donde no pasa un alma, y es más agradable el paseo”. Se sentía feliz. Tenía treinta años y era uno de los más destacados vendedores de seguros de vida. Pronto lo destinarían a la central. No había sido un niño feliz, pues era hijo único y sus padres habían muerto los dos en un accidente ferroviario. La indemnización le había permitido vivir en un internado aceptable y estudiar Economía Empresarial en una pequeña universidad del oeste. Por todo ello, fue un niño retraído, prácticamente sin amigos. Cuando terminó los estudios, ya le estaban esperando en una de las primeras compañías de seguros del país, la Loyal Consolidated Insurances, que era la que llevaba los asuntos de la NASA, por lo que el salario era bueno y tenía el futuro garantizado.

“En este momento -habló para sí- creo que ha llegado el momento de tomar una copichuela”. Dobló la esquina siguiente y al cabo de unos metros encontró uno de sus bares favoritos. Después de escanciar un par de vasos de tinto californiano, pensó que ya era bastante. Pagó y salió a la calle. Justo en ese momento se paró a su lado un Mercedes oscuro, del que bajaron dos individuos con gabardinas grises y sombrero negro.

-¿Mr. O'Hara? -se dirigieron a él.

-Sí, soy yo.

-Somos agentes federales -dijo el mayor de los dos, un hombre de unos 60 años, fornido y con las facciones de la cara muy endurecidas, enseñando su identificación. Su pelo canoso y abundante contrastaba con el color de su piel, típico de la exposición a los rayos UVA-. Le rogamos que nos acompañe para un asunto relacionado con un seguro, en el que ha habido un asesinato.

-Pero -contestó poniendo gesto de extrañeza- no tengo ninguna noticia sobre algo así y sólo hace un rato que salí de la oficina.

-Acabamos de saberlo hace poco más de una hora -respondió el segundo agente, que parecía una fotocopia del primero, pero 20 años más joven-. Fuimos a su oficina pero usted ya había salido. Ahora nos dirigíamos a su apartamento, cuando le hemos visto.

-Está bien, iré con ustedes, pues me gusta colaborar con la ley, pero sigo sin entender nada.

No recordaba cuando, pero dentro del coche, en algún momento, sintió un pinchazo en el brazo izquierdo. El efecto debió haber sido fulminante, pues enseguida se vio rodeado de nubes y completamente obnubilado, con una sensación de que caía, caía...

Algo de esa sensación de inestabilidad la sentía ahora también.

¿Qué habría pasado? -se preguntó-. ¿Sería un secuestro?, ¿por qué a él? No era rico. No tenía familia. En su oficina tampoco pagarían el rescate. ¿Le habrían robado y abandonado en algún local de las afueras?

Intentó levantar el brazo para buscar la cartera, pero este esfuerzo le hizo sentir un terrible dolor en todo el cuerpo. Poco a poco y sobreponiéndose, consiguió llevar la mano al bolsillo de la chaqueta, donde debería estar guardada. En ese momento se dio cuenta de que no llevaba un traje. Vestía una especie de mono o pijama con cremallera, o algo así, que le cubría todo el cuerpo. Comenzó a buscar el cierre pero no lo encontró. A cada movimiento sentía más dolor en los brazos y un pitido que sonaba cada vez más cerca, hasta hacerse casi insoportable. “Me volveré loco como siga sonando. ¡Pero yo no bebí tanto!”, pensó.

Un sudor frío le envolvía todo el cuerpo. Se sentía terriblemente débil. Levantó la cabeza y comenzó a sentir náuseas y pinchazos en la nuca. En aquel momento sintió que se orinaba, pero no notaba la humedad.

Al segundo intento ya estaba encharcado en sudor y vomitó. No sabía el qué, aunque tenía un sabor amargo. Manchó la especie de cama donde estaba tumbado.

“Dios mío, ¿qué me ocurre? -se preguntó-, esta habitación cada vez parece más pequeña y me falta el aire. Estoy angustiado. Tengo que salir de aquí, ya que parece que no me han atado. Tengo que huir y buscar ayuda”.

Una segunda arcada le hizo paralizarse de nuevo. Seguía sudando y sin fuerzas, pero ya podía ver mejor. ¿Que serían aquellas luces sobre la pared que se encendían y se apagaban a cada momento?

“Seguro que estoy malo -pensó en voz alta- y alguien me ha traído al hospital, donde me han ingresado en la UCI y estoy monitorizado”. Ahora el pitido se alejaba de nuevo.

Entonces la vio. La puerta. Una puerta ovalada, como la de los submarinos o los aviones. Por allí podría escapar. Se incorporó del todo. A pesar del dolor, se sentía con muchas más fuerzas. Pero seguía terriblemente mareado. El olor a vómito le producía aún más náuseas. Avanzó como pudo

hacia la puerta y movió el volante hasta el tope. Se encendió una luz roja frente a su cara, debajo de un botón, y comenzó a oírse un nuevo y rápido *bip, bip, bip*, mientras que en la luz bailaban una serie de letras que no conseguía descifrar. “¡DANG!”, apretó el botón.

La puerta se abrió y en millonésimas de segundo vio una mancha negra y una fuerza potentísima, que salía desde dentro de su cuerpo, haciéndole estallar.

Al cabo de unos días, apareció en la primera página de toda la prensa nacional:

*Houston (27).- La nave tripulada que la NASA había enviado en el día de ayer a Júpiter se ha desintegrado en el espacio por causas que se desconocen. Su único tripulante, el mayor Charles McCormick de la fuerza aérea, se ha convertido así en un héroe más de la carrera por la conquista del espacio. El presidente, a título póstumo, lo ha ascendido a general y le ha concedido la medalla del Congreso al mérito aeroespacial.*

Y en una de las páginas centrales pares y en caracteres más pequeños:

*Nueva York (27).- Continua sin aparecer el agente de seguros Arthur O'hara, cuya desaparición fue denunciada hace dos días por sus compañeros de oficina. La policía sigue realizando activas gestiones para encontrar su paradero. Se sospecha que haya podido salir de viaje hacia algún país extranjero. Se especula con la posible desaparición de una fuerte suma de dinero de la caja fuerte de su oficina...*

En aquel momento Arthur sintió cómo lo sacudían y abrió los ojos. Un policía muy circunspecto le dijo que había dormido toda la noche en ese banco de Central Park, y que si ya se le había pasado la mona que se largase con viento fresco. Y es que, como dice la frase popular: “Lo que hace el vino no lo hacen las bellotas”.

En este experimento haremos vinos de distintos colores para impresionar a la audiencia, aunque lógicamente NO SON BEBIBLES.

## **Equipo de seguridad**

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.



## Materiales necesarios

Una botella de vino de vidrio oscuro y 6 vasos de vino lisos e incoloros.



## Productos químicos

Alumbre de hierro (sulfato férrico amónico), cloruro bórico, ferrocianuro potásico, tiocianato potásico, ácido tánico, bisulfito sódico, ácido tartárico, acetato sódico y agua destilada.



## Explicación

El catión hierro-III o férrico,  $\text{Fe}^{3+}$ , fácilmente forma complejos de los denominados de coordinación o de Werner, con muchas sustancias como las que se indican a continuación, dando lugar a bonitos colores en la mayoría de los casos. No obstante, en el primer vaso, con el cloruro bórico,  $\text{BaCl}_2$ , es el anión sulfato el que reacciona, dando lugar a la precipitación del sulfato bórico,  $\text{BaSO}_4$ , de color blanco y una de las sustancias químicas más insolubles en agua. En el experimento 37 ya hemos visto las reacciones de las sales férricas con el ferrocianuro potásico, el tiocianato potásico y el ácido tánico. Con el ión bisulfito, un reductor, forma un color ambarino, característico de los complejos ferrosos,  $\text{Fe}^{2+}$ ; en este caso se denomina al producto sal de Mohr. Finalmente, con el ácido tartárico, el complejo que se forma es de color verdoso, y con el acetato sódico, forma un complejo rojo sangre del hexa-acetato  $[\text{Fe}(\text{CH}_3\text{-COO})_6]_2(\text{SO}_4)_3$ .



## Método experimental

Se ponen en la botella de vino 6 g de sulfato férrico amónico (alumbre de hierro) en 600 ml de agua destilada. En cada uno de los vasos se ponen 500 mg de cada uno de los reactivos indicados y 10 ml de agua destilada. Se agitan con cuidado, hasta la disolución completa de estos últimos y se agrega, hasta llenar medio vaso, el contenido de la botella. En el vaso 1 aparece el precipitado blanco de sulfato bórico; en el vaso 2 se forma el color azul intenso del ferrocianuro férrico (azul de Prusia); en el vaso 3, el color rojo intenso del complejo  $\text{Fe}(\text{SCN})_4$ ; en el vaso 4, el color azul oscuro de los tanatos ferrosos y férricos (tintas al Galato); con el bisulfito potásico se forma el color amarillento verdoso de la sal de Mohr; con el ácido tartárico da un color verde y con el acetato sódico un rojo intenso.

### **Eliminación de residuos**

Se pueden eliminar todas las disoluciones tratándolas con carbonato sódico. Se filtran y los sólidos se tiran como basura contaminada en el Punto Limpio. Las aguas madres se lavan en la pileta con agua abundante.



## EL RELOJ QUÍMICO

*Contarás siete semanas de años, siete veces siete años, viniendo a ser el tiempo de las siete semanas de cuarenta y nueve años.<sup>111</sup>*

Consideremos una historia basada en hechos reales, que debió ocurrir más o menos así. Aquella mañana Boris Pavlovich Belousov estaba sentado en una pequeña mesa de su humilde laboratorio, con la cabeza entre las manos. Prácticamente no había dormido nada en toda la noche. Su profundo disgusto al haber sido rechazada por segunda vez, después de 6 años de peleas intentándolo, su publicación en dos revistas distintas, con casi los mismos comentarios de los censores (es imposible, decían, que algo así tenga lugar), no le había dejado pegar ojo. “¿Pero cómo puede ser esto?”, se preguntaba. Una reacción totalmente original, de la que no existían ni antecedentes parecidos, no era aceptada para su publicación porque no era capaz de interpretar las etapas o pasos que tenían lugar. A él, que había sido un revolucionario, que había luchado contra la dictadura zarista a principio de siglo y que al haber sido detenido le habían obligado a emigrar con su

---

111. Lev. 25, 8.

familia a Suiza; lo que por otra parte, tampoco había sido tan negativo, ya que se graduó en Química en la Universidad de Zurich.

A principio de los años cuarenta volvió a Rusia para alistarse en el Ejército Rojo y también le rechazaron por motivos de salud. ¡Otro fracaso! No obstante, se incorporó a un laboratorio militar, dirigido por Ipatiev, en Moscú. Su dedicación y éxito en su trabajo le sirvió para alcanzar el grado de comandante de brigada, el equivalente al de general en los ejércitos occidentales. Al terminar la guerra se incorporó al laboratorio de biofísica, dependiente del Ministerio de Salud de la Unión Soviética. Dedicado a la bioquímica toxicológica, intentó simular el *ciclo del ácido cítrico* de los seres vivos, pero con sustancias inorgánicas, descubriendo casualmente la reacción química oscilante. Como ocurre tantas veces en ciencia, la mente de los censores no estaba preparada.

Belousov decidió descargar su tristeza con su amigo Simón Schnoll del Instituto de Biofísica Teórica y Experimental, así que salió a la calle y cogió el coche oficial del centro, un LADA que ya tenía varios años, y se dirigió a su laboratorio situado en Puschino, la Ciudad de la Ciencia, al sur de Moscú.

-Simón, vengo a contarte mis penas y a pedirte que me ayudes. Me han vuelto a rechazar el trabajo que te comenté sobre la oxidación del ácido cítrico con bromato y cerio. Te dejo la receta para que la veas.

Schnoll le animó a profundizar en la reacción, guardando las notas que Belousov le había entregado.

Belousov hizo caso de los consejos de su amigo y continuó con el estudio del mecanismo de la reacción oscilante durante otros seis años más; pero la publicación fue de nuevo rechazada. Belousov, ya con 64 años y profundamente abatido, decidió abandonar cualquier intento de publicación.

A pesar de los rechazos en las revistas de química, la receta de la reacción circulaba en los ambientes científicos de la URSS; eso sí, sin el nombre del autor. Un par de años después, Schnoll le pasó la receta a un estudiante recién graduado en bioquímica, Anatol M. Zhabotinsky, para que experimentase con la reacción de Belousov. Después de profundizar en la misma con numerosos ejemplos, Zhabotinsky escribió un manuscrito para una publicación que le pasó a Schnoll para su corrección. Este último se lo remitió a Belousov, que le agradeció el envío y adjuntó la memoria original sobre su reacción. El trabajo fue publicado y durante años la reacción se conoció con el nombre de *reacción de Zhabotinsky*, y solamente después de un tiempo se cambió a la de Belousov-Zhabotinsky. En 1980 le fue concedido a





## Método experimental

En uno de los vasos de 1 l se ponen 500 ml de agua y se le agregan 3 ml de ácido sulfúrico concentrado. Se agita con la varilla y se echan a continuación 21 g de yodato potásico; se agita de nuevo hasta la disolución total de la sal. En otro vaso se ponen 500 ml de agua, 8 g de ácido malónico y 2 g de sulfato de manganeso (II) dihidrato.

Se prepara a continuación una pasta con 5 g de almidón soluble y 5 ml de agua. Se echa, poco a poco y agitando con la varilla, sobre otro vaso que contiene 500 ml de agua hirviendo. Una vez terminada la adición, se hierve durante otro par de minutos y se deja enfriar a temperatura ambiente. En un nuevo vaso de 1 l de capacidad se ponen 250 ml de las dos primeras disoluciones, 250 ml de agua oxigenada del 10 % y 5 ml de la disolución acuosa de almidón. Se agita con un agitador magnético o si se carece del mismo, con la varilla de vidrio. Los cambios de color se repiten durante 15 o 20 minutos. Cuando el color azul no desaparece se considera que la reacción está terminada.

Alternativamente, la reacción se puede hacer con bromato sódico, ácido sulfúrico, ácido malónico y la sal de manganeso (II). El color varía del naranja de la disolución de bromo, a incoloro.



## Eliminación de residuos

La disolución se decolora con tiosulfato sódico para eliminar el yodo libre y los ácidos se neutralizan con bicarbonato sódico, poco a poco y con cuidado, para evitar derramamientos. Se filtra el posible precipitado y los líquidos se vierten en la pila, con agua abundante. El filtro se tira como basura contaminada en el Punto Limpio.



## LA BOMBA DE HUMO

*Arón quemará en él el incienso; lo quemará todas las mañanas, al preparar las lámparas, y entre dos luces, cuando las ponga en el candelabro. Así se quemará el incienso ante Yavé, perpetuamente, entre vuestros descendientes.<sup>113</sup>*

Imaginemos un cuento de indios americanos. Érase una vez un guerrero piel roja de la tribu de los apaches que después de una batalla contra un grupo de guerreros chiricahuas, a los que arrasó el poblado, volvió con los suyos y le contó a su padre, el máximo jefe, la victoria obtenida. El jefe le preguntó si había acabado con todos ellos y él le contestó que solamente había perdonado la vida de las mujeres y de los niños. Pero no le confesó que la causa verdadera era una bella joven que había visto en una de las tiendas.

Al cabo de unos días fue a buscar leña a un bosque cercano, hizo una hoguera y comenzó a enviar señales de humo hacia los restos de la tribu,

---

113. Ex. 30, 7-8.

donde vivía dicha joven. No podía quitársela de la cabeza y cada vez eran más ardientes, nunca mejor dicho, los mensajes que enviaba mediante los sahumeros.

Unas semanas más tarde, durante una cacería en solitario por el bosque, encontró a la joven, que cabalgaba en un caballo buscando comida. Se quedaron frente a frente sin saber cómo reaccionar, hasta que nuestro héroe decidió hablarle de lo mucho que la amaba. Ella se retiró despavorida. No obstante, también en el interior sentía una emoción nueva por el guerreo apache. Al día siguiente, él le envió nuevas señales de humo pidiéndole que acudiera al bosque. La escena se repitió en sucesivos días, hasta que después de varias lunas, ambos decidieron unir sus destinos. Los jefes de cada tribu vieron en la unión la posibilidad de firmar la paz para siempre y la autorizaron. Se dice que desde entonces vivieron “a pachas”.

### **Equipo de seguridad**

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Cristalizador, mortero, papel parafilm, mecha como la que se describe en el pie de página del experimento 9, un cilindro de cartón con varios orificios y una cucharilla de moca.

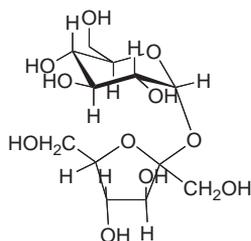
### **Productos químicos**

Azúcar, nitrato potásico o clorato potásico, bicarbonato sódico y colorante alimentario.

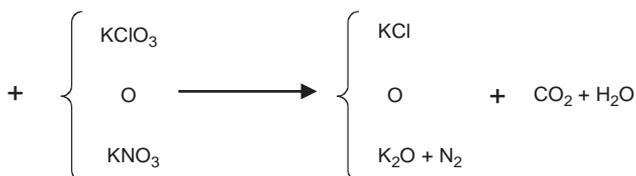
### **Explicación**

Tanto el nitrato como el clorato potásico son agentes oxidantes, mientras que el azúcar es un buen reductor, por lo que la mezcla arde fácilmente y produce mucho humo. El bicarbonato actúa como catalizador negativo, moderando la velocidad de la combustión y descompone a su vez formando anhídrido carbónico y sosa. El colorante es arrastrado por el humo y da lugar a la coloración de éste.

Las reacciones en general de la combustión son:



SACAROSA



## Método experimental

### Método A

En un mortero, pulverizar varias pastillas de clorato potásico. El mortero se vacía, se lava y se seca cuidadosamente con papel de cocina. En el mismo mortero, se pulveriza el azúcar hasta tener casi la consistencia del azúcar glasé; obviamente también se puede emplear el que venden ya así. En el cristizador se ponen 3 cucharadas de las de moca de clorato potásico y otras 2 de azúcar; se agrega media de bicarbonato sódico y otra media de colorante alimentario. Se hace una mezcla homogénea con la espátula y se elabora una especie de cigarrillo con papel parafilm; un extremo se cierra y en el otro se pone un trozo de mecha de nitrato potásico. Se sitúa en el exterior sobre una superficie resistente al fuego, se prende la mecha y sale uno corriendo.

### Método B

Se mezclan en el cristizador 6 cucharadas de nitrato potásico con 3 de azúcar, media de bicarbonato sódico y media de colorante alimentario. Se añaden poco a poco unos mililitros de agua y se remueve con la espátula hasta formar un barro denso. Se extiende sobre el papel parafilm y se deja secar al aire, en un sitio seco y cálido. Se rellena el tubo de cartón (puede emplearse el de una bobina de coser, el del papel higiénico y hasta los tubos empleados para portar planos, dependiendo de la cantidad preparada), al que se le hacen algunos orificios para favorecer la salida de humo. Se puede encender, como en el ejemplo anterior, con la mecha de nitrato.

En la Internet<sup>114</sup> también se describe una forma de hacer la mezcla fundiendo con calor, en una bandeja metálica, la unión de ambos reactivos, pero el procedimiento exige un gran cuidado, al ser más peligroso.

### **Eliminación de residuos**

Las cenizas residuales se tiran por la pila con agua abundante.

---

114. [http://chemistry.about.com/od/demonstrationsexperiments/ss/smokebomb\\_2.htm](http://chemistry.about.com/od/demonstrationsexperiments/ss/smokebomb_2.htm).



## LA MANO MALDITA

*Díjole además Yavé: “Mete tu mano en el seno”.  
Metiela él, y cuando la sacó estaba cubierta de  
lepra como la nieve.<sup>115</sup>*

Imaginemos una fábula. Desde que vi *Desde Rusia con Amor* siempre he sentido una gran admiración por el célebre agente 007, hasta tal punto que compré tanto las novelas de Ian Fleming como los videos y DVDs que han ido saliendo. Pero jamás pensé que en algún momento de mi vida podría llegar a emularlo en sus éxitos amorosos y lúdicos, al menos en parte. Sin embargo, ese momento llegó.

Hace unos años fuimos mi mujer y yo de vacaciones a Sudáfrica y después de visitar Johannesburgo, Pretoria y Soveto, llegamos a una ciudad sintética (en el fondo como todas) tipo Las Vegas a la que han bautizado con el nombre de Sun City. La primera sorpresa fue al llegar al hotel contratado (de 2ª categoría), puesto que nuestro nombre no aparecía en el registro de reservas. “¡Pues sí que empezamos bien!”, pensé para mí, demostrando que no había nacido para profeta. La recepcionista decidió indagar en el

---

115. Ex. 4, 6.

único hotel de súper lujo y... allí figurábamos, sin saber que nos había premiado la agencia de viajes. En el viaje habíamos conocido a una pareja catalana, que sí tenían su reserva en el primero, por lo que quedamos para cenar en su hotel y nos fuimos al nuestro.

A la hora de la cena, nos decidimos por el restaurante asiático y cuando íbamos por un plato irreconocible, pero muy picante, se acercó a la mesa una morena absolutamente guapa y con un magnífico tipazo, vestida con un traje azul ceñido y perfectamente maquillada. Dirigiéndose a mí me dijo en un perfecto inglés: “¿Te acuerdas de mí?”. Ni que decir tiene que cambié de color, pues mi mujer estaba delante y yo no sabía cómo reaccionar. Entonces, muerta de risa al ver mi bochorno, ésta me recordó que era una brasileña a la que habíamos conocido el día antes en Soveto, pero que entonces iba con vaqueros y sin arreglar. Terminada la cena y ya tranquilo, invité a mis amigos al casino.

Al entrar cambié dinero y lo repartí mientras les indicaba que para ganar había que jugar en la ruleta al 1 y al 11. Antes de terminar de hablar, el crupier cantó: el 1. Mis amigos se quedaron desolados al considerar que al distraerme con ellos, había perdido la oportunidad de ganar.

-Sin problemas -contesté-, ahora mi parte la apuesto al 11. Y salió dicho número, por lo que cobré el pleno. El resto de los jugadores, que habían observado la jugada, me miraron con cara de odio al ver que llegaba un individuo que ganaba así de fácilmente.

Mi mujer y la pareja catalana, totalmente asombrados por mi pericia de jugador, me animaron a continuar apostando, a lo que me negué. En vista de lo cual, decidí invitarles a unas copas con lo ganado, sin confesarles que era la primera (y la última) vez que jugaba a la ruleta.

Cuando llegamos a la habitación del hotel, decidí asomarme a la terraza y contemplar la maravillosa noche del ya primero de noviembre, mientras mi mujer se acicalaba para pasar la noche. Cuál sería mi sorpresa cuando de uno de los tiestos, vacío de flores, comenzaba a aparecer una mano horrible, mientras que una voz *crujiente* me hablaba para decirme:

-¿Creías que te ibas a ir *de rositas*, sin que sufieras por el embrujo que has sufrido?

Nunca más he intentado volver a jugar ni hacerme el duro. El susto fue lo suficientemente intenso como para no pegar ojo en varias noches y no regresar a Sudáfrica.

## Equipo de seguridad

Bata de laboratorio.

## Materiales necesarios

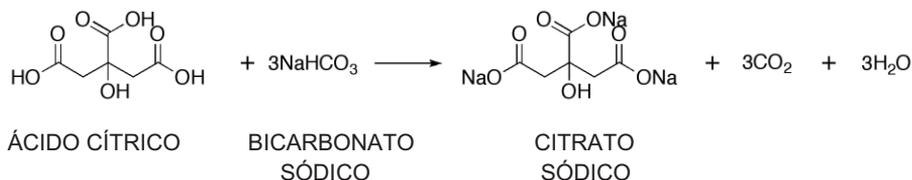
Una maceta de barro de las empleadas en jardinería de unos 500 ml de capacidad, una cucharadita de las de café, un tubo de cartón de los de papel higiénico, un guante de látex y arena o tierra de jardín secas.

## Productos químicos

Ácido cítrico y bicarbonato sódico.

## Explicación

La reacción del ácido cítrico con el bicarbonato sódico en medio acuoso da lugar a la formación de espuma con desprendimiento de anhídrido carbónico gaseoso  $\text{CO}_2$ . El gas formado es el que produce que el guante se hinche y surja de la tierra. La reacción que tiene lugar es:

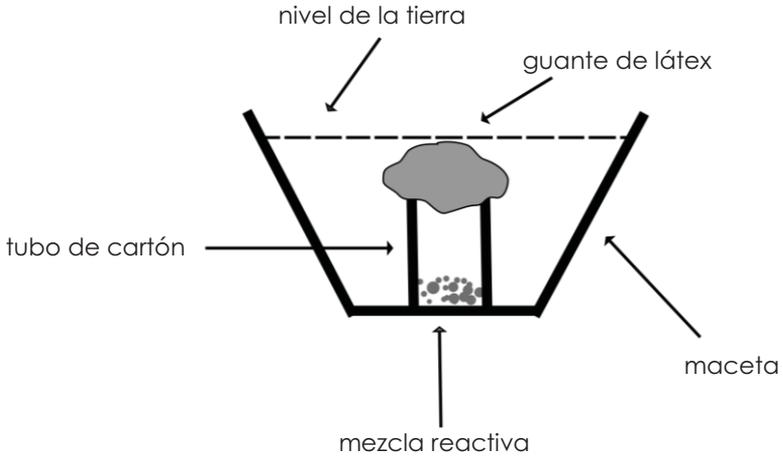


Mientras la mezcla de los polvos está seca no hay reacción, pero al llegar el agua, los disuelve y reaccionan entre ellos.

## Método experimental

Se elige la maceta sin agujero del drenaje. Si no es posible, se taponan éste con un corcho adecuado y se cubre de silicona. Se pone el tubo de cartón en el interior y se agregan dos cucharaditas colmadas de ácido cítrico y tres de bicarbonato sódico<sup>116</sup>. Se sujeta a la boca del tubo el guante de látex y se cubre todo con la arena, según el esquema:

116. Alternativamente se puede usar un par de comprimidos de Redoxón® o Alka seltzer® o un sobrecito de Armisen®, de los que se emplean en bollería.



Cuando se quiera hacer el experimento, se vierten un par de vasos de agua y se espera. Enseguida aparecerá el guante:



### Eliminación de residuos

Se vacía la maceta en la basura.



## LA PLOMOMANCIA

*Como quien reúne en la hornaza plata, bronce, hierro, plomo y estaño, y sopla el fuego para fundirlos, así os reuniré yo en mi furor y en mi ira, y os echaré en la hornaza para fundiros.<sup>117</sup>*

Aquella tarde estaba leyendo un tratado de ceromancia que, como su nombre indica, consiste en observar las figuras que forman las gotas de cera de una vela al caer sobre el agua. Parece que se tiene noticia de que una cortesana veneciana, de nombre Verónica Franco, fue acusada por la Inquisición por emplear la ceromancia como método adivinatorio, si bien hay quien opina que los inquisidores se murieron de risa cuando ella les explicó el procedimiento. Este provenía de la cultura turca, pues sus policías la empleaban para descubrir a los asesinos y a los ladrones, así como sus domicilios respectivos, aunque ignoramos si tenían éxito. En la actualidad, entre ciertas gentes crédulas, se sigue utilizando para lo mismo. El procedimiento consiste en que se atan dos velas con una cinta roja y se ponen en una cazuela con agua, bien sujetas para que no pierdan la verticalidad. Se encienden y las gotas de cera fundida discurren hasta la superficie del agua,

---

117. Ez. 22, 20.

donde quedan flotando y, según las figuras que forman, se determina la profecía. Esto puede ser muy divertido para hacer entre amigos, ya que la interpretación puede ser de lo más imaginativa; si la figura parece una ciruela es que al sujeto le gusta la fruta, si es una nube es que le va a caer una tormenta en su casa por perder el tiempo en tonterías, etc.

Lógicamente, aquí me quedé dormido y soñé que estaba en Praga, en el sótano de la Gran Sinagoga. Escondido en un rincón podía observar al rabino Judah Löw ben Bezalel, que se afanaba construyendo con el barro del río Moldava la estatua de un hombre. Cuando estuvo terminada, le escribió la palabra Emet en la frente y recitó diversos conjuros y oraciones relacionados con la Cábala. Al poco, el muñeco comenzó a moverse y cobró vida. Poco a poco fue creciendo y Judah lo empleaba en los servicios de la sinagoga y de su casa. Incluso su mujer un día lo mandó a por agua al río y, como era un poco bruto, sacó tanta que inundó la ciudad. Pero eso no era lo peor, pues le dio por matar a los praguenses, así que el rabino no tuvo más remedio que matarlo a él, para lo cual le borró la “E” de la palabra de la frente, dejando “met”, que en hebreo significa muerte.

Entonces saltó el perro sobre mí y me desperté; decidí que sería un bonito experimento intentar hacer un *golem*, pero en vez de emplear el barro o la cera usar plomo metálico, que es más duradero; así, si hubiera suerte, identificaría algún caballereite “plumbífero”; o en caso contrario, usar las figuras para adivinar el futuro, lo que podía resultar muy entretenido.

### **Equipo de seguridad**

Bata de laboratorio, gafas de seguridad y guantes de goma.

### **Materiales necesarios**

Una cápsula de porcelana y pinzas.

### **Productos químicos**

Plomo metálico. Pueden emplearse balines de las escopetas de aire comprimido.

### **Explicación**

El plomo es un metal dúctil, maleable y blando con un punto de fusión bajo, 327 °C, por lo que se ha empleado en soldadura y en la fabricación de tuberías, así como en la manufactura de explosivos y, sobre to-

do, en baterías eléctricas para automoción. Cuando se calienta, forma un líquido argénteo que solidifica rápidamente cuando cae sobre el agua.



### **Método experimental**

Se funden mediante calor 25 g de plomo en la cápsula de porcelana y con las pinzas se vierte sobre un vaso con agua fría. Las figuras formadas, una vez secas, se pueden guardar como tales e interpretarlas a gusto del consumidor. Si bien al principio son como la plata, con el tiempo se cubren de una pátina gris oscura de óxido de plomo.



### **Eliminación de residuos**

Las formas obtenidas se guardan en un bote y se pueden utilizar de nuevo para repetir el experimento.



# ADENDA 1

## CONCEPTOS QUÍMICOS SENCILLOS

### A

**ABSORCIÓN:** Fenómeno físico por el que se integra un fluido en un líquido o en un sólido.

**ADSORCIÓN:** Mecanismo por el cual una sustancia química en contacto con un sólido queda retenida en la superficie del mismo mediante enlaces físicos o químicos.

**ACEITES:** Líquidos viscosos de origen animal, vegetal, mineral o sintético insolubles en agua, pero solubles en la mayoría de los disolventes orgánicos

**ÁCIDO:** Compuesto capaz de ceder protones ( $H^+$ ) o aceptar pares de electrones.

**ALEACIÓN:** Mezcla homogénea de 2 o más metales (a veces con algún no metal).

**ANÁLISIS QUÍMICO:** Determinación de los componentes de una sustancia química.

**ANFÓTERO:** Molécula que puede actuar como un ácido o como una base según el pH del medio.

**ANHIDRO:** Exento de agua.

**ANIÓN:** Ión con carga negativa que durante la electrolisis se dirige al polo positivo (ánodo).

**ARRASTRE POR VAPOR:** Método de purificación consistente en pasar una corriente de vapor de agua por una mezcla de sustancias y condensar a continuación con un refrigerante. El producto purificado se separa del agua por decantación.

**ÁTOMO:** La menor cantidad de un elemento químico que mantiene sus propiedades.

## B

**BASE:** Compuesto capaz de aceptar protones o de donar pares de electrones. Antiguamente, sustancia que dona grupos hidroxilo ( $\text{OH}^-$ ).

## C

**CATALIZADOR:** Sustancia capaz de modificar la velocidad de una reacción química, sin sufrir alteraciones esenciales.

**CATIÓN:** Ión con carga positiva que durante la electrolisis se dirige al polo negativo (cátodo).

**CÁUSTICO:** Sustancia capaz de quemar y destruir los tejidos animales.

**COMBUSTIÓN:** Reacción química entre el oxígeno y un material reductor, con desprendimiento de energía en forma de llama.

**COMPUESTO QUÍMICO:** Sustancia formada por la combinación de átomos diferentes, en una proporción definida.

**CRISTAL:** Compuesto sólido cuyos átomos o moléculas están ordenados en el espacio de forma regular y repetitiva.

**CRISTALIZACIÓN:** Proceso de purificación por formación de cristales en el seno de una disolución, bajo determinadas condiciones.

**CUERPO SIMPLE:** Sinónimo de elemento químico.

## D

**DENSIDAD:** Masa de una sustancia por unidad de volumen.

**DESTILACIÓN:** Separación de sustancias líquidas por evaporación, seguida de condensación. Si es de una mezcla de líquidos, éstos se separan por el punto de ebullición y se denomina destilación fraccionada.

**DISOLUCIÓN:** Mezcla de dos o más moléculas, de carácter homogéneo.

**DISOLVENTE:** En una disolución es el ingrediente mayoritario.

**DÚCTIL:** Metal que puede sufrir importantes modificaciones mecánicas en frío, sin romperse

## E

**ECUACIÓN QUÍMICA:** Esquema completo de una reacción química, integrada por símbolos, fórmulas y dígitos.

**ELECTROLISIS:** Descomposición de una sustancia fundida o en disolución, cuando pasa una corriente eléctrica continua a través de ella.

**ELECTROLITO:** Sustancia que, fundida o en disolución, conduce la corriente eléctrica.

**ELEMENTO QUÍMICO:** Sustancia constituida por una sola clase de átomos.

**EVAPORACIÓN:** El paso de un líquido al estado de vapor; también la eliminación de un disolvente de una disolución.

**ENLACE QUÍMICO:** Unión de dos átomos de un compuesto químico debido a una fuerza química de atracción entre ellos. Los más importantes son el iónico, el covalente, el metálico y las denominadas fuerzas de Van der Waals.

**EXTRACCIÓN:** Proceso por el cual un disolvente extrae un soluto de otro con el que no es miscible. Sirve para separar un componente de una mezcla mediante un disolvente adecuado.

## F

**FILTRACIÓN:** Separación de un sólido de un fluido, al pasar por un material poroso. Por ejemplo, papel de filtro.

**FILTRADO:** El líquido obtenido por filtración.

**FÓRMULA QUÍMICA:** Conjunto de símbolos y números que indica la composición de una sustancia.

**FUSIÓN:** El paso de un sólido a estado líquido.

## H

**HIDRATO:** Compuesto que en su estructura contiene moléculas de agua.

**HIDRÓXIDO:** Compuesto constituido por un elemento y uno o varios radicales OH.

## I

**IÓN:** Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica

## M

**MALEABLE:** Característica de los metales que pueden batirse y extenderse en planchas o láminas.

**METAL:** Elemento químico sólido (menos el mercurio) a temperatura ambiente, con brillo característico y que es un buen conductor del calor y de la electricidad; el óxido forma una base cuando se combina con el agua.

**METALOIDE:** Concepto antiguo para un elemento que puede comportarse como un metal y como un no metal.

**MOLÉCULA:** Conjunto de átomos iguales o diferentes unidos mediante enlaces químicos; mínima cantidad de una sustancia que mantiene sus propiedades.

## N

**NO METAL:** Elemento pobre conductor del calor y de la electricidad, cuyo óxido forma un ácido cuando se combina con agua.

## O

**OXIDACIÓN:** El proceso de combinarse una sustancia con el oxígeno o reacción en la que un ión o un átomo pierden uno o más electrones.

## P

**PESO ATÓMICO:** Masa atómica relativa respecto a la doceava parte del carbono-12 ( $^{12}\text{C}$ ).

**pH:** Parámetro que se emplea para describir el grado de acidez de una disolución. pH ácido  $< 7$ ; neutro = 7; básico  $> 7$ .

**PESO MOLECULAR:** Suma del peso atómico de todos los componentes de una molécula.

**PRECIPITADO:** Sustancia sólida que se forma en el seno de una disolución.

## R

**RADICAL:** Grupo de átomos que en las reacciones químicas se comporta como un átomo sencillo.

**REACCIÓN QUÍMICA:** Transformación de una o más sustancias en otras diferentes por interacción entre ellas o agentes externos.

**REACCIÓN DE ADICIÓN:** Reacción en la que se combinan dos sustancias para dar otra de mayor magnitud molecular.

**REACCIÓN DE ELIMINACIÓN:** Reacción en la que una molécula pierde dos o más partículas para dar otra de menor magnitud molecular.

**REACCIÓN DE NEUTRALIZACIÓN:** Reacción de un ácido con una base para dar sal más agua.

**REACCIÓN DE PRECIPITACIÓN:** Reacción en la que alguno de los productos formados es insoluble en el medio.

**REACCIÓN RÉDOX:** Reacción en la que uno de los reactivos se oxida y otro se reduce.

**REACCIÓN DE SÍNTESIS:** Reacción de preparación de un compuesto a partir de otros más sencillos.

**REACCIÓN DE TRANSPOSICIÓN:** Reacción en la que un átomo o grupo atómico emigra de una posición a otra en una molécula.

**REDUCCIÓN:** Proceso opuesto a la oxidación por el cual un ión o átomo pierde oxígeno o gana uno o más electrones.

## S

**SAL:** Sustancia formada en la combinación de un ácido y una base, que en disolución o cuando se funde se disocia en iones.

**SÍMBOLO QUÍMICO:** Una o dos letras que representan un átomo o elemento.

**SOLUBILIDAD:** Cantidad de una sustancia que se disuelve en un volumen determinado de un disolvente.

**SOLUTO:** Cantidad de sustancia disuelta en una disolución.

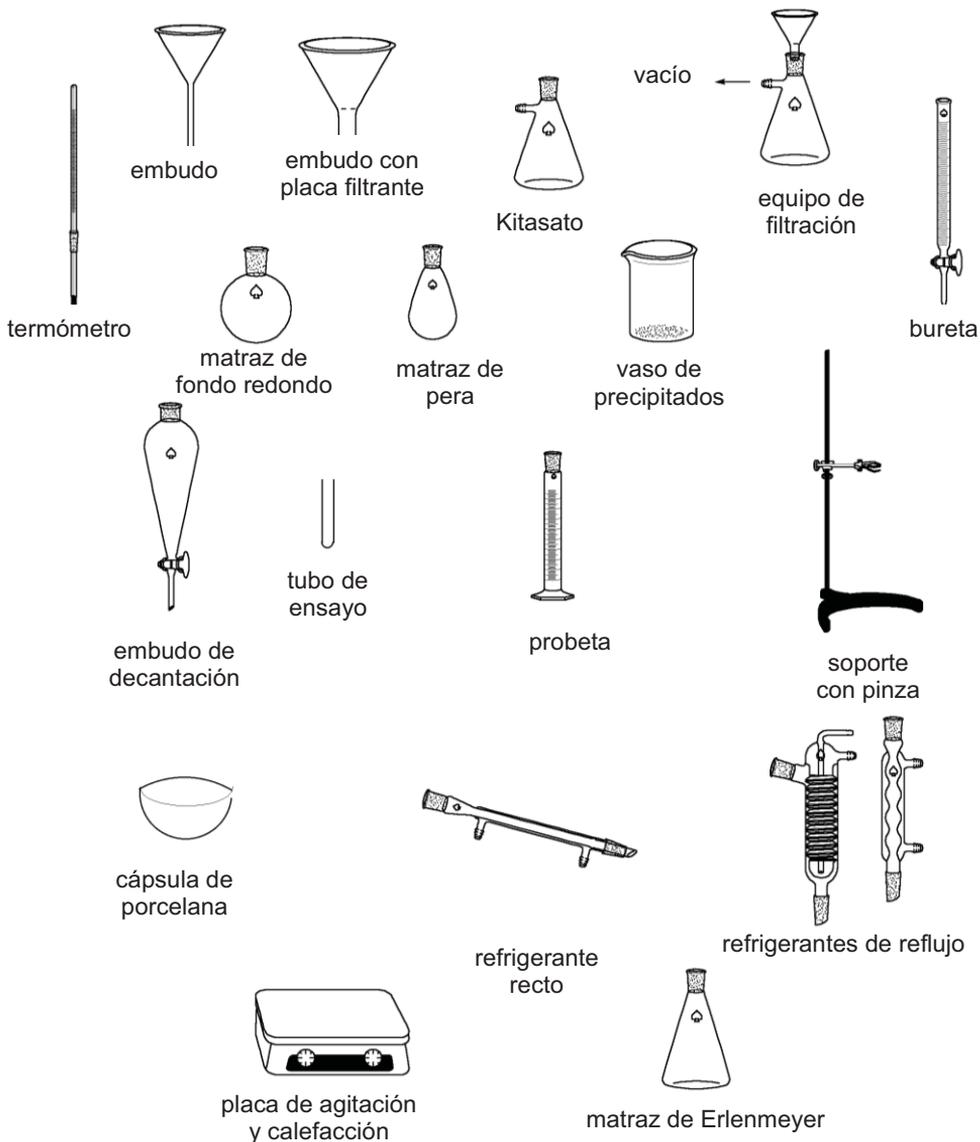
**SUBLIMACIÓN:** Paso de un sólido al estado de vapor.

## V

**VALENCIA QUÍMICA:** El número de enlaces con que puede combinarse un átomo o un radical.

# ADENDA 2

## ALGUNOS MATERIALES DE LABORATORIO





# REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- Boorstin, D.J. *Los Descubridores*. Editorial Crítica S.A. Barcelona, 1986.
- Braña, M.F. *Historia de la Química. Una visión entrañable*, en *Historia de la Ciencia y de la Técnica*. Ed. J. Medina. C.P.R. Aranjuez, 1999. Págs.111-127.
- Brock, W.H. *Historia de la Química*. Alianza Editorial. Madrid, 1998.
- Cid, F. *Historia de la Ciencia*. Editorial Planeta S.A. Barcelona, 1979.
- Cobb, C. y Fetterolf, M.L. *The Joy of Chemistry. The Amazing Science of Familiar Things*. Prometheus Books. Nueva York, 2005.
- Ford, L.A. *Chemical Magic* 2nd Ed. Dover Publications Inc. Nueva York, 1993.
- Holmyard, E.J. *La Prodigiosa Historia de la Alquimia*. Guadiana de Publicaciones. Madrid, 1970.
- Leicester, H.M. *Panorama Histórico de la Química*. Editorial Alhambra S.A. Madrid, 1967.
- Petrucci, R.H.; Harwood, W.S. y Herring, F.G. *Química General*. 8ª Ed. Pearson-Prentice Hall. Madrid, 2003.
- Read, J. *Por la Alquimia a la Química*. Aguilar. Madrid, 1960.
- Roesky, H.W. y Möckel, K. *Chemical Curiosities*. VCH. Weinheim, 1996.
- Schwarcz, J. *The Genie in the Bottle*. W.H. Freeman & Co. Nueva York, 2002.
- Serratos, F. *Khimós*. Editorial Alhambra S.A. Madrid, 1969.

