demostraciones públicas se llenaban rápidamente de curiosos.

Davy también notó que con el gas se quitaban algunos efectos de dolor durante la extracción de dientes y él mismo sugirió que podría usarse como anestésico en operaciones donde no hubiera gran efusión de sangre.

Aquí es donde inicia la triste historia del doctor Wells relatada en el artículo. Pero para el óxido nitroso, la historia no acabó allí, ya que se encontraron otras interesantes aplicaciones. Una de ellas es la de agente propelente de la crema batida en botes en aerosol debido a que, a presión, este gas se disuelve bien en las grasas (por tratarse de una molécula poco polar). Al reducirse la presión accionando la válvula del bote, el gas escapa de la crema y eso hace que ésta se hinche momentáneamente, es decir, se esponje, como si se la hubiese batido. Además el óxido nitroso es un magnífico comburente, mismo que al inyectarse en forma líquida a la cámara de combustión de los coches de carreras, incrementa poderosamente la potencia del motor debido a una mayor eficiencia en la quema de la gasolina.

IV. Actividades

1. Establecer un debate en el que se discutan los aspectos positivos y negativos de los anestésicos. Debe fundamentarse cuáles son los mejores anestésicos y los riesgos de que algunos productos con estas propiedades se vendan en lugares públicos para otros fines.
2. Solicitar a los alumnos que den el nombre IUPAQ para cada una de las moléculas orgánicas que aparecen en la guía.
3. Fotocopiar la lectura sobre el óxido nitroso, pero quitar los coeficientes estequiométricos de las reacciones con el fin de que los alumnos realicen el siguiente ejercicio:

   Para cada reacción que aparece en la lectura llevar a a cabo las siguientes actividades:

   a) Balancearla.
   b) Anotar el nombre de todas las especies.
   c) Clasificarla bajo todos los criterios posibles (redox, sustitución simple, exotérmica, etc.).
   d) En las que son de tipo redox, anotar las dos semirreacciones e identificar los agentes oxidante y reductor.
   e) Acomodar cada especie en orden creciente de número de oxidación del nitrógeno.
   f) ¿Cuál sería la mejor pila (en caso de que fuera práctico fabricarla) que se puede obtener a partir de los potenciales estándar de las especies de nitrógeno? Para calcularlo, tomar en cuenta la siguiente información:

   Potenciales de media celda estándar para algunas especies:

   1) $2H_2O + NO(g) \longrightarrow NO_3^- + 4H^+ + 3e^-$ $E^\circ = -0.96$ V
   2) $N_2O \longrightarrow NO$ $E^\circ = -0.76$V
   3) $NO \longrightarrow NO_2^-$ $E^\circ = +0.46$V

V. Bibliografía

"Nitrous Oxide: By no Means a Laughing Matter" en *ChemMatters*, publicación de la ACS, febrero 1986.

Timberlake, Karen, *Chemistry. An Introduction to General, Organic and Biological Chemistry*, Addison Wesley Longman, EUA, 1999.

Esperamos sus comentarios y sugerencias, que pueden hacer con atención a: Rosa María Catalá, al teléfono 56 22 72 97, fax 54 24 01 38, correo electrónico: comoves@universum.unam.mx

Los profesores pueden copiar esta guía para su uso en clase. Para cualquier otro uso es necesaria la autorización por escrito del editor de la revista.

cómoves? guíadelmaestro

Por Rosa María Catalá

Marzo 2005

La conquista del DOLOR

De: Gerardo Gálvez Correa

(No. 76, p. 26)

Maestros:

Esta guía se ha diseñado para que un artículo de cada número de *¿Cómo ves?* pueda trabajarse en clase con los alumnos, de modo que se adapte a los programas de ciencias naturales y a los objetivos generales de estas disciplinas a nivel bachillerato. Esperamos que la información y las actividades propuestas sean un atractivo punto de partida o un novedoso "broche de oro" para dar un ingrediente de motivación adicional a sus cursos.

I. Relación con los temarios de la UNAM

Esta guía y el artículo correspondiente pueden utilizarse de manera indistinta o combinada en las materias de ética, anatomía y ciencias de la salud, pero particularmente en las clases de química general y de química orgánica, donde se desarrollan temas tanto en el ámbito de las aplicaciones farmacéuticas de la química como del conocimiento básico y de procedimientos (actividad de laboratorio) de estas disciplinas.

II. Anestésicos orgánicos: éteres y haloalcanos

Como puede constatarse en el artículo de referencia, históricamente la anestesia ha sido un arma de dos filos en su aplicación para usos quirúrgicos en medicina y odontología. Y es que el propio término anestesia (la pérdida de todas las sensaciones y conciencia de una persona), causa un poco de recelo y hasta estupor pensando que, mal aplicada, puede lograr que uno no despierte para contarlo.

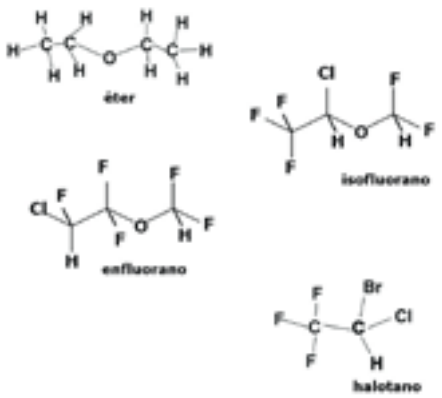
Bajo el punto de vista científico, un anestésico general es la sustancia que bloquea todos los centros de alerta del cerebro, de manera que una persona pierde la memoria, la sensación de dolor y experimenta un sueño producido artificialmente. Entre los anestésicos más comunes se encuentran algunos éteres y haloalcanos, de los cuales hay que establecer bien la diferencia, tanto en términos de su estructura funcional, como de su aplicación.

El término éter ha sido asociado con la anestesia debido a que el éter etílico (etoxietano en la nomenclatura actual) fue el anesté-

sico más utilizado en el mundo por más de 100 años. A pesar de que es fácil de administrar, el éter es sumamente volátil y altamente inflamable, y una pequeña chispa en el quirófano era suficiente para provocar explosiones e incendios en los hospitales. Es por ello que los químicos orgánicos de mediados de siglo XX se dieron a la tarea de sintetizar moléculas con un efecto similar, pero con menor volatilidad e inflamabilidad. Desde los años 50, los anestésicos como el Forano (isofluorano), Etrano (enflurano) y Pentrano (metoxi-fluorano) se utilizaron por varias décadas en los hospitales modernos. Una ventaja adicional de los mismos era que no producían la nausea tan pronunciada que provocaba el éter dietílico en los pacientes que despertaban del efecto anestésico, la cual, en ocasiones, provocaba complicaciones inesperadas después de una operación exitosa. Como el nombre científico lo indica (el sufijo "alcoxi" es característico de los éteres), la mayoría de estas moléculas conservan el grupo funcional éter (-O-), pero la adición de varios átomos de halógenos (elementos del grupo VII; flúor, cloro o bromo) reduce las propiedades indeseables de los mismos.

Más recientemente, los éteres han sido reemplazados por los haloalcanos. Estos últimos, como su nombre lo indica, son moléculas de hidrocarburos saturados (alcanos), donde algunos de los hidrógenos, o todos ellos, son reemplazados por átomos del grupo de los halógenos; el ejemplo más conocido es el halotano (1-bromo-1cloro-2,2,2-trifluoroetano). El halotano o Fluotano (en su denominación comercial) tiene un olor agradable, no es explosivo, ocasiona muy pocos efectos secundarios, reacciona con muy pocas moléculas en su paso por el cuerpo y se elimina rápidamente del organismo. Para cirugías menores, se usan otros derivados de los éteres como el cloroetano (o cloruro de etilo), que puede ser aplicado a un área de la piel causando la pérdida de sensación de dolor porque se evapora rápidamente y enfría (insensibilizando) la zona anestesiada.

El cloroformo (triclorometano, de fórmula CCl_3) también se utilizó como anestésico pero, a diferencia de los haloalcanos recientes, éste



Estructura o fórmula desarrollada de diversos anestésicos. Los éteres presentan el grupo funcional -O-, mientras que los haloalcanos no.

y otros derivados halogenados del metano son sumamente tóxicos y producen adicción en quienes los inhalan. Por lo mismo se descartó su uso y los éteres se consideraron mejores anestésicos.

III. El gas de usos múltiples

En un artículo publicado hace algunos años en el *Chicago Tribune* (periódico de gran circulación en los Estados Unidos), se leía la siguiente nota:

"Drogarse (*getting high*) con gas hilarante u óxido nitroso puede ser peligroso, especialmente si el gas es inhalado en grandes cantidades. Lo anterior ha sido puesto en evidencia por médicos especialistas del *Medical College of Virginia* y al parecer sucede con frecuencia entre las personas que conocen (y aprecian) sus efectos sedantes. Los tanques de este gas se venden en tiendas de autopartes para mejorar la eficiencia en las cámaras de combustión de algunos coches "arreglados" con el nombre comercial de Nitrox. Los peligros por inhalación incluyen el congelamiento de los labios de los consumidores cuando el gas se inhala directamente del cilindro, daño en los pulmones si el gas está envasado a alta presión, daño cerebral por falta de oxígeno y golpes en la cabeza y el cuerpo si el individuo se desmaya y cae".

A partir de las claras y graves recomendaciones de esta nota, uno difícilmente creería que el óxido nitroso fue uno de los anestésicos de inhalación que se consideraba más seguro a finales del siglo XIX y principios del XX. Incluso se sigue utilizando hoy en día con dichos fines, pero siempre en pequeñas cantidades y a concentraciones no mayores del 40% en aire. Pero para poder decidir si se ha hecho bien o mal al utilizarlo como anestésico, vale la pena conocer un poco más sobre esta interesante molécula inorgánica.

El óxido nitroso fue sintetizado por primera vez por Joseph Priestley (1733-1804), a partir de la reacción exotérmica (que libera energía) del óxido nítrico con limadura de hierro húmeda, según la siguiente reacción:

$$2NO(g) + Fe(s) \text{ -----> } FeO(s) + N_2O(g)$$

Priestley notó su moderada solubilidad en agua, su olor dulzón y su efecto sorprendente sobre una astilla al rojo: cuando la expuso al gas, la madera simplemente se prendió por completo, quedando reducida a cenizas en instantes. Dicho efecto sólo se conocía para otro gas de reciente descubrimiento: el oxígeno. Casi al mismo tiempo que Priestley sintetizaba el óxido nitroso, Joseph Black (1728-1799) demostraba en Edimburgo a sus alumnos de medicina las extrañas propiedades de un gas que obtenía a partir de una disolución concentrada de nitrato de amonio:

$$NH_4NO_3(ac) \text{ ----------> } N_2O(g) + 2H_2O$$

Este último método es el que todavía se utiliza para la preparación de este gas a nivel industrial. Debido a que el catión amonio es un buen agente reductor y el anión nitrato un buen agente oxidante, no debería resultar sorprendente que la descomposición del nitrato de amonio sea fuertemente exotérmica. De hecho, en 1947, la explosión de un barco carguero lleno con 1 400 toneladas de nitrato de amonio como fertilizante todavía se recuerda como una de las mayores tragedias de la industria química en los Estados Unidos.

Volviendo a nuestra historia, uno de los estudiantes que presenció la conferencia de Black era Thomas Beddoes, quien fundó el Instituto Neumático para el estudio y tratamiento de las enfermedades pulmonares, particularmente la tuberculosis, por medio de la inhalación de gases. Él contrató a un joven químico y poeta aficionado, Humphry Davy, quien llevó a cabo una serie de largas e increíblemente arriesgadas investigaciones con gases; incluso los probaba él mismo, como si fuera literalmente un "conejillo de indias".

Entre otros gases de nitrógeno, Davy probó primero el óxido nítrico, sumamente tóxico (NO), que provocó una severa reacción ácida en sus fluidos corporales:

$$2NO(g) + O_2(g) \text{ ---------> } 2NO_2(g) + H_2O \text{ ----> } HNO_3(ac) + HNO_2(ac)$$

Con mucha más suerte, probó después el óxido nitroso, de cuyos resultados, comentó: "Inhalar este gas provoca la plenitud para el corazón, acompañada por la pérdida de la sensación y de la fuerza de voluntad, un sentimiento análogo al producido en los primeros estados de la intoxicación..."

A lo cual seguía, todavía con mayor efusividad: "un estremecimiento altamente placentero" y "la disposición al movimiento muscular y al estado de felicidad". Tal era la descripción poética de Davy a lo que pronto se conoció como "gas hilarante", que se volvió muy popular: se hacían fiestas con éste y las