

uímica

4to 2da , 5to 1ra

Instituto privado Kid's School

Profesora: Chequin



El lenguaje de la química

ayer

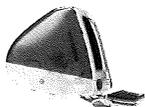


Nombres notables, un camino argentino. Ciclo de Krebs, constante de Avogadro, teoría de Dalton, ley de Boyle-Mariotte... En química y en otras disciplinas los nombres de los científicos quedan perpetuados en la denominación que reciben ciertos principios generales que nos ayudan a comprender la ocurrencia de los fenómenos naturales. Sin embargo, al nombrarlos "a la ligera" olvidamos que, para llegar a esos principios, cada hombre y mujer de ciencia tuvo que recorrer un largo camino de trabajo; un camino que ocupó muchas veces gran parte de sus vidas.

Entre estas denominaciones hay una que honra a un argentino: el "camino de Leloir". Así se designa en la comunidad científica mundial a la serie de reacciones químicas que ocurren en nuestro organismo y que permiten la conversión de un azúcar, llamado galactosa, en otro, la glucosa. Y es que, justamente, su descubridor fue Luis Federico Leloir (figura 1-1).

Este incansable investigador nació en París el 6 de setiembre de 1906, mientras sus padres argentinos estaban de vacaciones. Llegó a Buenos Aires cuando era muy pequeño y murió en esta ciudad el 2 de diciembre de 1987. Discípulo del doctor Bernardo Houssay, su especialidad fue la bioquímica.

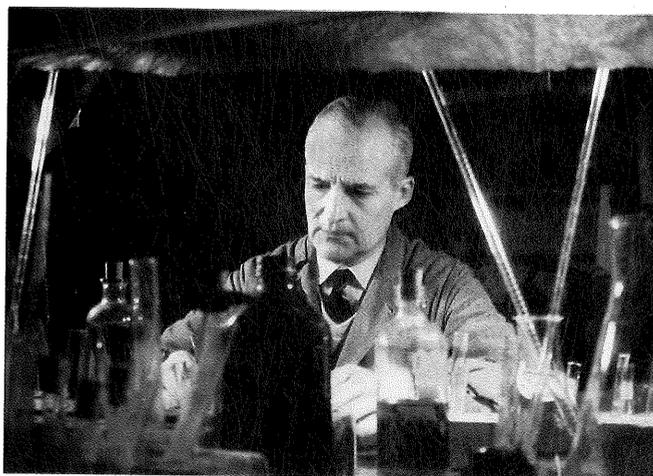
Sus primeros trabajos se refirieron a varios aspectos químicos relacionados con la ingesta de alcohol y la hipertensión arterial. Pero el tema más importante, y el que le ocupó miles de horas de trabajo y estudio, fue el referido al metabolismo de los azúcares, es decir, a las transformaciones que ocurren en el organismo con estas sustancias. Concretamente a la forma que tiene nuestro organismo de tomar glucosa y convertirla, en el hígado, en una sustancia de reserva: el glucógeno. De estas investigaciones surgió su camino "famoso", el mismo que en 1970 lo llevó a recibir el Premio Nobel de química, único otorgado a un argentino en esta disciplina (figura 1-2).



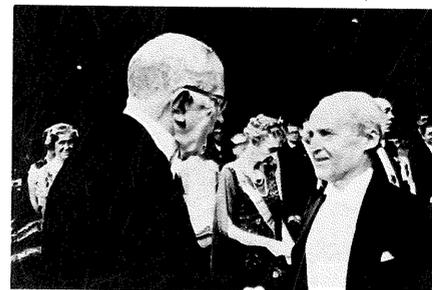
Fuente:

www.argiropolis.com.ar

Argirópolis es un proyecto de las Universidades Nacionales de Quilmes, de La Plata y del Litoral y del diario *Página/12*.



▲ Fig. 1-1. "Lo más importante probablemente fue la oportunidad de pasar mis días en el laboratorio y efectuar muchos experimentos. La mayoría fracasó, pero algunos tuvieron éxito debido sólo a la buena suerte o al hecho de haber cometido el error adecuado". *Luis Federico Leloir*.



▲ Fig. 1-2. Luis Federico Leloir al recibir el Premio Nobel.

Nombres del futuro. Ecuación de..., ley de..., camino de... ¿Qué nombres ocuparán los puntos suspensivos? ¿Qué científicos, de los miles que hay en el mundo, quedarán perpetuados en estos principios? Sólo algunos pocos y, en rigor de la verdad, deberían ser muchos. Porque la actividad científica actual, cargada de progresos tecnológicos, facilidades en la comunicación y adelantos informáticos, es incesante. En todos los países del mundo hay científicos que intentan explicar lo aún inexplicado. Nuestro país no es la excepción. Observemos lo que ocurre hoy en día en la Fundación Instituto Leloir (figura 1-3), la que dirigió nuestro premio nobel de química:

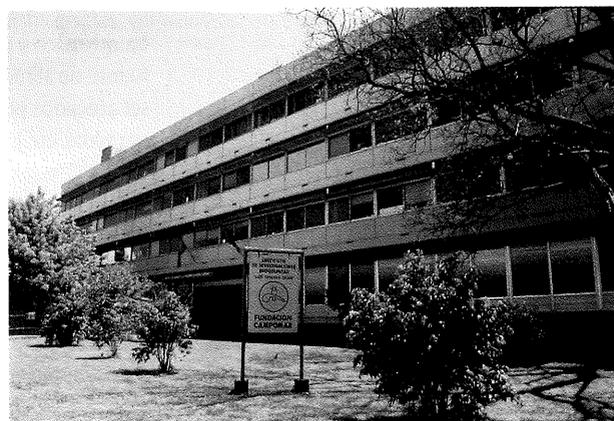
- Un grupo de investigadores, dirigido por el doctor Fernando Goldbaum, estudia los anticuerpos, sustancias que produce el organismo para enfrentar en forma efectiva a virus, bacterias y parásitos. También evalúa la posibilidad de producir vacunas por medio de ingeniería de proteínas, a fin de generar los anticuerpos que protejan de enfermedades infecciosas. Al respecto, en febrero de 2006 el grupo dilucidó la acción de una proteína que permite fabricar vacunas más seguras. Estas vacunas podrían utilizarse en la prevención y el tratamiento de algunas enfermedades infecciosas, como la brucelosis.
- Otro equipo, dirigido por la doctora Andrea Gamarnik, en julio de 2005 terminó de dilucidar cuál es el mecanismo molecular que permite la replicación del virus del dengue. Este hallazgo podría ser el punto de partida para entender cómo se reproducen otros virus de estructura similar, como el de la hepatitis y el de la fiebre amarilla, y para el desarrollo de antivirales y vacunas.
- Algunos investigadores dirigidos por el doctor Osvaldo Podhajcer se dedican a una nueva rama de la química llamada "proteómica". ¿De qué se ocupa? Del estudio de las proteínas del cuerpo humano, pero no en forma aislada sino vistas como un sistema integrado. Gracias a esta disciplina se podrá, quizás, tener en el futuro un "mapa" de las proteínas del cuerpo.

La lista podría seguir porque son muchos más los grupos que trabajan en la Fundación Instituto Leloir, en nuestro país... y en el mundo. Sin duda, en los laboratorios seguirá la silenciosa e incesante tarea de muchos científicos cuyos nombres recordaremos, quizás, en un principio o una ecuación.



1. Respondé sobre la actividad científica.

- a) ¿Por qué te parece importante que en un país se estimule e incentive la actividad científica?
- b) En una línea de trabajo, por ejemplo en el estudio del metabolismo de los hidratos de carbono, ¿creés que las aportaciones del pasado se relacionan o no con los descubrimientos actuales? Justificá tu respuesta.
- c) Dijo Albert Einstein: "Lo que buscamos en el fondo de la complejidad de las ecuaciones es el mejoramiento del destino de los hombres". ¿Te parece que los descubrimientos científicos siempre han servido para mejorar las condiciones de vida en nuestro planeta? Fundamentá tu opinión.



▲ Fig. 1-3. La Fundación Instituto Leloir, hoy. Está ubicada cerca del Parque Centenario, en la Ciudad autónoma de Buenos Aires.

La química, una ciencia

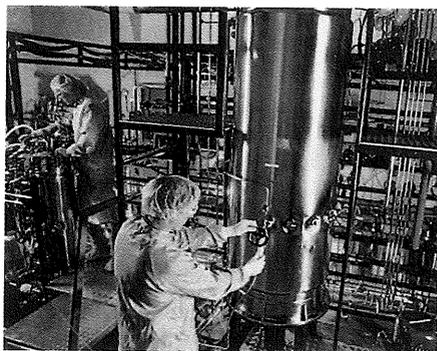
Quizás en la etiqueta de algún alimento hayas visto la leyenda *sin agregado de químicos* o *sin química*. ¿A qué se refiere esta expresión? Evidentemente, transmite la idea de que ese alimento está libre de sustancias que hacen mal a la salud. Sin embargo, esa expresión es incorrecta. ¿Por qué? Consideremos un alimento conocido y consumido por todos: el pan. Por empezar, el pan está hecho de harina de trigo que contiene, a su vez, hidratos de carbono, proteínas, vitaminas, sal, agua, etc. Todos estos últimos son **compuestos químicos**. Los alimentos y todo lo que nos rodea, incluso nosotros mismos estamos “hechos” de “químicos”, es decir, de sustancias.

Por otro lado, para hacer el pan, el panadero tuvo que mezclar los ingredientes y realizar una serie de procedimientos que concluyeron con la transformación de harina y otros ingredientes en pan. ¿Y qué son esas transformaciones? Muchas de ellas no son ni más ni menos que **transformaciones químicas**. Sí, el panadero, quizá sin saberlo, produjo reacciones químicas en su cocina.

En definitiva, *sin químicos* es una expresión mal empleada, así como decir “no tomo remedios porque contienen mucha química”. La química no es algo que se le agrega a las cosas sino una **ciencia** que está presente en nuestra vida cotidiana: en los alimentos, en los cosméticos, en los productos de limpieza, en los materiales de construcción, en las fibras de los tejidos, etcétera.

La química “nos acompaña” en muchas de las actividades que realizamos en forma habitual: cuando nos lavamos los dientes, al preparar una comida, al comerla, al encender un fósforo o el motor de un automóvil. Incluso cuando dormimos, ocurren dentro de nuestro cuerpo las transformaciones químicas que nos permiten vivir.

Ahora bien, en los medios de comunicación suelen aparecer noticias relacionadas con sustancias que produjeron daños ambientales, como un derrame de petróleo en el mar o el escape de un gas tóxico. Es verdad que existen sustancias que pueden ser nocivas para nuestra salud y para el ambiente en que vivimos, pero también es cierto que hay muchos otros productos químicos que, a lo largo de los años, mejoraron nuestra calidad de vida . Alimentos, jabones, detergentes, fibras sintéticas, cremas dentales, tintas, plásticos, gomas, cosméticos, bebidas (figura 1-4)... Y muchos más: películas fotográficas, materiales de construcción, vidrio, medicamentos, papeles, etc., etc. Todos productos obtenidos mediante procesos químicos.



▲ Fig. 1-4. En cualquier industria muchos controles de calidad requieren un análisis químico.

profundización

La química y el control de las plagas. Los cultivos representan la mayor fuente de alimentos de la población mundial. Pero la cuestión es que pueden ser atacados por unas 67.000 especies diferentes de plagas (insectos, hongos, parásitos, etc.); de manera que el control de estas plagas siempre ha sido una gran preocupación para los seres humanos.

En 1939, el químico suizo Paul Müller observó el extraordinario poder insecticida del **diclorodifeniltricloroetano** o **DDT**. Este compuesto orgánico permitió controlar diversas pestes y algunas enfermedades cuyos vectores son insectos, como el paludismo, la fiebre tifoidea y la peste bubónica. Müller ganó en 1948 el Premio Nobel por su descubrimiento.

Sin embargo, la “gloria del DDT” duró poco. En la década de 1960 comenzaron a advertirse los efectos nocivos de este plaguicida: muerte de animales –sobre todo aves e insectos útiles como las abejas–, contaminación de aguas e intoxicación humana.

Finalmente, el uso de este plaguicida se prohibió en la mayoría de los países del mundo, y los científicos asumieron el nuevo desafío de desarrollar métodos de control de plagas menos agresivos, como los denominados controles biológicos.

El método científico

Lo primero que podemos afirmar respecto de una ciencia es que constituye una actividad “hecha” por los hombres cuyo propósito consiste en encontrar explicaciones a los fenómenos que ocurren en el mundo. Y junto con estas explicaciones, hallar la posibilidad de transformar el entorno y, quizá, mejorar nuestras condiciones de vida.

El trabajo científico se realiza de una manera organizada, es metódico. El **método científico**, como se denomina a la actividad científica que cumple con normas precisas, tiene, por decirlo de alguna manera, dos “caminos” posibles: uno lógico y uno empírico.

- El “camino” **lógico o deductivo** se basa en la utilización del pensamiento para deducir y analizar algo. De esta manera es posible hallar los principios o leyes que rigen el Universo a partir de otros conocidos. Siempre una ley (o principio) puede reducirse a otra general que la incluya. Por ejemplo, si un cuerpo tiene peso es porque se trata de un caso particular que obedece a la ley de gravitación universal.
- El “camino” **empírico o inductivo**, en cambio, intenta una explicación del fenómeno mediante su exploración directa. Se basa en la observación y la experimentación. Permite descubrir consecuencias desconocidas de una ley o un principio. Por ejemplo, si conocemos las leyes de los gases podemos estimar qué puede suceder si falla la válvula de seguridad de una olla de presión... Claro, explotará. Ahora bien, estos dos caminos, en una ciencia experimental como la química, no están dissociados. El científico recurre tanto al análisis y a la deducción como a la observación y a la experimentación.

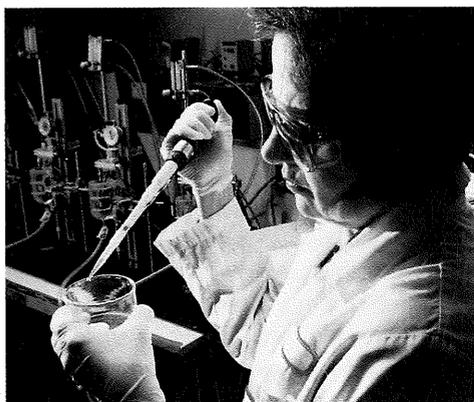
Procedimientos generales del método científico

El método científico incluye los siguientes procedimientos generales:

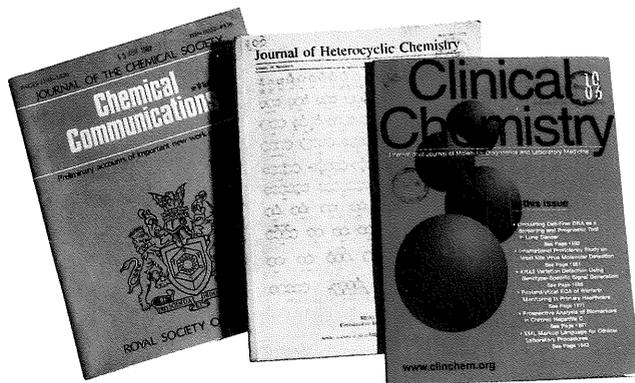
- **Recolección y registro de datos.** Pueden ser datos cualitativos (cambio de color, burbujeo, aparición de una nueva sustancia) o datos cuantitativos (variación de la temperatura, cantidad de sólido formado, volumen obtenido de un líquido). En química algunos datos resultan de la observación directa de los fenómenos naturales, si bien la mayoría se obtiene mediante la experimentación (figura 1-5).
- **Procesamiento de los datos para que sean evidencias.** Incluye la realización de gráficos, tablas, cálculos y todo lo que sirva para organizarlos. De esta manera, los datos se convierten en evidencias.
- **Análisis de las evidencias y conclusiones.** Mediante la comparación de las evidencias, la búsqueda de analogías y modelos o el enunciado de conceptos teóricos es posible obtener conclusiones.
- **Comunicación.** De nada sirve todo lo que se realiza si no se informa a la comunidad científica y al público general las conclusiones que se obtienen a partir de los datos experimentales. Esto se produce mediante la publicación de trabajos o informes, en las conferencias, entrevistas, etcétera (figura 1-6).



Publicación de artículos científicos:
Trabajar con documentos.



▲ Fig. 1-5. La experimentación es fundamental a la hora de recolectar datos.



▲ Fig. 1-6. En todo el mundo existen revistas especializadas que publican los trabajos científicos.

Observar sí, pero metódicamente

Desde que nacemos todos contemplamos y percibimos el mundo a través de nuestros sentidos. Para la mayoría de nosotros la vista es el sentido más desarrollado. Poco a poco aprendemos a observar, es decir, a mirar con detenimiento para conocer. La **observación** siempre es voluntaria e intencional, tiene como fin el conocimiento de lo que se observa. Permite la captación inmediata del objeto, el entorno en que se encuentra y las relaciones que se establecen entre ambos.

Ahora bien, cuando se observa con la intención de recolectar información de manera sistematizada, válida y confiable decimos que se trata de una **observación científica**. En otras palabras, un científico realiza observaciones metódicas para la recolección de datos que pueden convertirse en **evidencias**.

Te preguntarás quizá, ¿cuál es el propósito de la investigación científica? Siempre es responder a un interrogante o resolver un problema, para el cual el científico tiene una explicación provisoria o **hipótesis** (lo que él supone que sería la respuesta correcta). La observación es, muchas veces, el puntapié inicial que permite corroborar esa hipótesis o no.

La experimentación

Experimentos y más experimentos... Es probable que un químico, un biólogo o un físico tengan que valerse de numerosos **experimentos** para llegar a alguna conclusión en sus investigaciones. ¿Y qué es realizar un experimento? En pocas palabras, consiste en reproducir o alterar controladamente las condiciones naturales de modo de abstraer rasgos distintivos del objeto o del problema. Este control otorga **seguridad** y **confiabilidad** a los resultados del trabajo científico.

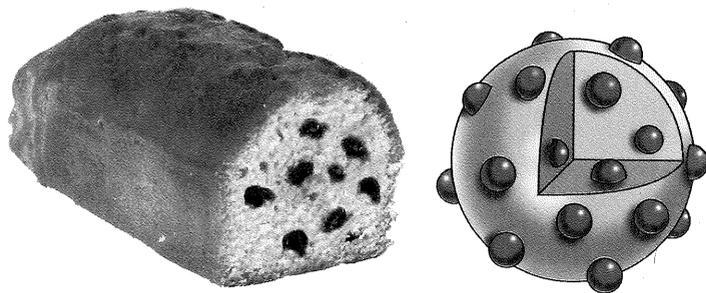
La experimentación debe seguir ciertas reglas:

- El fenómeno que se estudia debe poder aislarse, sea en forma real o mental.
- El experimento debe ser reproducible y durar un tiempo apropiado como para que se produzca el fenómeno deseado.
- En cada experimento algunas condiciones o variables se irán alterando a voluntad (**variables independientes**) para ver en qué grado se modifican otras (**variables dependientes**).

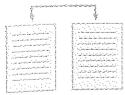
Analogías y modelos

¿Qué sucede cuando un científico se “topa” con una evidencia nueva, algo desconocido para él? Lo más probable es que intente hacer lo mismo que harías vos si ponen delante de tus ojos algo que nunca viste: tratarías de encontrarle similitud con algo conocido, algo que te resulte familiar. En ese caso se establece una **analogía** (figura 1-7) y es altamente probable que se pueda inferir alguna característica del objeto desconocido. Por ejemplo, numerosas evidencias hicieron pensar a los físicos y químicos de principios del siglo XX que los electrones giraban alrededor del núcleo atómico. ¿Cómo? De la misma manera que lo hacen los planetas alrededor del Sol... Habían encontrado una analogía. Pero, atención, estas analogías no siempre son completamente válidas. En el caso del ejemplo citado hoy sabemos que los electrones se mueven en una zona más o menos alejada del núcleo denominada orbital y no en órbitas como las que describen los planetas.

Otra forma de analizar las evidencias es la **modelización**. Con el uso de un modelo se crea una abstracción que tiene por objeto explicar la realidad. *El modelo sustituye al objeto de investigación.*



▲ Fig. 1-7. Entre un budín con pasas y uno de los primeros modelos atómicos, el de Thomson, podía establecerse una analogía: los electrones estaban ubicados como las pasas del budín.



Una definición para la química

La química forma parte de las **ciencias naturales**, es decir, de las ciencias cuyo objeto de estudio son los fenómenos que ocurren en la naturaleza. Tradicionalmente se define como *el estudio de la materia, los cambios que ella experimenta y las variaciones de energía que acompañan a estos cambios*. ¿Y qué es la materia? Todo lo que tiene masa y ocupa un lugar en el espacio, de lo que están hechos todas las cosas y los seres. ¡Todo lo que nos rodea es materia, también nosotros! Incluso el aire, que no podemos ver, tiene peso y es materia.

Ahora bien, respecto de los cambios que experimenta podríamos decir que prácticamente ninguna porción de materia permanece inalterable con el tiempo. Una lata se oxida a la intemperie, el cuerpo de un futbolista transpira durante el partido, la clara de huevo se pone blanca cuando se cocina, el combustible de un automóvil se consume mientras el motor está en marcha... y podríamos seguir la lista. En todos estos cambios hay pérdida o ganancia de energía.

Como dijimos antes, el aporte de la química es fundamental para el desarrollo del mundo moderno. En un sentido amplio podríamos decir que *la química se ocupa de la materia desde su composición atómica hasta los materiales más complejos fabricados por el hombre y la intrincada composición de los seres vivos*. No en vano algunos autores opinan que la química es una ciencia central.

¿Por qué estudiar química?

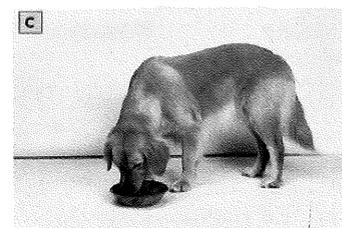
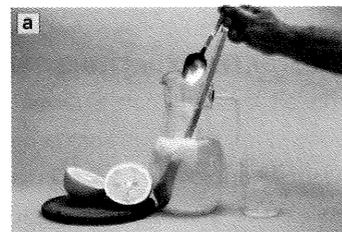
Te preguntarán, quizás, ¿por qué estudiar química si no me voy a dedicar a ella en el futuro? La respuesta es sencilla: el aprendizaje de algunas nociones básicas de química te permitirá tener una actitud reflexiva respecto de ciertas cosas que ocurren en tu entorno cotidiano y que se relacionan con esta disciplina. Por ejemplo, podrás discernir entre distintos alimentos teniendo en cuenta la información nutricional que se encuentra en las etiquetas; leer con cierta facilidad el prospecto de un medicamento; preparar la dilución de una pintura; encontrar el producto que te permita limpiar una mancha; opinar acerca de temas relacionados con la contaminación ambiental y muchas cosas más. De esta manera, podrás, entre otras cosas, ejercer tu participación ciudadana en temas que interesen a tu comunidad.



2. **Observá las imágenes de la figura 1-8 e indicá qué relación con la química podría tener cada una de ellas.**

profundización

La química y los medios de comunicación. En los medios de comunicación, sobre todo en la publicidad televisiva, muchas veces nos introducen conceptos que se relacionan con la química y que “venden” el producto sin que podamos, en la mayoría de los casos, entender claramente de qué se trata. A veces esas publicidades son tramposas o incomprensibles para la población general. Por ejemplo, si anuncian que un alimento de origen vegetal está libre de colesterol, mucha gente pensará que ese alimento tiene un tratamiento especial y que es mejor que otros similares. Sin embargo, para alguien que sabe química lo anunciado es una obviedad, porque los productos de origen vegetal no tienen colesterol.



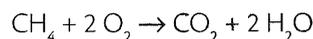
▲ Fig. 1-8.

Ciencia con lenguaje propio

Muchas ramas del conocimiento utilizan códigos especiales para expresar ideas de manera concisa; es decir, tienen un **lenguaje propio**. Basta observar las imágenes de esta página para darnos cuenta de que ambas muestran códigos diferentes. La figura 1-9 muestra la simbología matemática y se lee: dos tercios más cinco sextos es igual a tres medios. En la figura 1-10 vemos una señal de tránsito que interpretamos como *prohibido estacionar*.

Ambos códigos representan distintos tipos de lenguaje, cuyo objetivo es la comunicación por medio de un número reducido de signos. Eso exige que las personas estén familiarizadas con esos códigos para poder interpretarlos. Entonces, el primer código será comprendido por las personas que estudiaron matemática y el segundo especialmente por los conductores de vehículos.

La química, así como la música, la informática o la electrónica (para citar sólo algunos ejemplos), utilizan representaciones que pueden ser interpretadas por cualquier persona familiarizada con ellas. Entonces, para el código de la química, la combustión que ocurre cuando encendés la hornalla de tu cocina de gas natural será:



Dicho en palabras, el metano se combina con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. Este modo de representación puede ser interpretado por cualquier persona que sepa química, sea de la nacionalidad que fuere y hable y escriba cualquier idioma. ¡Eso es muy importante cuando se trata de comunicar algo a toda la comunidad científica!

El uso de herramientas de otras disciplinas

En el año 2003 se concluyó la fase inicial del Proyecto Genoma Humano. ¿En qué consistió este proyecto? En descifrar átomo por átomo, molécula por molécula, cada gen de los cromosomas de nuestras células. Estos átomos son miles de millones... ¿Podría haberse realizado semejante tarea sin la ayuda de la informática? Seguro que no. Esta disciplina, junto a otras áreas como la física, la matemática y la biología aportan en forma permanente **nuevas herramientas** a los químicos para que desarrollen sus investigaciones.

El carácter experimental de la química

Como ocurre con el resto de las ciencias naturales, la química se basa en la observación de los fenómenos naturales. Pero la investigación química requiere también la realización de experiencias en el laboratorio y la cuidadosa observación e interpretación de los resultados. Y sobre todo, la reproducibilidad de estas experiencias. Cuando un científico trabaja en su laboratorio y obtiene resultados que considera importantes, suele publicar sus trabajos en revistas especializadas de circulación mundial. La descripción de sus experimentos debe ser precisa y suficiente como para que otros científicos puedan reproducirlos y llegar a los mismos resultados. Caso contrario, sus conclusiones no serán tenidas en cuenta por la comunidad científica mundial.

$$\frac{2}{3} + \frac{5}{6} = \frac{3}{2}$$

▲ Fig. 1-9. Dos tercios más cinco sextos es igual a tres medios.



◀ Fig. 1-10. Señal de tránsito correspondiente a "Prohibido estacionar".



Óxidos y sales:
capítulo 7.

El carácter puro y aplicado de la química

Los químicos pueden estar preocupados por entender y explicar algún fenómeno natural, por ejemplo, cómo es la estructura atómica y molecular de la materia. En ese caso decimos que se están dedicando a la **química pura**. Pero también es posible que sus investigaciones tengan el propósito de resolver un problema práctico concreto, por ejemplo, cómo encontrar la fórmula de una pintura impermeabilizante. En ese caso decimos que se dedican a la **química aplicada**.

En general existe una relación estrecha entre la química pura y la química aplicada. Por ejemplo, el silicio es el segundo elemento más abundante en la corteza terrestre. Sin embargo, no se encuentra libre en la naturaleza sino que forma óxidos y sales (por ejemplo, la arena es dióxido de silicio). En 1823, Jöns Jakob von Berzelius  obtuvo silicio amorfo al hacer reaccionar tetrafluoruro de silicio con potasio fundido. Treinta años después, Sainte-Claire Deville preparó por primera vez silicio cristalino. Pasaron más de ciento cincuenta años y, en la actualidad, el silicio se emplea en la fabricación de muchos componentes electrónicos, como los chips y los microprocesadores (figura 1-11). Un aspecto puro (el aislamiento de este elemento químico) y uno aplicado (los chips) de la actividad científica.

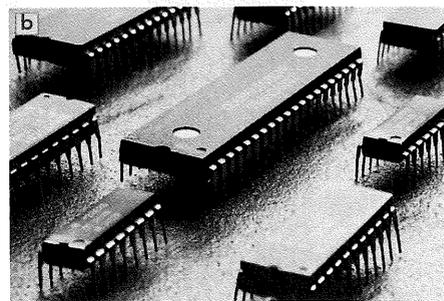
El carácter interdisciplinario de la química

Muchas veces para la resolución de un problema químico es necesaria, por no decir imprescindible, la **acción conjunta** con especialistas de otras disciplinas. Por ejemplo, en alianza con los ingenieros, los químicos han podido desarrollar gran cantidad de materiales como cerámicas que resisten altas temperaturas, materiales superconductores o plásticos ultrarresistentes; junto a los físicos, los químicos encontraron nuevas tecnologías para el aprovechamiento de la energía que aportan los combustibles nucleares; los químicos han trabajado y lo hacen cada vez con mayor intensidad en equipos interdisciplinarios con biólogos para dilucidar la composición química de los seres vivos y los procesos que en ellos ocurren.

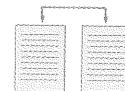
Sin embargo, la medicina sería la ciencia más antigua asociada con la química y una de las mayores beneficiadas con sus descubrimientos. Para citar sólo un ejemplo, anualmente se descubren cientos de sustancias nuevas que pueden emplearse como medicamentos.



Jöns Jakob von Berzelius (1779-1848). Aunque estudió Medicina, se lo conoce como uno de los químicos suecos más destacados. Inventó la notación química moderna con letras para cada átomo y números para indicar su proporción. Estudió unos doscientos compuestos químicos y estimó el peso atómico (hoy, masa atómica) de cuarenta y dos elementos. Con sus experimentos logró demostrar que los minerales están compuestos por una parte eléctricamente positiva y una negativa. Además del silicio, aisló el circonio, el calcio, el bario y el titanio. También descubrió el cerio, el torio y el selenio.



▲ Fig. 1-11. Sin el descubrimiento del silicio (a, arena o dióxido de silicio) hubiera sido imposible la fabricación de los chips (b).



Los orígenes de la química

De acuerdo con lo que se conoce en la actualidad, las primeras transformaciones tecnológicas de la materia se iniciaron con la metalurgia, la preparación de barnices y la fabricación del vidrio. Hacia el año 4000 a. C. diferentes civilizaciones ya dominaban la técnica de la extracción y utilización de oro, plata y cobre. En ese entonces empezaron a trabajar con bronce, que es una aleación de cobre y estaño. En 1200 a. C. se descubrió la forma efectiva de trabajar el hierro.

Los antiguos egipcios sobresalieron particularmente en el manejo de los conocimientos químicos. Se destacaron en la extracción y utilización de metales, la fabricación de vidrios, perfumes y betunes, los procesos del teñido de la lana, el algodón y el lino, así como las técnicas de momificación. También dominaron las técnicas de fermentación, necesarias para elaborar el pan y la cerveza. Sin embargo, debemos precisar que *todos estos procedimientos eran puramente experimentales*, no había ninguna explicación teórica que los sustentara.

Los griegos, por su parte, contribuyeron al desarrollo de la química entre 600 y 200 a. C. Aristóteles estableció la teoría de los cuatro elementos, de acuerdo con la cual la tierra, el agua, el aire y el fuego forman la materia y explican sus propiedades, como frialdad, calor, humedad y sequedad. Leucipo y Demócrito propusieron la primera teoría atómica. Afirmaban que la materia estaba formada por partículas indivisibles o **átomos**.

La alquimia

La **alquimia** se inició en Egipto y en la Mesopotamia asiática hacia el siglo I a. C. Con posterioridad se difundió por Arabia, India y China. Los inmigrantes árabes llevaron la alquimia a Europa, donde alcanzó un notable desarrollo durante la Edad Media. Las prácticas de los alquimistas eran una extraña mezcla de magia y trabajo experimental. Su principal preocupación era la obtención de la **piedra filosofal** y el **elixir de la vida**. La piedra filosofal tendría la propiedad de transformar los metales en oro, y el elixir de la vida debía ser una sustancia que al ingerirse curara todas las enfermedades y asegurara la eterna juventud.

En esta búsqueda los alquimistas desarrollaron en gran medida los conocimientos químicos: descubrieron varios elementos, como el arsénico, el antimonio y el bismuto, y también estudiaron las propiedades de muchos compuestos como los ácidos sulfúrico, clorhídrico y nítrico. Los químicos modernos deben a los alquimistas la invención de distintos equipos de laboratorio, como el alambique y la balanza, así como el desarrollo de técnicas experimentales como la destilación (figura 1-12).

Otro aporte de los alquimistas fue el desarrollo de un sistema para asignar símbolos a las sustancias que empleaban. Los **símbolos alquímicos** (figura 1-13) reflejaban una estrecha relación con los astros.

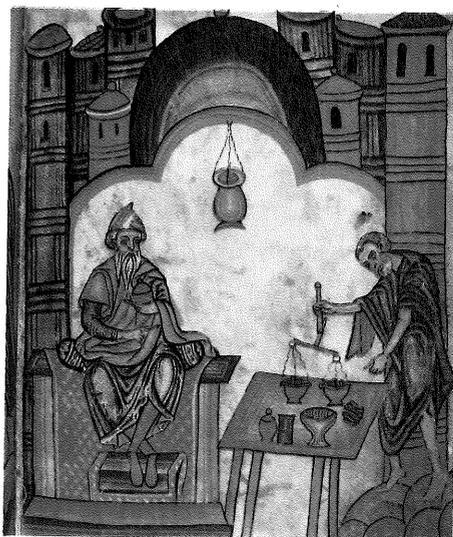


Fig. 1-12. ▶ En las escenas que recrean el lugar de trabajo de los alquimistas es posible identificar elementos que aún existen en los laboratorios actuales, por ejemplo, la balanza.



▲ Fig. 1-13. Símbolos alquímicos.

La iatroquímica

Entre los siglos XVI y XVII la química se convirtió en una disciplina auxiliar de la medicina, la **iatroquímica**. Esa época se caracterizó por la introducción de productos químicos en la práctica médica. Su principal propulsor fue Paracelso, quien en realidad se llamaba Teofrasto von Hohenheim. Él afirmaba que la finalidad de la química no era producir oro sino descubrir medicamentos.

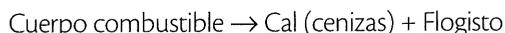
Con esta nueva preocupación, las boticas (como se llamaba en aquel entonces a lo que hoy sería una farmacia o un laboratorio de especialidades medicinales) se convirtieron en laboratorios de experimentación en los que se realizaban preparados químicos para ser empleados como medicamentos. Para curar las enfermedades de la época, se usaron el opio, el mercurio y diversas sales minerales, no obstante los tratamientos no siempre tuvieron buenos resultados con los pacientes. Los iatroquímicos más destacados, además de Paracelso, fueron sus discípulos Andreas Libavius y Jan Baptist van Helmont.

El camino hacia la química moderna

A medida que transcurría el tiempo, la magia dejaba su lugar a la ciencia y la química abandonaba su papel de auxiliar de la medicina para constituirse en una ciencia independiente. ¿Pero cuándo y cómo ocurrió este pasaje?

A mediados del siglo XVIII, época en que se empezaban a utilizar las máquinas de vapor, el problema central de los químicos era la combustión. Para explicar este proceso (a través del cual las sustancias arden) George Ernst Stahl (figura 1-14) propuso la **teoría del flogisto**. Esta última palabra deriva del griego *phlogistós*, que significa "hacer arder".

Stahl afirmaba que los cuerpos combustibles, como la madera, contenían una sustancia llamada flogisto. Cuando el material ardía, el flogisto se perdía en el aire. En otras palabras, el flogisto se liberaba durante la combustión, ya que los cuerpos que ardían se consumían y las cenizas que quedaban eran mucho más livianas que el cuerpo original, según el siguiente esquema:



De acuerdo con Stahl, los metales calcinables, como el magnesio, eran cuerpos compuestos formados por flogisto y un material terroso, la **cal del metal**. También sostenía que el carbón (el combustible mejor conocido de la época) debería estar constituido casi en su totalidad por flogisto. Igualmente la madera, las telas y el papel deberían tener bastante flogisto, y la arena no lo contenía en absoluto.

Todo parecía marchar sobre rieles con la teoría del flogisto. Sin embargo, esta teoría no podía explicar qué ocurría cuando se calentaban los metales. Cuando un metal ardía y se calcinaba, la masa de las cenizas era mayor que la masa del metal original. ¿Qué había pasado con el flogisto? Hubo que esperar casi cien años para encontrar una respuesta.



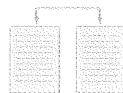
3. El mercurio se empleó durante muchos años como antiséptico.

Investigá:

- ¿Qué es un antiséptico?
- ¿Qué compuestos de este metal se usaban?
- ¿Por qué se ha limitado o prohibido su uso?
- ¿Con qué otros metales forma amalgamas dentales?
- ¿Qué pigmentos con mercurio se usan para fabricar pinturas?
- ¿Qué otros usos tiene?



▲ Fig. 1-14. George Ernst Stahl (1659-1734).



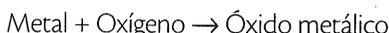
Antoine-Laurent de Lavoisier

Universalmente se considera a Antoine-Laurent de Lavoisier (figura 1-15), nacido en París en 1743, como el fundador de la química moderna. Su cuidadosa metodología de trabajo, incluida una prolija planificación y ejecución de experimentos, produjo una verdadera revolución en los conceptos químicos... y terminó de manera definitiva con la teoría del flogisto.

¿El secreto de Lavoisier? La medición. En su laboratorio el químico francés realizó numerosos experimentos sobre la combustión, pesando las sustancias antes y después de arder. Sus observaciones lo condujeron a plantear una sorprendente explicación: *cuando una sustancia se quema, se combina con el oxígeno presente en el aire*. Al mismo tiempo, en esta combustión se producen gases que se liberan a la atmósfera (hoy sabemos que son el dióxido de carbono y el vapor de agua) según la siguiente ecuación:



Asimismo explicó que cuando arde un metal, éste se combina con el oxígeno del aire y se forma un óxido, sin desprendimiento de gases. Por eso el producto de la reacción "pesa" más.



Gracias al rigor de sus mediciones llegó a elaborar una de las leyes fundamentales de la química: la **ley de la conservación de la masa**. Esta ley dice que *la masa no se crea ni se destruye, sino que se mantiene constante durante el proceso de transformación*.

Las conclusiones de Lavoisier fueron contundentes y la teoría del flogisto fue perdiendo credibilidad. Pero lo más importante fue que la rectificación de esta teoría dio pie para que se realizaran investigaciones más precisas y rigurosas que contribuyeron al desarrollo de la química. Además, la comunidad científica comprendió, de una vez y para siempre, que en las ciencias no existen verdades absolutas. Si bien la ciencia es fiable y rigurosa, también es **provisional y perfectible**.

La química hoy

A partir de Lavoisier los tiempos en el campo de la química se precipitaron. En estos dos últimos siglos y medio han sido muchísimos los descubrimientos realizados. Sería imposible mencionar todo lo ocurrido, pero podríamos decir que el segundo gran aporte, luego de la ley de conservación de la masa de Lavoisier, vino en el siglo XIX de la mano de John Dalton (figura 1-16) con el enunciado de su **teoría atómica**.

Otro paso muy importante fue la **síntesis de urea** (un compuesto orgánico), realizada por el químico alemán Friedrich Wöhler (figura 1-17) en 1828 a partir del cianato de amonio (un compuesto inorgánico). Con esta síntesis se puso término a la teoría vitalista, que decía que sólo los seres vivos podían producir compuestos orgánicos. Se inició así la química del carbono o **química orgánica**.

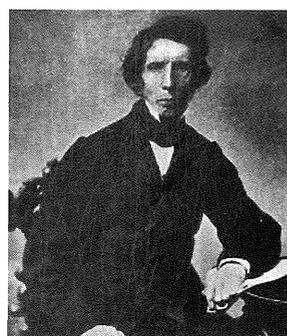
En el siglo XX la química ha tenido un desarrollo sin precedentes. Sus avances son evidentes con la síntesis de cerca de 350.000 nuevos compuestos por año, el desarrollo de la **química industrial** y la producción de nuevos medicamentos, entre otros productos.



▲ Fig. 1-15. Antoine-Laurent de Lavoisier (1743-1794).



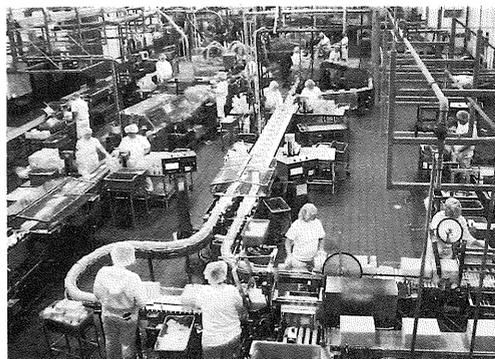
▲ Fig. 1-16. John Dalton (1766-1844).



▲ Fig. 1-17. Friedrich Wöhler (1800-1882).

La química en la actualidad

En la actualidad los químicos participan en una numerosa cantidad de actividades que tienen consecuencias directas en nuestra vida cotidiana. Veamos algunos ejemplos.



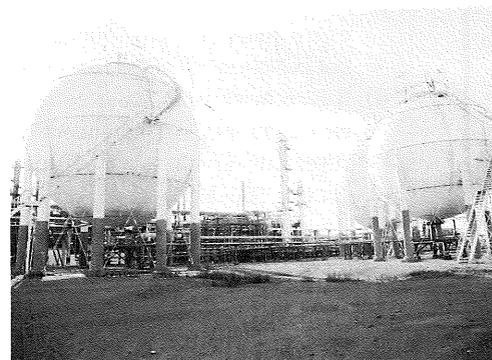
▲ Fig. 1-18. En la **industria alimentaria** los químicos supervisan los procesos de producción, la calidad de las materias primas y de los productos obtenidos. Los especialistas en alimentos se llaman **bromatólogos**.



▲ Fig. 1-19. En la **industria farmacéutica** los químicos trabajan en el desarrollo de nuevos medicamentos y en el control de calidad.



▲ Fig. 1-20. Como auxiliares de la Justicia, los **químicos forenses** investigan hechos concretos que ayuden a aclarar una situación legal. Por ejemplo, la presencia de una droga en un tejido cadavérico.



▲ Fig. 1-21. En la **industria petroquímica** los químicos se dedican a investigar y desarrollar compuestos derivados del gas o el petróleo para su aplicación en otras industrias.



▲ Fig. 1-22. Los **bioquímicos asistenciales** colaboran con la medicina. Desde el laboratorio de análisis clínicos aportan parámetros que facilitan el diagnóstico y el tratamiento de las enfermedades.



▲ Fig. 1-23. Los **químicos ambientales** estudian la presencia de contaminantes en el agua, en el aire y en el suelo.

Aplicación y análisis

4. Explicá las diferencias entre:
- Método lógico y método empírico.
 - Datos y evidencias.
 - Observación y observación científica.
 - Hipótesis y comprobación.
 - Analogía y modelo.
5. Leé atentamente estas frases y explicá con tus palabras su significado. ¿A qué aspecto de las ciencias, en particular de la química, se refieren?
- "La frase mas excitante que se puede oír en ciencia, la que anuncia nuevos descubrimientos, no es '¡Eureka!' (¡Lo encontré!) sino 'Es extraño...'". Isaac Asimov (1920-1996).
 - "El arte es yo; la ciencia es nosotros". Claude Bernard (1813-1878).
 - "Es más frecuente que la confianza sea generada por la ignorancia que por el conocimiento: son los que conocen poco y no los que conocen mucho, los que afirman tan positivamente que este o aquel problema nunca será solucionado por la ciencia". Charles Darwin (1809-1892).
 - "Las ciencias están todas entrelazadas entre sí: es mucho más fácil aprenderlas todas juntas a la vez que separar una de las otras". René Descartes (1596-1650).
 - "La ciencia es el simple sentido común llevado al máximo: observación cuidadosa y rigor ante las falacias lógicas". Thomas Henry Huxley (1825-1895).
 - "En el campo de la observación, la oportunidad sólo favorece a la mente preparada". Louis Pasteur (1822-1895).
 - "La ciencia es solo un ideal. La de hoy corrige la de ayer, y la de mañana, la de hoy". José Ortega y Gasset (1883-1955).
6. Resolvé la siguiente grilla. En algunos casos tendrás que completarla y en otros poner la definición que corresponda.

			a)	A	L	Q	U	I	M	I	A		
			b)	C	O	M	B	U	S	T	I	O	N
c)	I	A	T	R	O	Q	U	I	M	I	C	A	
			d)	D	E	M	O	C	R	I	T	O	
			e)	F	L	O	G	I	S	T	O		
			f)	P	A	R	A	C	E	L	S	O	
			g)	D	A	L	T	O	N				

- Disciplina surgida hacia el siglo I a. C. cuyo propósito era encontrar la piedra filosofal y el elixir de la vida.
- Proceso químico que estudiaba George E. Stahl.

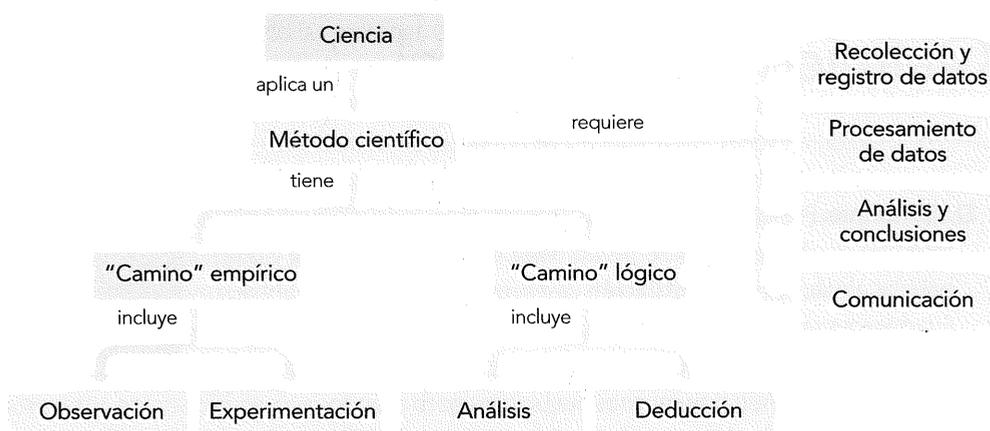
- _____
- _____
- _____
- Junto con Leucipo, uno de los griegos que propuso la primera teoría atómica.
- Sustancia que, según la teoría de Stahl, se perdía en el aire cuando un material ardía.
- Principal precursor de la iatroquímica, que vivió a principios del siglo XVI.
- _____
- _____
- _____

Investigación

7. Con tus compañeros, realicen este pequeño trabajo de campo para analizar la presencia de datos que se relacionan con la química en la publicidad de productos de consumo diario. A continuación, les sugerimos algunas pautas del trabajo, pero pueden modificarlas según crean conveniente.
- Un grupo trabajará con la publicidad gráfica (diarios, revistas), otro con la televisiva y el último, directamente, con las etiquetas de los productos (alimentos, medicamentos, productos cosméticos y de limpieza, etcétera).
- Un buen punto de partida puede ser encontrar palabras específicas que correspondan al lenguaje de la disciplina, por ejemplo, proteínas, colesterol, homogeneizada, bicarbonato, amoníaco y tantas otras que puedan aparecer.
- Luego, y buscando la información necesaria, interpretarán lo que la publicidad o la etiqueta quiere decir respecto del producto con relación al compuesto o proceso químico mencionado.
- Podrán realizar comparaciones con otros productos de las mismas características.
- Para terminar, redacten un informe con la interpretación de los datos obtenidos y saquen conclusiones acerca de la "sinceridad" de la información analizada.

Organización de la información

8. El esquema que ves en la página siguiente es una red de conceptos. Consiste en una serie de conceptos unidos mediante conectores que relacionan dos conceptos. Las flechas indican el sentido de lectura. En las frases conectoras no se utilizan los conceptos enmarcados, tampoco la negación. Para comenzar a practicar el diseño de este tipo de esquemas, te proponemos que escribas en tu carpeta todas las ideas posibles que se pueden extraer de esta red conceptual. Para esto deberás explicar cada relación entre



conceptos y conectores. Por ejemplo: "la ciencia aplica un método científico". ¿Es correcta esta frase? ¿La completarías para que sea más precisa? ¿Qué características tiene ese modo metódico de trabajo? ¿Cuántas ideas podés extraer de esa red conceptual? ¿Cómo podés incluir en este esquema el concepto "analogía"?

Trabajo de laboratorio

9. Comprobá la ley de conservación de la materia.

Objetivo

Determinar de manera experimental la validez de la ley de conservación de la materia.

Materiales

Un erlenmeyer con tapón; una probeta; un par de alambres de cobre; solución de nitrato de plata al 10% m/v; una balanza.

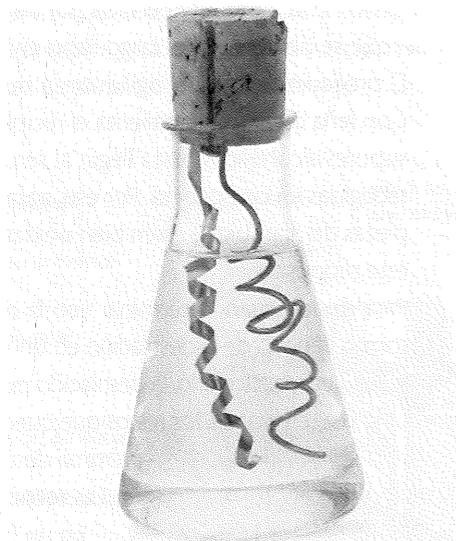
Procedimiento

- 1.º Medí con la probeta 150 ml de la solución de nitrato de plata y vertelo en el erlenmeyer.
- 2.º Enrollá los alambres de cobre, clavalos en el tapón y cerrá herméticamente el erlenmeyer, como muestra la foto (figura 1-24).
- 3.º Registrá la masa del dispositivo completo.
- 4.º Esperá una semana y volvé a registrar la masa del dispositivo (figura 1-25).

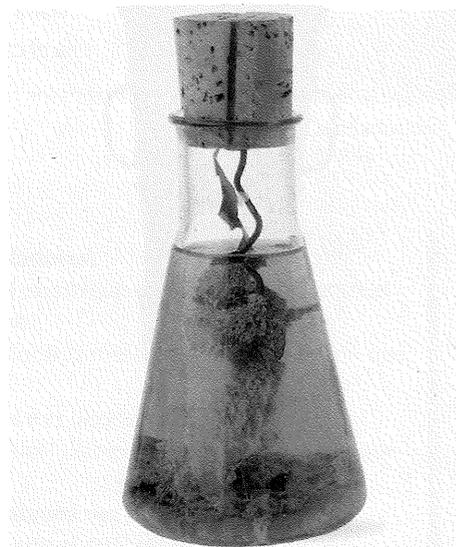
Conclusiones

Al comparar los valores de masa obtenidos:

- a) ¿Podés decir que se cumplió la ley de conservación de la materia?
- b) ¿Qué hubiera pasado si el erlenmeyer quedaba destapado?
- c) Si se hubiera producido una pequeña diferencia de masa, ¿a qué podrías atribuirlo?



▲ Fig. 1-24.



▲ Fig. 1-25.

ayer



El alambique. Prensar frutas y semillas y separar el orujo (el residuo); luego, agregarle alcohol y destilar la mezcla hasta obtener aguardiente y otras bebidas alcohólicas. La **destilación** casera es una práctica muy antigua. Sus orígenes se remontan a la antigua Grecia, más precisamente al siglo II de nuestra era, aunque su uso se popularizó cientos de años después, en el mundo árabe. Aún hoy muchos pueblos la siguen usando.

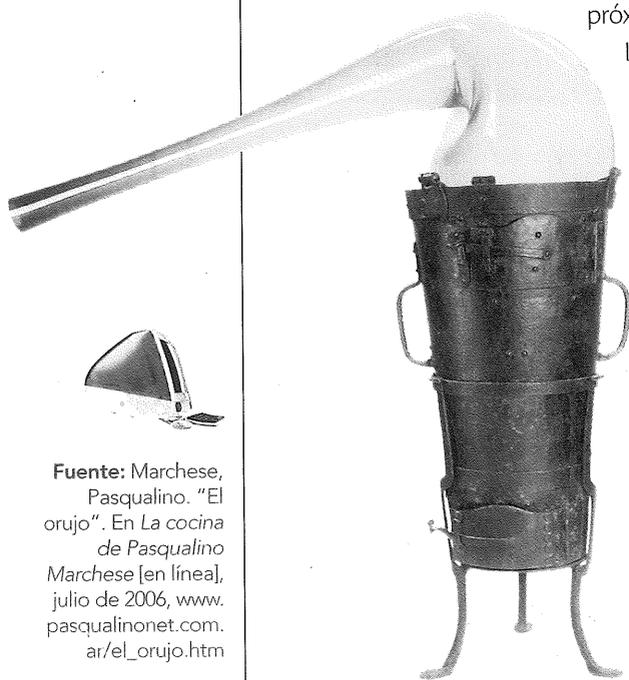
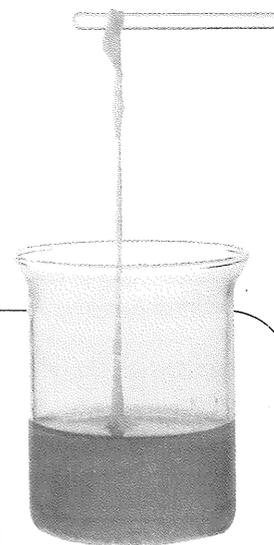
El "corazón" de esta práctica es el **alambique** (figura 2-1). A grandes rasgos este aparato consta de una caldera, un gran recipiente de cobre que acaba en una boca estrecha en su parte superior. Esta parte está cerrada por un embudo invertido que termina en un pequeño orificio del que se desprende un largo tubo enrollado. ¿Su nombre? Serpentín.

El procedimiento es el siguiente: la mezcla de orujo y alcohol se coloca dentro de la caldera. Con leña o carbón se calienta el recipiente hasta que la mezcla hierve. Entonces ascienden los vapores alcohólicos hasta llegar al serpentín, donde se condensan en pequeñas gotas que son recogidas en una cubeta. Por eso, para que no se escape el vapor, es importante que todas las piezas del alambique estén bien unidas entre sí. El engrudo o la miga de pan pueden servir para este propósito.

Para decidir cuándo terminar con la destilación conviene realizar la "prueba de la burbuja": se toma un poco de la destilación en un vaso y, tapándolo con la mano, se agita. Si se forman burbujas pegadas al vidrio, la destilación puede continuar. De lo contrario, hay que interrumpirla.

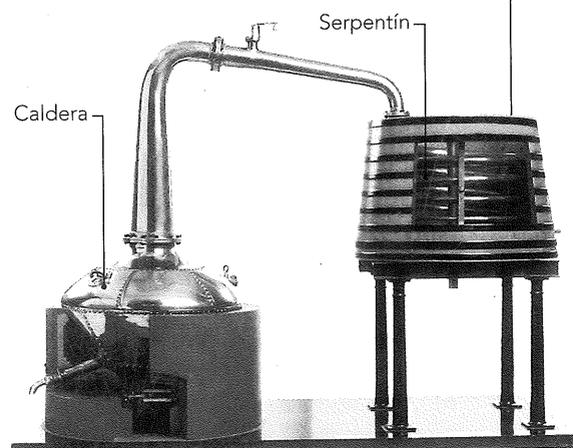
Una vez terminada, los restos que quedan en la caldera pueden usarse como combustible en la próxima destilación.

Las **retortas** (figura 2-2) eran similares a los alambiques. Consistían en un frasco de vidrio con un largo pico doblado hacia un costado y hacia abajo, inmerso en un recipiente de cobre. Parece ser que fueron inventados o descubiertos en la Edad Media por María la judía, en cuyo honor hoy en día se llama baño de María al calentamiento suave por inmersión en agua.



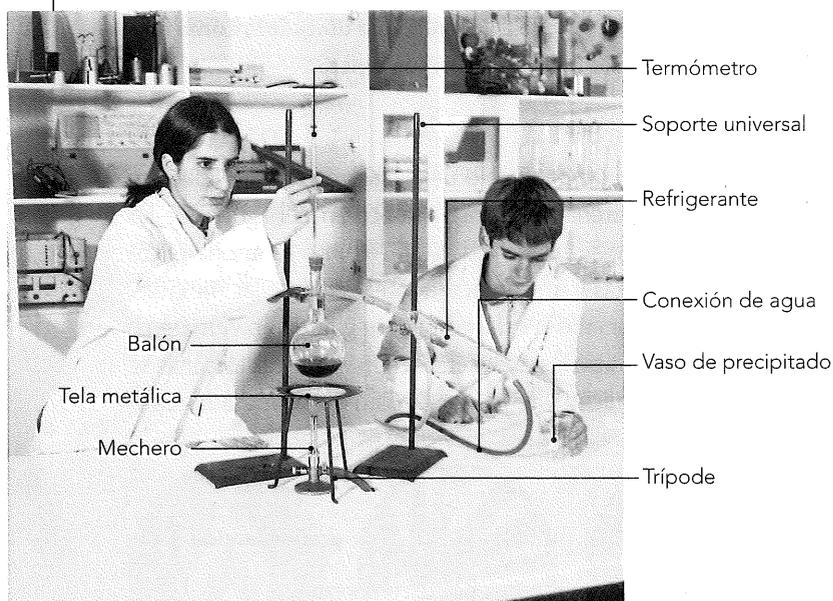
Fuente: Marchese, Pasqualino. "El orujo". En *La cocina de Pasqualino Marchese* [en línea], julio de 2006, www.pasqualinonet.com.ar/el_orujo.htm

▲ Fig. 2-2. Esta retorta data de la Edad Media.

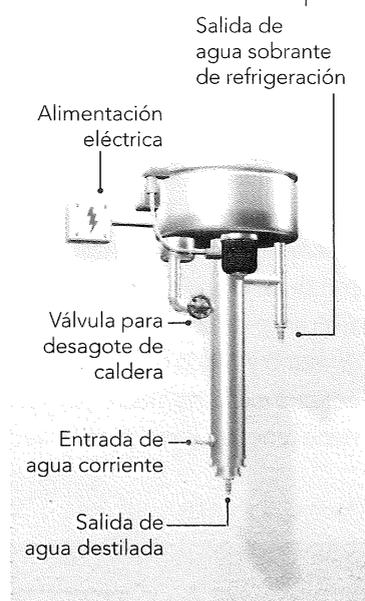


▲ Fig. 2-1. La regulación del fuego es crucial en el alambique, ya que cuanto más lentamente se haga mejor será la destilación.

El destilador. En la actualidad la técnica de la destilación casera ha caído prácticamente en desuso. Sólo pocas personas siguen realizándola. Sin embargo, la versión moderna del alambique, el **destilador**, sigue poblando las mesadas de los laboratorios. El cobre ha sido reemplazado por vidrio resistente al calor; el serpentín es ahora un tubo refrigerante también de vidrio; el recipiente para recoger el producto de la destilación, un vaso de precipitado; en vez de leña se usa el calor proveniente de un mechero de Bunsen o de un calentador eléctrico (figura 2-3). A pesar de este cambio de aspecto, el fundamento de la destilación es el mismo: la mezcla se calienta, los vapores de uno de los componentes de la mezcla ascienden, se condensan en el refrigerante y el líquido se junta en un recipiente. Las uniones esmeriladas entre componentes evitan el escape de vapores. El punto final de la destilación se advierte, simplemente, con sólo observar el termómetro ubicado en la salida del balón: mientras uno de los líquidos hierve, la temperatura permanece constante. Cuando se modifica, ha terminado. La modernidad en materia de destiladores no termina aquí. En muchos laboratorios es posible encontrar, amurada a una pared y cerca de una pileta, una estructura metálica con forma de hongo. Se trata de un **destilador eléctrico**, hecho de acero inoxidable (figura 2-4). Si bien posee una serpentina y una caldera como los viejos alambiques, está sumamente automatizado: tiene calefacción eléctrica, una llave que regula el vapor, otra que corta el funcionamiento en caso de falta de agua y una trampa termostática para la eliminación de aire.



▲ Fig. 2-3. Destilador de laboratorio.



▲ Fig. 2-4. Destilador de acero inoxidable.



1. Respondé acerca del alambique y los destiladores:

- ¿Qué similitudes podés establecer entre el alambique y el destilador? ¿Y entre el destilador de vidrio y el de acero inoxidable?
- ¿Cómo es el recipiente que se usa para colocar la mezcla en cada caso? ¿Con qué está hecho?
- ¿Qué sistema se utiliza para calentar en los tres dispositivos?
- ¿Conocés “en vivo y en directo” un destilador? ¿Sabés qué precauciones hay que tomar a la hora de usarlo?

2. Además del destilador, ¿conocés o usaste alguna vez otro instrumental de laboratorio? Clasificalos según el material con el cual están hechos.



Sustancias:
capítulo 3.
Soluciones:
capítulo 10.

Las drogas

Seguramente si te preguntan qué es una droga piensas en las sustancias que, incorporadas a nuestro organismo, provocan ciertos efectos sobre el sistema nervioso central (marihuana, cocaína, etc.). Sin embargo, en química, la denominación **droga** se utiliza para mencionar cualquier sustancia química que se emplea en el laboratorio. Estas drogas se compran, precisamente, en las droguerías. Pueden ser sólidas, como el cloruro de sodio, el hidróxido de potasio y el carbonato de calcio, o líquidas, como el metanol y el benceno. Los sólidos, a su vez, se presentan de distintas maneras: en polvo, en granallas, en lentejas, etc. También pueden estar en solución concentrada como los ácidos clorhídrico y sulfúrico.

Las drogas se guardan en frascos de vidrio o de plástico, de acuerdo con el poder corrosivo que tenga cada una de ellas. Por ejemplo, el hidróxido de sodio debe guardarse en frascos de plástico porque daña el vidrio; en cambio, el ácido sulfúrico concentrado sólo puede almacenarse en recipientes de vidrio porque deshace el plástico. Si la sustancia no produce corrosión, se prefiere el envase de plástico.

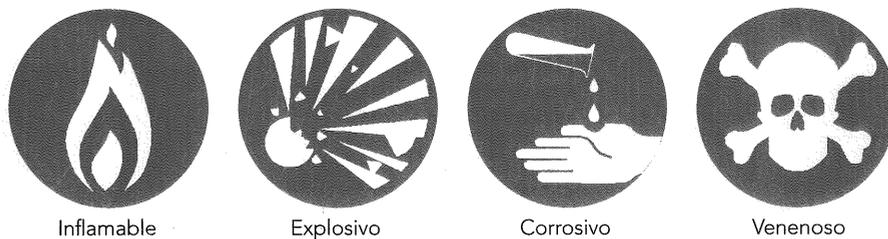
Las drogas que se hidratan con mucha facilidad se guardan en desecadores o recipientes, generalmente de vidrio y cierre siliconado, que contienen **gel de sílice** como absorbente de la humedad (puede fabricarse con un frasco grande hermético, en el que se colocará una bolsita con gel de sílice en el interior). Las que se descomponen con la luz se guardan en frascos de color caramelo.

Todos los frascos tienen que tener su correspondiente etiqueta, en la que debe constar el nombre técnico de la sustancia, su nombre común, su concentración (si corresponde), el nombre y la dirección del laboratorio que lo produce y la mención de los riesgos específicos de la sustancia, junto con su símbolo gráfico correspondiente, como se observa en la figura 2-6.

El droguero

Las sustancias químicas se guardan en el droguero, cuya organización es fundamental a la hora de trabajar. Las drogas pueden ubicarse en los estantes por orden alfabético y numeradas. *La excepción son los ácidos, que se ubican siempre en los estantes inferiores.* ¿Para qué? Para evitar, en caso de roturas, que se derramen sobre otras sustancias.

Una vez ordenadas, se registra su existencia en un cuaderno o en fichas (en algunos laboratorios esta tarea se realiza con una computadora). Al lado de cada nombre puede anotarse, en forma estimada, la cantidad de droga presente. El cuaderno o las fichas se guardan cerca del droguero para su consulta cada vez que alguien requiera una sustancia.



◀ Fig. 2-6. Símbolos gráficos que representan diferentes tipos de peligrosidad de una sustancia.

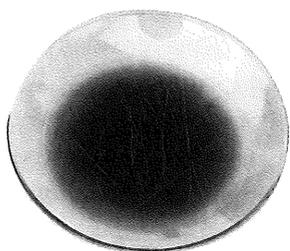
3. Con el docente a cargo y tus compañeros realicen un sencillo relevamiento del laboratorio de la escuela.

- Ubiquen los picos de gas, el suministro de agua, las ventilaciones, etc. ¿Responde el laboratorio a los requerimientos mencionados? ¿Qué habría que cambiar o mejorar?
- Observen las etiquetas de las drogas. ¿Están las fechas de vencimiento? ¿Tienen alguna indicación precisa? ¿Mencionan algún riesgo específico?
- Confeccionen un cuaderno o un fichero para ordenar las drogas. Tengan en cuenta que para ordenar las sales por orden alfabético se toman como base los cationes, por ejemplo: se ordenan correlativamente todas las que contienen calcio como cloruro, nitrato, sulfato, etc.; luego las sales de potasio y las de sodio.

El instrumental en el laboratorio

¿Cuál es la diferencia entre un tubo de ensayo y una probeta? ¿Y entre un matraz y un erlenmeyer? Cuando realizamos una experiencia de laboratorio, es importante que conozcamos el instrumental que vamos a utilizar y los cuidados que debemos tener al manipularlo. Y, antes que nada, que sepamos para qué sirve.

Recipientes para contener



▲ Fig. 2-7. El **vidrio de reloj** sirve para colocar pequeñas cantidades de sustancias sólidas.

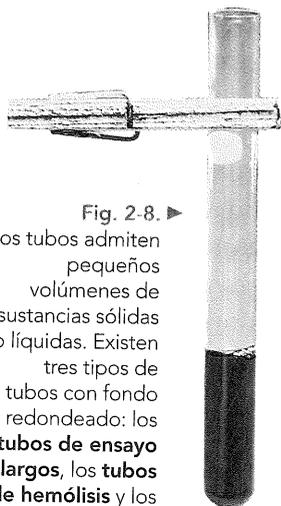
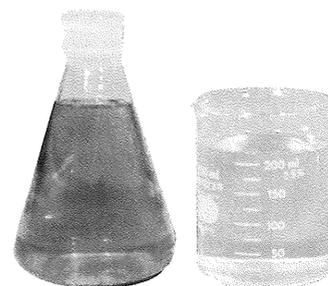


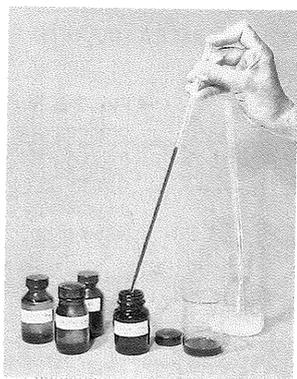
Fig. 2-8. ▶ Los tubos admiten pequeños volúmenes de sustancias sólidas o líquidas. Existen tres tipos de tubos con fondo redondeado: los **tubos de ensayo largos**, los **tubos de hemólisis** y los **tubos de Kahn**.



▲ Fig. 2-9. El **erlenmeyer** sirve para realizar reacciones en las que es preciso evitar proyecciones de sustancias. Recibe este nombre en honor de su inventor, Emil Erlenmeyer. El **vaso de precipitado** se usa para contener líquidos, para efectuar reacciones de precipitación, para calentar, etcétera.

Instrumentos para medir volúmenes

La principal característica de los instrumentos volumétricos es que tienen **aforos** o marcas en el vidrio que indican su capacidad



▲ Fig. 2-10. La **pipeta** mide pequeños y variados volúmenes exactos. Hay **pipetas graduadas** que permiten medir diferentes volúmenes y **pipetas volumétricas** que sólo permiten medir un volumen fijo.



◀ Fig. 2-11. La **bureta** es similar a una pipeta, salvo que tiene un robinete (llave que permite o no el pasaje de un líquido al vástago) y un vástago que permiten retener el líquido y descargarlo, si es preciso, gota a gota.

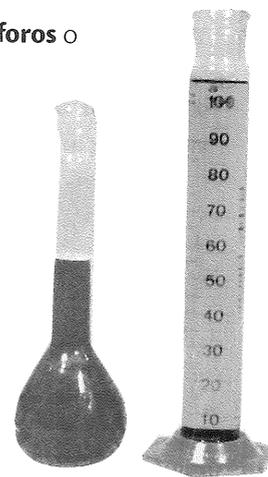
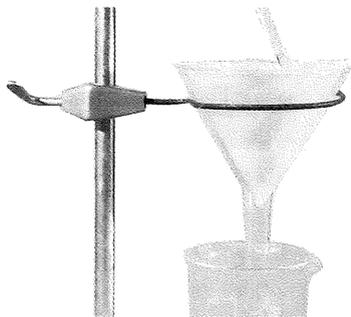


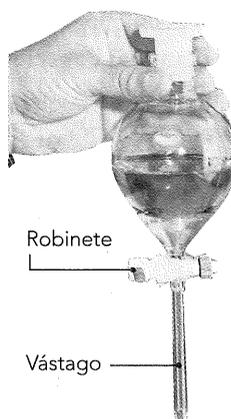
Fig. 2-12. ▶ El **matraz** (a la izquierda) tiene un solo aforo que indica hasta dónde hay que llenarlo para obtener un volumen exacto. La **probeta** (a la derecha) mide volúmenes no tan exactos.

Richard August Carl Emil Erlenmeyer (1825-1909). Cuando un científico dedica muchas horas al trabajo de laboratorio se ve obligado a "inventar" el material que precisa. Tal es el caso de Emil Erlenmeyer, que diseñó el recipiente que lleva su nombre y que se caracteriza por tener una forma apropiada para que no se derramen líquidos. Pero Emil no realizó este único aporte a la química. Fue él quien propuso la teoría de las valencias, definió la fórmula del benceno, del ácido láctico, del diazonio y sintetizó muchas otras sustancias, como la creatinina y la tirosina.

Instrumentos para separar



◀ Fig. 2-13. El **embudo** se utiliza para filtrar líquidos (es necesario forrarlo por dentro con papel de filtro) y para trasvasarlos.

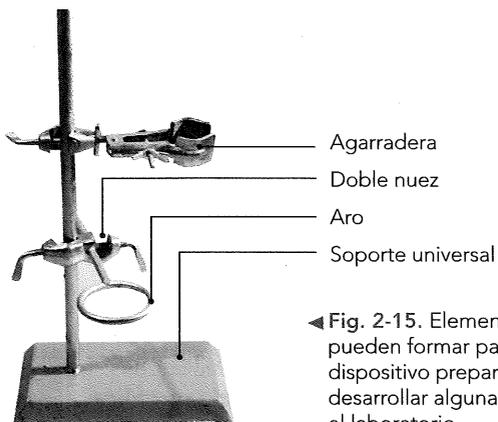


◀ Fig. 2-14. La **ampolla de decantación** es similar a un embudo pero tiene un robinete y un vástago. Permite la agitación del contenido y su posterior separación (por ejemplo, dos líquidos inmiscibles).

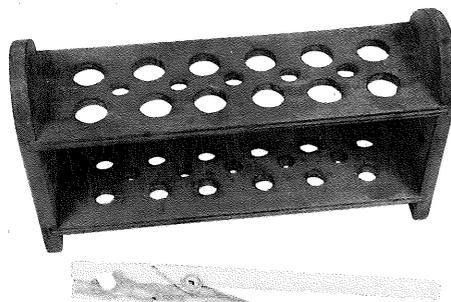
Robinete

Vástago

Elementos para sostener el instrumental de vidrio

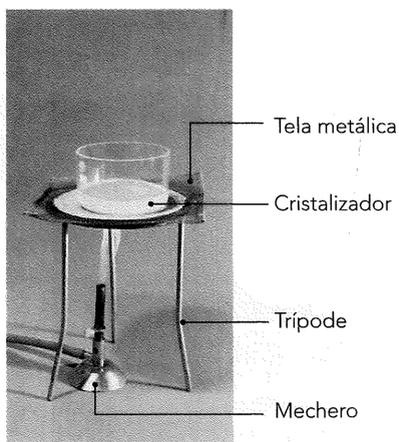


◀ Fig. 2-15. Elementos que pueden formar parte de un dispositivo preparado para desarrollar alguna técnica en el laboratorio.

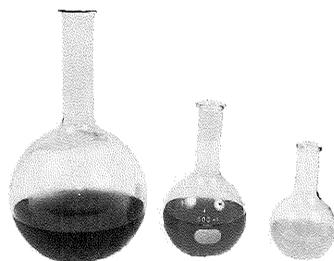


▲ Fig. 2-16. La **gradilla** es un soporte para tubos, mientras que las **pinzas** sirven para sujetar los tubos. Pueden ser de madera o de metal.

Instrumentos para calentar



▲ Fig. 2-17. Dispositivo para calentar sustancias.



▲ Fig. 2-18. El **balón** es ideal para calentar sustancias o para las reacciones químicas que requieran calentamiento.



▲ Fig. 2-19. La **cápsula de porcelana** se utiliza para calentar sustancias a altas temperaturas y por tiempos prolongados.

Uso del instrumental

e ¿Preparaste alguna vez un café? ¿Cómo lo hiciste? Describí el “paso a paso” de la operación, sin olvidarte de mencionar todos los utensilios de cocina que utilizaste para ello.

En la cocina cada preparación requiere no sólo el uso del instrumental adecuado, sino también un modo característico. Además, y como te habrás dado cuenta, ciertas operaciones pueden realizarse manualmente, pero también con ayuda de una máquina, por ejemplo, una batidora o una cafetera eléctrica.

En el laboratorio sucede algo similar: es importante usar el instrumental adecuado y en la forma correcta. A continuación aprenderemos los “secretos” del uso de los instrumentos necesarios para filtrar y para calentar una sustancia.

¿Cómo filtramos?

El procedimiento más común para filtrar consiste en usar un **embudo de vidrio** y un **papel de filtro**. Para ello debemos seguir los siguientes pasos:

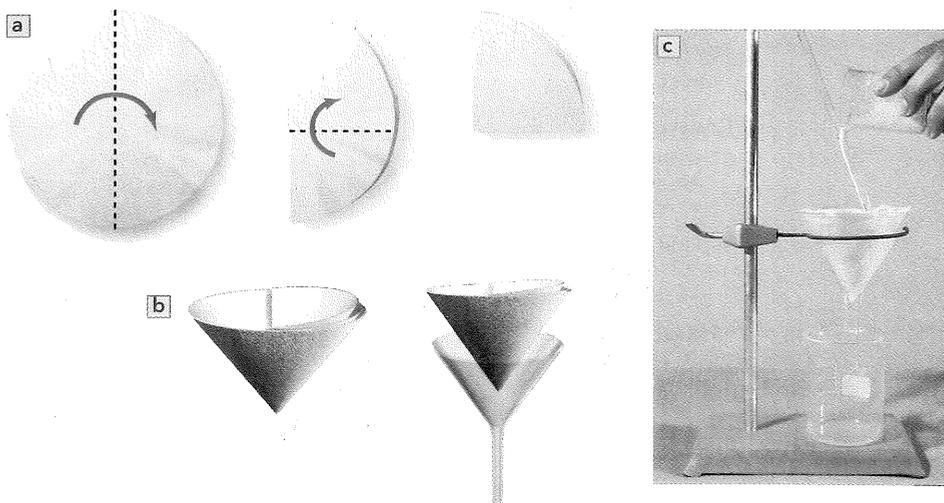
- 1.º Doblamos el papel como indica la figura 2-20a.
- 2.º Abrimos por el lado más grande de modo que quede un espesor de papel por un lado y tres por el otro y, luego, colocamos el filtro en el embudo (figura 2-20b).
- 3.º Humedecemos con unas gotas de agua destilada para que el papel se pegue a las paredes del embudo.
- 4.º Colocamos el embudo en un aro sujeto al soporte universal. Por debajo, ubicamos el vaso de precipitado donde recogeremos el líquido filtrado. Un detalle importante: ubicamos el vástago del embudo pegado a la pared del vaso para evitar salpicaduras.
- 5.º Volcamos la mezcla que se filtrará en el embudo haciéndola caer sobre una varilla de vidrio para evitar pérdida del material (figura 2-20c).

¿Cómo calentamos?

La forma más usual para calentar una sustancia es colocarla en el recipiente adecuado (cristalizador, vaso de precipitado, balón, cápsula de porcelana, etc.) y apoyarlo sobre el **trípode** con la **tela metálica**. Luego, encendemos el **mechero de Bunsen** siguiendo estos pasos:

- 1.º Cerramos la entrada de aire y abrimos la del gas.
- 2.º Acercamos un fósforo encendido a la boca del mechero hasta observar una llama amarilla.
- 3.º Abrimos gradualmente la entrada de aire hasta que la llama sea azul.
- 4.º Para obtener un máximo de calor regulamos la entrada de aire hasta que se forme un cono interno azul. El punto de máxima temperatura está ubicado por encima del cono.

Fig. 2-20. ▶
Secuencia de pasos para realizar una filtración.



Las mediciones

En las prácticas de laboratorio es frecuente realizar **mediciones**. Sin ir más lejos, los instrumentos volumétricos que acabamos de conocer se usan con ese fin. Pero ¿qué es medir? **Medir** es comparar **magnitudes**, es decir, propiedades de los cuerpos que puedan cuantificarse: masa, volumen, longitud, etc. Para hacerlo sin equívocos hay que utilizar **patrones de medida**  y comparar la magnitud desconocida de un objeto con la magnitud conocida de ese patrón.

En la Antigüedad estos patrones se basaban, por ejemplo, en las dimensiones del cuerpo humano. Así, existían la **pulgada**, el **palmo** y el **pie**. Sin embargo, estas medidas eran muy imprecisas (por ejemplo, el pulgar de una persona nunca mide exactamente lo mismo que el de otra). Luego, se inventaron otras medidas: la **yarda**, la **onza**, la **milla**...

A partir de 1960 la situación cambió. Ese año los científicos de todo el mundo se reunieron en una conferencia durante la cual eligieron el **Sistema Internacional de Unidades**. Este sistema, que se utiliza en la mayoría de las publicaciones científicas, establece **magnitudes fundamentales** y sus respectivos patrones de medida (figura 2-21). Estos patrones fijan a su vez **unidades**, denominadas así porque, de manera arbitraria, se les asigna el valor **uno** (cuadro 2-1).

En la conferencia se establecieron, también, algunas normas respecto de los nombres y los símbolos, a saber:

- Los nombres de las unidades se escriben en minúscula.
- Cada unidad tiene un símbolo y no se debe usar otro.
- Los símbolos se escriben sin punto final.
- Los símbolos de las unidades cuyo nombre proviene de un nombre propio se escriben con letras mayúsculas. En el caso de que no procedan de ningún nombre propio, se escriben con minúscula, salvo el litro que se puede escribir de las dos formas.

Magnitudes muy grandes o muy pequeñas

Para poder expresar cómodamente cantidades muy pequeñas o muy grandes se han establecido **múltiplos** y **submúltiplos** de las unidades que se identifican con prefijos, como se indica en el cuadro 2-2. Así, el milímetro es la milésima parte del metro y el kilogramo equivale a mil gramos.

Magnitudes fundamentales	Nombre de la unidad	Símbolo
Longitud	metro	m
Masa	kilogramo	kg
Tiempo	segundo	s
Intensidad de corriente eléctrica	amperio	a
Temperatura	kelvin	K
Intensidad luminosa	candela	cd
Cantidad de materia*	mol	mol
Capacidad	litro	l (o L)

▲ Cuadro 2-1. Magnitudes fundamentales y sus unidades.

*Esta magnitud, se agregó en 1971.

Múltiplo	Símbolo	Valor	Submúltiplo	Símbolo	Valor
deca	da	10^1	deci	d	10^{-1}
hecta	hm	10^2	centi	c	10^{-2}
kilo	k	10^3	mili	m	10^{-3}
mega	M	10^6	micro	μ	10^{-6}
giga	G	10^9	nano	n	10^{-9}
tera	T	10^{12}	pico	p	10^{-12}
peta	P	10^{15}	femto	f	10^{-15}
exa	E	10^{18}	atto	a	10^{-18}

▲ Cuadro 2-2. Múltiplos y submúltiplos.

Fig. 2-21. ▶ Patrón oficial de capacidad del decalitro.



profundización

El metro patrón. Cada patrón de medida tiene su historia. El **metro patrón**, por ejemplo, se definió, por acuerdo internacional, como la distancia entre dos trazos muy finos y paralelos hechos sobre una barra de platino e iridio, mantenida a 0 °C, conservada en París. En 1960 se redefinió como 1.650.763,73 longitudes de onda en el vacío de la luz anaranjada-rojiza del isótopo del kriptón-86. Finalmente, en 1983, se estableció que un metro era la longitud recorrida por la luz en el vacío en un intervalo de tiempo de 1/299.792.458 de segundo.

Instrumentos de medición

Además del instrumental de vidrio para medir volúmenes existen otros instrumentos de laboratorio que nos permiten medir otras magnitudes. Los principales son la balanza, que se usa para medir la masa de un cuerpo; el termómetro, con el cual se registran temperaturas, y el cronómetro, para medir tiempos.

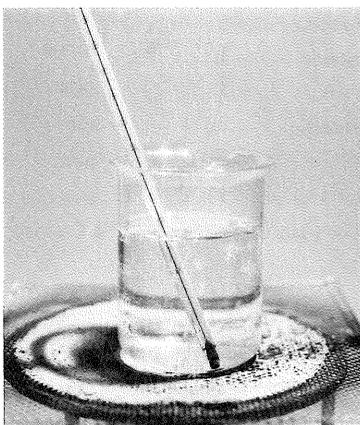
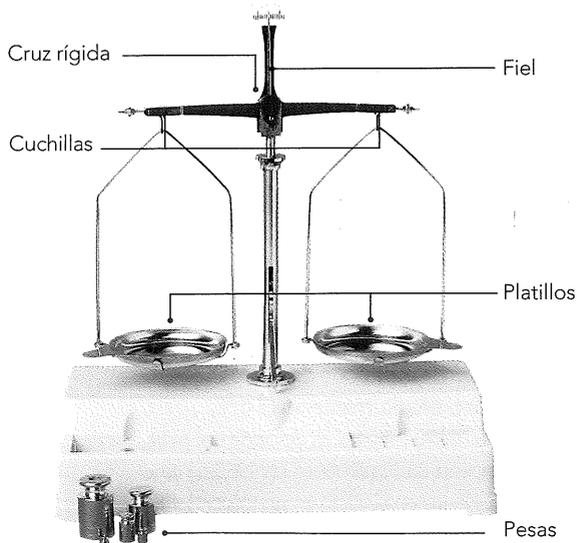
G ¿Usaste alguna vez una balanza, por ejemplo, en la cocina? ¿Cómo harías para pesar un líquido o un sólido pulverizado?

- La **balanza** es uno de los instrumentos más importantes en el laboratorio. Su origen es muy antiguo, se estima que apareció hace más de cuatro mil años. En los jeroglíficos egipcios, por ejemplo, se representa como un soporte central que sostiene en un extremo un platillo. En el otro, hay otro platillo o pesas.

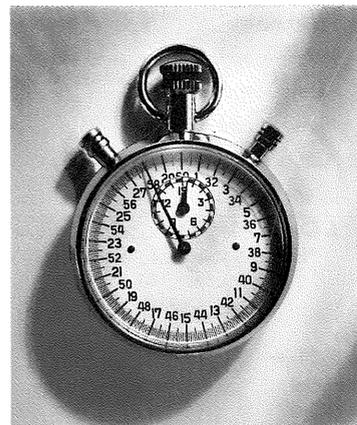
Pese al tiempo transcurrido, el fundamento de cualquier balanza no difiere demasiado de las antiguas balanzas egipcias: constan de una **cruz rígida** apoyada en su centro y con dos brazos de igual longitud; en los extremos de la cruz se encuentran las **cuchillas** (prisma triangular) que sostienen los **platillos**. La balanza incluye un **fiel** que se desplaza hacia la derecha o hacia la izquierda según se realice la pesada (figura 2-22).

De todos modos, este esquema básico de balanza se ha ido modificando gracias a las aportaciones tecnológicas. En la actualidad, y según su sensibilidad, las balanzas pueden ser granatarias, de precisión o de microprecisión. Las de **precisión**, que se hallan protegidas en el interior de una urna, son más sensibles que las **granatarias** y pueden pesar cien gramos con un error de una décima de miligramo. Las de **microprecisión**, cuyo uso es infrecuente, se emplean para pesar objetos de una millonésima de gramo (microgramo) con un error mil veces menor que el de las de precisión.

- El **termómetro** posee un tubo de vidrio muy delgado y cerrado, llamado **capilar**, con un ensanchamiento en un extremo, el **bulbo**, donde se encuentra el **mercurio**. Sobre el capilar se encuentra la **escala** de temperatura (figura 2-23). La diferencia fundamental entre el termómetro de laboratorio y el clínico (que seguro conocés) radica, precisamente, en la escala: mientras que el termómetro de laboratorio tiene una escala amplia desde los grados bajo cero hasta los 180°C - 200°C , el clínico se limita a las temperaturas cercanas a la corporal normal (entre 35°C y 42°C).
- El **cronómetro** es un reloj (o a veces, una función dentro de un reloj) que registra con mucha precisión los tiempos, por lo general, cortos. Empieza a contar desde 0 cuando se le pulsa un botón y se suele parar con el mismo botón (figura 2-24).



▲ Fig. 2-23. Termómetro de laboratorio.



▲ Fig. 2-24. Cronómetro.

◀ Fig. 2-22. Partes de una balanza.

Medidas y errores experimentales

Suponé que te piden medir la masa de un anillo de plata y lo pesás varias veces en una balanza. Es altamente probable que tus mediciones no resulten siempre iguales. Entre una y otra determinación existirán pequeñas diferencias. Más aún, las diferencias serán más notorias si cambiás de balanza o si la tarea la realiza un compañero tuyo. Pero ¿por qué se obtienen estas variaciones? Porque, como en toda determinación experimental, pueden cometerse **errores** o *pequeños cambios en el procedimiento que modifican los resultados*. Es imposible obtener un valor exacto. ¿Qué hacer para remediarlo? Una posibilidad es realizar la medición varias veces y obtener un **promedio**, el valor más representativo de la realidad.

Exactitud y precisión

Fijate que hablamos de exactitud. Pero ¿qué es la exactitud?, ¿es lo mismo que la precisión? En el lenguaje común estos términos suelen usarse como sinónimos; sin embargo, no lo son.

- La **precisión** se relaciona con la dispersión de datos obtenidos y depende, por lo general, del instrumento de medición. *Cuanto menor sea esta dispersión, más preciso será el instrumento.*
- La **exactitud** se relaciona con la cercanía entre el valor promedio obtenido mediante cierto instrumento y el valor patrón o real. *Cuanto más se acerquen estos valores, más exacto será el instrumento.*

Para poder entender estas diferencias comparemos una medición con un tiro al blanco (figura 2-25). El centro del blanco es el valor real, cada impacto es una medición realizada y el arco es el sistema de medición. Existen tres casos posibles:

1. Los disparos están todos muy cercanos entre sí pero muy lejos del centro. Por lo tanto, habrá mucha precisión pero poca exactitud (figura 2-25a).
2. Los impactos están muy dispersos pero rodean el centro, es decir que su promedio será muy cercano a él. A este caso se lo califica como de poca precisión y mucha exactitud (figura 2-25b).
3. Se observa un grupo muy compacto de disparos en el centro del blanco. Éste es el caso ideal: hay mucha exactitud y mucha precisión (figura 2-25c).

En resumen, *cuanto más cercanos entre sí estén los datos, mayor será la precisión. Cuanto más cerca esté el promedio del centro, o valor verdadero de la magnitud, mayor será la exactitud.*

Cifras significativas

El margen de error de una medición se indica señalando claramente el número de **cifras significativas**, que son los dígitos representativos de cada medida. Veamos un ejemplo.

Supongamos que medimos un volumen de 7 ml con una probeta. Si la escala de la probeta es de 1 ml en 1 ml (es decir, una cifra significativa), el valor real se hallará entre 6 ml y 8 ml. Ahora medimos el mismo volumen, pero con una pipeta. Si su escala es de 0,1 ml en 0,1 ml (es decir, dos cifras significativas), el valor real estará comprendido entre 6,9 ml y 7,1 ml. Por lo tanto, habrá mayor precisión en la determinación en el caso de la pipeta que en el de la probeta.

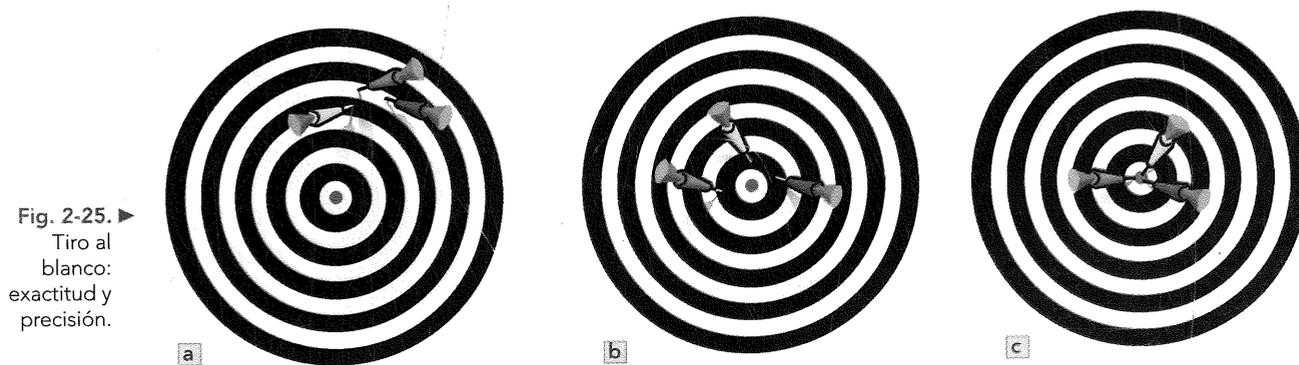


Fig. 2-25. ▶
Tiro al blanco:
exactitud y
precisión.

Normas de seguridad en el laboratorio

¿Pueden producirse accidentes mientras se trabaja en el laboratorio? Desde ya que sí, en especial si consideramos que se manipulan sustancias químicas, aparatos de diversa complejidad, materiales de vidrio, etc. Por eso, *es muy importante establecer, cumplir y hacer cumplir una serie de medidas de seguridad para evitar que esos accidentes ocurran.*

La primera tarea de prevención se realiza fuera del laboratorio y consiste en conocer los pasos que se seguirán en el desarrollo de las experiencias, los materiales que se utilizarán, la distribución de tareas entre los integrantes del grupo de trabajo, etc. Todos estos datos pueden registrarse por escrito y minimizan el riesgo en la actividad experimental. ¿Por qué? Porque de esta manera no habrá nadie “a la deriva” a la hora de trabajar. Todos los que participen en la ejecución de una experiencia tienen que saber qué hacer y ser supervisados **siempre** por un adulto.

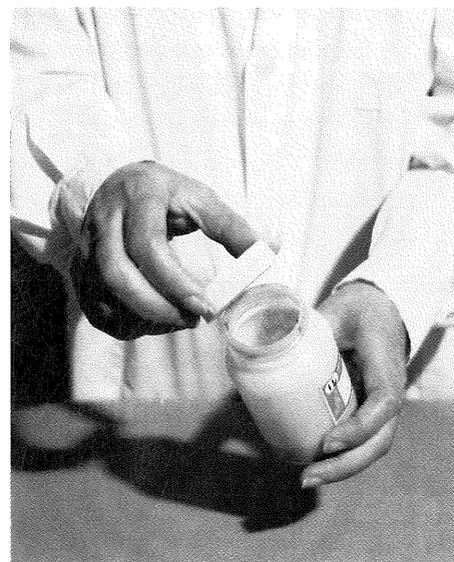
Una vez en el laboratorio, es necesario cumplir las siguientes reglas:

- Mantener el laboratorio limpio y ordenado. Colocar sobre las mesadas sólo los materiales y las drogas que van a utilizarse.
- Ventilar correctamente el lugar para evitar la acumulación de gases tóxicos.
- Verificar el estado de los materiales de vidrio y descartar los que estén rajados, cascados o rotos. Si se utilizan materiales que cuentan con robinetes o mariposas (enseguida hablaremos de ello), es preciso chequear su correcto estado, la posibilidad de giro y su buen ajuste.
- Como veremos a continuación, las principales precauciones deben tomarse con las sustancias químicas que se utilicen.

Manipulación de sustancias químicas

De la correcta manipulación de las sustancias químicas depende, en gran parte, la seguridad de las personas en el laboratorio:

- Mientras no se utilicen, es necesario que las sustancias químicas estén guardadas en el droguero, con rótulos que indiquen su grado de peligrosidad.
- Cuando se destapa un reactivo, la boca del frasco tiene que apuntar hacia el lado contrario de la cara del operador (figura 2-26). Al hacerlo hay que evitar la formación de espuma.
- Nunca se deben oler ni aspirar los vapores de los reactivos químicos directamente de la boca del recipiente.
- Siempre se deben mantener los reactivos inflamables lejos del mechero encendido.
- De todas las sustancias químicas, las bases y los ácidos en solución concentrada son las más peligrosas. Es importante tener en cuenta que para diluirlos con agua *hay que agregar siempre el ácido o la base sobre el agua* (nunca al revés), en pequeñas cantidades y enfriando la mezcla cada vez (recordá la frase: “a los ácidos no les gusta que los mojen”). Por este motivo, en caso de quemaduras con ácidos concentrados fuertes (por ejemplo, ácido sulfúrico) nunca se lava la zona afectada con agua sin neutralizarla previamente.
- Por lo general, al finalizar una experiencia, los restos de reactivos se tiran en la pileta, manteniendo la canilla abierta para que corra suficiente agua (siempre y cuando no sean muy corrosivos. En ese caso, deben ser sometidos a un tratamiento previo).



▲ Fig. 2-26. Modo correcto de abrir un frasco.

Malos hábitos que a veces causan accidentes

E Antes de seguir leyendo, escribí una lista de por lo menos cinco actitudes o acciones que consideres peligrosas de realizar en una cocina. ¿Podés establecer una lista similar para el laboratorio?

La seguridad comienza por cada uno de nosotros. Un accidente **siempre** puede evitarse. Para empezar, en el laboratorio se debe trabajar con concentración, en forma cuidadosa y con conocimiento del tipo de sustancia que se maneja. Además, es conveniente que modifiquemos ciertos hábitos. Por ejemplo, en el área de trabajo está prohibido comer, beber o fumar; morder los lápices o llevarse las manos o los materiales de uso a la boca o a los ojos.

Cuando se trabaja con sustancias químicas de cierta peligrosidad o muestras biológicas, deben usarse algunos **elementos de seguridad**: guantes de látex descartables, guardapolvo para proteger la ropa y anteojos de seguridad para evitar salpicaduras. También puede usarse un barbijo si existe peligro de inhalar sustancias peligrosas. Estos elementos, que parecen un poco sofisticados, se consiguen con facilidad en farmacias y son muy económicos.

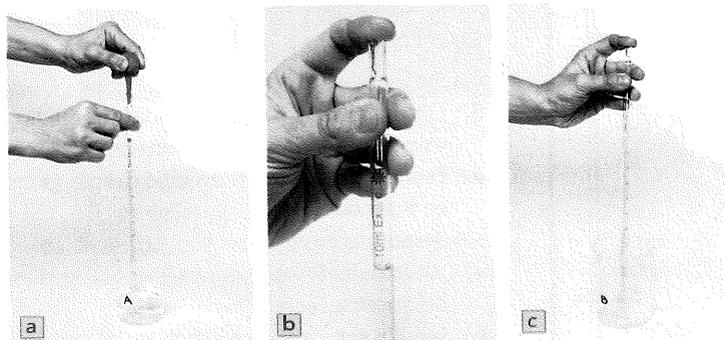
Un caso práctico: la pipeta

Como ya sabés, la pipeta sirve para medir volúmenes. Sin embargo, su "carga" es momentánea, es decir que con la pipeta tomamos un volumen de líquido de un recipiente y lo trasvasamos rápidamente a otro. El líquido permanece apenas unos segundos dentro de la pipeta. *Pipetear, como se denomina al acto de usar la pipeta, suele ser una de las operaciones más riesgosas en el laboratorio.* Además, su mala ejecución conduce en ocasiones a errores e imprecisiones. Por eso, veremos en detalle cómo se pipetea correctamente (podés practicar esta técnica primero con una pajita y después con una pipeta).

Supongamos que querés trasvasar 3 ml de un líquido que se encuentra en el recipiente **A** a otro recipiente **B** (figura 2-27).

- 1.º Introducí la pipeta (su parte más ancha debe quedar para arriba) en A.
- 2.º Presioná una perita (que se vende en farmacias), colocala en la punta libre y hacé ascender el líquido por encima del aforo superior (figura 2-27a). **Jamás pipetees con la boca.**
- 3.º Rápidamente, sacá la perita y obturá la punta con el dedo índice (no el pulgar) para evitar que el líquido descienda. Sostené la pipeta como se ve en la figura (figura 2-27b).
- 4.º Disminuí levemente y con lentitud la presión ejercida por tu dedo hasta que el líquido comience a descender. Volvé a presionar cuando el menisco del líquido llegue a 0. Si el líquido descendió demasiado, volvé al punto 2.
- 5.º Trasladá la pipeta a B, que debe estar lo más cerca posible del otro recipiente (figura 2-27c).
- 6.º Disminuí nuevamente la presión del dedo hasta llegar a la cantidad de mililitros necesarios, en este caso, tres. En la punta inferior tiene que quedar una gotita. **No debés soplar para que salga.**

- E** 4. Analizó la importancia de adoptar medidas de seguridad en el laboratorio. Estableció argumentaciones en favor y en contra de la implementación de estas medidas. Luego, comparalas con las de tus compañeros.
5. ¿Asumís conductas adecuadas durante la realización de los trabajos de laboratorio? Si no fuera así, ¿cómo las modificarías?



▲ Fig. 2-27. Uso correcto de la pipeta.

Aplicación y análisis

Actividades finales

36

6. Marcá con una cruz el recipiente o instrumental de laboratorio que utilizarías para realizar los siguientes procedimientos:

a) Calentar 1 ml de agua.

Vaso de precipitado.

Tubo de ensayo.

Balón.

b) Evaporar un líquido y obtener cristales de un sólido.

Balón.

Cristalizador.

Erlenmeyer.

c) Medir 5 ml de alcohol y trasvasarlos a un erlenmeyer.

Probeta de 100 ml.

Pipeta de 10 ml.

Matraz de 1.000 ml.

d) Mezclar 100 ml de un líquido con un sólido.

Una probeta de 50 ml.

Un erlenmeyer.

Un cristalizador.

e) Descargar y medir un líquido gota a gota.

Vaso de precipitado.

Una probeta.

Una bureta.

7. Para cada uno de los ítems del ejercicio anterior escribí con detalles cómo realizarías el procedimiento mencionado. Si correspondiera, mencioná las medidas de seguridad que se deben cumplir.

8. Los romanos utilizaban el dedo pulgar para medir la longitud. Esta unidad, denominada pulgada, todavía es una medida en el Sistema Técnico Inglés. En este sistema, además, doce pulgadas equivalen a un pie, porque eso era lo que medía, aproximadamente, el pie de un adulto.

1.º En equipos de cinco integrantes midan con una regla el pulgar y el pie de cada uno de ustedes en centímetros. Registren los datos obtenidos en un cuadro.

2.º Estimen el valor promedio de la pulgada, expresada en centímetros.

3.º Determinen a cuántas pulgadas promedio equivale el pie de cada uno de ustedes.

4.º Estimen la longitud promedio del pie, expresada en pulgadas.

5.º Respondan:

a) ¿Los resultados que obtuvieron son iguales a los del Sistema Técnico Inglés?

b) Si no lo son, ¿a qué se deben las diferencias?

9. Decidí qué instrumento de medición usarías y qué unidades utilizarías para realizar las siguientes mediciones.

a) El peso de un elefante.

b) La cantidad de harina que se requiere para preparar una comida.

c) La cantidad de leche que se necesita para preparar la misma comida.

d) El tiempo de cocción.

e) La temperatura de un bebé para saber si tiene fiebre.

f) La distancia entre tu pupitre y la puerta del aula.

g) El volumen de aire que hay en una habitación cerrada.

h) El mejor tiempo en una carrera de bicicletas.

10. Respondé las siguientes preguntas referidas al laboratorio.

a) Si tuvieras que construir un laboratorio, ¿con qué materiales harías los pisos y las paredes para facilitar su limpieza y desinfección?

b) ¿Por qué la pileta tiene que tener un buen drenaje?

c) ¿En qué lugar pondrías la balanza?

d) Los líquidos corrosivos no pueden tirarse directamente a la pileta, ¿a qué tratamiento previo los someterías? Suponé, por ejemplo que se trata de un ácido.

e) ¿Qué elementos de seguridad tiene que tener un laboratorio?

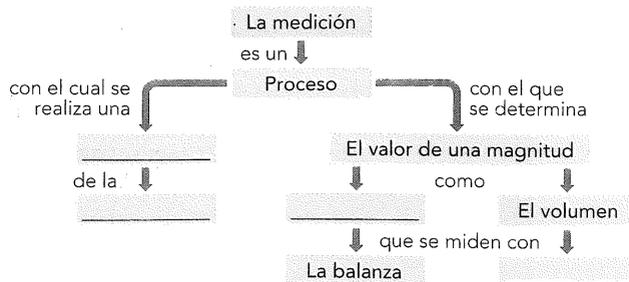
f) ¿Por qué es necesario que en el laboratorio haya alacenas o estantes?

g) ¿Cómo se llama la alacena que se utiliza exclusivamente para guardar sustancias químicas? ¿Cómo se organiza?

h) ¿Cómo harías un fichero para organizar las drogas existentes en un laboratorio?

Organización de la información

11. Completá el siguiente mapa de conceptos.



Trabajo de laboratorio

12. Uso de la balanza

Objetivo

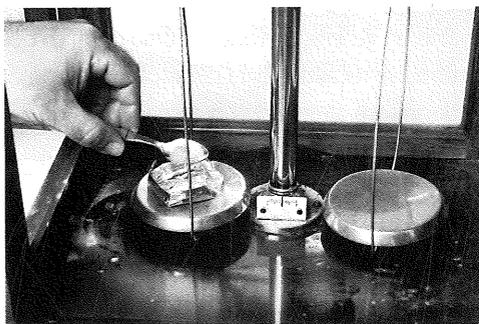
Establecer la masa de una cucharadita de azúcar.

Materiales

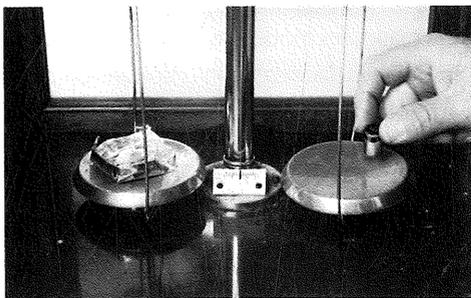
Una balanza; pesas; una pinza; una cucharadita de azúcar; un pedacito de papel de aluminio.

Procedimiento

- 1.º Establecé la posición de equilibrio. Para ello tenés que desarrestar la balanza (dejar libre la cruz) y utilizar los tornillos de ajuste de los extremos de la cruz para modificar la posición del fiel, de manera que éste coincida con el centro de la escala. Si la balanza no tiene estos tornillos, usá pequeñas pesas hasta lograr este equilibrio.
- 2.º Ubicá una "canastita" confeccionada de papel de aluminio en el platillo de la izquierda.
- 3.º Colocá una cucharadita de azúcar en la "canastita".



- 4.º Agregá pesas en el de la derecha hasta lograr la posición de equilibrio de la cruz. Colocá las pesas en el platillo del siguiente modo: las pesas de gramos en el centro, las de decigramos a la izquierda y las de centigramos a la derecha, para facilitar y evitar errores al registrar el valor de las pesas.



- 5.º Arrestá la balanza (apoyá la cruz y los platillos) y procedé a la verificación de la pesada. Tomá las pesas utilizadas y registrá sus valores.
- 6.º Retirá el azúcar de la "canastita" y pesá esta última vacía.

Conclusiones

- a) ¿Cómo calcularías la masa de azúcar?
- b) ¿Por qué se pesa primero la canastita con el azúcar y después la canastita sola y no al revés?
- c) ¿Qué recipiente usarías para pesar un líquido?

13. Lavado del material de vidrio

Materiales

Tubos de ensayo sucios; detergente; escobilla para tubos.

Procedimiento

- 1.º Da vuelta el tubo sobre la pileta y eliminá la mayor cantidad posible de residuos.
- 2.º Enjuagá con agua de la canilla de tres a cinco veces.
- 3.º Lavá con detergente y escobilla.
- 4.º Adicioná pequeñas cantidades de acetona para remover sustancias resinosas o aceitosas.
- 5.º Enjuagá reiteradas veces con abundante agua de la canilla y luego con agua destilada.



- 6.º Dejá secar en la estufa o al aire.



Conclusiones

- a) Entre todos los tubos sucios, ¿cuáles fueron más fáciles de limpiar? ¿Y más difíciles?
- b) Investigá qué es la mezcla sulfocrómica y en qué casos se emplea.

¿Qué hacen los químicos en sus laboratorios?

Cuando comenzamos a estudiar química nos surgen muchas preguntas relacionadas con reacciones, fórmulas y ecuaciones. Pero, en general, no tenemos una idea clara sobre lo que hacen los químicos en sus laboratorios. Para enterarnos entrevistamos a un experimentado químico e investigador: el doctor José Antonio Olabe.

¿Cómo podríamos definir un día de trabajo en un laboratorio de investigación química?

El laboratorio es el lugar central de nuestra actividad. En él se realizan las tareas de preparación de compuestos químicos, su purificación, caracterización analítica y espectroscópica, así como la determinación de sus propiedades físicas y químicas.

En particular, un laboratorio de investigación concentra su labor en la búsqueda de nuevos compuestos, nuevas propiedades y técnicas de síntesis. Contribuye así al avance del conocimiento químico y a las aplicaciones que se derivan en los diversos ámbitos, sea de la propia disciplina o de otras relacionadas.

¿Se pueden mencionar algunos aportes de la química al mejoramiento de la vida moderna?

Están a la vista de cualquier persona y pueden ilustrarse con la descripción de los elementos que utilizamos en nuestra vida cotidiana. Al levantarnos, nos lavamos con agua purificada, usamos elementos de aseo basados en mezclas químicas, nos vestimos con ropa químicamente generada, viajamos en transportes con determinado combustible. En fin, dejemos que el lector termine el día descubriendo qué otras sustancias químicas utiliza.

El desarrollo de algunos procesos industriales ha generado problemas para el ambiente. ¿Cómo colaboran los químicos con la solución de esos problemas?



Dr. José Antonio Olabe

Sí, suele acusarse a los químicos de generar esos problemas, lo cual es en parte cierto. Los químicos deben intentar minimizarlos, procurando que el desarrollo social sea sustentable. No sólo en el caso de las pasteras que hoy son noticia sino, en general, en todo proceso químico deben tomarse recaudos para desarrollar metodologías de síntesis alternativas o mecanismos de remediación cuando los procesos implicados son contaminantes.

¿Se ha avanzado en el desarrollo de nuevos materiales?

Los materiales tradicionales (metales, cemento, madera) han sido utilizados por el hombre desde la Antigüedad para vivir cada vez mejor. Hoy, sin dejar de usarlos, desarrollamos nuevos materiales a partir de pocos compuestos químicos y buscamos productos con propiedades físicas y químicas predeterminadas.

Los materiales modernos más popularizados son los que se relacionan con la conversión de energía: pilas, chips electrónicos, fibras ópticas. La idea es que cada vez sean más pequeños, baratos y eficientes. Claro que todos estos procesos requieren energía. Entonces, el ser humano comienza a preguntarse qué haremos cuando no haya petróleo y carbón, o cuando el riesgo de las centrales nucleares sea excesivo. La pregunta crucial es cómo obtener la energía que necesitamos a partir de la que nos llega diariamente desde el sol, que es muy abundante, pero no directamente utilizable.

Las industrias, ¿consultan a los químicos de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la Universidad de Buenos Aires (FCEyN) para el mejoramiento o puesta en marcha de nuevos procesos?

Sí, efectivamente, y sobre todo en la actualidad, en la cual se nota cierta reactivación económica. En nuestro Instituto se reciben consultas sobre servicios analíticos modernos, mejoras en sistemas de detección por vía de diseño de sensores específicos, síntesis de compuestos especializados para aplicaciones magneto-ópticas. En algunos casos, personal de las industrias se ha instalado en nuestros laboratorios para realizar con nuestros investigadores procesos de síntesis y caracterización de nuevos productos, con aplicaciones en la industria farmacológica o de agroquímicos.

A propósito de la carrera de Química en la FCEyN, ¿son más o menos que en años anteriores los alumnos que ingresan en la actualidad?

En nuestra Facultad ingresan alrededor de 70-100 alumnos anualmente a la carrera de Química. Es una cifra que se ha mantenido constante, pero que no refleja las necesidades actuales. Nuestra Facultad tiene un excelente plantel de profesores y la enseñanza es muy buena. Podríamos y deberíamos recibir más alumnos. Las causas de la baja inscripción son diversas, por ejemplo, la insuficiente motivación que desarrollan en la enseñanza media o cierta percepción confusa acerca del futuro desempeño profesional. Los alumnos, preocupados por su futuro, tienden a derivar a carreras similares como Bioquímica o Ingeniería química, o a especializaciones en alimentos.

El químico adquiere una formación muy amplia para desempeñarse en campos muy diversos: la industria química, de alimentos, en laboratorios de análisis, en problemas ambientales. Puede hacerlo tanto en la actividad privada como en la pública. Finalmente, puede orientar su acción a la creación científica, para lo cual existen institutos muy calificados en el país.

además



De malo de la película a superhéroe.

En el laboratorio del doctor Olabe están investigando las propiedades de una molécula, el **monóxido de nitrógeno** (NO), un gas conocido por su toxicidad. Se genera en los motores de combustión de los vehículos, llega luego a la atmósfera y se convierte en **ácido nítrico**, lo que causa la **lluvia ácida**. Además participa de la disminución de la **capa de ozono** y contribuye al **calentamiento global**. Un verdadero desastre.

Sin embargo, hace unos veinte años se descubrió que es una molécula importantísima en varios mecanismos fisiológicos. Es sintetizado en nuestro organismo a partir de la arginina –un aminoácido– y participa en procesos como el desarrollo del sistema nervioso central.

Además, la identificación del NO como la molécula que participa en la regulación de la presión sanguínea constituyó un hito que condujo a sus descubridores, los doctores Louis Ignarro, Robert Furchgott y Ferid Murad, a ganar el premio Nobel de Medicina en 1998.



Hoja de vida

José Antonio Olabe

El doctor **José Olabe** es profesor titular del Departamento de Química Inorgánica, Analítica y Química-Física de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la UBA. Con anterioridad fue profesor en la Universidad de La Plata, donde realizó sus estudios de grado y de doctorado. Durante veinte años ha formado gente en química inorgánica, particularmente en temas relacionados con el papel de los iones metálicos en procesos de transformación que tienen interés para la química, la biología y la geología. Además, el doctor Olabe forma parte del grupo de investigadores del Instituto de Química-Física de Materiales, Ambiente y Energía (INQUIMAE).

Sección II

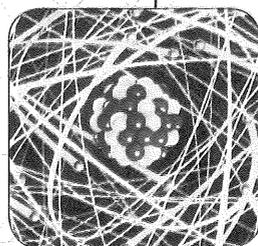
La estructura de la materia



Capítulo 3 ¿Qué es la materia?

42

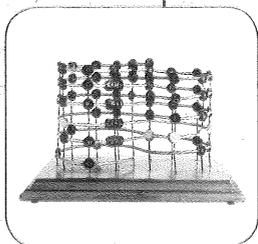
Nos rodea, nos envuelve... ¡Nosotros somos materia! Suave, densa, transparente, combustible. ¿Quién dijo, quién dijo que estaba formada por átomos? ¡Sí señor, Dalton! Pero claro, nada hubiera sido posible sin la ayuda incondicional de sus colegas. De Lavoisier, Gay-Lussac, Avogadro y tantos otros... $6,02 \cdot 10^{23}$ razones para conocer las leyes fundamentales de la química.



Capítulo 4 Los modelos atómicos y la radiactividad

58

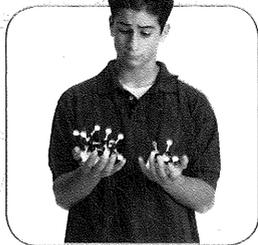
Nada. Parece que entre los electrones que giran hay eso, nada. ¿Cómo llegaron a esa conclusión? Pasas de uva en un budín, Sistema Solar... Modelos y más modelos atómicos para explicarlo. ¡Evitar ser partido por un rayo... catódico! Los isótopos: en la variedad está el gusto. ¡Energía nuclear! ¿Es activo o radiactivo? En este mundo imaginario del átomo los cuánticos ganaron la batalla... ¿hasta cuándo?



Capítulo 5 Los elementos químicos y la tabla periódica

76

Elemental. Esto no se resuelve sin un poco de orden. ¿Será con tríadas? D₉, re, mi... parece que en las octavas está la clave. ¡Mejor le preguntamos a Mendeleiev! Él sí la tenía clara. ¡Viva la ley periódica! Electronegatividad, afinidad electrónica... Cada cosa en su lugar... ¡Y cada elemento, en la tabla!



Capítulo 6 Las uniones químicas

96

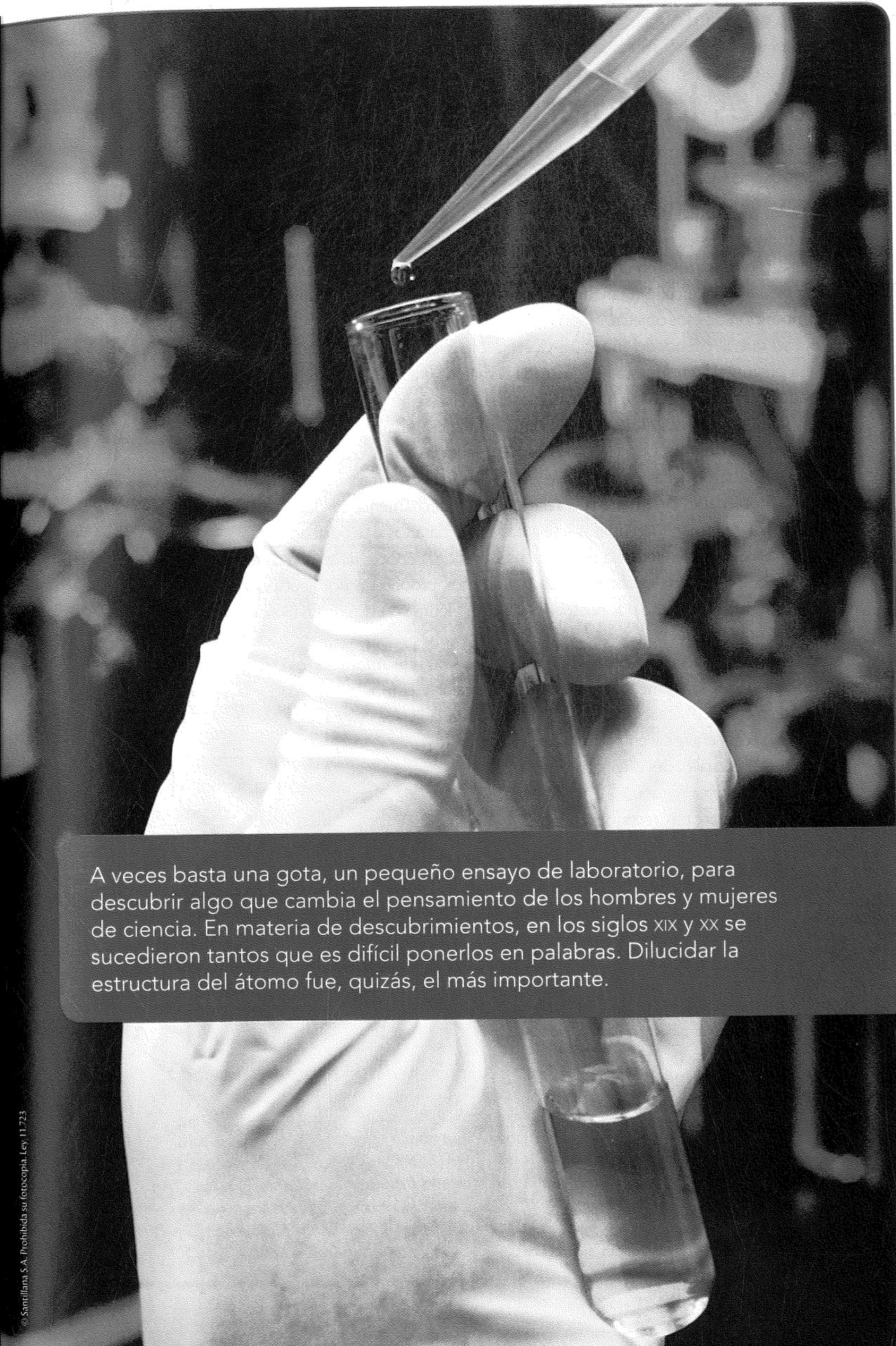
Electrones compartidos, cedidos, aceptados... ¿De cuántas maneras une un átomo con otro? Covalente, iónica, metálica... cada unión química tiene sus detalles. Fórmulas de Lewis. Uniones intermoleculares. ¡Qué nadie se olvide de las fuerzas de Van der Waals! Así, electrón va, electrón viene las moléculas, los compuestos iónicos, los metales van tomando forma.



Nuestra gente Uso pacífico de las radiaciones

114

Cuando uno piensa en la energía atómica no puede olvidarse de la bomba. Pero los radioisótopos sirven para muchas cosas, todas ellas útiles al ser humano. Esterilizar, decontaminar, eliminar insectos, inhibir la brotación de las papas. ¡Todos bajo el efecto Cherenkov! La ingeniera Andrea Docters nos cuenta éstas y muchas otras cosas sobre el uso pacífico de la radiactividad.



A veces basta una gota, un pequeño ensayo de laboratorio, para descubrir algo que cambia el pensamiento de los hombres y mujeres de ciencia. En materia de descubrimientos, en los siglos XIX y XX se sucedieron tantos que es difícil ponerlos en palabras. Dilucidar la estructura del átomo fue, quizás, el más importante.

¿Qué es la materia?



lejos



42



Fuente: http://www.visionlearning.com/library/module_viewer.php?c3=&mid=49&l=s

La materia: un asunto de filósofos. Los primeros seres humanos supieron tomar de la naturaleza todo lo que les resultara útil, sea para alimentarse como para vestirse, refugiarse o defenderse. Ellos desarrollaron un lenguaje con palabras que describían esas cosas, como "pato", "piel," "piedra" o "tronco." Sin embargo, no tenían nuestro actual conocimiento sobre cuál era la composición de esos objetos.

Parece ser que, alrededor del año 580 a. C., el filósofo griego Tales de Mileto se hizo por primera vez esa pregunta. Su respuesta fue que toda la materia era fundamentalmente agua y que las cosas que no parecían agua se habían originado en ella o eran producto de su transformación. Según Tales, el agua era, entonces, el elemento primario fundamental de la Tierra.

Unos cien años después, otro filósofo griego, Empédocles, sostuvo que, además de agua, toda la materia estaba formada por fuego, aire y tierra. Así, y según su teoría de los cuatro elementos, todas las propiedades de la materia se relacionaron estrechamente con la proporción de estos elementos que permanecían unidos si se amaban y separados si se odiaban.

Esta teoría fue muy bien recibida por los pensadores de la época. Tanto que las primeras ideas acerca de que la materia estaba formada por átomos, propuestas por Leucipo y Demócrito, fueron rechazadas de plano por Aristóteles y Platón (figura 3-1), dos de los filósofos más conocidos de la antigua Grecia.

Aristóteles no sólo aceptó la teoría de Empédocles, sino que atribuyó a los cuatro elementos cuatro cualidades fundamentales y contrarias: el calor y el frío; la humedad y la sequedad. Así, el fuego era seco y caliente; el agua, húmeda y fría; la tierra fría y seca; y el aire caliente y húmedo. La combinación de estas cualidades originaba todo lo que había sobre la tierra (figura 3-2). ¡Vaya ideas!

Fueron tan reconocidas que prevalecieron por casi dos mil años...



▲ Fig. 3-1. Platón y Aristóteles, detalle de "La escuela de Atenas" de Rafael Sanzio (1509).

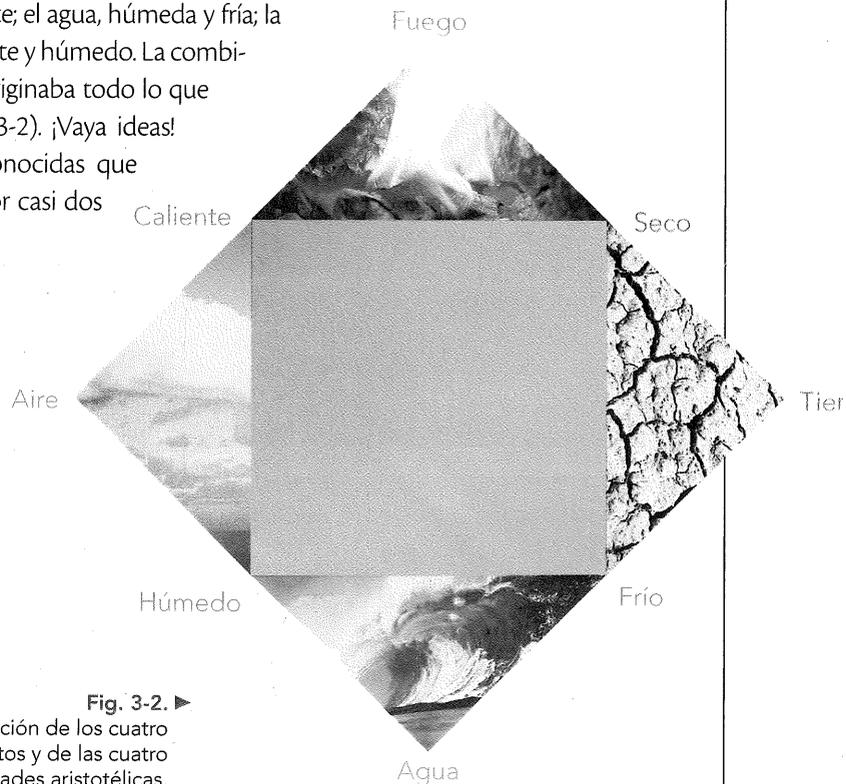


Fig. 3-2. ► Representación de los cuatro elementos y de las cuatro cualidades aristotélicas.

La materia: una cuestión de números. Dos mil años... Demasiado tiempo para que una teoría errónea siguiera vigente. ¿Cuál fue el motivo de tanta confusión? ¿Por qué los alquimistas y los primeros iatroquímicos que pasaban horas y horas experimentando no llegaron a la conclusión de que la materia estaba formada por átomos y que era algo más que la combinación de los cuatro elementos aristotélicos?

En los siglos XVII y XVIII varios eventos ayudaron a revivir la teoría que postulaba que la materia está hecha de partículas pequeñas e indivisibles, los átomos. Todos ellos se relacionaban con un hecho inédito hasta el momento: la medición de algunas propiedades de la materia, como la masa.

En 1643 Evangelista Torricelli, un matemático italiano pupilo de Galileo, demostró que el aire tenía peso y que era capaz de derribar una columna de mercurio líquido. Este fue un descubrimiento sorprendente. Si el aire, una sustancia que no se podía ver, sentir u oler, poseía peso, tenía que estar hecho de "algo". ¿Pero cómo era posible que algo tuviese una presencia física sin impresionar nuestros sentidos? En el siglo XVIII Daniel Bernoulli, un matemático suizo, propuso la respuesta. Desarrolló una teoría que postulaba que el aire y otros gases estaban formados por pequeñas partículas, muy pequeñas para ser vistas y que, además, estaban libremente empaquetadas en un volumen de espacio vacío.

Poco después de que Bernoulli propusiera su teoría, varios químicos de la época se dedicaron a lo que se dio en llamar "la caza de los gases". Así, descubrieron el hidrógeno, el nitrógeno y el oxígeno, entre otros... Y no sólo eso: también se definieron sus propiedades, como las del oxígeno descriptas por el inglés Joseph Priestley.

Fue en este camino, el de los gases, que comenzó el trabajo de Antoine de Lavoisier. Uno de sus experimentos cruciales consistió en combinar hidrógeno (en aquel entonces llamado flogisto) y oxígeno en ciertas condiciones. Asombrado, se dio cuenta de que el líquido que se formaba por la reacción de ambos gases era agua. Este fue un acontecimiento histórico y nacional. El 24 de junio de 1783 el rey de Francia, un ministro y algunos académicos tomaron asiento frente a un aparato para constatar la hazaña. ¡Agua a partir de dos gases!

Esta agua, la misma que inspiró a Tales, fue la que cambió el rumbo de la química. A partir de sus observaciones, Lavoisier demostró que algunas sustancias se combinan con otras para formar nuevas y postuló su ley de conservación de la materia. Ya nada volvió a ser igual... De allí a la teoría atómica de Dalton quedaba apenas un pequeño paso.



Fuente: Bensaude-Vincent, Bernadette; Stengers, Isabelle. *Historia de la química*. Madrid, Addison-Wesley Iberoamericana, 1997.



▲ Fig. 3-3. El aire pesa. Con esta afirmación y sin saberlo, Torricelli torció el rumbo de la química.

1. Respondé las preguntas teniendo en cuenta la información de "lejos" y cerca.

- ¿Cuáles fueron las primeras ideas acerca de la composición de la materia?
- ¿Por qué la teoría aristotélica se denominaba "de los cuatro elementos"?
- Que la materia esté formada por átomos, ¿significa que es continua o discontinua? Justificá tu respuesta.
- Tanto Torricelli como Bernoulli fueron científicos que no pertenecieron al campo de la química. Pero, ¿por qué se dice que sus descubrimientos fueron fundamentales para el desarrollo de la química moderna?
- ¿Cuál es la importancia de afirmar que en la naturaleza "nada se crea, nada se destruye, todo se transforma"?
- ¿Conocés algún enunciado de la teoría atómica de Dalton? ¿Cuál o cuáles?



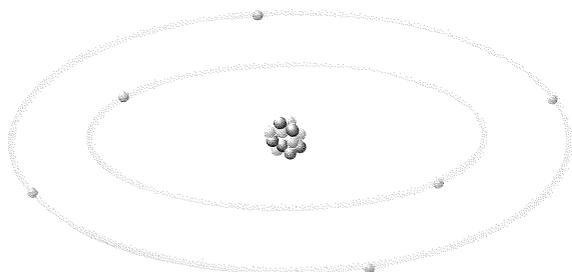
Somos materia y energía

E ¿Estás de acuerdo con esta frase: “somos materia y energía”? Justificá tu respuesta.

Desde los comienzos y hasta nuestros días, la materia y la energía rigen nuestro Universo. Todos los cambios que en él ocurren las involucran de una u otra manera. Pero, ¿cómo definir las? Ésta es una tarea bastante complicada ya que no hay un concepto que resulte satisfactorio en su totalidad.

- La manera más apropiada para definir la **materia** sería decir que es todo lo que tiene **masa**, que ocupa un lugar en el espacio (tiene **volumen**) y que es perceptible, es decir, capaz de impresionar en forma directa o indirecta nuestros sentidos. Toda la materia está constituida por estructuras infinitamente pequeñas, los **átomos**. En el átomo pueden distinguirse una parte central o **núcleo**, formada por dos tipos de partículas subatómicas, los **neutrones** y los **protones**, y una parte periférica, formada por una nube de otras partículas subatómicas, los **electrones**, que se desplazan alrededor del núcleo en regiones del espacio llamadas **orbitales**. Todos los átomos que tienen el mismo número de protones (igual número atómico) corresponden al mismo **elemento químico** (figura 3-4).
- Definir la **energía** es más complejo aun. De ella podemos decir que se presenta en diversas formas que pueden transformarse y transferirse. Por ejemplo, el **calor** es energía “viajera” que se transfiere de un cuerpo a otro; la **energía mecánica** se refiere a la posición o al movimiento de los cuerpos. Podría decirse que la energía es ese “algo” que adquieren los cuerpos y que les permite desarrollar algún trabajo (figura 3-5).

Todos los procesos del Universo requieren energía para suceder. Los seres vivos, y el hombre en particular, han buscado fuentes de energía necesarias para sustentar la vida y desarrollar sus actividades.



◀ Fig. 3-4. El elemento carbono tiene siempre seis protones en el núcleo.



▲ Fig. 3-5. Cuando una arquera tensa un arco, le “entrega” al arco la energía suficiente para lanzar la flecha.

profundización

Masa y peso. Si viene hacia nosotros “volando” por el aire un bollo de papel y una piedra más o menos del mismo tamaño... ¿Cuál de los dos será más sencillo de detener? Lógicamente, el bollo de papel. Esto es así porque al tener menor masa que la piedra, es más fácil cambiar su velocidad. La masa es una medida de la cantidad de materia y no cambia con la ubicación geográfica. Una nave espacial tiene la misma masa en la Tierra que en la Luna.

Por otra parte, el peso es una fuerza mensurable. En nuestro planeta, corresponde a la fuerza de atracción entre un cuerpo y la Tierra. En la Luna, debido a que esta fuerza de atracción es seis veces menor que en la Tierra, un cuerpo pesará la sexta parte de lo que pesa en la Tierra.



Estructura atómica:
capítulo 4.
Elementos químicos
capítulo 5.
Teoría cinético-molecular
capítulo 9.



Propiedades de la materia

Oro, madera, papel, plástico... Existen muchas clases de materia que se diferencian por sus **propiedades**. Algunas son **extensivas** y dependen de la cantidad de materia analizada. Entre ellas podemos mencionar la masa y el volumen (que se define para una presión y una temperatura determinadas) y el calor acumulado por un cuerpo. Estas propiedades extensivas son **aditivas**. Por ejemplo, si en una mano tenemos un puñado de arena que pesa 30 g y en la otra uno de 40 g, la masa total de arena en nuestras manos será de 70 g.

Otras son **intensivas** y no dependen de la cantidad de materia sino del tipo de materia analizada. Son las que "hablan" de sus características particulares. Además, **no** son **aditivas**. Por ejemplo, si se determina la temperatura del agua contenida en dos vasos y luego se juntan los dos líquidos en un tercer recipiente, cuando se registre la nueva temperatura ésta no será la suma de las dos anteriores.

En este grupo de propiedades incluimos tanto las físicas como las químicas. Entre las físicas (que no involucran un cambio en la composición de la materia) podemos mencionar las siguientes:

- **Organolépticas.** Se determinan a través de los sentidos. Por ejemplo, el color, el olor, el sabor y la textura.
- **Estado de agregación.** Describe el estado sólido, líquido o gaseoso de un tipo de materia a una temperatura determinada. Por ejemplo, el hierro es sólido a temperatura ambiente (20 °C).
- **Punto de fusión.** Es la temperatura a la cual la materia pasa del estado sólido al líquido o viceversa (figura 3-6).
- **Punto de ebullición.** Es la temperatura a la cual la materia pasa del estado líquido al estado gaseoso o viceversa.
- **Densidad.** Es la relación entre masa y volumen en condiciones de presión y temperatura determinadas. Por ejemplo, la densidad del agua es de 1 g/ml a 1 atm y 20 °C, es decir en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT).
- **Índice de refracción.** Es el cociente entre la velocidad de propagación de la luz en ese tipo de materia y la velocidad en un medio de referencia.
- **Solubilidad.** Es la propiedad de disolución en un medio líquido o gaseoso a determinada temperatura.

Entre las químicas, que determinan qué cambios o transformaciones es capaz de experimentar la materia en su **composición**, se encuentran:

- **La capacidad de reaccionar con el oxígeno.** Muchos tipos de materia reaccionan con el oxígeno y a veces se queman (combustión). Otros se oxidan.
- **La reacción con sustancias ácidas.** Algunos tipos de materia se transforman en otros en presencia de un ácido, por ejemplo, los ácidos reaccionan fácilmente con la mayoría de los metales (figura 3-7).



▲ Fig. 3-6. El punto de fusión del oro es de 1.064 °C.



2. Menciona por lo menos dos propiedades que permitan diferenciar los siguientes tipos de materia:

- Madera y acero.
- Sal y aceite.
- Hierro y mercurio.
- Vidrio y policarbonato.

◀ Fig. 3-7. Uno de los pocos metales que no reacciona con los ácidos concentrados es el oro. Por eso, la prueba con ácido clorhídrico puede servir para identificar, por ejemplo, si una moneda es de este metal o no.

Tipos de materia: sustancias y mezclas

Consideremos tres vasos llenos de agua: uno con agua destilada (la que se usa para poner en las baterías de los autos), otro con agua de la canilla y otro con agua de mar. En principio, los tres tienen “algo” en común: están llenos de agua. Sin embargo, si probáramos un sorbo de cada uno, notaríamos que por lo menos una propiedad intensiva, el gusto, es diferente: el agua destilada tendría sabor a “nada”, la de la canilla podría, por ejemplo, tener gusto a cloro o ser ligeramente salada y la de mar sería definitivamente salada.

Muy bien, llegó el momento, entonces, de incorporar un nuevo concepto químico: el de **sustancia**. *Sustancia es una clase de materia de composición definida y propiedades físicas y químicas características en determinadas condiciones de presión y temperatura.* En nuestro ejemplo, el “algo” que tienen en común los tres vasos es la **sustancia agua**, cuya fórmula química –que seguramente conocerás– es H_2O .

En el primer vaso, el del agua destilada, está sola, es decir que la clase de materia “agua destilada” es una sustancia pura o sustancia “a secas”.

En el segundo y en el tercer vaso, el agua está mezclada con otras sustancias: hipoclorito de sodio, cloruro de sodio o sal de mesa, etc. Por lo tanto, “agua de la canilla” y “agua de mar” son **mezclas**.

Ahora bien, aunque en el lenguaje químico es frecuente hablar de sustancias, en la naturaleza es muy difícil encontrarlas puras. Casi todos los tipos de materia que conocés y que constituyen el Universo son **mezclas** porque están compuestos por dos o más sustancias.

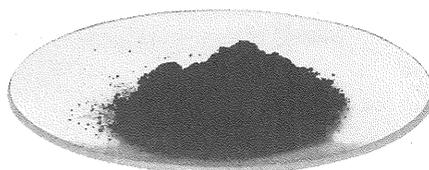
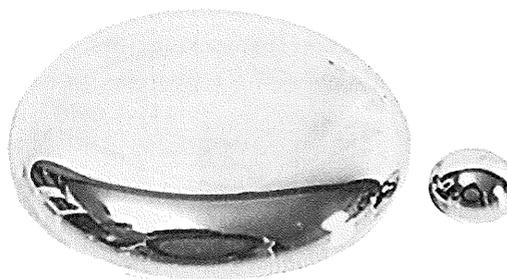
Tipos de sustancias

Existen dos tipos de sustancias:

- **Sustancias simples.** Están formadas por átomos de igual número atómico, es decir, por un único elemento químico, por ejemplo el mercurio (Hg) (figura 3-8) o el oxígeno del aire (O_2). Por eso reciben también el nombre de **sustancias elementales**. No pueden descomponerse en otras sustancias más sencillas por ningún método físico o químico.
- **Sustancias compuestas o compuestos.** Están formadas por dos o más elementos químicos en una proporción constante. Por ejemplo, el amoníaco es un compuesto formado por hidrógeno y nitrógeno. La relación de masas (hidrógeno/nitrógeno) es siempre 0,214. Los compuestos pueden descomponerse en sustancias simples por medio de reacciones químicas. El yoduro de mercurio (II), por ejemplo, se descompone en yodo y mercurio (figura 3-9).

Fig. 3-8. ►

El mercurio es una sustancia simple. Tiene la particularidad de ser el único metal que se encuentra en estado líquido a temperatura ambiente; funde a $-39\text{ }^\circ\text{C}$ y hierve a $357\text{ }^\circ\text{C}$. Su densidad es de $13,6\text{ g/ml}$ en condiciones normales de presión y temperatura.



▲ Fig. 3-9. El yoduro de mercurio (II) tiene un característico color rojo. Se trata de una sustancia compuesta formada por dos elementos: yodo y mercurio.

profundización

Fórmulas químicas. Cuando hablamos de la fórmula química de una sustancia nos referimos a una forma abreviada de describir qué átomos la forman. La **fórmula molecular** expresa en detalle el tipo y la cantidad de átomos presentes en una molécula, y la **fórmula empírica** indica la mínima relación, expresada en números enteros, que existe entre los diferentes átomos que constituyen una especie química, sea molecular o no.

En el caso del agua, como ocurre con muchas sustancias, la fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.



Fórmulas químicas:
capítulo 2.
Elementos químicos:
capítulo 5.
Unión química:
capítulo 6.



Las transformaciones de la materia

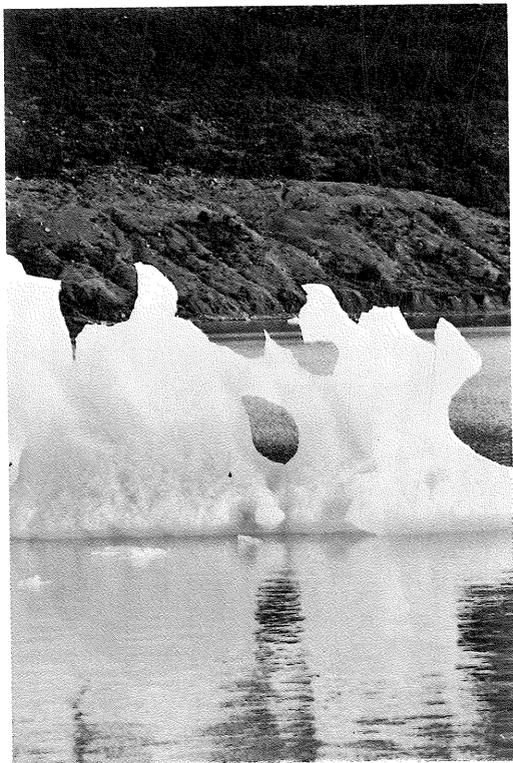
Las propiedades y la composición de la materia, ¿se modifican con el tiempo? Si bien es cierto que algunos tipos de materia permanecen inalterables durante años, la gran mayoría experimenta cambios. Basta mirar a nuestro alrededor para comprobarlo: un cubito que queda fuera de la heladera se derrite, una lata que permanece a la intemperie se oxida, la madera cambia su aspecto si la lijamos o la quemamos, y podríamos seguir con muchos ejemplos más... Lo cierto es que estos cambios ocurren, pero no son todos iguales. Intentemos establecer una diferencia:

- Cuando el cubito de hielo se derrite, se modifica por una propiedad de la materia, el estado de agregación, pero su composición química permanece inalterada: el agua sigue siendo agua (figura 3-10). Decimos entonces que ha ocurrido un **cambio físico**.
- Cuando la lata se oxida, la materia que la formaba, uno o varios metales, en contacto con el oxígeno del aire, se convierten en óxidos de aspecto y propiedades diferentes. Decimos entonces que se ha producido una modificación en la composición química de la materia, producto de un **cambio o reacción química**. Las sustancias iniciales o **reactivos** se transforman en otras, los **productos**. En general, las reacciones químicas habituales u **ordinarias** obedecen a fenómenos electrónicos. Sin embargo, existe otro tipo de reacciones, las **nucleares**, que dan lugar a nuevas sustancias mediante la modificación del núcleo atómico. Este tipo de reacciones es el que ocurre, por ejemplo, en el interior de las estrellas.

Tanto en las transformaciones físicas como en las químicas, no sólo se producen variaciones en la materia sino también en el contenido total de la energía. La **termodinámica** es la rama de la química que estudia estos cambios. El principio básico de esta ciencia, la **primera ley de la termodinámica**, sostiene que en un proceso cualquiera la energía no se crea ni se destruye.

Ley de conservación de la masa

Pensemos en un bosque que se incendia o en un gigantesco témpano de hielo que se derrite en el verano. Aún en las transformaciones ordinarias más espectaculares hay una propiedad extensiva de la materia que no se modifica: la masa.



En los cambios físicos es relativamente sencillo observar este dato. Por ejemplo, supongamos que nuestro "témpano" es un cubito de hielo. Si medimos la masa del cubito antes de derretirse y la del agua obtenida luego de la fusión o derretimiento veremos que es exactamente la misma.

En las reacciones químicas, las cosas se complican; por ejemplo: cuando se quema carbón se observa, a simple vista, que las cenizas tienen menor masa que el carbón original. ¿Disminuyó la cantidad de materia luego de la reacción? En 1783 el francés Antoine de Lavoisier encontró una respuesta negativa a este interrogante: lo que ocurría era que algunos gases que se producen en la reacción (como el dióxido de carbono) no se tenían en cuenta al establecer la masa de los productos. Si, por el contrario, la masa de estos gases se hubiera medido junto con la de las cenizas, la masa total de los productos hubiera sido la misma que la de los reactivos. El científico estableció así que la masa no se crea ni se destruye, sino que se transforma. Este enunciado se conoce como **ley de conservación de la masa**.

◀ Fig. 3-10. La masa de hielo que se derrite de un témpano es igual a la de agua líquida que se suma al lago. El cambio ocurre, pero la masa total se conserva.

Conservación de la masa y de la energía

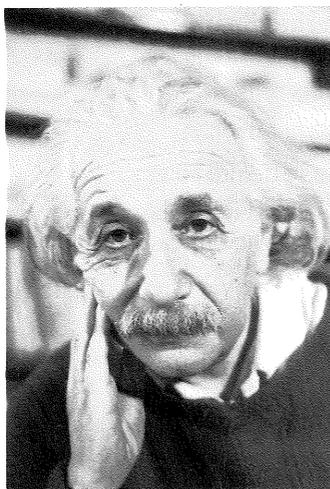
Los años pasaron y numerosas corroboraciones experimentales dieron la razón a De Lavoisier. El enunciado de la ley se modificó ligeramente, aunque su “esencia” es la misma: *en un sistema cerrado la masa total permanece constante, independientemente de las transformaciones físicas o químicas que se produzcan en ese sistema.*

Sin embargo, hacia fines del siglo XIX, con el descubrimiento de la radiactividad surgió una controversia. En las reacciones nucleares, cuando se medía con métodos precisos la masa de los productos, se comprobaba que era menor que la de los reactivos. En otras palabras, ¡no se cumplía la ley de la conservación de la masa! Ya en el siglo XX, Albert Einstein (figura 3-11) estudió esta contradicción y afirmó que *la materia puede convertirse en energía (y viceversa); lo que se conserva es la cantidad total de masa-energía.* Luego de una serie de deducciones matemáticas planteó su célebre **ecuación de equivalencia entre la masa y la energía:**

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

donde ΔE es la variación de energía; Δm , la variación de masa y c , la velocidad de la luz.

Ahora bien, para que un cuerpo pierda 1 g de masa, la cantidad de energía que necesita intercambiar es de $2,15 \cdot 10^{10}$ kilocalorías, una cantidad de calor muy elevada. En las reacciones nucleares esto es factible, pero en las reacciones químicas ordinarias, las diferencias de masa son insignificantes, por lo que la ley de la conservación de la masa se considera válida y puede aplicarse casi sin errores en los cálculos.

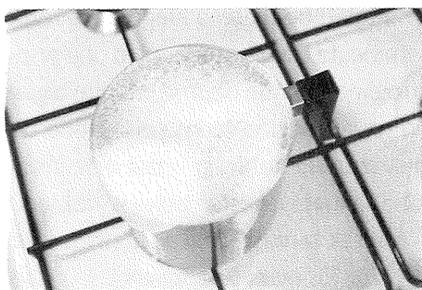


▲ Fig. 3-11. Albert Einstein (1879-1955), premio Nobel de Física en 1921.

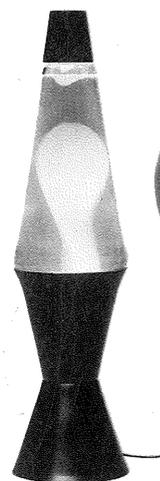
profundización

¿Qué es un sistema material? Es una porción de materia que se delimita en forma real o imaginaria para su estudio. Sus límites dependen de lo que se quiera analizar de él. Por ejemplo, si tenemos un té caliente en una taza y queremos estudiar la transferencia de calor, nuestro sistema material estará formado por el té y la taza. En cambio, si queremos determinar cuántas cucharaditas de azúcar se disuelven en el té, bastará considerar sólo el líquido, sin el recipiente en el que se encuentra. Los sistemas materiales son capaces de intercambiar materia o energía con el medio que los rodea. Según el intercambio que se produzca pueden ser abiertos, cerrados o aislados (figura 3-12).

- **Abiertos:** intercambian materia y energía con el medio, como cuando la leche hierve en un jarrito.
- **Cerrados:** intercambian energía pero no materia con el medio, como lo hace una lamparita encendida.
- **Aislados:** no intercambian ni materia ni energía con el medio, como ocurre cuando ponemos café caliente dentro de una jarra térmica y la tapamos herméticamente.



a



b



c

Fig. 3-12. ►
 Sistemas: abierto (a),
 cerrado (b) y aislado (c).

La composición de la materia

Hoy decimos sin temor a equivocarnos que la materia está formada por átomos y que una sustancia tiene una composición definida. Sin embargo, la composición de la materia fue un verdadero enigma desde los tiempos antiguos. Como vimos en la apertura de este capítulo, los pensadores griegos ya habían comenzado a discutir sobre este tema. Fueron Leucipo y, con mayor precisión, su discípulo Demócrito quienes hablaron por primera vez en el siglo IV a. C. sobre su discontinuidad, esto es, la posibilidad de dividirla en partes cada vez más pequeñas hasta el infinito. Ellos decían que la materia estaba formada por partículas indivisibles o átomos (del griego, *a*: sin y *tomos*: división) y que cada tipo de átomo tenía distinta forma y tamaño, por ejemplo los átomos de agua eran suaves y los de fuego, espinosos. La combinación de diversos tipos de átomos originaba las distintas clases de materia que se encontraban en la Naturaleza.

C Para vos, ¿Leucipo y Demócrito tenían razón? ¿Coinciden sus pensamientos con la definición actual de materia?

Las especulaciones atomistas fueron abandonadas muy pronto y, aunque parezca increíble, durante casi veinte siglos los átomos quedaron en el olvido. Durante ese lapso prevaleció la idea aristotélica (debida al filósofo griego Aristóteles) de que la materia era "continua".

El camino hacia la teoría atómica

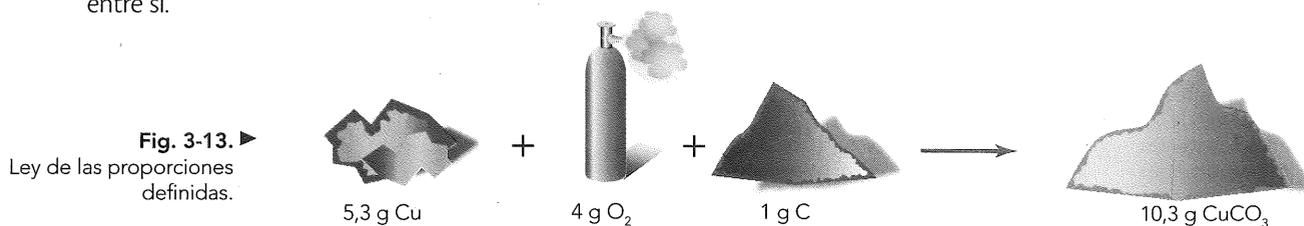
A partir de la ley de la conservación de la masa muchos científicos se dedicaron a estudiar los aspectos cuantitativos de las reacciones químicas (la masa y el volumen de las sustancias intervinientes) con el fin último de establecer una teoría capaz de interpretar la naturaleza de la materia. Surgieron así las leyes fundamentales de la química y la teoría atómica de Dalton.

La ley de las proporciones definidas

En 1799 Joseph Proust, siguiendo los pasos de De Lavoisier, realizó mediciones muy precisas de varios compuestos. Verificó, por ejemplo, que siempre que el cobre, el oxígeno y el carbono formaban carbonato de cobre (CuCO_3), se combinaban en las mismas proporciones de masa: 5,3 unidades de cobre por cuatro de oxígeno por una de carbono. En otras palabras, si usaba 5,3 g de cobre necesitaba 4 g de oxígeno y 1 g de carbono (figura 3-13). Y si incrementaba la cantidad de cobre al doble también tenía que hacerlo con el carbono y el oxígeno (10,6: 8: 2).

Entonces propuso **la ley de las proporciones definidas o ley de la composición constante** que establece que *para formar un compuesto químico, los elementos se combinan en una proporción fija, cualquiera sea el método de obtención de ese compuesto o su lugar de procedencia en la naturaleza (si se obtiene de las rocas, de las plantas, del agua del mar, etc.)*. En otras palabras, *la composición de una sustancia compuesta será siempre la misma*. Por ejemplo, el carbonato de cobre será siempre CuCO_3 , el metano, CH_4 y el agua, H_2O .

Para los químicos, las consecuencias de esta ley son muy importantes, no sólo como método para identificar un compuesto, sino también para conocer las cantidades de sustancias que reaccionan entre sí.



La ley de las proporciones múltiples y el fin de las ideas aristotélicas

La ley enunciada por Proust fue rápidamente aceptada y comprobada de manera experimental por otros químicos de la época. Sin embargo, en estas verificaciones apareció una variante: la existencia de algunos compuestos formados por los mismos elementos químicos pero que se encontraban en distinta proporción. Por ejemplo, se halló un óxido de cobre (al que llamaremos I) que tenía 88,83% de cobre y 11,17% de oxígeno; y otro (al que nombraremos II) que tenía 79,90% de cobre y 20,10% de oxígeno. El cálculo de la relación de masas arrojaba los siguientes resultados:

$$\text{Óxido de cobre I} = \frac{\text{Masa}_{\text{Cobre}}}{\text{Masa}_{\text{Oxígeno}}} = \frac{88,83}{3 \text{ g}} = 7,953 \quad \text{Óxido de cobre II} = \frac{\text{Masa}_{\text{Cobre}}}{\text{Masa}_{\text{Oxígeno}}} = \frac{79,90 \text{ g}}{20,10 \text{ g}} = 3,975$$

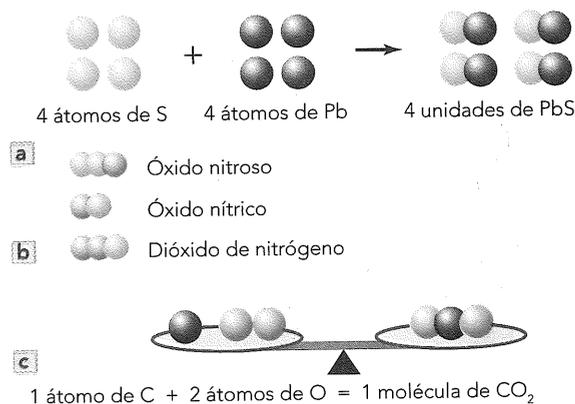
¿Había fallado la ley de Proust de las proporciones definidas? John Dalton resolvió este contratiempo en su laboratorio. Hizo reaccionar cobre con oxígeno en distintas condiciones y obtuvo dos óxidos de cobre de aspecto y propiedades diferentes. La ley no había fallado: estaba formulada para un mismo compuesto y éste no era el caso!

Al cuantificar los resultados, Dalton comprobó con sorpresa que la proporción entre las masas de cobre que reaccionaban con 1 g de oxígeno para formar los dos compuestos era 2:1, es decir, una relación de números enteros. Luego de verificar con otras sustancias este fenómeno, Dalton propuso su **ley de las proporciones múltiples**, que establece que *si dos o más elementos químicos se combinan para dar más de un compuesto, entonces el cociente entre la masa del segundo elemento, que se combina con una masa fija del primero, será una razón de números enteros y generalmente pequeños*.

Esta conclusión sería imposible si la materia fuera continua. Por el contrario, Dalton pensó que la materia era discontinua y que estaba formada por átomos. El 21 de octubre de 1803 dio una conferencia en la Sociedad Literaria y Filosófica de Manchester, Inglaterra, durante la cual enunció su **teoría atómica** (figura 3-14), cuyos postulados más importantes son los siguientes:

1. La materia está formada por partículas muy pequeñas llamadas átomos. Se trata de esferas rígidas, indivisibles e indestructibles.
2. Los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, tienen la misma masa, pero son diferentes de los de otro elemento.
3. Los "átomos compuestos" o compuestos se forman cuando se combinan átomos de distintos elementos en proporciones numéricas sencillas y fijas. Por ejemplo, la proporción de átomos de carbono a átomos de oxígeno es de 1:1 en el monóxido de carbono y 1:2 en el dióxido de carbono.
4. Los átomos no se crean ni se destruyen, aun cuando se combinen en las reacciones químicas.

La teoría atómica de Dalton (aunque con ciertos errores) fue brillante para su época y sirvió para explicar la ley de las proporciones constantes, la de las proporciones múltiples, e incluso, la de la conservación de la masa. También fue el puntapié inicial para que otros científicos siguieran investigando sobre la naturaleza y la estructura del átomo.



15

John Dalton (1766-1848). Químico, físico y matemático inglés. A partir de 1800 ocupó el cargo de secretario de la Sociedad Filosófica y Literaria de Manchester, que presidió a partir de 1817. Además de desarrollar su teoría atómica, estudió la enfermedad conocida como daltonismo en su honor. En 1801 enunció la ley de las presiones parciales y la ley de las proporciones múltiples. También ideó una escala de símbolos químicos. En 1808 publicó su obra *Nuevo Sistema de Filosofía Química*.

Fig. 3-14. Explicación según la teoría de Dalton de la ley de las proporciones constantes (a), la de las proporciones múltiples (b) y la de conservación de la masa (c).

Hacia el concepto de molécula

Hacia fines del siglo XVIII y comienzos del XIX era habitual que los químicos experimentaran con gases. Dado que resultaba más sencillo medir el volumen del gas que pesarlo, era lógico que se estudiaran con mayor frecuencia las relaciones de volumen que las de masas.

El fisicoquímico francés Joseph Gay-Lussac, conociendo las leyes de los gases y trabajando a presión y temperatura constantes, observó que si se hacían reaccionar un volumen de hidrógeno con un volumen de cloro, se obtenían dos volúmenes de cloruro de hidrógeno. Gay-Lussac realizó otras experiencias y halló resultados similares a los que muestra el cuadro 3-1.

La ley de los volúmenes de combinación

Al buscar una relación entre los volúmenes de los gases que intervinieron en la reacción y los que se produjeron, Gay-Lussac comprobó que estas relaciones estaban expresadas en números enteros y en general pequeños.

Enunció así la **ley de los volúmenes de combinación** (hoy conocida como **ley de Gay-Lussac**): *los volúmenes de los gases que reaccionan entre sí o que se producen en una reacción química, medidos en condiciones de presión y temperatura constantes, están en una relación que cabe expresar con números enteros y pequeños.*

Según lo observado experimentalmente por Gay-Lussac, dos volúmenes de hidrógeno más uno de oxígeno producen dos volúmenes de vapor de agua (figura 13-15). Esto contradecía la teoría de Dalton, que indicaba que un volumen de átomos de cloro más un volumen de átomos de hidrógeno debería producir un volumen de átomos de cloruro de hidrógeno.

¿Quién ayudó a resolver los desacuerdos entre Dalton y Gay-Lussac?

La hipótesis de Avogadro

En 1811, el químico italiano Amedeo Avogadro, que trabajaba con gases a presión constante, postuló que cualquier gas a una temperatura dada debía contener el mismo número de partículas por unidad de volumen, y estas partículas no tenían por qué ser átomos (y que hoy conocemos con el nombre de moléculas). Enunció así una hipótesis que en la actualidad lleva su nombre, **hipótesis de Avogadro**: *volúmenes iguales de todos los gases medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas.*



◀ Fig. 3-15. Ley de los volúmenes de combinación.

Gas 1	Volumen 1 (cm ³)	Gas 2	Volumen 2 (cm ³)	Gas producto	Volumen producto (cm ³)
Hidrógeno	30	Oxígeno	15	Agua	30
Nitrógeno	20	Oxígeno	40	Óxido de nitrógeno	40
Flúor	10	Hidrógeno	10	Fluoruro de hidrógeno	20

▲ Cuadro 3-1. Resultados obtenidos por Gay-Lussac.

Consecuencias de la hipótesis de Avogadro

La hipótesis de Avogadro permitió establecer la fórmula real de muchas sustancias, por ejemplo del hidrógeno y del cloro (figura 3-16) y la diferencia entre el concepto de átomo y el de molécula:

- **Átomo:** parte más pequeña de un elemento químico.
- **Molécula:** parte más pequeña, con existencia individual estable, de una sustancia simple o compuesta (hoy sabemos que no todas las sustancias son moleculares).

Magnitudes atómico-moleculares

Avogadro no fue estimado por sus contemporáneos y su hipótesis quedó en el olvido durante cuarenta años hasta que otro químico italiano, Stanislao Cannizzaro la reflató. Entonces, realizó experiencias para establecer diferencias cuantitativas entre **masas atómicas** y **masas moleculares relativas**.

Una de ellas consistía en medir las masas de volúmenes iguales (10 dm^3) de nitrógeno (N_2) e hidrógeno (H_2), a 0°C de temperatura y 1 atmósfera de presión. Los resultados obtenidos fueron los siguientes:

$$m_{\text{N}_2} = 12,502 \text{ g} \quad m_{\text{H}_2} = 0,893 \text{ g}$$

De acuerdo con la hipótesis de Avogadro, debido a que el volumen es el mismo, el número de moléculas también debe serlo. Entonces, si se denomina x al número de moléculas, resulta:

$$\frac{x \text{ moléculas de } \text{N}_2}{x \text{ moléculas de } \text{H}_2} = \frac{12,502}{0,893} = 14$$

Esta relación indica que x moléculas de nitrógeno tienen una masa catorce veces mayor que x moléculas de hidrógeno, o bien, que una molécula de nitrógeno pesa catorce veces más que una de hidrógeno. Asimismo, dado que ambas moléculas están formadas por dos átomos, es lícito afirmar que la masa de un átomo de nitrógeno es catorce veces mayor que la de un átomo de hidrógeno.

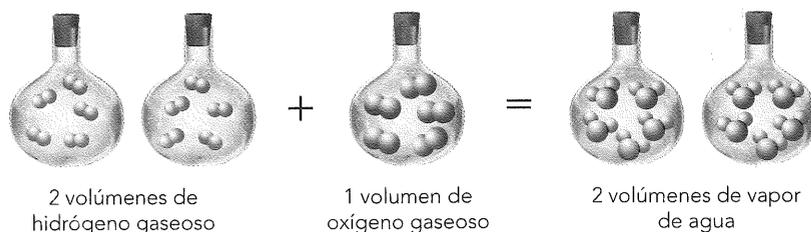
De esta manera, Cannizzaro estableció relaciones entre las masas atómicas y moleculares respecto de un patrón: el hidrógeno. Por eso se denominaron **relativas**.

En la actualidad, y como veremos en detalle en el capítulo 4, se utiliza otro patrón o **unidad de masa atómica (uma)** que se define como la doceava parte de la masa de un átomo del isótopo 12 del carbono (^{12}C).

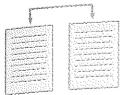
$$1 \text{ uma} = \frac{\text{masa de un átomo de } ^{12}\text{C}}{12} = 1,6605 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

A partir de este patrón es posible definir:

- **Masa atómica relativa (Ar)** como un número que indica cuántas veces es mayor la masa de un átomo que 1 uma.
- **Masa molecular relativa (Mr)** como un número que indica cuántas veces es mayor la masa de una molécula (o la fórmula empírica de una sustancia no molecular) que 1 uma. Para calcularla se suman las masas atómicas relativas de todos los átomos que constituyen la molécula.



◀ Fig. 3-16. Explicación de Avogadro de la ley de volúmenes de combinación.



Constante de Avogadro y volumen molar: **capítulo 9.**

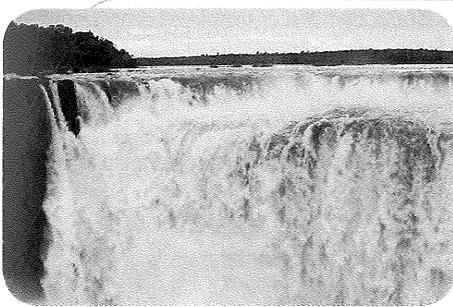
El concepto de mol

¿Por qué creen que se han establecido valores de masas atómicas y moleculares relativos y no absolutos? Simplemente porque en la práctica resulta imposible pesar de manera individual un átomo o una molécula. En cualquier situación real se manejan cantidades enormes de partículas. Por ejemplo, si pudieran contar cuántas moléculas hay en una gota de agua, se sorprenderían con la cifra:

¡1.672.790.278.000.000.000.000 moléculas!

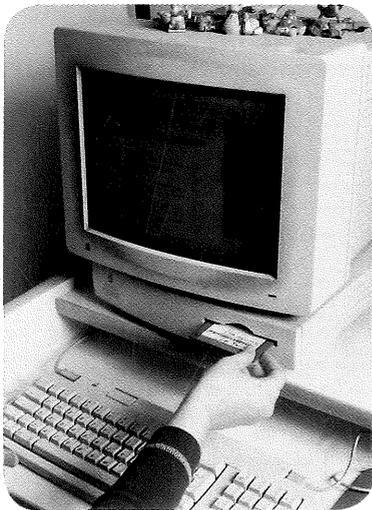
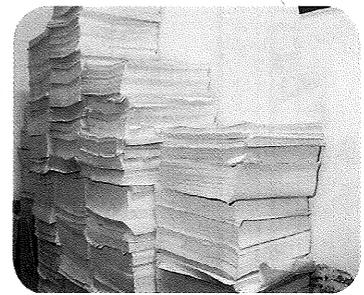
Por lo tanto, se requiere una unidad que describa en forma adecuada esas cantidades. La unidad empleada por los químicos es el **mol**, que se define como la cantidad de una sustancia que contiene **$6,022 \cdot 10^{23}$** partículas elementales (átomos, moléculas, iones, partículas subatómicas). Este número de partículas se obtuvo luego de muchos experimentos y se conoce con el nombre de **constante de Avogadro (N_A)**, en honor al científico italiano (figura 3-17).

¿Cuál es la masa de un mol? La masa de un mol o **masa molar** de un elemento es la masa atómica relativa de ese elemento expresada en gramos. La masa molar de un compuesto es la masa molecular relativa expresada en gramos.



Se necesitarían más de 100.000 años para que pasen $6,02 \cdot 10^{23}$ gotas de agua por las Cataratas del Iguazú.

Con $6,02 \cdot 10^{23}$ hojas de papel podrían fabricarse más de un millón de talonarios cada uno de los cuales sería tan alto que llegaría desde la Tierra hasta el Sol.

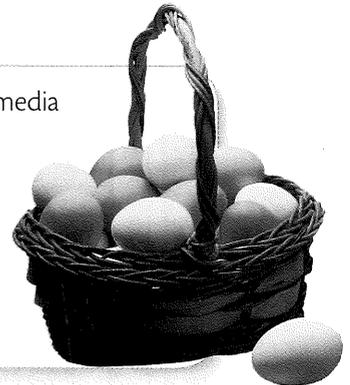


Una computadora ultra rápida (capaz de realizar 100 millones de cuentas por segundo) tardaría casi 200 millones de años para contar hasta $6,02 \cdot 10^{23}$.



Constante de Avogadro
 $6,02 \cdot 10^{23}$

Junto con otros ingredientes, media docena de huevos puede convertirse en un rico bizcochuelo. Un mol de huevos podría llenar todos los océanos de la Tierra más de treinta millones de veces.



▲ Fig. 3-17. Significado de la constante de Avogadro.

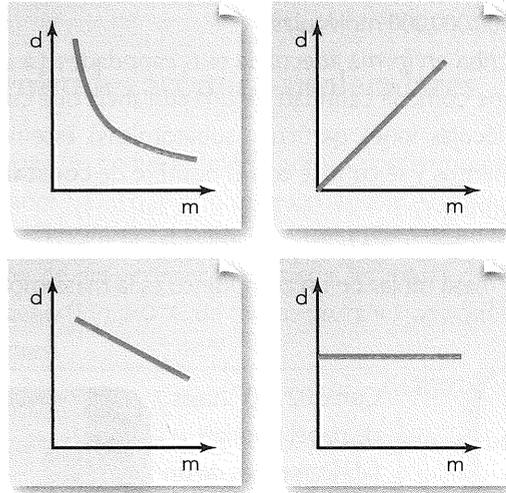


3. Calculá:

- Si la masa de un mol de agua es 18 g, ¿cuántas moléculas hay en 9 g? ¿Y en 36 g?
- ¿Qué pesa más, un mol de agua o uno de metano? (Para calcular estos valores utilizá los datos de la tabla periódica).
- ¿Cuál es la masa de dos moles de oxígeno (O_2)? ¿Cuántas moléculas hay en ellos?

Aplicación y análisis

4. Uno de los gráficos de la figura 3-18 es el correcto. Indicá cuál de ellos es y justificá por qué.



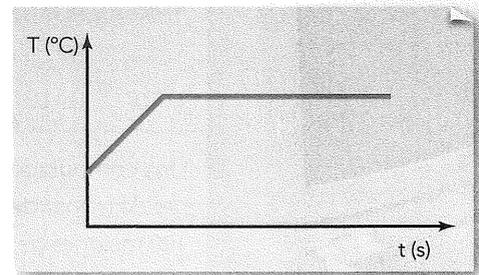
▲ Fig. 3-18. Densidad de una sustancia en función de su masa, a una temperatura determinada.

5. Respondé las preguntas sobre el punto de fusión y el punto de ebullición, dos propiedades intensivas de la materia. Para ello consultá el cuadro 3-2.
- Algunos negocios de artículos para piletas venden un producto llamado "cloro líquido" y otro llamado "cloro sólido". ¿Es realmente cloro ese producto?
 - ¿En qué estado de agregación se encontrarán el yodo, el benceno, el bromo y el amoníaco en un freezer donde la temperatura es de $-18\text{ }^{\circ}\text{C}$?
 - Dentro de las lámparas comunes hay un filamento de tungsteno. Cuando la lámpara está encendida el filamento se calienta y emite luz. Una persona afirmó que el filamento alcanza los $4.000\text{ }^{\circ}\text{C}$ cuando la lámpara está encendida. ¿Puede ser verdad esta afirmación? Justificá.
 - Después de un incendio fueron encontrados los restos de una joya hecha de oro y rubí. El oro estaba deformado pero el rubí mantenía su forma original. Si el punto de fusión del rubí es $2.054\text{ }^{\circ}\text{C}$, ¿qué podés afirmar sobre la temperatura de las llamas durante el incendio?
 - Un termómetro de mercurio sólo funciona bien cuando el mercurio en su interior se encuentra en estado líquido. ¿Cuál es la menor temperatura que podés medir con un termómetro de mercurio?
 - ¿En qué estado de agregación se encuentran el aluminio, el agua, el bromo, el mercurio, el etanol y el nitrógeno a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$?

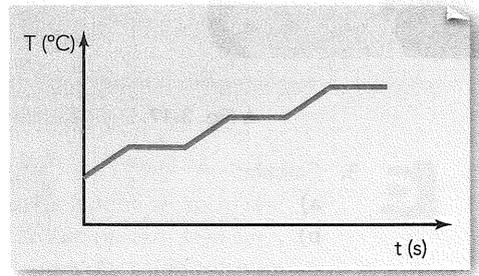
Sustancia	P.F. ($^{\circ}\text{C}$)	P.E. ($^{\circ}\text{C}$)
Tungsteno	3.422	5.555
Oro	1.064	2.856
Aluminio	660	2.519
Yodo	114	184
Benceno	6	80
Agua	0	100
Bromo	-7	59
Mercurio	-39	357
Amoníaco	-78	-33
Cloro	-102	-34
Etanol	-114	78
Nitrógeno	-210	-196

▲ Cuadro 3-2. Puntos de fusión y de ebullición de diferentes sustancias.

6. Decidí en cada caso si estamos hablando de una sustancia o de una mezcla. En caso de que se trate de una sustancia, decidí si es simple o compuesta.
- Vino.
 - Metano.
 - Helio.
 - Tinta.
 - Aluminio.
 - Dióxido de carbono.
 - Leche.
 - Plata.
7. Se calientan dos recipientes A y B que contienen diferentes líquidos. Las figuras 3-19 y 3-20 muestran cómo varía la temperatura en función del tiempo para ambos casos. Observalos detenidamente y respondé: ¿A es una mezcla y B una sustancia o al revés?



▲ Fig. 3-19. Gráfico de temperatura en función del tiempo para el líquido A.



▲ Fig. 3-20. Gráfico de temperatura en función del tiempo para el líquido B.

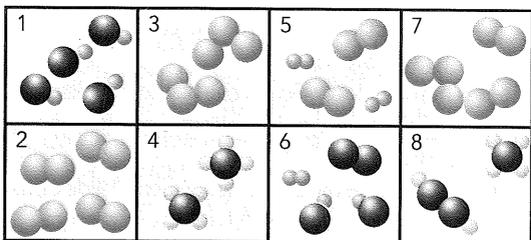
8. El cloruro de amonio, un sólido blanco es empleado desde la Antigüedad como fertilizante. Los egipcios, por ejemplo, lo obtenían a partir del estiércol de los camellos. Actualmente, muchos de los fertilizantes producidos por la industria química contienen esa sustancia en su composición. Lee las siguientes afirmaciones y respondé:

- El cloruro de amonio sufre descomposición produciendo los gases amoníaco y cloruro de hidrógeno.
- Por descomposición el amoníaco origina los gases nitrógeno e hidrógeno y el cloruro de hidrógeno origina los gases cloro e hidrógeno.
- Los gases nitrógeno, hidrógeno y cloro no sufren descomposición.

- a) ¿Cuántas sustancias químicas diferentes se mencionan en las tres afirmaciones?
- b) ¿Cuáles de ellas son sustancias simples y cuáles compuestas?

9. Observá los modelos moleculares que se encuentran representados en la figura 3-21 y respondé cuál o cuáles corresponde/n...

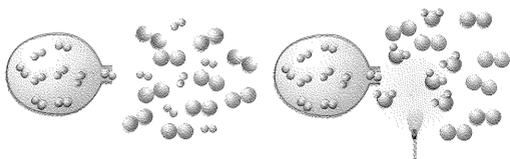
- a) ...a una sustancia simple.
- b) ...a una sustancia compuesta.
- c) ...a una mezcla de sustancias.



▲ Fig. 3-21. Moléculas representadas con modelos de esferas. Cada color representa a un átomo de un elemento distinto.

10. Observá los esquemas de la figura 3-22 y respondé:

- a) ¿Qué tipo de transformación se produce en a y en b?
- b) ¿Conservan sus propiedades los componentes en a y en b?



▲ Fig. 3-22. Transformaciones de la materia. a, si dejamos salir el hidrógeno de un globo se mezcla con el aire; b, si prendemos un fósforo en la boca del globo oiremos una pequeña explosión.

11. Marcá con una **F** los cambios físicos y con una **Q** los cambios químicos.

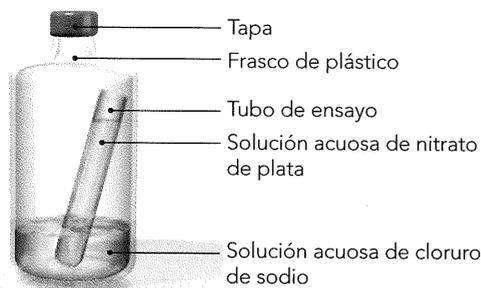
- a) El agua hierve y se transforma en vapor.
- b) Se funde un pan de manteca.
- c) Se mezclan hidrógeno y oxígeno en un recipiente.
- d) Se forma agua al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de oxígeno e hidrógeno.
- e) Se quema un montón de hojas secas.
- f) El hierro se oxida.
- g) El peluquero te corta el cabello.
- h) Se calienta un trozo de aluminio.
- i) El vino se fermenta.
- j) La leche se "corta".
- k) Se enciende una cinta de magnesio en una atmósfera de oxígeno.

<input type="checkbox"/>

12. Lee el relato de la experiencia y respondé las preguntas.

En un laboratorio escolar se montó un sistema como el de la figura 3-23, se determinó la masa y después se dio vuelta el frasco de manera tal que las dos soluciones se pusieran en contacto para originar cloruro de plata. Finalmente, se determinó nuevamente la masa del sistema.

- a) El sistema usado, ¿es abierto o cerrado? Justificá.
- b) ¿Qué podés decir sobre la masa final del sistema si la comparás con la masa inicial?
- c) ¿En qué ley te basaste para hacer la previsión del punto b? ¿Quién la enunció y qué dice?



▲ Fig. 3-23.

13. Los datos del cuadro 3-3 se refieren a la descomposición del amoníaco.

- a) Usá la ley de Lavoisier para calcular los valores que faltan.
- b) Demostrá que los valores obtenidos responden a la ley de Proust.

Amoníaco → nitrógeno + hidrógeno

17 g	¿?	3 g
34 g	28 g	¿?
51 g	¿?	9 g

▲ Cuadro 3-3.

14. El metano, también conocido como “gas de los pantanos”, es una sustancia compuesta por dos elementos: carbono e hidrógeno. La descomposición de diferentes cantidades de ese gas proporciona los datos que se observan en el cuadro 3-4.

- Determiná el valor de x .
- Calculá los datos que faltan.
- ¿Cuál será la composición del metano expresada en porcentaje de carbono e hidrógeno?

metano \rightarrow carbono + hidrógeno		
4 g	3 g	x
8 g	6 g	
12 g	9 g	
16 g		
20 g		
100 g		

▲ Cuadro 3-4.

- Quando se descomponen 18 g de agua por electrólisis se forman 16 g de oxígeno y 2 g de hidrógeno. Según la ley de las proporciones definidas, ¿cuánto hidrógeno se forma en la electrólisis de 360 g de agua?
- El azufre y el oxígeno forman un compuesto que tiene 50% de azufre y 50% de oxígeno y otro compuesto que tiene 40% de azufre y 60% de oxígeno. ¿A qué ley fundamental se está refiriendo este ejemplo? Explicá.
- Tres partes de carbono reaccionan con ocho partes de oxígeno para producir dióxido de carbono. ¿Cuánto carbono se requiere para producir 990 g de dióxido de carbono?

18. Tres partes de carbono reaccionan con cuatro partes de oxígeno para producir monóxido de carbono. ¿Cuánto monóxido de carbono se puede formar a partir de 42 g de carbono?

19. Calculá el número de moles que hay en:

- 98,6 g de HNO_3
- 9,11 g de FeSO_4
- 11,8 g de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- 9,45 g de CaBr_2

20. Calculá la masa que hay en:

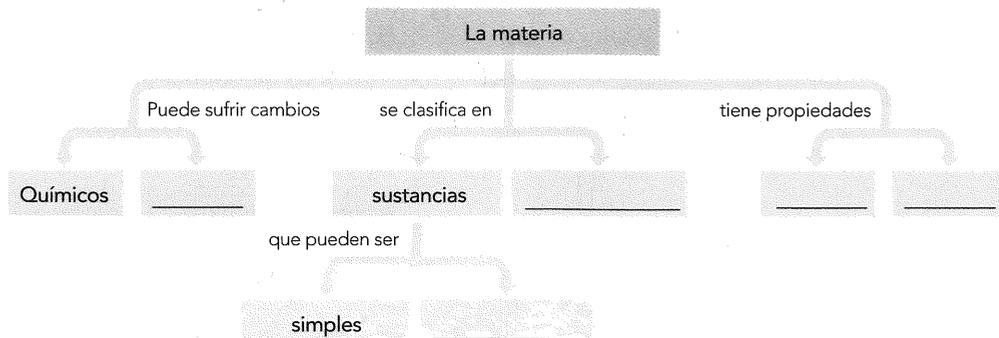
- 0,005 mol de MnO_2
- 1,12 mol de CaH_2
- 0,25 mol de $\text{C}_2\text{H}_{12}\text{O}_6$
- 4,61 mol de AlCl_3

21. Indicá cuáles afirmaciones son verdaderas y cuáles falsas ($\text{Ar}_\text{S} = 32$, $\text{Ar}_\text{O} = 16$, $\text{Ar}_\text{K} = 39$, $\text{Ar}_\text{N} = 14$, $\text{Ar}_\text{H} = 1$, $\text{Ar}_\text{Cl} = 35,5$).

- 32 g de azufre contienen el mismo número de átomos que 1 g de hidrógeno.
- 10 g de hidrógeno y 10 g de oxígeno contienen el mismo número de átomos.
- La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo de ese elemento.
- El número de átomos que hay en 10 g de nitrógeno es igual al número de moléculas que hay en 5 g de nitrógeno.
- El número de moléculas que hay en 71 g de cloro es igual al número de moléculas que hay en 5 g de nitrógeno.
- El número de moléculas que hay en 71 g de cloro es el mismo que hay en un mol del mismo gas.
- 1 g de azufre contiene menos átomos que 1 g de potasio.

Organización de la información

22. Completá el mapa conceptual:



Trabajo de laboratorio

23. Fabrica un "densímetro" y compará las densidades de diferentes mezclas de agua y sal.

Objetivo

Estudiar una de las propiedades intensivas de la materia.

Materiales

Cinco vasos transparentes; capuchón de birrome (tipo bic); marcador indeleble; cuchara sopera; masa para modelar o plastilina; agua y sal fina.

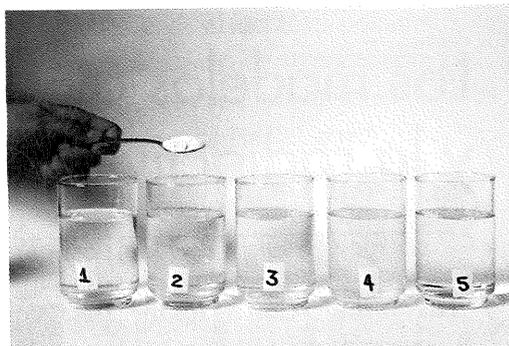
Procedimiento

- 1.º Numerá los vasos del 1 al 5 y colocá agua hasta las tres cuartas partes.
- 2.º Agregá una cucharada al ras de sal al vaso 1, dos cucharadas al vaso 2, tres cucharadas al vaso 3, cuatro cucharadas al vaso 4 y ninguna al vaso 5. Mezclá bien hasta que la sal se disuelva (figura 3-24).
- 3.º Con el marcador hacé marcas espaciadas cerca de 2 mm una de otra en el capuchón. Modelá una bolita de plastilina y colocala en el cabito del capuchón. Ya tenés listo un "densímetro".
- 4.º Poné el "densímetro" en el vaso 5 y fijate si la línea superior coincide con la superficie del agua. Si no es así ajustalo, agregando o quitando plastilina al cabito del capuchón (figura 3-25).
- 5.º Transferí el "densímetro" a los vasos 1, 2, 3 y 4 sucesivamente. Tomá la precaución de lavarlos con agua entre medida y medida. Registrá en cada caso cuántas marcas ves por encima de la superficie del agua (figura 3-26).

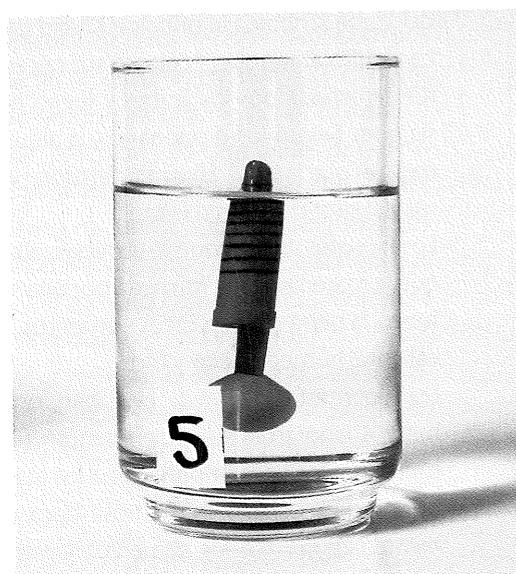
Conclusiones

- b) Si la densidad del agua es 1 g/ml y la del cloruro del sodio es de 2,17 g/ml, ¿qué valor de densidad esperás cuando mezcles ambas sustancias? La densidad, ¿aumentará o disminuirá a medida que agregues sal?
- a) ¿Por qué el "densímetro" sube?
- c) A partir de los datos del cuadro 3-5 confeccioná un gráfico de porcentaje de sal en función de la densidad de la mezcla. ¿Es directamente proporcional la densidad a la cantidad de sal que hay en la mezcla?

% de sal en la masa total de la mezcla	Densidad (g/ml) a 20 °C
2	1,013
4	1,027
8	1,056
16	1,116
24	1,184



▲ Fig. 3-24.



▲ Fig. 3-25.



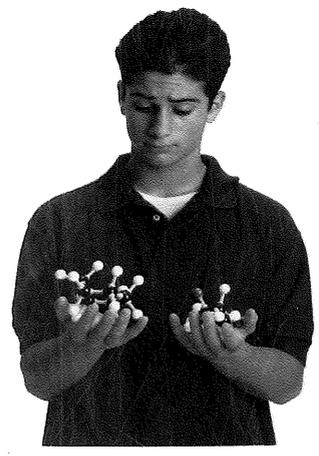
▲ Fig. 3-26.

◀ Cuadro 3-5.



Capítulo 6

Las uniones químicas



ayer ←

Historia de los adhesivos o pegamentos. El uso de adhesivos o pegamentos se remonta a la Antigüedad. Caucho natural, pescado, huesos, proteínas de la leche, clara de huevo y almidón fueron algunos de los materiales utilizados para fabricarlos.

Los egipcios, por ejemplo, empleaban adhesivos procedentes de la cocción de huesos de animales para unir láminas de madera; los romanos pegaban las partes de sus embarcaciones con cera de abejas o con brea obtenida de la madera de pino; los aztecas preferían la mezcla de sangre y barro para unir piedras en la construcción de edificios; los antiguos imprenteros asiáticos sabían que tenían que agregarle almidón al papel para que "pegue" la tinta...

Así es como llegamos a 1750, año en el cual se expidió, en Gran Bretaña, la primera patente para un pegamento de origen animal: la cola de pescado. Durante muchísimo tiempo los adhesivos naturales cumplieron su pegajosa función.

Recién al promediar el siglo XX aparece, por casualidad, el primer pegamento sintético. Se denominó cianocrilato y, en su momento, provocó un pequeño desastre: pegó dos prismas de cristal mientras el doctor Harry Coover y su colega Fred Joyner estaban comprobando las propiedades refractarias a la luz de nuevos compuestos orgánicos. El doctor Coover se dio cuenta al final de que este compuesto era útil y, en 1958, el producto comenzó a comercializarse con fines industriales como *Supercola*. En la actualidad los cianocrilatos se emplean como sutura química en medicina.

Desde entonces muchas sustancias o mezclas sintéticas cumplen con eficiencia su función a la hora de pegar: las resinas epoxi, el poliuretano, el acetato de polivinilo (PVA) o cola vinílica (figura 6-1), el resorcinol, las siliconas, etcétera.

Pero, ¿qué son y por qué pegan los pegamentos? Un pegamento o adhesivo es una sustancia que, aplicada entre las superficies de uno o más sustratos (materiales), permite una unión resistente a la separación. El mecanismo de esta unión (figura 6-2) depende de:

- La fuerza de unión del adhesivo al sustrato o adhesión. A nivel microscópico, la adhesividad se produce debido a una atracción química entre las moléculas de la superficie del sustrato y las del pegamento (fuerzas de Van der Waals). Cuanto mayor sea el "grado de mojado" (contacto intermolecular) de las zonas a unir mayor será la fuerza de adhesión.
- La fuerza interna del adhesivo o cohesión. Es la fuerza que mantiene unidas a las moléculas del pegamento. Puede deberse a enlaces químicos entre las moléculas del adhesivo o a fuerzas intermoleculares de Van der Waals.



Fuente:
www.loctite.com;
www.radiocentro.com.mx;
www.velsid.com.

◀ Fig. 6-1.
Cola vinílica.

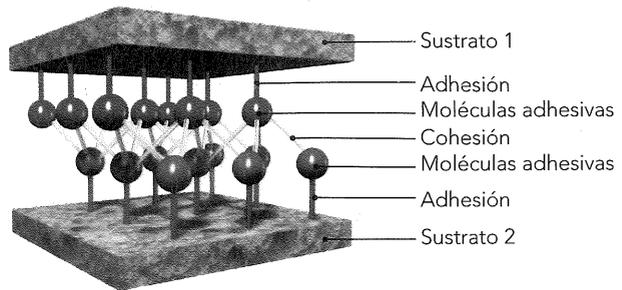


Fig. 6-2. ▶
Fases de una unión adhesiva.

Nanotecnología y adhesivos. El gecko (figuras 6-3) –un pequeño y gracioso lagarto capaz de adherirse con facilidad a cualquier superficie, excepto el *teflón*– está colaborando con los nanotecnólogos para elaborar nuevos adhesivos mucho más potentes que los que existen en la actualidad. Desde hace tiempo varios grupos de investigación tratan de elaborar alguna hipótesis para responder a estas tres inquietudes:

- 1.º ¿De qué manera los geckos son capaces de “pegarse” a superficies verticales?
- 2.º ¿Cómo se cuelgan de una rama de un árbol sostenidos por una sola pata?
- 3.º ¿Cómo hacen para mantener sus pegajosas patas limpias y libres de polvillo si su hábitat natural es el desierto, lugar donde el polvo abunda?

La respuesta parece encontrarse en las fuerzas de Van der Waals, fuerzas de atracción entre las moléculas que forman las estructuras de las patas del gecko y las moléculas que constituyen la superficie a la cual el animal se adhiere. Las moléculas tienen áreas de densidad de carga positiva y áreas de densidad de carga negativa que se atraen mutuamente, como si fueran “nanoimanes”. Debido a que los dedos de las patas del gecko están cubiertos con alrededor de dos millones de diminutas estructuras parecidas a pelos microscópicos (seta) y, a su vez, cada una de ellas termina en hasta mil ramitas llamadas espátulas, el número de “nanoimanes” es inmenso. Tan es así que, al menos en teoría, una patita de un gecko podría sostener un peso de 110 kilos.

Por otra parte, parece ser que el mismo mecanismo que ayuda al gecko a adherirse a las superficies también lo ayuda a mantener sus patas libres de suciedad. Mientras que se generan enormes fuerzas de atracción entre un gran número de “nanoimanes” y la superficie para permitir al gecko escalar paredes o ramas de árboles, la fuerza de atracción entre unos pocos “nanoimanes” y alguna partícula de suciedad es tan débil que ésta termina por desprenderse. En otras palabras, las patas de los geckos son autolimpiantes. Según los modelos actuales, la autolimpieza de la seta es consecuencia de su estructura (tamaño y forma) pero no de su naturaleza química.

Ahora los científicos están utilizando los resultados de sus investigaciones realizadas gracias a la nanotecnología para crear pegamentos basados en la capacidad adhesiva de las patas del gecko. La idea es crear setas sintéticas. Si esto se logra, el resultado será un nuevo adhesivo increíblemente fuerte pero además, limpio y reutilizable

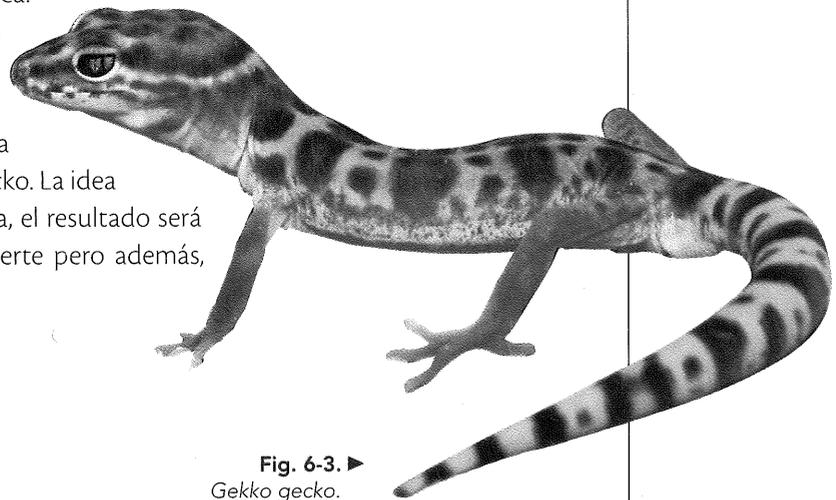


Fig. 6-3. ▶
Gekko gecko.



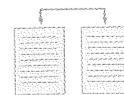
1. Respondé las preguntas referidas a “ayer” y “hoy”:

- a) ¿Qué diferencia existe entre la adhesión y la cohesión de un pegamento?
- b) ¿Por qué decimos que el gecko colabora con los nanotecnólogos?
- c) ¿Qué partes del átomo imaginás que intervienen en las uniones químicas?
- d) ¿Hay un solo tipo de enlace químico o más de uno?
- e) Las fuerzas de Van der Waals que se mencionan en el texto permiten la unión entre moléculas. ¿Serán mayores o menores que las fuerzas de atracción entre los átomos de una molécula?



Fuente:
www.sciencentral.com

Unión química: mínima energía, máxima estabilidad



Estructura del átomo:
capítulo 4.

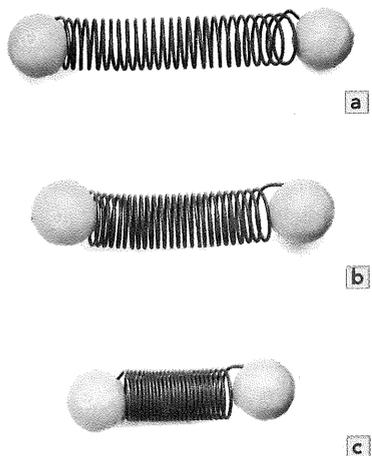
En la naturaleza son muy pocos los elementos químicos que se hallan en estado nativo. La mayoría se encuentran combinados con otros. Este fenómeno tiene una explicación muy simple: *los átomos de los diferentes elementos se unen entre sí porque ganan estabilidad*. Dicho con otras palabras, la energía del compuesto que se forma será mínima. Por ejemplo, un átomo de sodio y uno de cloro dan origen a la sal común o cloruro de sodio, compuesto que es mucho más estable que ambos átomos por separado. ¿Entendés ahora por qué el cloruro de sodio es muy abundante en la naturaleza y el sodio metálico casi no existe?

Por otra parte, podemos decir que, dado que los átomos están formados por núcleos con carga positiva y electrones con carga negativa, las **fuerzas electrostáticas** son las encargadas de mantener unidos dos o más átomos.

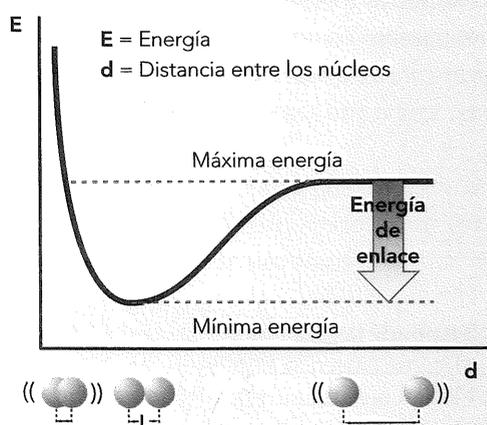
*El conjunto de fuerzas electrostáticas que mantienen unidos a los átomos, iones o moléculas cuando estos forman agrupaciones estables recibe el nombre de **enlace químico** o **unión química**. La unión química es, entonces, la resultante del equilibrio de fuerzas de atracción y repulsión entre cargas eléctricas.*

Consideremos ahora dos átomos de hidrógeno unidos entre sí y supongamos que ambos están representados por dos bolitas unidas por un resorte. Entonces, provocamos tres situaciones distintas y vemos qué ocurre:

1. Si estiramos el resorte, las bolitas estarán muy alejadas y, en cuanto las soltemos se acercarán. En cuanto a los átomos, cuando se encuentran tan alejados decimos que están en un **estado inestable** (figura 6-4a). Entonces se acercarán porque el electrón de uno es atraído por el núcleo del otro.
2. Si soltamos el resorte, las bolitas se acercarán pero no se juntarán. En la molécula de hidrógeno, este sería un **estado de equilibrio**, las fuerzas de repulsión entre los núcleos y las de atracción que ejerce cada núcleo sobre el electrón del otro serán equivalentes. Ese momento está dado por la longitud del resorte en reposo (figura 6-4b). En la unión química se denomina **longitud de enlace (L)**. La estabilidad del sistema es máxima y su energía es mínima: se formará una molécula estable a partir de átomos aislados. Durante la formación del enlace se libera energía llamada **energía de enlace** (figura 6-5).
3. Si comprimimos el resorte, las bolitas se acercarán pero en cuanto las soltemos se separarán. Si esto ocurre entre los átomos, el sistema será otra vez muy inestable (figura 6-4c). De manera similar actúa la repulsión entre núcleos de dos átomos vecinos, impidiendo que se acerquen demasiado.



▲ Fig. 6-4. Analogía entre un resorte y la unión química entre dos átomos. **a**, estado inestable estar demasiado lejos; **b**, estado de equilibrio; **c**, Estado inestable por estar demasiado cerca.



▲ Fig. 6-5. Gráfico de energía de enlace en función de la distancia entre los núcleos atómicos. La **L** representa la longitud de enlace.

Tipos de uniones químicas

Ya dijimos que los átomos se estabilizan cuando se combinan entre sí y forman una unión química. Sin embargo, no existe un solo mecanismo para llegar a esta situación. Pueden ocurrir los siguientes casos:

- Los átomos de un mismo elemento químico ganan estabilidad cuando forman **moléculas simples**. Por ejemplo, dos átomos de cloro se combinan y forman una molécula de cloro.
- Los átomos de diferentes elementos químicos ganan estabilidad cuando forman **moléculas compuestas**. Por ejemplo, dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno se unen para formar una molécula de agua.
- Los átomos también pueden ganar estabilidad cuando se ordenan en estructuras llamadas **redes cristalinas iónicas** o en otras llamadas **redes metálicas**. Por ejemplo, en el compuesto iónico cloruro de potasio, los cationes potasio y los aniones cloruro se encuentran ordenados en una red cristalina iónica.

Teoría del octeto

A pesar de todo lo dicho, hay un grupo muy pequeño de sustancias simples que permanecen como átomos individuales y, aun así, son estables. Nos referimos a los **gases nobles**, moléculas monoatómicas que prácticamente no se combinan con otros átomos. Si analizamos su configuración electrónica (cuadro 6-1) encontraremos con rapidez la razón de esta propiedad: con excepción del helio que tiene dos electrones, todos poseen **ocho electrones** en su último nivel de energía. Esta disposición característica es la que les confiere gran estabilidad.

Aunque hoy parezca sencillo llegar a esta conclusión, no lo fue en 1916, cuando el físico alemán Walter Kossel y el químico norteamericano Gilbert N. Lewis  trataron de entender, en forma independiente, cómo ocurrían los enlaces químicos.

Ambos científicos basaron sus ideas en el modelo atómico de Bohr, en el que el núcleo atómico estaba rodeado de electrones ordenados en niveles energéticos concéntricos. Cada uno de los niveles sólo permitía un número máximo de electrones. Cuando el nivel externo se completaba, el átomo alcanzaba la configuración electrónica de alguno de los gases nobles. Es decir, la máxima estabilidad. Para Kossel algunos átomos llegaban a esta situación si cedían o aceptaban electrones y se convertían en iones positivos o iones negativos, respectivamente. Así es como establecían la unión química que hoy conocemos como **enlace iónico**. Lewis, en cambio, sostenía que los átomos que intervenían en una unión química lograban la máxima estabilidad cuando cada uno de ellos aportaba un electrón y, entonces, ambos compartían el par formado. Esta fue la primera descripción del **enlace covalente**. Además, él creía que los electrones de la última capa se apareaban alrededor del núcleo para formar cuatro pares. Pero nunca utilizó el término octeto. Fue el químico estadounidense Irving Langmuir quien retomó sus trabajos, para desarrollarlos aún más y formular lo que en la actualidad conocemos como la **teoría del octeto**.



Gilbert Newton Lewis (1875-1946).

Químico y físico estadounidense. Desarrolló la teoría del enlace covalente, amplió el estudio de los ácidos y las bases e hizo importantes aportes en termodinámica.

Ideó la notación para representar los electrones de valencia.



	n = 1					
He	2	n = 2				
Ne	2	8	n = 3			
Ar	2	8	8	n = 4		
Kr	2	8	18	8	n = 5	
Xe	2	8	18	18	8	n = 6
Rn	2	8	18	18	18	8

◀ Cuadro 6-1. Configuración electrónica de los gases nobles.

Ceder o aceptar electrones

Como vimos en el capítulo anterior, los **electrones del último nivel de energía** de los átomos son los que participan en las reacciones químicas, es decir, los que están involucrados en la unión química entre dos o más átomos.

Analicemos ahora la relación que existe entre el número de protones nucleares y la configuración electrónica externa en los elementos representativos del segundo período de la tabla periódica (cuadro 6-2). En el litio, el electrón del último nivel de energía es atraído por tres protones; en el berilio, cada electrón del último nivel energético es atraído por cuatro protones. Así, si avanzamos hacia el neón, veremos que aumenta la atracción ejercida por el núcleo sobre los electrones del último nivel de energía. En otras palabras, a medida que nos acercamos al neón, los átomos de los elementos tendrán mayor dificultad para ceder electrones. Podemos concluir, entonces, que los átomos de los elementos representativos de los grupos 1, 2 y 13 presentan una tendencia acentuada a ceder los electrones del último nivel de energía o **electrones de valencia**.

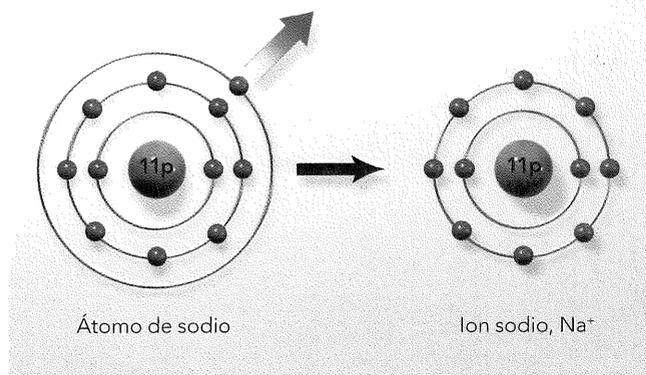
Cuando un átomo cualquiera cede estos electrones —representados por los **símbolos de Lewis**, en homenaje a Gilbert N. Lewis—, adopta la configuración electrónica del gas noble que lo precede en la tabla periódica. Por ejemplo, el sodio tiene tendencia a ceder un electrón y adoptar la configuración electrónica del neón (figura 6-6).

Por otro lado, los átomos de los elementos de los grupos 15, 16 y 17 tienden a aceptar electrones en su último nivel de energía y, de este modo, adoptar la configuración electrónica del gas noble que se encuentra *a posteriori* en la tabla periódica. Por ejemplo, el cloro tiene tendencia a aceptar un electrón y adoptar la configuración electrónica del argón (figura 6-7).

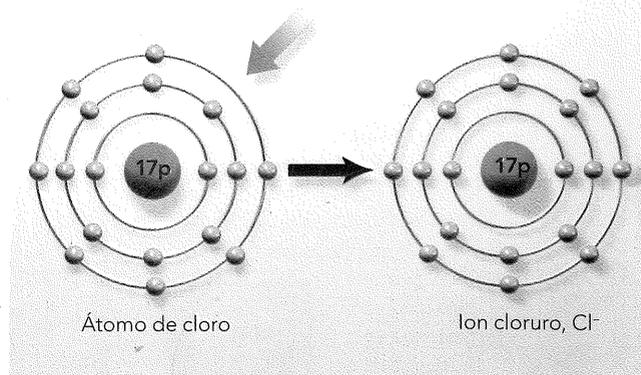
¿Qué elementos tienen mayor tendencia a ceder electrones, los metales o los no metales?

Elementos del periodo 2	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$	${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$
Número de protones	3	4	5	6	7	8	9	10
Configuración electrónica externa	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$

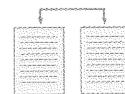
▲ Cuadro 6-2. Relación entre la carga positiva nuclear y la configuración electrónica externa en los elementos del período 2.



▲ Fig. 6-6. Esquema que representa la tendencia del átomo de sodio a ceder un electrón.



▲ Fig. 6-7. Esquema que representa la tendencia del átomo de cloro a aceptar un electrón.



Símbolos de Lewis:
capítulo 5.

Electrovalencia

En 1904 el químico alemán Richard Abegg se le ocurrió relacionar la distribución de los electrones en el átomo con el término **valencia química**. Según él, cada elemento tenía una **valencia** y una **contravalencia**. La suma de ambas debía ser ocho, es decir, igual a la configuración electrónica externa de los gases nobles.

Abegg notó que, al menos para los elementos representativos, la valencia de un elemento correspondía a su grupo de pertenencia en la tabla periódica (según la numeración antigua). A partir de ese momento la valencia se definió como *el número de electrones que tiene un átomo en su último nivel de energía*.

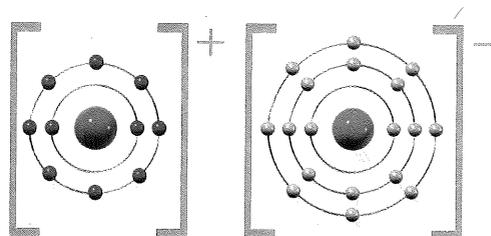
E De acuerdo con esta definición, ¿cuál es la valencia del magnesio, el nitrógeno y el cloro?

En 1916 su compatriota, el físico Walter Kossel , desarrolló una **teoría del enlace químico**, basada en sus investigaciones. Así fue como introdujo el concepto de **electrovalencia**, definiéndolo de la siguiente manera: *electrovalencia es la capacidad que tienen los átomos para ceder o captar electrones hasta adquirir una configuración electrónica de gas noble*.

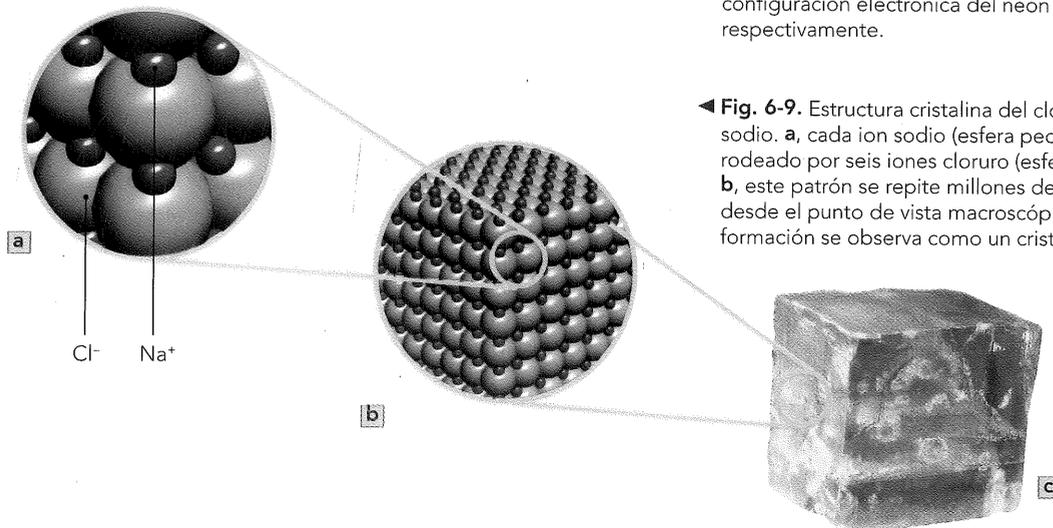
Si un átomo (en general de un metal) cede electrones a otro átomo (en general, de un no metal) se originan iones negativos o **aniones** e iones positivos o **cationes**, ambos con la configuración electrónica del gas noble más próximo. Estos iones se mantendrán unidos por una fuerza de atracción electrostática denominada **enlace iónico** o **electrovalente** y formarán un **compuesto iónico** (figura 6-8).

Aunque están constituidos por iones, los compuestos iónicos son eléctricamente neutros porque contienen igual carga positiva que negativa. Además, a temperatura ambiente sólo existen en estado sólido y forman **redes cristalinas** de millones de cationes y aniones (figura 6-9).

 **Walter Kossel (1888-1956).** Físico alemán. Fue profesor en las universidades de Kiel y de Danzig. Realizó investigaciones sobre los fenómenos espectroscópicos de los rayos X y la radiación gamma. Estudió la estabilidad de los enlaces atómicos y elaboró la teoría de la electrovalencia.



▲ **Fig. 6-8.** El átomo de sodio cede un electrón al átomo de cloro para formar el compuesto iónico cloruro de sodio. Ambos adquieren la configuración electrónica del neón y del argón, respectivamente.



◀ **Fig. 6-9.** Estructura cristalina del cloruro de sodio. **a**, cada ion sodio (esfera pequeña) está rodeado por seis iones cloruro (esfera grande); **b**, este patrón se repite millones de veces; **c**, desde el punto de vista macroscópico esta formación se observa como un cristal.

El enlace covalente

Kossel aplicó su teoría con éxito a la unión entre átomos de metales y átomos de no metales, pero tuvo dificultades cuando quiso hacer lo mismo con la unión entre dos o más átomos de no metales o metaloides. Se dio cuenta, entonces, de que su teoría requería modificaciones. Al mismo tiempo, Lewis elaboraba otra explicación para el fenómeno del enlace químico: ¿qué sucedería si los átomos compartiesen electrones, en lugar de cederlos o aceptarlos, para ganar estabilidad?

Además de ceder o captar electrones para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, los átomos pueden compartir electrones. Cuando esto último ocurre se produce un **enlace covalente**. La unión covalente es posible porque los electrones son atraídos por ambos núcleos, de modo que pertenecen por igual a los dos átomos que se enlazan (figura 6-10).

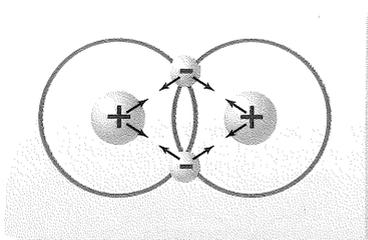
El producto del enlace covalente es un compuesto denominado **molécula**. Las moléculas serán **simples** si están formadas por dos o más átomos del mismo elemento o **compuestas** si están constituidas por átomos de elementos diferentes (figura 6-11).

Los elementos cuyos átomos originan con mayor frecuencia enlaces covalentes al unirse son los no metales y los metaloides. Como podés apreciar, en la figura 6-12 están representados los símbolos de Lewis para estos elementos. Si los observás con detenimiento te darás cuenta de que todos tienen uno o más electrones desapareados. Estos electrones representan el número de enlaces covalentes que los átomos de ese elemento pueden formar. Así, por ejemplo, el hidrógeno y el bromo pueden formar un enlace covalente; el azufre, dos enlaces covalentes; el fósforo, tres enlaces covalentes y el carbono, cuatro enlaces covalentes.

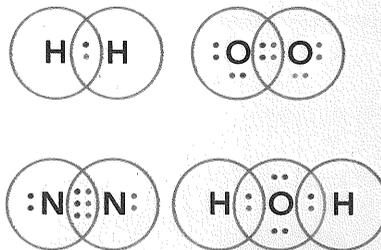
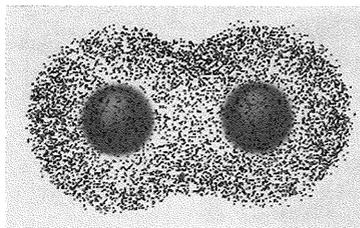
Electronegatividad y enlace covalente

Durante la formación de la molécula de cloro (figura 6-13) *los electrones son atraídos por ambos núcleos con la misma intensidad*. De esta manera se originan **moléculas apolares** cuya nube electrónica es uniforme. Este tipo de unión se produce entre átomos del mismo elemento o de diferentes elementos.

E ¿Cuántos electrones le faltan a cada uno de estos elementos para completar el octeto (o el dueto, en el caso del hidrógeno) y adquirir la configuración electrónica del gas noble más cercano en la tabla periódica?



▲ Fig. 6-10. Esquema de dos átomos unidos por un enlace covalente simple. Se observa que los electrones compartidos mantienen unidos a los átomos.



▲ Fig. 6-11. Formación de moléculas simples y compuestas mediante enlaces covalentes.

13	14	15	16	17
• B •	• C •	• N •	• O •	• F •
	• Si •	• P •	• S •	• Cl •
	• Ge •	• As •	• Se •	• Br •
		• Sb •	• Te •	• I •
			• Po •	• At •

▲ Fig. 6-12. Símbolos de Lewis para los no metales y los metaloides.

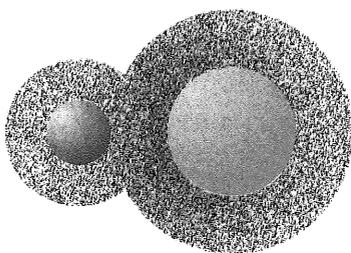
◀ Fig. 6-13. En la molécula de cloro apolar, los núcleos de los dos átomos atraen por igual a los electrones.



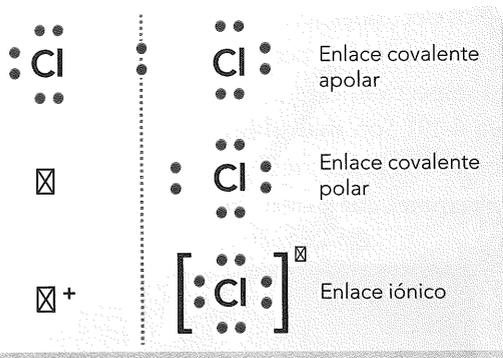
Sin embargo, en la molécula de cloruro de hidrógeno (figura 6-14) *el par de electrones compartidos no es atraído igualmente por ambos átomos*. Debido a que el átomo de cloro es más electronegativo que el átomo de hidrógeno, la nube electrónica está desplazada hacia aquel. Como consecuencia de este fenómeno se genera lo que llamamos una **carga parcial negativa** (δ^-) en el cloro y una **carga parcial positiva** (δ^+) en el hidrógeno. La unión se denomina **unión covalente polar** porque en ella existen dos polos eléctricos: uno negativo y otro positivo. Este tipo de enlace se da sólo entre átomos de elementos diferentes.

La posibilidad de que se forme uno u otro tipo de enlace covalente dependerá fundamentalmente de los valores de **electronegatividad (EN)** de los átomos que intervienen.

Si considerás las uniones esquematizadas en la figura 6-15 percibirás que, a medida que la diferencia de electronegatividad aumenta, los electrones son más atraídos por uno de los dos átomos. Visto de esta manera podés interpretar la unión iónica como un caso extremo de unión covalente en la que la diferencia de electronegatividad es tan grande que el electrón es transferido de un átomo a otro en vez de ser compartido por ambos.



◀ Fig. 6-14. El núcleo del cloro atrae con mayor intensidad a los electrones compartidos porque pertenece al átomo más electronegativo.



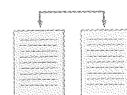
◀ Fig. 6-15. Relación entre la diferencia de electronegatividad y el tipo de enlace químico. A medida que la diferencia aumenta, los electrones son cada vez más atraídos por uno de los dos átomos.

profundización

Electronegatividad y enlace químico. Si conocemos la diferencia de electronegatividad (EN) entre elementos que intervienen en un enlace químico podremos predecir qué tipo de enlace químico se producirá. Cuando los átomos tengan una marcada diferencia de EN (≥ 2), la unión poseerá un fuerte carácter iónico. El enlace tendrá carácter predominantemente covalente si la diferencia de EN se encuentra por debajo de 1,5. En el caso de que la diferencia de EN entre átomos iguales o átomos diferentes sea muy pequeña o directamente 0, el enlace covalente será apolar.



2. ¿Qué tipo de enlace se establece entre el hidrógeno y el flúor en el (HF)? ¿Y entre dos átomos de nitrógeno en el N_2 ? Justificá utilizando los símbolos de Lewis.



La unión metálica

Ya sabemos que los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica, pero ¿en qué consiste esta corriente? Simplemente en un movimiento ordenado de electrones que circulan a través del metal (figura 6-16). Para que este movimiento se produzca debíamos esperar que los metales tengan en su estructura electrones libres. Efectivamente, esto es así y se ha convertido en una de las evidencias que condujeron a los científicos a elaborar un modelo para explicar la unión química en los metales: el **modelo del "mar de electrones"**.

Según este modelo, los átomos de los metales –con gran tendencia a liberar los electrones de su último nivel de energía– se convierten en cationes y forman una **red "sumergida"** en un mar de electrones libres que los mantiene unidos (figura 6-17).

De esta manera, los átomos de los metales se estabilizan y conforman una estructura cristalina o red metálica semejante a las redes iónicas. En las redes metálicas hay, entonces, cationes, electrones y átomos sin ionizar. No existen los aniones, pero la neutralidad global se mantiene igual. Todos los átomos de la red tienen la misma posibilidad de ser ionizados.

Cuando estudiamos la red metálica comprobamos que, en un momento determinado, hay una cantidad de electrones libres que no pertenecen a ningún átomo. Los electrones pasan de un átomo neutro a un catión, que se convierte en un átomo neutro que, a su vez, puede ceder un electrón y convertirse otra vez en catión. Es decir, los electrones se mueven de un átomo a otro y pertenecen al mismo tiempo a todos los átomos de la red.

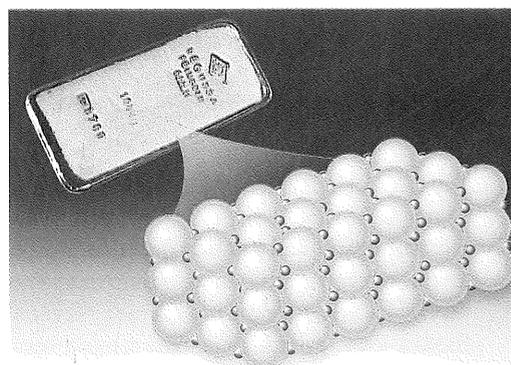
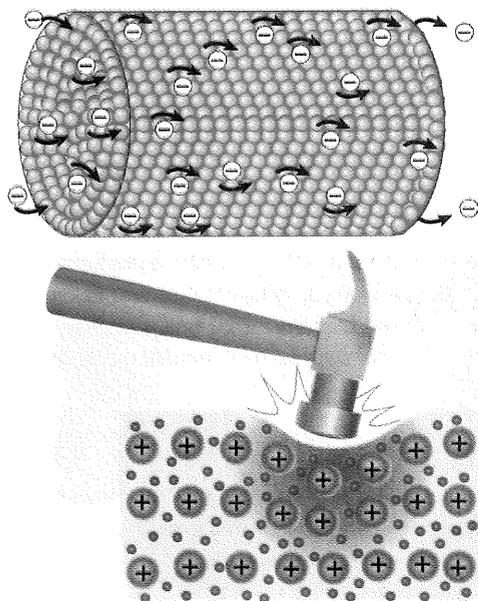
Propiedades de los metales

Además de ser buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor, los metales tienen otras propiedades que pueden ser explicadas por el modelo del mar de electrones. Por ejemplo:

- Tienen brillo característico. Esto se explica porque los electrones libres en la red metálica presentan un alto poder de reflexión de la luz. Debido a ello, casi todos los metales son blancos o plateados, excepto el oro y el cobre que son amarillo y rojizo, respectivamente.
- Tienen excelentes propiedades mecánicas (figura 6-19). Son **maleables**: pueden laminarse con facilidad; son **dúctiles**: se estiran para formar hilos, y son **tenaces**: resisten la tracción.

¿Cómo explicarías, mediante el modelo del mar de electrones, que los metales son buenos conductores del calor?

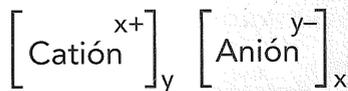
Fig. 6-16. ▶ Como consecuencia de la libertad de movimiento de los electrones del último nivel de energía de los átomos metálicos se produce un fluido llamado corriente eléctrica.



▲ **Fig. 6-17.** Esquema de una red metálica. Los electrones libres constituyen el "mar" en el que "flotan" los cationes.

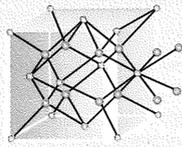
◀ **Fig. 6-18.** Cuando golpeas un metal, los iones pueden desplazarse unos sobre otros sin que haya repulsiones de cargas.

Compuestos iónicos



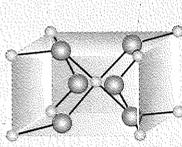
◀ **Fig. 6-19.** Pese a que no forman moléculas sino agregados de iones, a los compuestos iónicos se les asigna una fórmula química para representar su composición. La fórmula sólo representa el número relativo de iones de cada elemento que forma el compuesto.

Fluoruro de calcio



○ F⁻
○ Ca²⁺

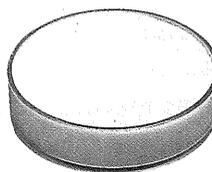
Dióxido de titanio



○ O²⁻
○ Ti⁴⁺

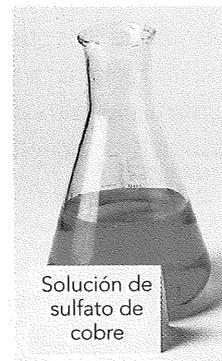
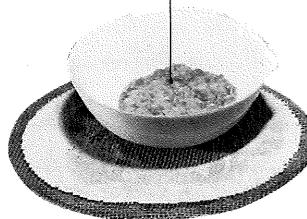
Fig. 6-21 ▶

En estado sólido, los compuestos iónicos, como el sulfato de cobre, no conducen la electricidad porque los iones que forman la estructura del cristal se mantienen juntos y carecen de movilidad. Sin embargo, cuando un compuesto iónico se funde o se disuelve en solventes polares, los iones conducen la electricidad porque están en movimiento.

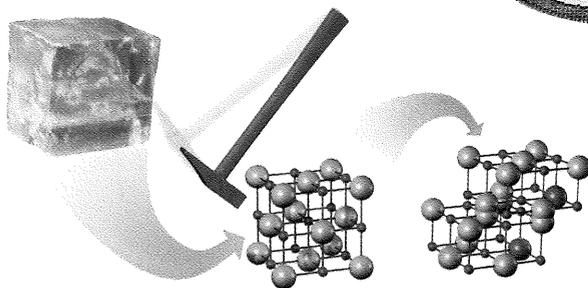


◀ **Fig. 6-20.** Los compuestos iónicos, como el fluoruro de calcio y el dióxido de titanio, poseen altos puntos de ebullición y de fusión porque es necesario entregar mucha energía para romper los enlaces electrovalentes que mantienen unidos a los iones en la estructura cristalina.

Sulfato de cobre sólido

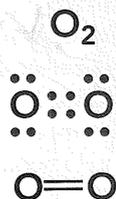


Solución de sulfato de cobre

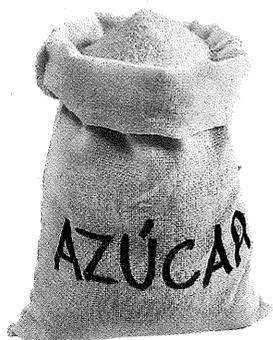


◀ **Fig. 6-22.** A diferencia de los metales, los compuestos iónicos son duros y quebradizos. Cuando los golpeás un plano de los iones se desplaza y quedan enfrentados iones del mismo signo. Por lo tanto se repelen y se produce la fractura.

Sustancias moleculares



▲ **Fig. 6-23.** Las moléculas se representan mediante **a**, la fórmula molecular; **b**, la fórmula electrónica (de Lewis) o **c**, la fórmula estructural, en la que cada raya equivale a un par de electrones compartidos.



◀ **Fig. 6-24.** Las sustancias moleculares, como el azúcar, tienen puntos de fusión y de ebullición bajos porque las uniones covalentes son más débiles y se requiere menos energía para romperlas.



Geometría molecular

Cuando estudiamos el enlace covalente vimos que los electrones que intervienen en la unión pertenecen, en general, al último nivel de energía. Estos electrones se ubicarán en la molécula de manera que la repulsión entre ellos sea la mínima posible. Por lo tanto: *el resultado de la repulsión entre los pares de electrones que se encuentran en torno de un átomo central es lo que determinará la disposición que los átomos de una molécula adoptarán en el espacio.*

Los químicos llaman a esta disposición, según corresponda, **geometría molecular** o **geometría electrónica** . Entonces, ¿es posible determinar qué geometría tendrá una molécula? Esta misma pregunta se la hicieron los químicos ingleses Nevil Sidgwick y Herbert Powell cuando, continuando con las ideas de Lewis, elaboraron la **Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de Valencia (TRePEV)** en 1940. Más tarde esta teoría fue perfeccionada y divulgada por el químico canadiense Ronald Gillespie y el químico australiano Ronald Nyholm.

Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos de Valencia

Si observamos la figura 6-25 podremos darnos cuenta de que los globos se disponen en el espacio lo más alejados que se pueda unos de otros y forman figuras geométricas virtuales. Esto mismo sucede en las moléculas: los "conjuntos de electrones" (pares de electrones que intervienen en cualquier enlace covalente y los que no participan de ningún enlace) que se encuentran alrededor del átomo central también tenderán a alejarse al máximo pues, como todos tienen carga del mismo signo, se repelerán mutuamente. Entonces, si hubiera dos "conjuntos de electrones" alrededor del átomo central, se ubicarán en lados opuestos gracias a la repulsión (figura 6-25a). Si fueran tres los "conjuntos de electrones", se ubicarán en los vértices de un triángulo equilátero (figura 6-25b) y si fueran cuatro tomarán las posiciones de los vértices de un tetraedro (figura 6-25c). Para determinar la geometría de una molécula la TRePEV propone una serie de pasos a seguir:

- 1.º Escribir la fórmula de Lewis para determinar el número de pares de electrones externos de los átomos involucrados en las uniones.
- 2.º Acomodar los pares electrónicos (que se repelen entre sí) de manera tal que la distancia entre ellos sea máxima y que la repulsión sea la mínima posible.
- 3.º Tener en cuenta que los pares de electrones no compartidos, solitarios o no involucrados en el enlace ocupan más espacio que los electrones compartidos.
- 4.º Considerar los enlaces múltiples equivalentes a los simples.

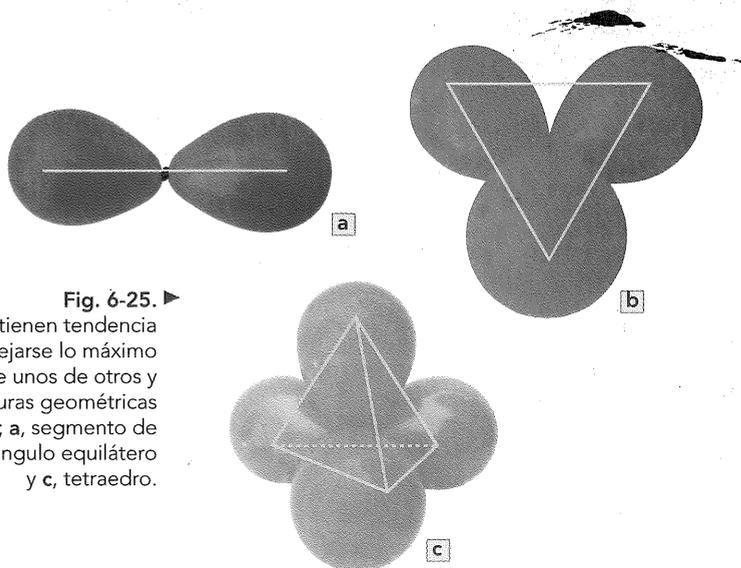


Fig. 6-25. ▶ Los globos tienen tendencia a alejarse lo máximo posible unos de otros y forman figuras geométricas imaginarias; **a**, segmento de recta; **b**, triángulo equilátero y **c**, tetraedro.

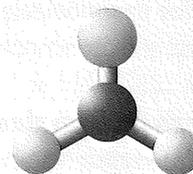
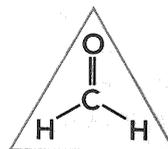
profundización

Geometría electrónica y geometría molecular. Es importante establecer la distinción entre estos dos conceptos. El primero se refiere a la *disposición geométrica que tienen los pares de electrones alrededor del átomo central*, mientras que el segundo toma en cuenta la *ubicación de los átomos en torno al átomo central*. Por ejemplo, el metano y el amoníaco tienen igual geometría electrónica (tetraédrica) pero distinta geometría molecular (tetraédrica y piramidal, respectivamente).

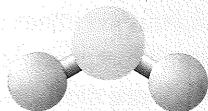
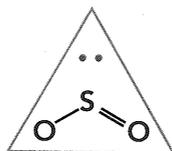
Tipos de disposición molecular



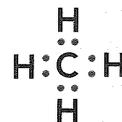
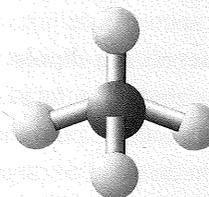
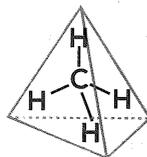
▲ Fig. 6-26. Geometría lineal. En la molécula de dióxido de carbono los "conjuntos de electrones" se ubican a lo largo de un segmento de recta. El ángulo de enlace es de 180° .



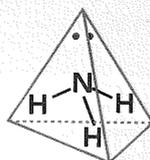
▲ Fig. 6-27. Geometría triangular plana. En el formaldeído los "conjuntos de electrones" se disponen en los vértices de un triángulo equilátero. El ángulo de enlace es de 120° .



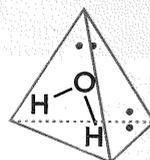
▲ Fig. 6-28. Geometría angular plana. En la molécula de dióxido de azufre los "conjuntos de electrones" se ubican en los vértices de un triángulo equilátero, pero hay un par de electrones que no interviene en ningún enlace. El ángulo de enlace es de 120° .



▲ Fig. 6-29. Geometría tetraédrica. En la molécula de metano los "conjuntos de electrones" están dispuestos en los vértices de un tetraedro. El ángulo de enlace es de $109^\circ 28'$.



▲ Fig. 6-30. Geometría piramidal. En la molécula de amoníaco los "conjuntos de electrones" también se ubican en los vértices de un tetraedro pero hay un par que no participa de los enlaces covalentes. El ángulo de enlace debería ser de $109^\circ 28'$, sin embargo es de 107° debido a la mayor repulsión que existe entre los pares de electrones no compartidos.



▲ Fig. 6-31. Geometría angular. En la molécula de agua los "conjuntos de electrones" se disponen en los vértices de un tetraedro, pero hay dos pares de electrones que no intervienen en ningún enlace. El ángulo de enlace debería ser de $109^\circ 28'$ pero es de $104^\circ 30'$ debido a la gran repulsión que ejercen los dos pares de electrones sin compartir.

Fuerzas intermoleculares

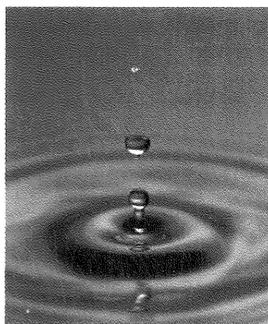
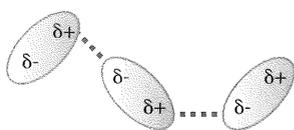
Además de las fuerzas que intervienen en la unión química entre átomos existen otras fuerzas de atracción que actúan entre todas las moléculas cuando éstas se encuentran próximas. Se denominan **fuerzas intermoleculares** y son considerablemente más débiles que los enlaces iónicos, covalentes o metálicos. Las principales son las **fuerzas de Van der Waals** (denominadas así en homenaje a su descubridor, el científico Johannes Diderick van der Waals ) y los **enlaces por puentes de hidrógeno**.

Fuerzas de Van der Waals

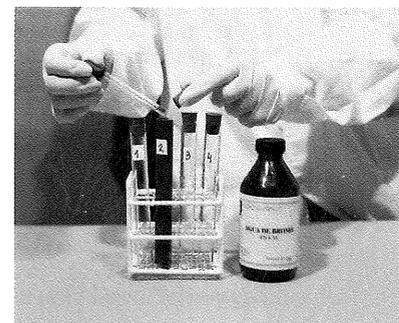
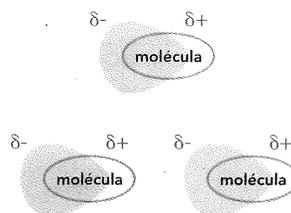
Las fuerzas de Van der Waals desempeñan un papel importante en la determinación de las propiedades físicas de las sustancias, como el estado de agregación, el punto de fusión, el punto de ebullición y la solubilidad. En realidad son un conjunto de fuerzas, entre las que se destacan las siguientes:

- **Fuerzas dipolo-dipolo.** Las moléculas polares se atraen entre sí porque tienen extremos con densidad de carga positiva ($\delta+$) y densidad de carga negativa ($\delta-$), respectivamente (figura 6-32).
- **Fuerzas de London o de dipolos transitorios.** El continuo movimiento de sus nubes electrónicas provoca en las moléculas la aparición de dipolos fluctuantes que cambian de manera constante en sentido y magnitud. Este fenómeno induce, a su vez, la formación de otro dipolo en una molécula vecina y así sucesivamente, lo que produce una atracción débil entre las diferentes moléculas (figura 6-33). Los dipolos transitorios también se conocen como fuerzas de London, en homenaje al físico alemán Fritz W. London.
- **Fuerzas ion-dipolo.** Aunque no son estrictamente fuerzas intermoleculares, se las considera como fuerzas de Van der Waals. Se producen entre los iones de un compuesto iónico y las moléculas covalentes polares. El polo con densidad de carga negativa ($\delta-$) de una molécula atrae al ion positivo y el polo con densidad de carga positiva ($\delta+$) atrae al ion negativo. Este fenómeno se produce especialmente en las disoluciones de compuestos iónicos en solventes polares y recibe el nombre de **solvatación** cuando el solvente es cualquier molécula polar e **hidratación** cuando el solvente es agua (figura 6-34).

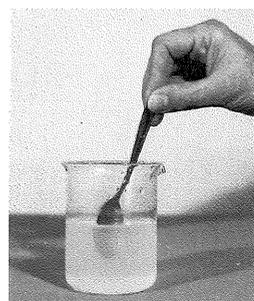
Solubilidad de los compuestos químicos; **capítulo 10.** Estados de agregación de la materia: **capítulo 9.**



▲ Fig. 6-32. En la atracción dipolo-dipolo las moléculas se asocian de manera que el polo positivo de una interactúa con el polo negativo de la otra. Por ejemplo, el etanol y el agua.



▲ Fig. 6-33. Una distorsión momentánea de la nube electrónica produce un dipolo transitorio que, a su vez, induce la aparición de un dipolo en la molécula vecina. Por ejemplo, el bromo.

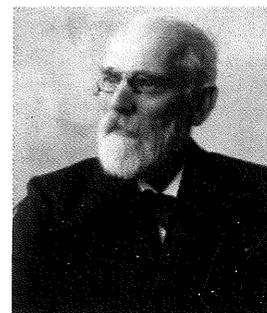


▲ Fig. 6-34. Esquema de la atracción ion-dipolo. Por ejemplo, la disolución de una sal en agua.



Johannes Diderik van der Waals

(1837-1923). Físico holandés. Se destacó por su trabajo en la ecuación de estado de los gases y los líquidos, por la cual ganó el premio Nobel de Física en 1910. Fue el primero en darse cuenta de la necesidad de considerar el volumen de las moléculas y las fuerzas intermoleculares, estableciendo la relación entre presión, volumen y temperatura de los gases y los líquidos.



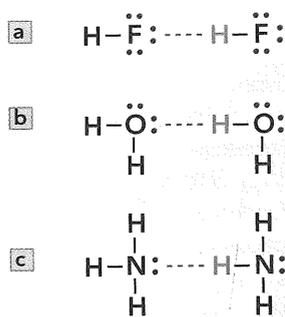


Enlace por puentes de hidrógeno

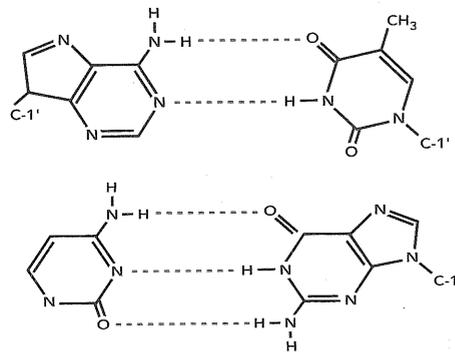
El enlace por puentes de hidrógeno se forma cuando un átomo de hidrógeno unido a un elemento muy electronegativo por un enlace covalente (en una molécula polar) interactúa con un par electrónico no compartido de otro átomo altamente electronegativo –el oxígeno, el nitrógeno o el flúor– y establece “puentes” entre ambas moléculas.

Si tomamos como ejemplo la molécula de amoníaco (NH_3) observamos que, como en todas las moléculas polares, las fuerzas de atracción entre el nitrógeno y el hidrógeno son desiguales. El nitrógeno atrae con mayor fuerza a los electrones que comparte con los átomos de hidrógeno. Como consecuencia de este fenómeno y, aunque la molécula no tenga carga, se genera una densidad de carga negativa (δ^-) alrededor del nitrógeno y una densidad de carga positiva (δ^+) en cada hidrógeno. ¿Qué sucede entonces? Se produce la atracción entre el nitrógeno de una molécula de amoníaco atrae y el hidrógeno de otra porque ambos átomos tienen cargas parciales opuestas (figura 6-35). Se establecen, en consecuencia, interacciones $\text{N}\cdots\text{H}$ denominadas **puente de hidrógeno**. Además de los puentes que se forman entre moléculas de amoníaco, en la figura 6-28 podés observar los puentes de hidrógeno entre moléculas de agua (H_2O) y entre moléculas de fluoruro de hidrógeno (HF). Lo mismo ocurre entre moléculas biológicas como proteínas, hidratos de carbono y ácidos nucleicos, entre otras (figura 6-36).

Los enlaces por puentes de hidrógeno explican algunas propiedades físicas de las sustancias. En el caso del agua los puentes de hidrógeno permiten que a la temperatura ambiente ésta sea líquida. En cambio, otras sustancias como el metano (CH_4) que tiene moléculas de masa molecular similar a la del agua y que no establecen puentes de hidrógeno son gaseosas. Estas sustancias no pueden atraer a sus moléculas como lo hace el agua. Asimismo, las sustancias que poseen puentes de hidrógeno entre sus moléculas tienen puntos de ebullición anormalmente más altos, como el del agua que es alto en comparación con otros compuestos similares. Esto se explica porque es necesario entregar una energía adicional al sistema para que las moléculas de agua puedan vencer a las fuerzas que las mantienen unidas y así pasar al estado gaseoso. Cuanto mayores sean estas fuerzas, más alto será el punto de ebullición del líquido.



▲ Fig. 6-35. Puentes de hidrógeno; a, en el fluoruro de hidrógeno; b, en el agua y c, en el amoníaco.



▲ Fig. 6-36. Formación de puentes de hidrógeno entre las bases nitrogenadas que integran los nucleótidos de la molécula de ADN.



3. Ordená todas las fuerzas intermoleculares en orden creciente de intensidad.
4. En los halógenos el punto de ebullición aumenta a medida que aumenta la masa de la molécula ($\text{F}_2 < \text{Cl}_2 < \text{Br}_2 < \text{I}_2$). Sin embargo, en los halogenuros el punto de ebullición del HF es mucho mayor que el de los otros tres halogenuros. ¿Cómo explicarías esto?



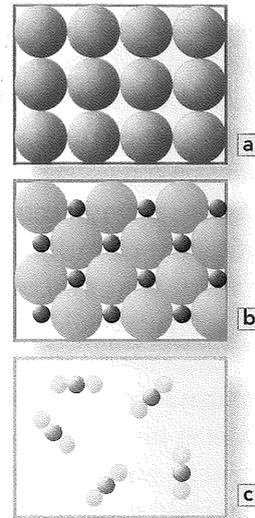
Aplicación y análisis

5. Subraya la opción correcta.
- I. Una de las características de los compuestos iónicos es:
- Tener puntos de fusión inferiores a 150°C.
 - Conducir la corriente eléctrica en el estado sólido.
 - Conducir la corriente eléctrica en solución acuosa o en estado fundido.
 - Presentar los iones agrupados a través de puentes de hidrógeno.
- II. Un elemento A ($Z=11$), un elemento B ($Z=8$) y un elemento C ($Z=1$) se combinan formando un compuesto químico ABC. Las uniones A-B y B-C son respectivamente:
- Covalente polar, covalente apolar.
 - Iónica, iónica.
 - Covalente polar, covalente polar.
 - Iónica, covalente polar.
 - Metálica, iónica.
- III. ¿Cuál de estas sustancias químicas presenta tanto enlaces iónicos como covalentes?
- I_2 .
 - NH_3 .
 - KI.
 - KOH.
- IV. Una sustancia es sólida, tiene alto punto de fusión, conduce la corriente eléctrica en solución acuosa o cuando está fundida y es quebradiza. ¿Qué tipo de enlace químico posee?
- Metálico.
 - Covalente polar.
 - Iónico.
 - Covalente apolar.
- V. En el cuadro 6-3 se observan las distribuciones electrónicas de algunos átomos representados por letras que no se corresponden con el símbolo de ningún elemento químico. Si a partir de estos elementos se originan los compuestos X_2T , Y_2 , WZ y W_2T , éstos serán respectivamente:
- Iónico, iónico, iónico y molecular.
 - Molecular, molecular, iónico, iónico.
 - Iónico, iónico, molecular, molecular.
 - Iónico, molecular, iónico, iónico.

Elemento	Configuración electrónica
X	$1s^1$
Y	$1s^2 2s^2 2p^5$
Z	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
T	$1s^2 2s^2 2p^4$
W	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

▲ Cuadro 6-3. Configuraciones electrónicas.

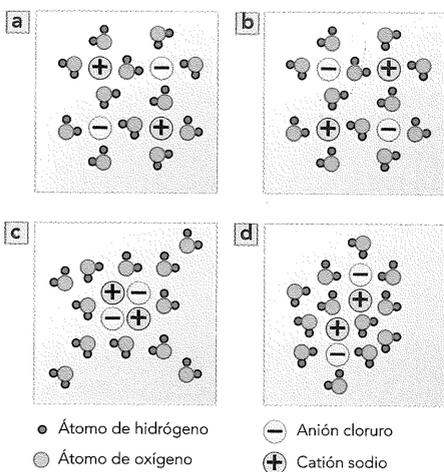
- VI. La figura 6-37 representa las estructuras de tres sustancias (a, b y c) a temperatura ambiente. ¿Cuáles podrían ser estas sustancias?
- Cloruro de sodio, dióxido de carbono y hierro.
 - Hierro, cloruro de sodio y dióxido de carbono.
 - Cloruro de sodio, hierro y dióxido de carbono.
 - Dióxido de carbono, hierro y cloruro de sodio.



▲ Fig. 6-37. Esquema de la estructura de las sustancias a, b y c.

- VII. Consulta una tabla de electronegatividades e identifica cuál de estas sustancias posee el mayor carácter iónico.
- CsF.
 - KF.
 - NaF.
 - F_2 .
6. Tres sustancias presentan las siguientes características de conductividad eléctrica: la sustancia A conduce la corriente eléctrica en estado sólido, la sustancia B conduce la corriente eléctrica en solución acuosa o cuando se funde y la sustancia C sólo conduce la corriente eléctrica cuando se disuelve en agua.
- Caracterizá las sustancias de acuerdo al tipo de enlaces que se establecen entre sus átomos.
 - Justificá la conductividad eléctrica de la sustancia B de acuerdo al tipo de enlace químico que se establece entre sus átomos.
7. La figura 6-38 presenta cuatro modelos distintos (a, b, c y d) para la descripción de la solvatación del NaCl por las moléculas de agua.
- Indicá de qué tipo es el enlace O-H dentro de la molécula de agua.
 - ¿Cuál de los modelos es el que mejor describe la solvatación del NaCl? Justificá.

- c) ¿Qué nombre reciben las interacciones entre los iones y la molécula de agua?



▲ Fig. 6-38. Modelos de solvatación del NaCl.

8. Compará cualitativamente las redes cristalinas del sulfato de cobre (CuSO_4) y la del cobre metálico (Cu). Completá el cuadro 6-4.

Propiedad	CuSO_4	Cu
Dureza		
Solubilidad en agua		
Punto de fusión		
Conductividad		
Propiedades mecánicas		

▲ Cuadro 6-4. Comparación entre las propiedades del CuSO_4 y el Cu.

9. Completá el cuadro 6-5, donde se indican la geometría electrónica, la geometría molecular y el tipo de enlace covalente de cada una de las moléculas.

Moléculas	Geometría electrónica	Geometría molecular	Enlace covalente
NH_3	Tetraédrica		
CH_4			Apolar
CO_2		Lineal	
N_2			Apolar
H_2O		Angular	

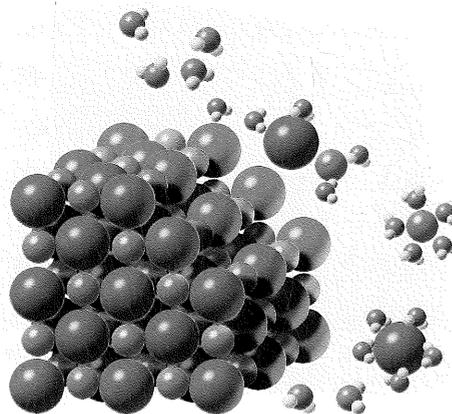
▲ Cuadro 6-5. Geometría y enlaces.

10. Señala cuál es el orden creciente de puntos de fusión para los siguientes compuestos: HI, NaCl, Cl_2 y H_2O .

11. Lee el siguiente texto y respondé las consignas.

Quando un sólido iónico como el cloruro de sodio (NaCl) se agrega al agua, las moléculas de agua se orientan sobre la superficie de los cristales de la sal. El lado negativo de la molécula de agua se orienta hacia los iones Na^+ , mientras que los extremos positivos se orientan hacia los aniones Cl^- . Las fuerzas de atracción entre el agua y los iones son lo suficientemente fuertes como para separar con facilidad los iones que se encuentran en la superficie del cristal. Éstos al separarse, van dejando al descubierto los iones internos, que son apartados de manera similar. La separación de una sustancia en iones se denomina disociación. Una vez removidos del cristal, los cationes Na^+ y los aniones Cl^- se rodean de moléculas de agua. En consecuencia, los iones pasan a la solución rodeados de moléculas de agua, proceso que se denomina solvatación, y se dice que los iones están solvatados.

- a) Señalá en la figura 6-39 los procesos de disociación y de solvatación.
 b) Explicá con tus palabras ambos procesos.
 c) Teniendo en cuenta lo que ocurre en el agua, ¿cómo podrías explicar que las sustancias iónicas no se disuelven en solventes no polares como el benceno?



▲ Figura 6-39.

12. Determiná, valiéndote de la TrePEV, la geometría de las siguientes moléculas:

- a) CH_4
 b) O_3
 c) CS_2
 d) PCl_3

Organización de la información

13. A partir de los datos del cuadro 6-6 ordená la información de la siguiente manera:
- Agrupá las sustancias en conductoras y no conductoras.
 - Dentro de las conductoras, separá las que conducen tanto en estado sólido como en estado líquido de las que sólo lo hacen en solución.
 - Observá, para cada uno de los tres grupos, que características tienen los puntos de fusión y los puntos de ebullición. Sacá, si es posible, una conclusión al respecto.
 - ¿Existe alguna regla general en cuanto a la solubilidad de las sustancias pertenecientes a cada grupo en agua y en CCl_4 ?
 - De acuerdo con las deducciones realizadas, establecé una hipótesis acerca del tipo de enlace químico que presentan las sustancias de los distintos grupos.

Sustancia	Fórmula	P.F. (°C)	P.E. (°C)	Conductividad eléctrica		Solubilidad	
				sólido	líquido	en agua	en CCl_4
Metanol	CH_3OH	-97,9	64,7	-	-	+	+
Titanio	Ti	1.812	3.000	+	+	-	-
Cloro	Cl_2	-101	-34	-	-	+	+
Cloruro de sodio	NaCl	808	1.465	-	+	+	-
Amoniaco	NH_3	-78	-33	-	-	+	-
Cobre	Cu	1.083	2.582	+	+	-	-
Yoduro de potasio	KI	685	1.324	-	+	+	-
Óxido de magnesio	MgO	2.800	3.600	-	+	-	-
Hidrógeno	H_2	-259	-253	-	-	-	-
Metano	CH_4	-182	-161	-	-	-	+
Cloruro de hidrógeno	HCl	-114	-85	-	-	+	+
Cloruro de potasio	KCl	772	1.407	-	+	+	-
Hierro	Fe	1.535	2.800	+	+	-	-
Sodio	Na	98	889	+	+	Reacciona	Reacciona
Plata	Ag	961	2.193	+	+	-	-
Naftaleno	C_{10}H_8	80	218	-	-	-	+

▲ Cuadro 6-6. P.F. (punto de fusión), P.E. (punto de ebullición), conductividad eléctrica y solubilidad de diferentes sustancias químicas.

Trabajo de laboratorio

14. Realizá esta experiencia para identificar sustancias iónicas.

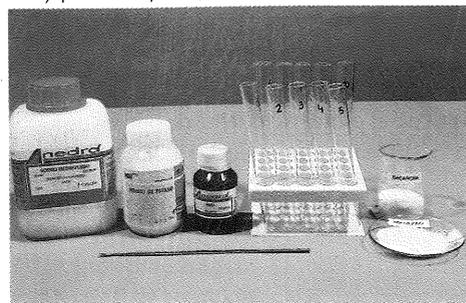
Objetivo

Identificar compuestos iónicos mediante ensayos de conductividad, fusión y solubilidad.

Materiales

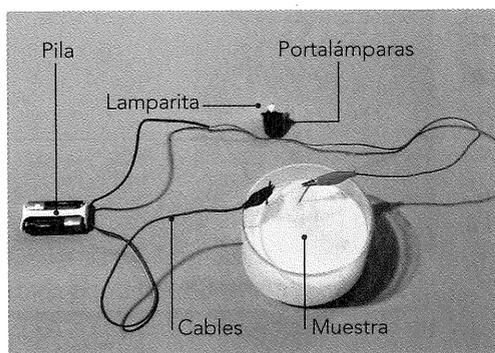
Quince tubos de ensayo; una gradilla; pinza para tubos de ensayo; mechero; muestras de cloruro de sodio, azúcar común, sulfato de cobre, per-

manganato de potasio y parafina; agua destilada, alcohol y un circuito eléctrico (pila, cables, lamparita y portalámparas).

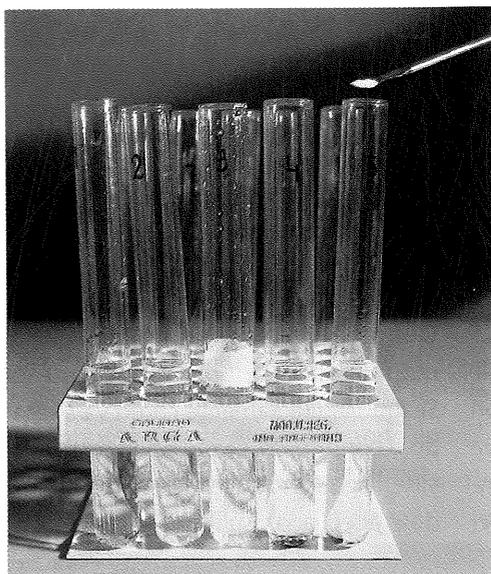


Procedimiento

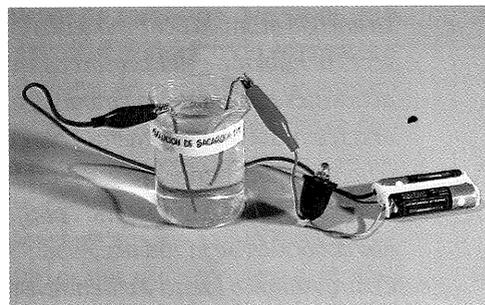
1.º Armá un dispositivo como el que muestra la foto y verificá la conductividad de cada una de las muestras en seco. Anotá los resultados obtenidos en un cuadro similar al cuadro 6-7.



2.º Numerá cinco tubos y poné una pizca de cada sustancia en cada uno. Agregá 5 ml de agua destilada y agitá bien. Observá la solubilidad y registrá los resultados en el mismo cuadro.

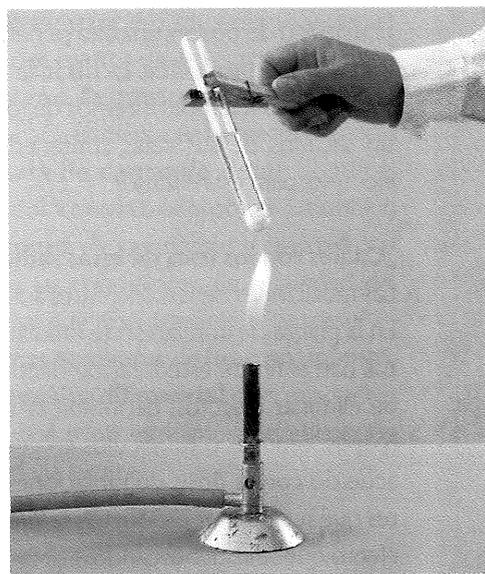


3.º Verificá la conductividad de las soluciones. Antes de cambiar de solución, enjuagá bien el vaso de precipitado con agua destilada.



4.º Ahora numerá otros cinco tubos y colocá una pizca de cada sustancia en cada uno. Agregá 5 ml de alcohol y agitá bien. Observá la solubilidad y anotá los resultados en el cuadro.

5.º En otros cinco tubos secos y limpios, poné una pequeña cantidad de cada sustancia y calentá treinta segundos directamente en la llama del mechero. Observá si hay fusión.



Conclusiones

a) A partir de los datos obtenidos en el cuadro 6-7 deduzcan cuáles sustancias presentan enlace iónico. Anoten sí o no en la fila correspondiente a enlace iónico.

Propiedad	NaCl	Azúcar	CuSO ₄	KMnO ₄	Parafina
Solubilidad en agua					
Solubilidad en alcohol					
Funde a baja temperatura					
Conductividad del sólido					
Conductividad en solución					
Enlace iónico					

▲ Cuadro 6-7.

Uso pacífico de las radiaciones

La energía atómica tiene mala prensa. Muchas veces al hablar de ella pensamos en guerras o accidentes nucleares. Sin embargo, también es una alternativa para generar energía eléctrica y para mejorar o preservar ciertos productos. Para saber más sobre los usos pacíficos y menos conocidos de la radiactividad visitamos el Centro Atómico Ezeiza y allí entrevistamos a la ingeniera Andrea Docters, especialista en procesos de irradiación de productos.



Ingeniera Andrea Docters

¿Qué tipo de radiación utilizan para el uso pacífico de la radiactividad?

En la planta de irradiación del Centro Atómico Ezeiza se utilizan las radiaciones gamma que provienen del cobalto 60 y tienen la particularidad de poseer una alta penetración en los distintos productos. Es decir, la radiación puede llegar a lugares internos de los envases sin sacarlos de sus cajas contenedoras, por ejemplo, para esterilizarlos.

¿Cuáles son los usos de estas radiaciones?

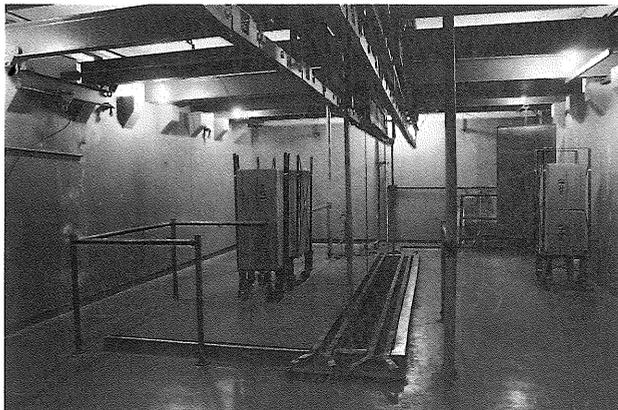
Las radiaciones tienen diferentes aplicaciones. En la planta de irradiación se irradian productos con el fin de esterilizar, de descontaminar, de eliminar insectos, de inhibir la brotación (papas, cebollas o tubérculos en general). De acuerdo con la dosis de radiaciones ionizantes que reciben los productos se producirá el efecto que se está buscando.

Los elementos irradiados, ¿quedan contaminados con radiación?

A modo ilustrativo vamos a usar un ejemplo. Cuando uno está expuesto a los rayos solares se broncea. Si uno se coloca a la sombra deja de sufrir los efectos de la radiación solar. Este es un caso similar: el producto está expuesto a la radiación ionizante, pero cuando se lo retira ya no queda contaminación radiactiva porque no está en contacto con el emisor, sino con la radiación que éste emite.

¿Qué ventaja tiene sobre otros métodos?

Una de las ventajas principales es que no hay que reenvasar el producto con posterioridad. Se irradia directamente como va a ser vendido o consumido. La radiación atraviesa el envase, llega al producto, lo esteriliza (usando la dosis adecuada y suficiente) y así queda hasta el momento de su uso. Otra ventaja es que



◀ Interior de la planta de Ezeiza.

no se produce un aumento de temperatura. Por lo tanto pueden procesarse distintos productos que son sensibles al calor. Tampoco genera residuos ni radiaciones hacia el exterior de ningún tipo.

¿Por qué hay productos que se irradian más tiempo que otros?

La única variable de control, en un proceso sistemático, es el tiempo. El tiempo se traduce en una dosis de irradiación, que es la energía absorbida por unidad de masa de producto. Como en todo proceso, uno tiene que encontrar el ideal para cada tipo de producto. Por ejemplo, para inhibir la brotación de vegetales la dosis va a ser muy baja en comparación con la esterilización, en la que las dosis son más altas. Esas dosis serán más altas aun cuando se busque modificar las propiedades de ciertos materiales.

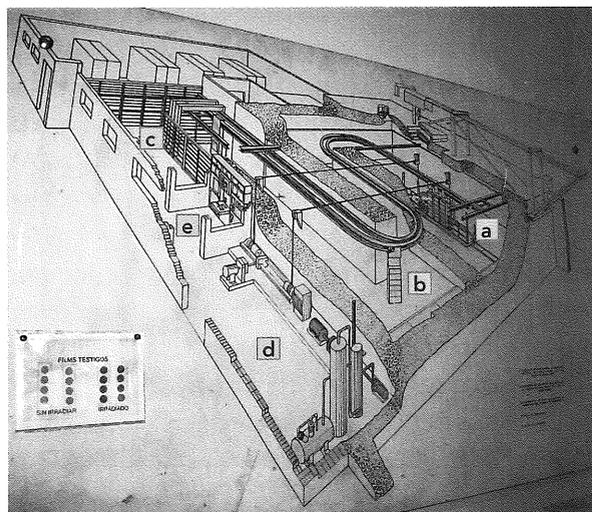
¿Es un proceso más costoso que otros métodos?

No, es competitivo frente a otros métodos. Además, hay productos que adquieren un valor agregado por el proceso de irradiación. Uno de ellos es la viruta que se junta en los aserraderos. Luego esa viruta irradiada se utiliza en los bioterios como cama para los animales de laboratorio que se están criando en cajas o jaulas. La irradiación la descontamina.

¿En qué consiste una planta de irradiación?

Consiste básicamente en:

- Una **fente de radiación** que, en nuestro caso, es el cobalto 60 colocado en envases o fuentes selladas. El cobalto 60 es un elemento radiactivo inestable que, mientras se desintegra, emite radiaciones gamma o fotones. La radiación interactúa con la materia y produce distintos cambios. La fuente está aislada dentro de una pileta con agua destilada.
- Un **recinto de irradiación** donde los productos se exponen a la fuente sin presencia humana. Ese recinto debe tener blindaje suficiente como para que en los alrededores pueda estar el personal de operaciones sin sufrir los efectos de la radiación. La radiación gamma atraviesa las paredes, por eso las paredes del laberinto son de un concreto muy denso y tienen hasta dos metros de espesor.
- Un **sistema de transporte** que lleva el producto hacia el interior en forma automática.
- Una **sala de comando** desde donde el operador controla el proceso y también un **sistema de seguridad y control** que verifica las condiciones de seguridad del personal que lleva adelante el proceso.
- **Sistemas auxiliares de funcionamiento.**
- Un **depósito diferencial** para productos irradiados y no irradiados. Se encuentra fuera de la planta.



◀ Plano de la planta de irradiación de alimentos.

- a. Conjunto de portadores de muestras frente a la fuente dentro de la cámara de irradiación.
- b. Portador de muestras recorriendo el laberinto para iniciar un ciclo de irradiación.
- c. Laboratorio de preparación con la cabecera del sistema de transporte.
- d. Sala de máquinas.
- e. Sala de comando.

¿Qué tipo de productos se irradian en la planta de Ezeiza?

Se irradian productos de uso médico (por ejemplo, equipos de cirugía, gasa y ropa estéril para quirófanos), farmacéutico, veterinario, cosméticos, alimentos para mascotas y para seres humanos. Los más críticos son los productos de bancos de tejidos y prótesis e implantes dentales. En el caso de estos productos se prefiere en especial la radiación gamma porque no deja residuos. También se irradia material apícola, entre ellos, la cera estampada y las colmenas. La miel en general no se irradia. Es preferible eliminar la contaminación de los elementos de la colmena y los envases.

Pese a todo la irradiación no es un proceso universal. Hay que verificar qué es lo que se necesita y la resistencia de los materiales a la radiación.

¿Por qué motivo se irradian alimentos?

La irradiación de alimentos tiene muchas variantes y aplicaciones. En dosis bajas se retarda la brotación de la papa, la cebolla y el ajo. En este último caso también se irradia para que no sea usado como semilla, ya que los "dientes" del ajo son estructuras de propagación. La irradiación sirve para eliminar distintos tipos de insectos (larvas, pupas) y ciertos microorganismos que pueden causar enfermedades. Este método se aplica en las frutillas y los espárragos que se exportan y en las especias, sobre todo en las que se utilizan como materia prima y condimento de salsas.

¿Se modifican las propiedades de los alimentos al ser irradiados?

Muchas veces se alteran el sabor y el aspecto de los alimentos irradiados. Por eso existe dentro del grupo de irradiación de alimentos un equipo de degustación que prueba que estas características no se vean afectadas. Durante la irradiación, como en cualquier otro proceso, algo se altera. Siempre hay que eva-

luar hasta qué grado es admisible la alteración de un alimento.

¿Se alteran algunos otros productos además de los alimentos?

Existen algunos plásticos que se degradan por la radiación. Otros, en cambio, mejoran la resistencia a la temperatura. Se pueden producir cambios ventajosos o no. De todos modos, esto no es general. Por ejemplo, el teflón es un material que se degrada con la radiación, pero a veces se lo irradia para que se pulverice y pueda emplearse como un lubricante sólido.

¿Se irradian objetos fuera de lo común?

En Brasil, por ejemplo, se irradian piedras semipreciosas y se les cambian las tonalidades. También se irradian obras de arte, violines y libros para eliminar larvas de insectos. Aquí se irradia un Cristo de madera que tenía polillas en su interior y se estaba degradando. Hemos irradiado pelotas de golf para mejorar las propiedades de impacto.

¿Cómo se maneja la seguridad en las plantas de irradiación y quién las controla?

La seguridad en las plantas es un tema muy importante. Podríamos decir que es uno de los aspectos críticos. La Autoridad Regulatoria Nuclear (ARN) controla en nuestro país el funcionamiento de las llamadas instalaciones clase uno o instalaciones especiales como las plantas de irradiación, los reactores nucleares y las plantas de producción de radioisótopos.

En la actualidad la ARN es un ente externo a la Comisión Nacional de Energía Atómica (CNEA) y es reconocida a nivel internacional. Ella otorga las licencias de operación y tiene exigencias, requisitos y normativas de aplicación obligatoria, algunos generales y otros específicos. Se realizan inspecciones periódicas y se evalúa al personal. En el caso de las plantas de irradiación las normas específicas se relacionan con las pautas de diseño y con la operación de ellas.

El cobalto, ¿tiene otros usos además de los ya descritos?

El cobalto también se usa con fines médicos en lo que se denomina medicina nuclear. La utilización de radioisótopos como emisores de radiación y un equipo para detectar esas radiaciones permiten el estudio de órganos como la glándula tiroides, el corazón, el hígado y el cerebro. Los radioisótopos también se utilizan en la producción de radiofármacos para el tratamiento de enfermedades como el cáncer. Los materiales radiactivos de uso médico se producen en el Centro Atómico Ezeiza, en la planta de producción de radioisótopos.



Hoja de vida

Andrea Docters

Es ingeniera industrial de la UBA. Actualmente trabaja en el Centro Atómico Ezeiza, que pertenece a la Comisión Nacional de Energía Atómica (CNEA). Allí se desempeña como Jefa de Instalación en la planta de irradiación semiindustrial (PISI). Antes trabajó en el grupo de irradiación de polímeros, que es la unidad de aplicaciones tecnológicas y agropecuarias del mismo centro.

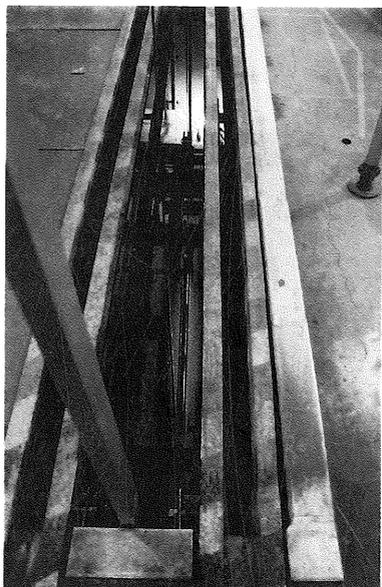
además



Una extraña luz azul bajo el agua. El 4 de julio de 1961 el submarino nuclear soviético K-19 tuvo una grave falla en el sistema de refrigeración del reactor nuclear: en cuestión de minutos la temperatura del reactor se elevó hasta casi 1.200 °C y se produjo una reacción en cadena que culminaría en una tremenda explosión nuclear.

Este drama real fue llevado al cine. Cuando se registró el desperfecto la tripulación comprendió de inmediato que si no se inyectaba agua para refrigerar el reactor, todo estaba perdido. Había que soldar una tubería nueva y conducir el agua desde los tanques de lastre hasta el reactor. La misión era suicida. Los hombres que ingresaran al núcleo con sus caños y sopletes no regresarían con vida.

Mientras los enviados estaban soldando los caños para reparar el desperfecto, toda la pantalla se cubrió de un bello pero mortal resplandor azul.



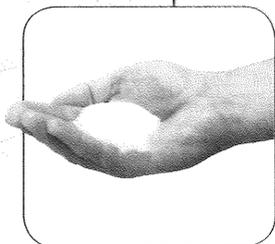
Se trataba del **efecto Cherenkov**. Este fenómeno se verifica cuando una partícula, al viajar a velocidades superiores a la de la luz en un medio como el agua, crea una onda de choque. La producción de esa onda quita a la partícula una parte de su energía, la cual se pierde bajo la forma de un fotón que vibra en la frecuencia del color azul.

Este mismo efecto se observa cuando las fuentes de cobalto 60 están sumergidas en agua en el recinto de irradiación de la planta del Centro Atómico.

El efecto Cherenkov es un fenómeno comparable al que genera un avión de combate al superar la barrera del sonido. En el último caso se produce un estallido sonoro y en el otro, un destello de luz.

◀ Efecto Cherenkov.

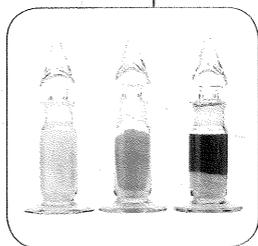
Los compuestos químicos



Capítulo 7 Los compuestos inorgánicos

120

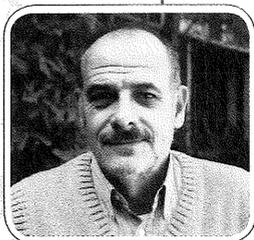
Los mil y un compuestos. ¿Mil o más de cien mil? A veces duros como una roca, otras escurridizos como el agua. ¡Tal vez volátiles e invisibles! Hidruros, óxidos, hidróxidos, oxoácidos, sales... Mucho más que la sal de mesa. La IUPAC. Cuidado con el pH, no seas ácido. ¿Una base fuerte? Bueno, fortaleza de conocimientos tenemos que tener para conocer los secretos de las sustancias que integran el mundo mineral.



Capítulo 8 Los compuestos orgánicos

138

Con ustedes, ¡el carbono! Este elemento es tan especial que tiene su química propia. Y sin él no existiríamos los seres vivos. Alcanos, alquenos, alquinos, benceno. De los alcoholes a los ácidos carboxílicos. Y de las aminas a los nitrilos. Las funciones orgánicas son muchas y variadas. ¿Quién es quién? Claves para descubrir un isómero, hay que saber mirar... ¿En espejo? Con o sin él, hay que observar con atención la interminable inmensidad de compuestos orgánicos.



Nuestra gente Hidrógeno: ¿el combustible perfecto?

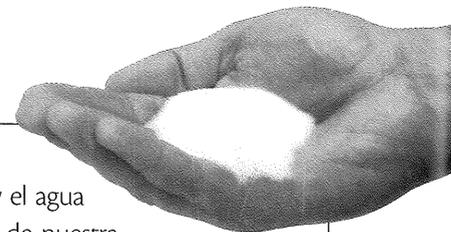
156

Energía para mover máquinas. La máquina de vapor y los motores de combustión de petróleo ya hicieron lo suyo. ¿Se usará en el futuro la pila de combustible de hidrógeno? Elegir para vivir mejor, sin tantos contaminantes. El doctor en química Miguel Laborde te cuenta su proyecto químico-tecnológico, con un sello bien argentino.

¿Sabés cuántos compuestos químicos existen? Cientos, miles, millones... Y muchos más por descubrir. Inorgánicos y orgánicos. Conocerlos, descubrirlos, inventarlos a partir de otros... Ésta es la tarea de muchos químicos.



Los compuestos inorgánicos



ayer



Conservar con sal. La sal de mesa o cloruro de sodio (figura 7-1) y el agua constituyen los dos alimentos de origen mineral más importantes de nuestra dieta, por no decir los únicos. Fina o gruesa, su blancura cristalina acompaña a diario nuestras comidas... saladas.

Este compuesto inorgánico se ha utilizado desde tiempos inmemorables, pero no como condimento. En el Neolítico, el hombre, que se volvió sedentario a medida que descubría las prácticas agrícolas y ganaderas, se dio cuenta de que la sal era un excelente medio para conservar el pescado y la carne. Prueba de ello son algunos hallazgos arqueológicos correspondientes a la Edad de Bronce que revelan que los habitantes próximos a las lagunas saladas y salinas ya conocían los secretos para obtener sal y sazonar los alimentos, como lo demuestran los utensilios y restos de sal allí encontrados.

La ubicación de depósitos de sal tuvo especial relevancia en los emplazamientos de asentamientos humanos. Se cree que el Mediterráneo fue la cuna de la civilización occidental, justamente, por las posibilidades de aprovechar sus salinas. Por este motivo se crearon rutas específicas para el mercadeo de sal y se han producido numerosas guerras por controlar los depósitos y los mercados. La ciudad de Roma se fundó, precisamente, sobre una de las rutas destinadas al transporte de sal, la Vía Salaria. En ese entonces la paga de los soldados se efectuaba con bolsitas que contenían sal (*salarium argentum*), de donde deriva la palabra "salario".

Además de servir para conservar alimentos (figura 7-2) y pagar salarios, la sal fue un elemento de provecho comercial que tampoco estuvo exento de abusos. Durante la Edad Media los mismos reyes vieron en la sal un medio claro y seguro para financiar las campañas militares y para cubrir otros gastos de la monarquía. De esta manera, se impusieron los impuestos de la sal, una servidumbre fiscal que afectaba a todos los ciudadanos, incluidos los niños, que se vieron obligados a comprar una cantidad estipulada de sal en determinada salina. Este impuesto llegó a ser uno de los principales ingresos de las arcas reales y se mantuvo hasta que, en el siglo XIX, la explotación y la venta de la sal fueron declaradas libres en toda Europa.



Fuente: www.barrameda.com.ar/colabora/lasal001.htm



▲ Fig. 7-1. Cristales de cloruro de sodio vistos al microscopio.

Fig. 7-2. ▶ Saladero de pescado en un pueblito de pescadores.



profundización

Un tratado de farmacología chino. Peng-Tzao-Kan-Mu, fechado en 2700 a. C., dedica una gran parte de su compendio al estudio de más de cuarenta tipos de sal, los métodos de extracción y el proceso que había que seguir para dejarla apta para el consumo. Unos métodos que, sorprendentemente, no difieren demasiado de los que todavía se utilizan hoy en día.

Una piedra comestible... y peligrosa. En la actualidad la sal se emplea en la elaboración de varias sustancias químicas, entre ellas el cloro, el ácido clorhídrico, el hidróxido de sodio, el sodio metálico, el cloruro de amonio, el hipoclorito de sodio y el carbonato de sodio. También interviene en algún paso de la elaboración de muchos productos industriales: plásticos, jabones y detergentes, telas, aceites, pilas, vidrio, celulosa y papel, celofán, plaguicidas, medicamentos. Además se usa en las industrias peletera, petrolera y metalúrgica, en la potabilización del agua, en el tratamiento de aguas duras...

Sin embargo, el principal uso de la sal sigue siendo la alimentación humana, y no sólo en casa cuando le agregamos sal a nuestras comidas sino también en la preparación industrial de alimentos.

La sal resuelve problemas en productos imperfectos y extiende la vida de los alimentos envasados (figura 7-3). Mejora el sabor porque reduce lo amargo y aumenta lo dulce. Es el elemento que impide que el pan se vuelva rancio, o que los vegetales sobrecocidos se pongan grises o que la carne de las salchichas se separe. Es, también, el elemento fundamental en el procesamiento de enlatados. ¡Es la aliada de los fabricantes de alimentos!

Sin embargo, no todo es bueno en torno de la sal. En los últimos cuarenta años, el aumento del uso de la sal en la industria alimentaria provocó una consecuencia lógica: en términos generales, el consumo de sal *per cápita* aumentó de manera considerable. Se ha comprobado que es mucho más fácil acostumbrar a la gente a más sal que a menos.

Fue entonces cuando, hacia 1980, los médicos comenzaron a hacer sonar las alarmas. Había que reducir el consumo de sal porque su ingesta excesiva aumentaba la presión sanguínea y, tal vez, incrementaba el riesgo cardíaco.

Luego de reiteradas advertencias oficiales, en algunos países, varias marcas sacaron, en la década de 1990, líneas completas de alimentos con bajo contenido de sodio. Pero esos productos no gustaron y fueron un fracaso de ventas.

Hoy en día, y pese a las advertencias, el consumo continúa en aumento y las empresas tratan, por ahora sin resultados satisfactorios, de encontrar sustitutos de la sal que no alteren el sabor del producto verdadero. ¿Lo conseguirán algún día?



Fuente: Clarín, 15 de mayo de 2005.

Fig. 7-3. ▶
Hamburguesas, papas fritas... La denominada "comida chatarra" y los *snacks* son alimentos que contienen grandes cantidades de cloruro de sodio.



◀ **Fig. 7-4.** Agregar sal a alimentos que tienen un alto contenido en este mineral, una costumbre que puede dañar nuestra salud.



1. Respondé las siguientes preguntas referidas al "ayer" y "hoy":

- ¿Cuáles fueron los primeros usos de la sal?
- ¿En qué se emplea actualmente?
- ¿Por qué se dice en el texto que la sal es la aliada de los fabricantes de alimentos?
- ¿Qué advierten los médicos en la actualidad?
- Desde el punto de vista químico "sal" no es sólo la denominación de la sal de mesa o cloruro de sodio. ¿A qué se denomina con este término?
- ¿Qué otras sustancias minerales se mencionan en el texto? ¿Se trata de sales al igual que "la sal"?

La química inorgánica

Así como conocemos la sal de mesa y la usamos a diario en nuestras comidas, existe una amplia variedad de sustancias pertenecientes al mundo mineral que nos rodean: la cal y la arena con las que se construyeron las paredes de nuestras casas, el agua que sale por la canilla; la lavandina que usamos para desinfectar, el talco, por nombrar algunas. Estas sustancias estuvieron en nuestro planeta desde sus orígenes, mucho antes de la aparición de la vida y pertenecen a la denominada **química inorgánica**. En la naturaleza existen algunas sustancias en **estado nativo** o **elementales** como el oro, el diamante (una variedad de carbono) y el oxígeno del aire, y muchísimos otros **compuestos inorgánicos**, entre ellos todos los **minerales** de la corteza terrestre (figura 7-5). Sin embargo, esta variedad se amplía gracias a muchos procesos de síntesis creados por el hombre. Así, se estima que hoy en día existen más de 100.000 sustancias inorgánicas.

Las funciones químicas y los grupos funcionales

¿Existe alguna manera de sistematizar el estudio de los compuestos inorgánicos? Sí. Por empezar, podemos hablar de compuestos binarios, ternarios y cuaternarios según la cantidad de tipos de átomos o elementos que los forman:

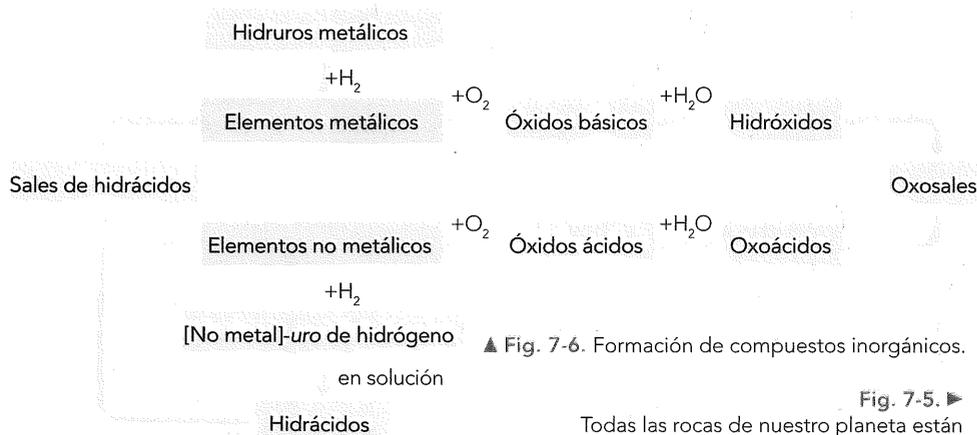
- **Compuestos binarios:** dos tipos de átomos diferentes.
- **Compuestos ternarios:** tres tipos de átomos diferentes.
- **Compuestos cuaternarios:** cuatro tipos de átomos diferentes.

Por otro lado, los compuestos pueden agruparse en familias con propiedades químicas semejantes que reciben el nombre de **funciones químicas**. Sus características en común se deben a que todos los compuestos de una familia poseen el mismo tipo de **grupo funcional**. Te preguntarán entonces, ¿qué es un grupo funcional? Es el átomo o el grupo de átomos que identifica a una función química. Por ejemplo, el OH^- es el grupo funcional de los hidróxidos (y se llama, justamente, **grupo hidróxido**). Así, la fórmula del hidróxido de sodio será NaOH , la del hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 y la del hidróxido de aluminio, Al(OH)_3 . Todos ellos son, además, compuestos ternarios.

Formación de compuestos inorgánicos

Si consideramos que los elementos químicos pueden ser **metales** o **no metales** (sin olvidarnos de los **metaloides**, que también forman un grupo pero que en cantidad son muchos menos respecto de estos dos grandes grupos), la formación o génesis de los compuestos inorgánicos puede esquematizarse, de manera simplificada, según la figura 7-6.

En las páginas siguientes analizaremos en detalle las funciones inorgánicas.



▲ Fig. 7-6. Formación de compuestos inorgánicos.

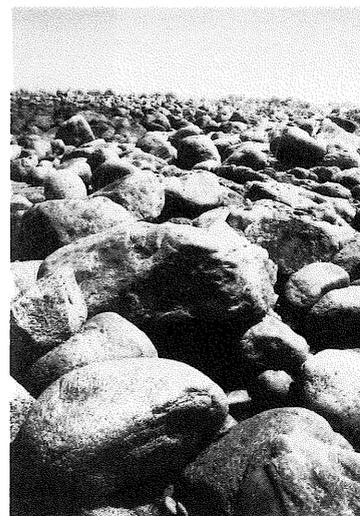
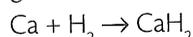


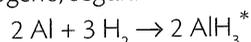
Fig. 7-5. ▶
Todas las rocas de nuestro planeta están formadas por minerales, todos ellos sustancias inorgánicas.

Compuestos con hidrógeno

Los **hidruros** son compuestos binarios formados por átomos de hidrógeno y de un metal. En este caso el número de oxidación del hidrógeno toma un valor excepcional: -1 . Para nombrarlos se anteponen las palabras "hidruro de" al nombre del metal. Por ejemplo, cuando el calcio reacciona con el hidrógeno se forma hidruro de calcio, según la ecuación:



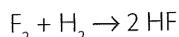
Los hidruros son compuestos **iónicos** cuando el metal que se combina con el hidrógeno pertenece al grupo de los alcalinos (todos) o al de los alcalinotérreos (sólo el calcio, el estroncio o el bario). Si se trata de otro metal representativo, el hidruro formado es **covalente**; es el caso del hidruro de aluminio que se forma a partir de aluminio e hidrógeno, según:



*Ésta es la fórmula empírica porque, en realidad, el hidruro de aluminio tiene una estructura polimérica compleja de fórmula molecular $(\text{AlH}_3)_x$.

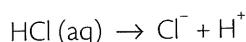
Algunos metales de transición se combinan con el hidrógeno en relaciones no estequiométricas. Los hidruros formados se denominan **intersticiales**, como por ejemplo, el hidruro de titanio, cuya fórmula puede ser $\text{TiH}_{1,8}$.

¿Qué sucede cuando el hidrógeno se combina con un elemento más electronegativo que el hidrógeno, es decir con un no metal? En todos los casos se obtienen compuestos moleculares, y el hidrógeno tiene número de oxidación $+1$. Por ejemplo, el flúor se combina con el hidrógeno para formar fluoruro de hidrógeno:

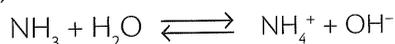


Fíjate que para nombrar estos compuestos se agrega el sufijo *-uro* al nombre del elemento y las palabras *de hidrógeno*.

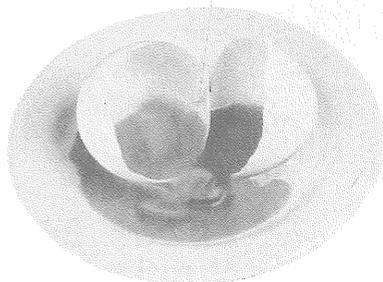
Algunos de estos compuestos, cuando se encuentran en solución, tienen propiedades ácidas y se denominan genéricamente **hidrácidos**. De esta manera, el **cloruro de hidrógeno** en solución es el **ácido clorhídrico**.



El agua (H_2O), el amoníaco (NH_3) y la fosfina (PH_3) son compuestos también formados por hidrógeno y un no metal, pero como ves llevan nombres especiales y tienen propiedades particulares. Por ejemplo, en solución acuosa el amoníaco se comporta como una base (enseguida hablaremos de ellas):



◀ Fig. 7-7. Los hidrácidos son compuestos binarios porque están formados por dos tipos de átomos (hidrógeno y no metal); por ejemplo, el ácido clorhídrico (HCl).



▲ Fig. 7-8. El ácido sulfhídrico (H_2S), un hidrácido, es el responsable del olor a huevo podrido.

profundización

Ácido en el estómago. El ácido clorhídrico es el hidrácido que mayores aplicaciones industriales tiene. Se emplea sobre todo en la industria del petróleo, en la producción de metales y en la industria textil. En las ferreterías se expende con la denominación **ácido muriático** para la limpieza de sanitarios y cañerías.

También se encuentra en nuestro estómago, formando parte del jugo gástrico. Sin él, sería imposible la acción de las enzimas estomacales sobre los alimentos. Pero este ácido tiene un inconveniente: es muy corrosivo. Afortunadamente, las paredes internas del estómago están cubiertas por una gruesa capa de mucus que las protege de su acción. Si por algún motivo disminuye esta capa mucosa (por ejemplo, por acción del alcohol, de las aspirinas o de alguna bacteria), el ácido causará heridas en el interior del estómago, denominadas **úlceras**.

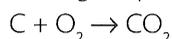
Compuestos con oxígeno

¿Te fijaste que sobre algunos objetos de metal que quedan a la intemperie se forma una capa de distinto color y aspecto? Desde el punto de vista químico, lo que se forma sobre el metal es un **óxido**, palabra que significa "sal de oxígeno". Pero, ¿cómo es y cómo se forma un óxido?

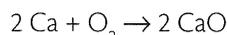
Los óxidos son compuestos binarios que se forman cuando un metal o un no metal se combinan con el oxígeno. En ellos, el oxígeno actúa con número de oxidación -2 , con excepción del compuesto formado con el flúor, en el que este número es $+2$, debido a que el flúor es el elemento más electronegativo de la serie.

La mayoría de los óxidos son solubles en agua y pueden clasificarse en básicos o ácidos según produzcan bases o ácidos cuando se disuelven en este líquido (enseguida hablaremos de este tema).

- Un **óxido ácido** o **no metálico** (antiguamente llamado "anhídrido") es un compuesto covalente, por lo general en estado gaseoso, que se produce cuando el oxígeno reacciona con un no metal. Por ejemplo, el carbono se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono.



- Un **óxido básico** o **metálico** es un compuesto iónico sólido de estructura cristalina definida. Se forma cuando el oxígeno se combina con un metal. Por ejemplo, el calcio y el oxígeno se combinan para formar óxido de calcio.



Algunos óxidos, como el óxido de aluminio (Al_2O_3), son **anfóteros**, es decir, que en presencia de agua pueden reaccionar como ácidos o bien como bases.

Los peróxidos

Los **peróxidos** son un tipo especial de óxidos, en los cuales se observan dos átomos de oxígeno unidos entre sí formando un puente oxigenado (figura 7-9). El peróxido más conocido es el de hidrógeno (H_2O_2), llamado en forma habitual **agua oxigenada**. Tiene varios usos domésticos, entre ellos como desinfectante (figura 7-10) y como decolorante del cabello. También hay peróxidos de los metales alcalinos y alcalinotérreos, como el peróxido de sodio (Na_2O_2), y el de calcio (CaO_2). El primero se emplea en la industria textil para el blanqueamiento de las fibras de algodón.

profundización

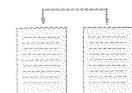
Óxidos neutros. Existen tres óxidos que no se disuelven en agua y que no reaccionan con ella: el monóxido de carbono (CO), el monóxido de nitrógeno (NO) y el óxido de dinitrógeno (N_2O). Esta característica determina que no podamos ubicarlos ni entre los óxidos ácidos ni entre los básicos (menos aún entre los anfóteros). Es por eso que algunos autores prefieren denominarlos **óxidos neutros**. Ahora bien, es importante no confundir esta característica con la idea de que no reaccionan con ninguna sustancia. Por el contrario, sí lo hacen. Por ejemplo, el monóxido de nitrógeno, un gas contaminante de la atmósfera, reacciona con el oxígeno del aire para dar dióxido de nitrógeno, un óxido ácido.



▲ Fig. 7-9. Estructura de Lewis del peróxido de hidrógeno o agua oxigenada.



Fig. 7-10. ▶ El agua oxigenada sirve como desinfectante de heridas.



Uniones químicas:
capítulo 6.
Solubilidad:
capítulo 10.



Atomicidad:
capítulo 3.
Uniones químicas:
capítulo 6.

Nomenclatura de los óxidos

En cuanto a la nomenclatura, aunque algunos óxidos tienen un nombre vulgar o “de fantasía” (por ejemplo, el óxido de calcio se conoce como **cal**, el de silicio como **arena** y el de hierro como **herrumbre**, figura 7-11), es importante tener en cuenta que ciertos elementos pueden combinarse con más de un número de oxidación.

La nomenclatura tradicional, empleada desde hace muchos años, propone el uso de distintos sufijos y prefijos; de esta manera, el sufijo *-oso* se utiliza para designar al óxido en el cual el metal se encuentra con menor número de oxidación e *-ico* para el de mayor número de oxidación. En el caso de algunos elementos, como el cloro, que poseen más de dos números de oxidación distintos (+1, +3, +5 y +7), se emplean los prefijos *hipo-* y *per-*.

Desde hace algunos años la IUPAC, propone dos alternativas para nombrarlos:

- Según la **atomicidad**, se indica la cantidad de átomos de cada clase que intervienen en la molécula.
- Según los **numerales de Stock**, se coloca el número de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno en números romanos encerrados entre paréntesis.

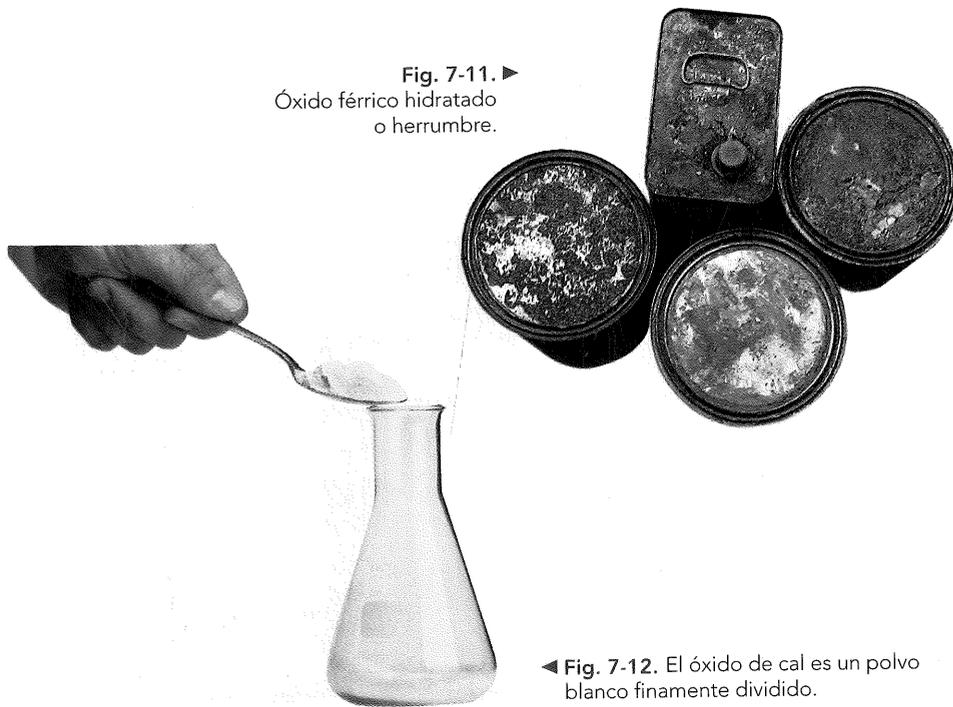
La nomenclatura por numerales de Stock y la nomenclatura tradicional son las más difundidas. En el cuadro 7-1 se resumen algunos ejemplos.

Elemento	Número de oxidación	Fórmula del óxido	Nombre tradicional	Nombre por atomicidad	Nombre por numerales de Stock*
Plomo (Pb)	+2	PbO	Óxido plumboso	Monóxido de monoplomo	Óxido de plomo (II)
	+4	PbO ₂	Óxido plúmbico	Dióxido de diplomo	Óxido de plomo (IV)
Cloro (Cl)	+1	Cl ₂ O	Óxido hipocloroso	Monóxido de dicloro	Óxido de cloro (I)
	+3	Cl ₂ O ₃	Óxido cloroso	Trióxido de dicloro	Óxido de cloro (III)
	+5	Cl ₂ O ₅	Óxido clórico	Pentóxido de dicloro	Óxido de cloro (V)
	+7	Cl ₂ O ₇	Óxido perclórico	Heptóxido de dicloro	Óxido de cloro (VII)

*Sólo se coloca el número de oxidación entre paréntesis si el elemento tiene más de un número de oxidación.

▲ Cuadro 7-1. Nomenclatura de los óxidos de plomo y cloro.

Fig. 7-11. ▶
Óxido férrico hidratado o herrumbre.



◀ Fig. 7-12. El óxido de cal es un polvo blanco finamente dividido.



2. Nombrá los siguientes óxidos:

- Br₂O₇
- ZnO
- P₂O₅
- Al₂O₃
- Cr₂O₃
- SO₂
- BaO
- CO₂

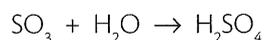
3. Indicá el número de oxidación con el que actúa cada elemento en estos óxidos:

- I₂O₇
- PbO₂
- Br₂O₅
- Li₂O

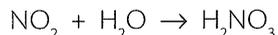


Los oxoácidos

¿Qué sucede cuando un óxido ácido reacciona con el agua? Se forma un **oxoácido**, un compuesto ternario formado por tres tipos de átomos: hidrógeno, un no metal y oxígeno. Por ejemplo, si el óxido que reacciona es el trióxido de azufre, se forma ácido sulfúrico:



En cambio, si es dióxido de nitrógeno se obtiene ácido nítrico:



Y así podrían formarse el ácido fosfórico (H_3PO_4), el ácido nitroso (H_2NO_2) y el ácido carbónico (H_2CO_3), entre otros.

¿Te animás a escribir la ecuación de formación de los ácidos mencionados?

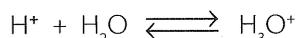
Los oxoácidos, junto con los hidrácidos (mencionados en la página 123), pueden representarse con una fórmula general: HX , donde X puede ser un no metal (hidrácidos), o bien, un grupo formado por un no metal unido a uno o más átomos de oxígeno (oxoácidos). Aunque algunos se pueden obtener en estado puro, la mayoría existe en solución porque la manera de obtenerlos es la reacción del óxido del correspondiente no metal con agua.

Características de los ácidos

Todos los **ácidos** son compuestos covalentes y, en solución acuosa, las fuerzas que ejercen las moléculas de agua sobre las moléculas del ácido (fuerzas intermoleculares dipolo-dipolo) producen la ionización de la molécula según la siguiente ecuación:



Como podemos observar, las propiedades ácidas de estos compuestos vienen dadas, precisamente, por la liberación de **iones oxonio** o **hidronios** (H_3O^+) al medio. Cada uno de estos iones es, simplemente, un protón hidratado.



La disociación de un ácido puede ser **total** o **parcial**:

- si todas las moléculas del ácido se ionizan, se trata de un **ácido fuerte**;
- si la disociación es parcial, es un **ácido débil**.

El grado de disociación de determinado ácido puede medirse, pues es constante y depende sólo de la temperatura.

La capacidad que tiene un ácido de ceder hidronios a la solución se conoce como "fuerza del ácido"; depende sobre todo del **átomo central** (es decir, el átomo del no metal).

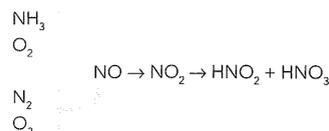
- Si se comparan oxoácidos de distintos elementos no metálicos que pertenecen a un mismo grupo de la tabla periódica y todos ellos actúan con el mismo número de oxidación, será más fuerte aquel que contenga el no metal más electronegativo. Por ejemplo: ¿cómo se ordenan, en orden creciente de fuerza ácida, los ácidos de los halógenos con número de oxidación +5, es decir, el ácido clórico, el ácido bromico y el ácido yódico? El ácido clórico es el ácido más fuerte del grupo porque el cloro es el elemento más electronegativo según acidez creciente:



La regla es válida también para los hidrácidos. Para el mismo grupo:



4. El ácido nítrico es un producto químico de gran importancia industrial. El esquema de la derecha representa las dos posibilidades de obtención: a partir de amoníaco o de nitrógeno. Escribí las ecuaciones completas de cada uno de los procesos.



- Si se comparan distintos oxoácidos del mismo elemento no metálico, puede decirse que la fuerza de estos aumenta con el número de oxidación: por ejemplo, entre el ácido nitroso y el ácido nítrico, ¿cuál es el más fuerte? En el ácido nítrico (HNO_3), el nitrógeno tiene número de oxidación +5, mientras que en el ácido nitroso (HNO_2), el nitrógeno actúa con número de oxidación +3. El ácido nítrico es un ácido fuerte, en cambio, el nitroso es un ácido débil.

Nomenclatura de los ácidos

¿Cómo se nombran los ácidos? ¿Cómo sabemos que un ácido es binario o ternario? En los ácidos binarios o hidrácidos el no metal es el que actúa con el número de oxidación negativo y tiene sólo un número de oxidación, por lo tanto, no es necesario indicarlo en el nombre. Para nombrarlos se utiliza la nomenclatura tradicional "ácido [no metal]-hídrico", mientras que la nomenclatura recomendada por la IUPAC se reserva para el hidruro en estado gaseoso "[no metal]-uro de hidrógeno".

Para escribir la fórmula de los hidrácidos hay que considerar que el hidrógeno actúa con número de oxidación +1, y que la suma algebraica de los números de oxidación, multiplicados por la atomicidad de cada elemento, tiene que ser cero. Entonces, se colocan tantos hidrógenos como indique el número de oxidación del no metal. Parece complicado, pero no lo es. Fíjate: en el caso del ácido sulfhídrico, debido a que el número de oxidación del azufre es -2, la fórmula es H_2S .

¿Cómo será la fórmula del ácido bromhídrico si el número de oxidación del bromo es -1?

Para deducir la fórmula de los oxoácidos hay que considerar que el oxígeno actúa con número de oxidación -2 y que el hidrógeno lo hace con número de oxidación +1. Por lo tanto, puede conocerse el número de oxidación del no metal por diferencia en la suma de los números de oxidación multiplicados por las atomicidades.

En el caso del ácido sulfúrico (H_2SO_4):

$$(+1) \cdot 2 + (n) \cdot 1 + (-2) \cdot 4 = 0$$

Al despejar se obtiene:

$$(n) = +6$$

Para nombrar los oxoácidos debe tenerse en cuenta el número de oxidación con que actúa el no metal. En la nomenclatura tradicional se realizan las mismas consideraciones que en los óxidos, pero se reemplaza la palabra óxido por ácido. En el cuadro 7-2 se resume el ejemplo del cloro.

La nomenclatura propuesta por la IUPAC, los oxoácidos se nombran "[no metal]-ato(...) de hidrógeno", colocando entre paréntesis el número de oxidación del no metal (en números romanos). Por ejemplo, el **ácido nítrico**, HNO_3 , se llama **nitrato (V) de hidrógeno**.

¿Te animás a nombrar según IUPAC los ácidos mencionados en el cuadro 7-2?

H_2SO_3	Ácido sulfuroso
H_2SO_4	Ácido sulfúrico
H_3PO_2	Ácido hipofosforoso
H_3PO_3	Ácido fosforoso
H_3PO_4	Ácido fosfórico
HClO	Ácido hipocloroso
HClO_2	Ácido cloroso
HClO_3	Ácido clórico
HClO_4	Ácido perclórico

▲ Cuadro 7-2. Nomenclatura de los ácidos de azufre, de fósforo y de cloro.



◀ Fig. 7-13. Tanto el ácido nítrico como el sulfúrico y el clorhídrico concentrados son altamente corrosivos.

Los hidróxidos

Acabamos de comentar que la mayoría de los óxidos son solubles en agua. Entonces, ¿qué sucede cuando un óxido metálico toma contacto con este líquido? Por lo general reacciona (a veces en forma abrupta) para originar un **hidróxido**. Estos son compuestos ternarios que contienen uno o varios grupos hidróxidos (OH⁻) combinados con un metal, cuya fórmula general es M(OH)_x, donde x es igual al número de oxidación del metal.

¿Cuántos hidróxidos tiene el hidróxido de berilio? ¿Y el de aluminio?

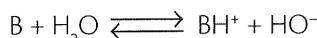
La reacción entre un óxido iónico y el agua puede ejemplificarse con el óxido de potasio que origina hidróxido de potasio:



En muchos hidróxidos, entre ellos los de los metales alcalinos y alcalinotérreos (con excepción del berilio), la unión oxígeno-metal es iónica y, en solución acuosa, los iones se disocian según la siguiente ecuación general:



A fines del siglo XIX, Svante Arrhenius  observó este comportamiento y denominó **bases** a los compuestos capaces de liberar al medio grupos hidróxidos. ¡Sí, los hidróxidos, desde el punto de vista químico, son compuestos básicos o bases por excelencia! De todos modos, en la actualidad esa definición se ha ampliado a toda sustancia que en solución acuosa sea capaz de aceptar protones y liberar al medio iones hidróxido, según:



Entonces, algunos compuestos pertenecientes a otras familias también son bases (aunque no hidróxidos). Es el caso del amoníaco, un hidruro.

La solubilidad de los hidróxidos depende del tamaño y de la carga del átomo central y disminuye a medida que aumenta el número de grupo en la tabla periódica; por ejemplo, los hidróxidos del grupo 1 son muy solubles en agua.

Al igual que los óxidos que le dieron origen, algunos hidróxidos, como el de aluminio, son anfóteros.

Nomenclatura de los hidróxidos

Los hidróxidos se nombran con las palabras *hidróxido de* seguidas del nombre del metal que corresponda. Si el metal que acompaña al grupo hidróxido tiene más de un número de oxidación, como en el caso de los metales de transición, se procede de la misma manera que con los óxidos, tanto en la nomenclatura tradicional, en la que sólo se usan los sufijos, como en la propuesta por la IUPAC, como muestran los ejemplos del cuadro 7-3.



Svante August Arrhenius (1859-

1927). Químico y físico sueco. Fue profesor y rector de la Universidad de Estocolmo y director del Instituto Nobel para Física y Química. Durante 1884, en su tesis doctoral, Arrhenius propuso que algunas sustancias, como el cloruro de sodio, existían como iones en solución acuosa. Sin embargo, esta propuesta no fue bien aceptada por la comunidad científica ya que el electrón no se había descubierto todavía y los químicos difícilmente podían comprender cómo podrían llegar a adquirir carga los átomos de cloro y sodio. Arrhenius recibió entonces la mínima calificación por su tesis. Finalmente, el tiempo le dio la razón. En 1903, y con sus mismas ideas, fue galardonado con el Premio Nobel.



Elemento	Número de oxidación	Fórmula del hidróxido	Nombre Tradicional	Nombre por numerales de Stock	Estructura de Lewis
Hierro (Fe)	+2	Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)	Fe ²⁺ 2 [:Ö: H] ⁻
	+3	Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)	Fe ³⁺ 3 [:Ö: H] ⁻
Cobre (Cu)	+1	CuOH	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre (I)	Cu ⁺ [:Ö: H] ⁻
	+2	Cu(OH) ₂	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)	Cu ²⁺ 2 [:Ö: H] ⁻

▲ Cuadro 7-3. Nomenclatura de los hidróxidos de hierro y decobre.

El concepto de pH

¿Cómo saber cuán ácida o básica es una muestra? ¿Existe alguna forma de cuantificar la acidez o la basicidad de una solución? Sí, es posible establecer una **escala de acidez**, según la cantidad de hidronios o de iones hidróxido que existen en una solución. Ahora bien: dado que se trata de cantidades muy pequeñas, se utilizan escalas logarítmicas, llamadas **escala de pH** y **escala de pOH**, respectivamente. El valor de pH es igual al logaritmo negativo de la concentración molar del ion hidronio:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

En cambio, el pOH, una medida menos utilizada que el pH, es igual al logaritmo negativo de la concentración molar del ion hidróxido:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

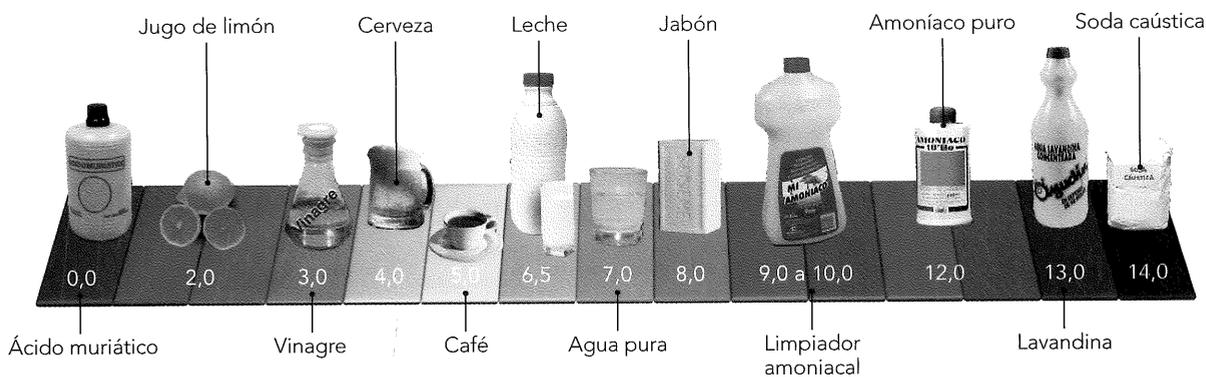
A temperatura ambiente puede establecerse que:

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Entonces:

- En las **soluciones ácidas** la concentración de hidronios es mayor que la de hidróxidos. El pH estará comprendido entre 0 y menos de 7.
- En las **soluciones neutras** la concentración de hidronios es igual a la de iones hidróxido. El pH es exactamente 7.
- En las **soluciones básicas** o alcalinas la concentración de iones hidróxido es mayor que la de hidronios y el pH está comprendido entre más de 7 y 14.

El pH puede medirse con un **indicador**, una sustancia que cambia de color según el pH. El denominado **papel tornasol**, por ejemplo, está embebido con dos indicadores y es rojo cuando el pH es menor que 7 y azul cuando es mayor.

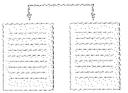


▲ Fig. 7-14. Escala de pH de algunos productos utilizados a diario.



5. Entre estas sustancias, indicá cuáles en solución acuosa tendrán un pH mayor que 7 y cuáles uno menor.

- Hidróxido de sodio.
- Ácido nítrico.
- Óxido férrico.
- Dióxido de carbono.



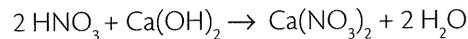
Las sales

Las **sales** son compuestos iónicos muy abundantes en la corteza terrestre y en los océanos. De una de ellas ya hablamos en la apertura del capítulo: de la sal común o cloruro de sodio; forma grandes depósitos en la tierra (salinas) y está presente en grandes concentraciones en los océanos. Pero también hay muchas otras, entre ellas, el yeso (sulfato de calcio) y el mármol (carbonato de calcio). Además, muchas resultan fundamentales en la constitución de todos los seres vivos.

Todas las sales son sólidos cristalinos a temperatura ambiente y sus iones se distribuyen según una forma geométrica determinada, con una estructura rígida que no permite la conducción de la corriente eléctrica; pero cuando el compuesto se funde o solubiliza en agua los iones se separan y entonces sí conducen la corriente eléctrica.

Formación de sales

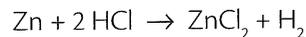
¿Cómo se forma una sal? Siguiendo nuestro esquema de formación de compuestos inorgánicos podemos decir que cuando un ácido reacciona con un hidróxido se forma una sal. Por ejemplo, cuando el ácido nítrico reacciona con el hidróxido de calcio se obtiene nitrato de calcio y agua, según la siguiente fórmula:



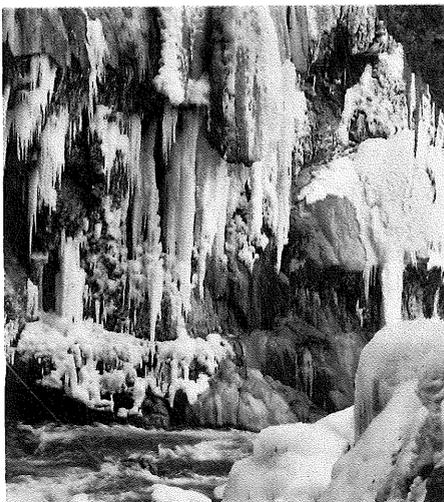
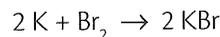
Las sales son siempre compuestos iónicos y pueden estar formadas por:

- Un catión (cualquiera menos el H^+ y que, por lo general, es un metal) y un anión proveniente de un hidrácido (es decir que el catión es un no metal). La sal formada es binaria y también se denomina **haloidea**. Por ejemplo, nuestro conocido cloruro de sodio, NaCl .
- Un catión metálico y un anión proveniente de un oxoácido (es decir que el catión es un grupo formado por oxígeno y por un no metal). La sal formada es ternaria o cuaternaria y recibe el nombre de **oxisal**. Pueden ser neutras, ácidas o básicas, como muestra el cuadro 7-4.

Ahora bien, la combinación de un ácido con un hidróxido no es la única manera para obtener una sal; también pueden obtenerse por reacción del metal con el ácido. Por ejemplo el magnesio, que reacciona con el ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio según:



También puede resultar de la combinación de sus elementos constituyentes. Es el caso de la obtención de bromuro de potasio a partir del bromo y del potasio:



Tipo de sal	Compuesto	Formada por	Ejemplo
Neutra	Ternario	<ul style="list-style-type: none"> • Un metal. • Un anión proveniente de un ácido que perdió todos los hidrógenos. 	Sulfito de cadmio CdSO_3
Ácida	Cuaternario	<ul style="list-style-type: none"> • Un metal. • Un anión proveniente de un ácido que tiene más de un hidrógeno y no perdió todos. 	Bicarbonato de sodio NaHCO_3
Básica	Cuaternario	<ul style="list-style-type: none"> • Un metal que tiene asociados iones hidróxido o bien oxígenos. • Un anión proveniente de un ácido. 	Nitrato básico de plomo $\text{Pb}(\text{OH})\text{NO}_3$

▲ Cuadro 7-4. Tipos de sales.

◀ Fig. 7-15. Las estalactitas y las estalagmitas de las cavernas son depósitos de carbonato de calcio.

Nomenclatura de las sales

Cuando hay que escribir la fórmula de una sal, su estructura electrónica o cuando hay que nombrarla, es conveniente identificar el ácido del cual proviene debido a que el anión de la sal puede considerarse como un derivado de ese ácido. Por ejemplo, el nitrato de sodio es la forma tradicional que tenemos para nombrar el NaNO_3 . Fíjate que el sufijo *-ico* del ácido (nitríco) fue reemplazado por *-ato* en la sal (nitrato).

Oso chiquito, pico de pato... Esta frase nos ayuda a recordar que para nombrar las sales en general podemos establecer las siguientes reglas:

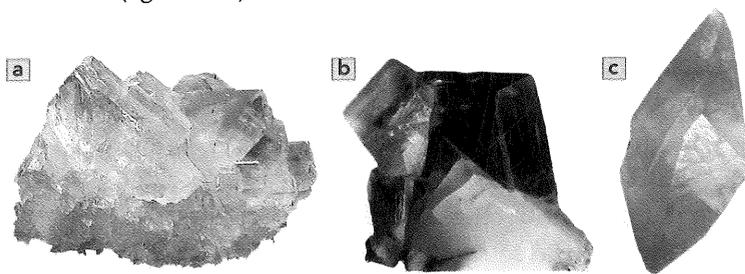
- *-oso* por *-ito*: por ejemplo, el nitrito de potasio proviene del ácido nitroso;
- *-ico* se reemplaza por *-ato*: por ejemplo, el sulfato de potasio proviene del ácido sulfúrico;
- *-hídrico* por *-uro*: por ejemplo, el cloruro de sodio proviene del ácido clorhídrico.

Pero también a nuestro ejemplo podríamos llamarlo, según los numerales de Stock, nitrato (V) de sodio. Ésta es la nomenclatura recomendada por la IUPAC. El nombre de la sal se escribe reemplazando la palabra *hidrógeno* del ácido por el nombre del metal correspondiente. Por ejemplo, el compuesto Na_2SO_4 proviene del ácido H_2SO_4 , llamado sulfato (VI) de hidrógeno; por lo tanto, la sal correspondiente se nombrará como sulfato (V) de sodio. Si el metal que forma parte de la sal tiene más de un número de oxidación, se siguen las reglas ya mencionadas para nombrar a los metales (es válido también para la nomenclatura tradicional). En el cuadro 7-5 se ejemplifica las nomenclaturas de ácidos, aniones y sales.

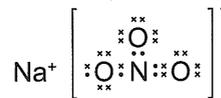
Estructura de las sales

¿Cómo es la estructura electrónica de una sal? Consideremos nuevamente nuestro ejemplo, el nitrato de sodio. En él, el ion sodio, Na^+ , tiene número de oxidación +1 y está acompañado por el anión nitrato (V), NO_3^- . La estructura de Lewis de la sal será la que muestra la figura 7-17.

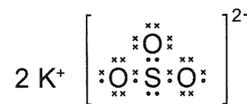
En general los aniones que provienen de oxoácidos se llaman **oxoaniones** y tendrán tantas cargas negativas como hidrógenos había en el ácido que los originó. Para describir la estructura electrónica de los oxoaniones se puede escribir la estructura del ácido y sacarle los hidrógenos. Los oxígenos que estaban unidos a los hidrógenos quedan con los electrones de más provenientes del hidrógeno, que le dan la carga al anión (figura 7-18).



▲ Fig. 17-16. Muchos minerales son sales, por ejemplo la fluorita, CaF_2 (a), la calcita, CaCO_3 (b) y la dolomita $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ (c).



▲ Fig. 7-17. Estructura de Lewis del nitrato de sodio.



▲ Fig. 7-18. Estructura de Lewis del sulfito de potasio proveniente del ácido sulfuroso.

	Ácido		Anión			Ejemplo de sal		
	Tradicional	Stock				Tradicional	Stock	
HCl	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno	Cl^-	Cloruro	Cloruro	NaCl	Cloruro de sodio	Cloruro de sodio
HNO_3	Ácido nítrico	Nitrato (V) de hidrógeno	NO_3^-	Nitrato	Nitrato (V)	KNO_3	Nitrato de potasio	Nitrato (V) de potasio
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	Sulfato (IV) de hidrógeno	SO_3^{2-}	Sulfito	Sulfato (IV)	$\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$	Sulfito férrico	Sulfato (IV) de hierro (III)
HClO_4	Ácido perclórico	Clorato (VII) de hidrógeno	ClO_4^-	Perclorato	Clorato (VII)	KClO_4	Perclorato de potasio	Clorato (VII) de potasio
H_2CO_3	Ácido carbónico	Carbonato de hidrógeno	CO_3^{2-}	Carbonato	Carbonato	CaCO_3	Carbonato de calcio	Carbonato de calcio

◀ Cuadro 7-5. Nomenclatura de ácidos, iones y sales.

El camino al revés: de los compuestos químicos a los elementos

Hasta aquí hemos visto la formación de compuestos inorgánicos. Sin embargo, podemos pensar también en el camino inverso. ¿Cuál es? La obtención de elementos químicos a partir de compuestos. Y en realidad esta posibilidad es bastante frecuente ya que en estado natural son muy pocos los elementos que se encuentran puros, la mayoría forma compuestos con otros, como muestra la figura 7-19.

Fíjate que hablamos de obtención o preparación. Si bien en lenguaje corriente estos términos pueden considerarse sinónimos, en química no lo son.

- La **obtención** permite aislar un elemento a partir de la fuente en que se encuentra en estado nativo. Utiliza, en general, métodos físicos de separación u **operaciones**.
- La **preparación** de un elemento requiere la aplicación de diversas reacciones químicas (**procesos**), con la intervención de distintos reactivos.

Por otro lado, los elementos químicos pueden prepararse en pequeña escala, en el laboratorio, y en gran escala, cuando la producción es industrial.

En general la preparación industrial de un producto difiere notablemente de la que se emplea en el laboratorio. A nivel industrial la eficiencia y el rendimiento de la reacción, junto con los aspectos económicos, son muy importantes; sin embargo, en el laboratorio suelen emplearse métodos sencillos, con frecuencia menos eficaces. Por ejemplo, en el laboratorio el cloro se prepara con facilidad a partir de ácido clorhídrico y dióxido de manganeso, según la ecuación:

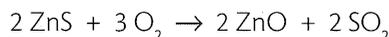


En cambio, en la industria, el cloro se prepara por electrólisis de soluciones acuosas de cloruro de sodio.

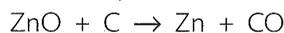
Los metales y la metalurgia

Como vimos en el capítulo 5, el conjunto de operaciones (métodos físicos como la molienda, la filtración y la trituración) y procesos (reacciones químicas) que permiten aislar o preparar un metal se denomina **metalurgia**.

Por ejemplo, la metalurgia del cinc parte de la **blenda** (sulfuro de cinc). Debido a que este mineral se encuentra en la naturaleza acompañado de la **galena** (sulfuro de plomo [II]) y de la **argentita** (sulfuro de plata), el primer paso consiste en separar estos minerales por flotación. En una segunda etapa se tuesta el mineral y se obtiene como productos de esta reacción óxido de cinc y dióxido de azufre, según la ecuación:

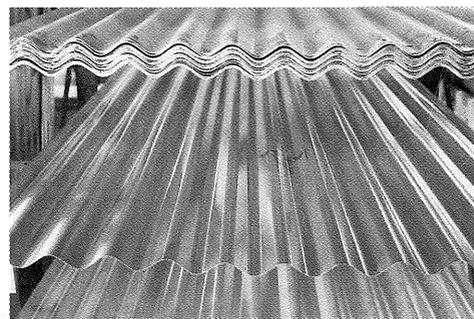


El óxido obtenido puede tratarse de dos maneras distintas: mediante la electrólisis, con lo cual la pureza del cinc obtenido asciende al 99,9%, o con la reducción con carbón, proceso por el cual se obtiene un cinc de 98% de pureza. La reacción que ocurre es:



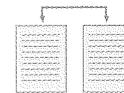
1																	18
H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Uun	Uuu	Uub						
Lantánidos		Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
Actínidos		Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

- Sulfuros
- Halogenuros
- Óxidos
- Nativos
- Otros compuestos
- Síntesis artificial

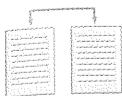


▲ Fig. 7-19. Tabla periódica que establece cuál es la forma más frecuente en que se encuentran los elementos químicos en la naturaleza.

▲ Fig. 7-20. Las "chapas de cinc" son en realidad chapas de hierro, recubiertas con una delgada lámina de cinc para preservarlas de la oxidación.



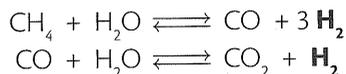
Separación de fases:
capítulo 10.
Electrólisis:
capítulo 11.



Preparación de elementos no metálicos

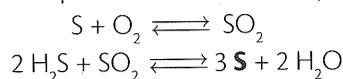
A diferencia de los metales, los elementos no metálicos tienen propiedades físicas y químicas muy diversas y varían, también, en la manera de preparación de cada uno.

El más sencillo de los elementos, el **hidrógeno**, en estado nativo, se encuentra en pequeñas cantidades como un gas en la atmósfera (un volumen de este gas en 17.000 volúmenes de aire), en los gases volcánicos y en el gas natural. Sin embargo, no se obtiene de sus fuentes sino que se prepara mediante diversos procesos. Entre ellos, uno de los elegidos para la síntesis industrial se realiza a partir del metano, a 750 °C y con níquel, hierro y cobre como catalizadores. El hidrógeno formado se separa por agitación energética en una solución de carbonato de potasio (K₂CO₃). Una manera simple de representar esta reacción es la siguiente:

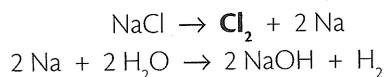


Otro de los elementos no metálicos de interés industrial es el **azufre**. Este elemento se encuentra en estado nativo, como ácido sulfhídrico, como dióxido de azufre y también forma parte de algunos minerales, como por ejemplo los sulfuros (blenda, galena, pirita) y los sulfatos (yeso). Es frecuente hallarlo en las laderas de los volcanes y en depósitos subterráneos.

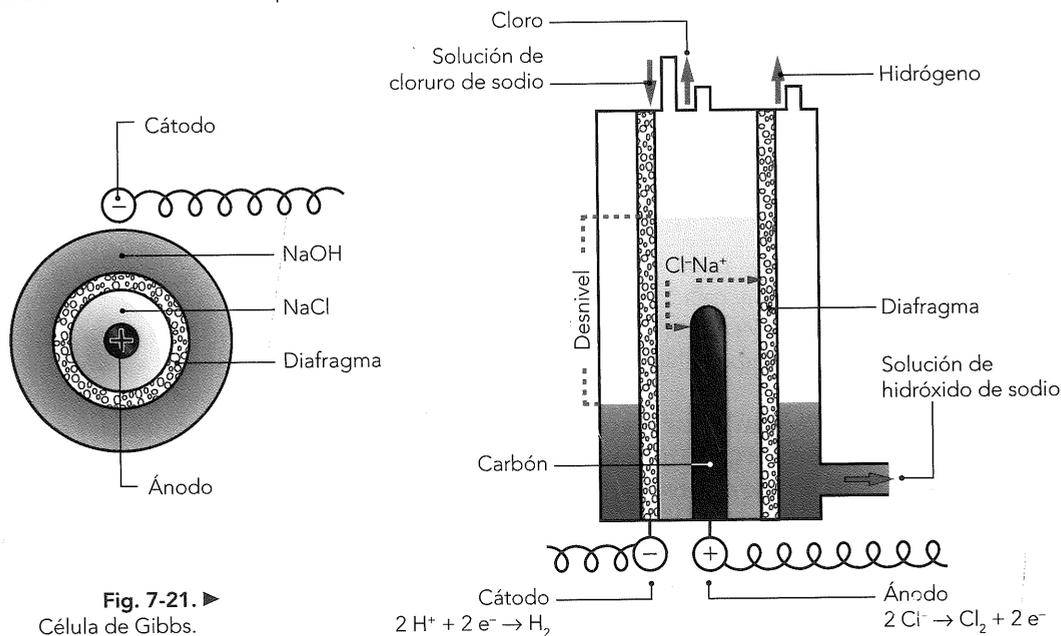
A gran escala, se obtiene a partir de hidrocarburos gaseosos que contienen ácido sulfhídrico; este gas se hace reaccionar con dióxido de azufre que, a la vez, se obtuvo a partir de azufre quemado al aire.



Finalmente, otro grupo de importancia en la industria entre los no metales son los **halógenos**, en especial el **cloro**. El modo más frecuente de preparar este elemento es mediante la electrólisis del cloruro de sodio o sal de mesa. Éste es un proceso interesante dado que se producen tres sustancias, cloro, hidrógeno e hidróxido de sodio. Las reacciones son las siguientes:



El proceso se complica porque el hidróxido formado se solubiliza al mezclarse con el cloruro de sodio y se producen las dos electrólisis, la del cloruro de sodio y la del hidróxido de sodio. A fin de que no se produzca la electrólisis del hidróxido segunda se ideó un dispositivo que permite, mediante un diafragma poroso de tela de amianto, que no se mezclen el hidrógeno y el cloro y que se separe el cloruro del hidróxido. Este dispositivo se denomina **célula de Gibbs** (figura 7-21).



Aplicación y análisis

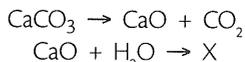
6. Indicá si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justificá tu respuesta.

- a) Los óxidos y los hidróxidos son compuestos binarios.
- b) Existen dos tipos de ácidos, los haloideos y los oxoácidos.
- c) La única forma de obtener una sal es cobinando un ácido con un hidróxido.
- d) Los óxidos pueden ser ácidos o básicos, no existe otra posibilidad.
- e) Los [no metal]-uro de hidrógeno en solución se disocian y el pH disminuye.
- f) Cuando la cal viva (óxido de calcio) se disuelve en agua aumenta el pH.

7. En los siguientes pares de óxidos decidí cuál es ácido y cuál es básico. Escribí su fórmula y la reacción con agua correspondiente.

- a) Óxido de calcio y trióxido de azufre.
- b) Monóxido de carbono y óxido de sodio.
- c) Trióxido de dinitrógeno y óxido de bario.
- d) Óxido de potasio y monóxido de azufre.

8. La descomposición térmica de la piedra caliza o carbonato de calcio, con posterior hidrólisis de la cal viva produce un compuesto X. Ese proceso puede representarse por la siguiente secuencia de ecuaciones:



¿Qué representa X? Marcá la opción que corresponda:

- a) Un ácido.
- b) Un hidróxido.
- c) Una sal.
- d) Un compuesto binario.
- e) Un óxido.

9. En las grandes ciudades, debido a las impurezas en los combustibles de los automóviles, ocurre la formación de dióxido de azufre. Este óxido reacciona con el oxígeno del aire para dar trióxido de azufre que, a su vez, combinado con el agua forma uno de los compuestos responsables de la denominada lluvia ácida.

- a) Escribí la secuencia de reacciones mencionadas.
- b) ¿Cuál es el compuesto del que hablamos?
- c) ¿Es binario, ternario o cuaternario?

10. Una forma genérica de obtener ácidos es la reacción de un óxido ácido con agua; sin embargo, esto no siempre es posible. Entre los ácidos que se men-

cionan a continuación uno no puede obtenerse de esta manera. ¿Cuál es?

- a) Carbónico.
- b) Clorhídrico.
- c) Sulfúrico.
- d) Nítrico.
- e) Hipocloroso.

11. Muchos productos químicos tienen un nombre "de fantasía", por ejemplo, la leche de magnesia, la cal, el ácido muriático y la soda cáustica. ¿A qué funciones químicas pertenece cada una de las sustancias citadas?

12. Relacioná las sustancias de la primera columna con las afirmaciones de la segunda.

- (a) CO_2 (...) Presente en el jugo gástrico.
- (b) H_2O_2 (...) Presente en las cremas dentales.
- (c) NaF (...) Usado para gasificar el agua.
- (d) CaO (...) Empleado como desinfectante.
- (e) HCl (...) Usado como material de construcción.

13. Nombrá los siguientes compuestos de todas las maneras posibles e indicá a qué función química pertenecen.

- a) BaCO_3
- b) H_2SO_3
- c) MnO_2
- d) NaOH
- e) NO_2
- f) KF
- g) NaNO_3
- h) NaHCO_3
- i) H_2S

14. Leé el siguiente texto referido al magnesio y respondé las preguntas.

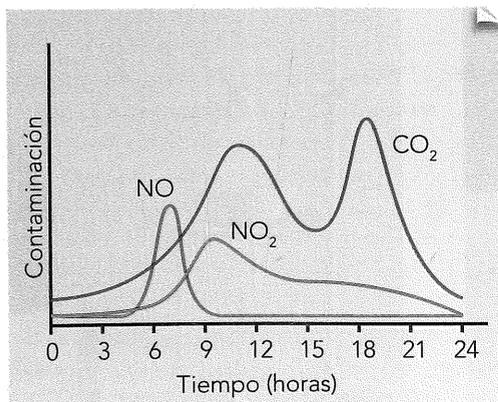
El magnesio se usa en la fabricación de piezas livianas, en especial cuando se mezcla con aluminio. Estas piezas son muy utilizadas en la fabricación de aviones y automóviles. Por otro lado, el óxido de magnesio es un componente de algunos cosméticos y de la pasta dental; la leche de magnesia es una suspensión de hidróxido de magnesio en agua que se utiliza para neutralizar la acidez gástrica y el sulfato de magnesio se emplea como laxante suave.

- a) ¿Cuál es el símbolo químico de los metales citados?
- b) ¿Qué óxido se menciona? ¿Cuál es su fórmula?
- c) Escribí la ecuación que representa la reacción del óxido citado con agua.
- d) ¿Qué hidróxido se menciona? ¿Cuál es su fórmula?

- e) ¿Cuál es la ecuación que representa lo que ocurre entre ese hidróxido y el ácido del estómago?
- f) ¿Cuál es la fórmula de la sal citada en el texto?
- g) ¿Qué ácido y qué base harían falta para prepararla? Escribí la ecuación correspondiente.
- h) Proponé otra forma de obtenerla.

15. Suponé que en el diario aparece la siguiente noticia:
El domingo a la noche chocaron un vehículo que circulaba a gran velocidad con un camión cisterna que transportaba ácido muriático. El fuerte impacto provocó el desvío del camión hacia la banquina y su posterior vuelco. Entonces una nube de gas tóxico rodeó la zona y se tuvo que evacuar a toda la gente presente en el lugar del hecho.
- a) ¿Cuál es el nombre "formal" del ácido muriático?
 - b) Elaborá una explicación para el hecho de que el derrame de un líquido, el ácido muriático, haya traído como consecuencia el esparcimiento de un gas a la atmósfera.
 - c) Si trabajaras con los bomberos y tuvieras que elegir una sustancia para neutralizar el derrame de ácido, ¿cuál elegirías, hidróxido de sodio o cloruro de sodio? Justificá tu respuesta.

16. El siguiente gráfico corresponde a las variaciones de concentración de contaminantes de la atmósfera a lo largo de un día hábil en una gran ciudad. Para justificar esas variaciones se dieron las siguientes explicaciones, ¿son posibles?
- a) A partir de las 6:00 h la concentración de monóxido de nitrógeno disminuye y la de dióxido de nitrógeno aumenta porque hay una conversión de un óxido en otro.
 - b) La concentración de monóxido de carbono no se relaciona con la mayor o menor intensidad del tránsito.
 - c) Los vehículos emiten óxidos de nitrógeno sólo en las horas pico matutinas.



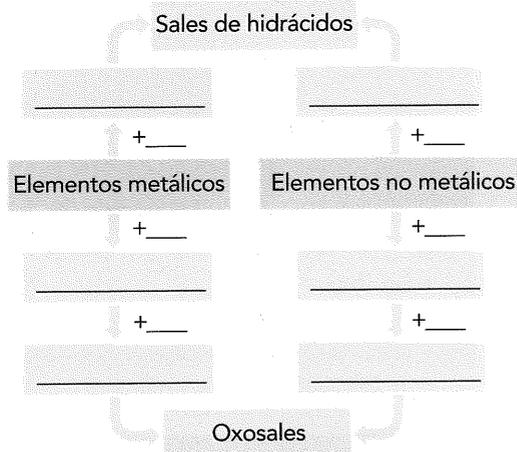
▲ Fig. 7-22. Concentración de contaminantes en función de las horas del día.

Investigación

17. El vidrio y el aluminio son dos de los materiales más codiciados para su reciclamiento. Investigá sobre ellos y averiguá qué significa la posibilidad de poder reciclarlos. Luego elegí la opción correcta.
- a) Extraer menos hematita de la naturaleza y ahorrar petróleo.
 - b) Extraer menos arena y bauxita de la naturaleza y ahorrar energía.
 - c) Extraer menos apatita y bauxita de la naturaleza y consumir más energía.
 - d) Extraer menos arena y galena de la naturaleza y ahorrar carbón.
 - e) Extraer menos cuarzo de la naturaleza y economizar gas natural.

Organización de la información

18. Completá el siguiente esquema e indicá qué color de los recuadros señala compuestos binarios, cuál ternarios y cuál cuaternarios.



Trabajo de laboratorio

19. Realizá este sencillo experimento para comprobar cómo se modifica el pH con el agregado de algunas sustancias.

Objetivo

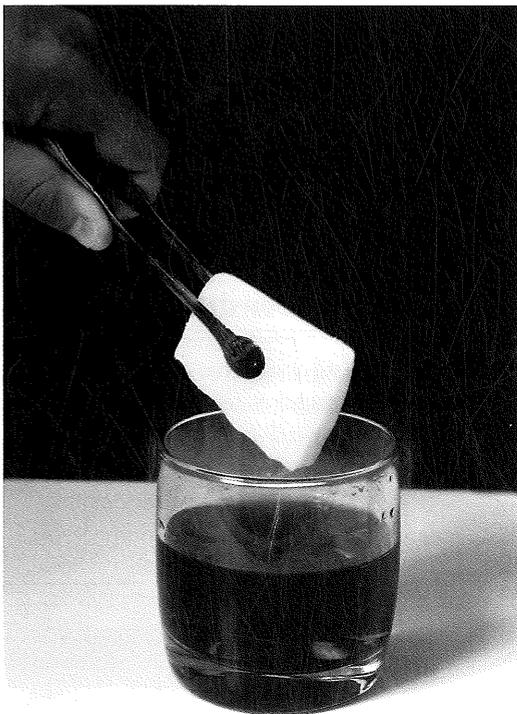
Comprobar que el dióxido de carbono disuelto en agua produce una solución ácida.

Materiales

Un pedacito de hielo seco; una pinza; un vaso de precipitado con agua destilada; unas gotas de azul de bromotimol.

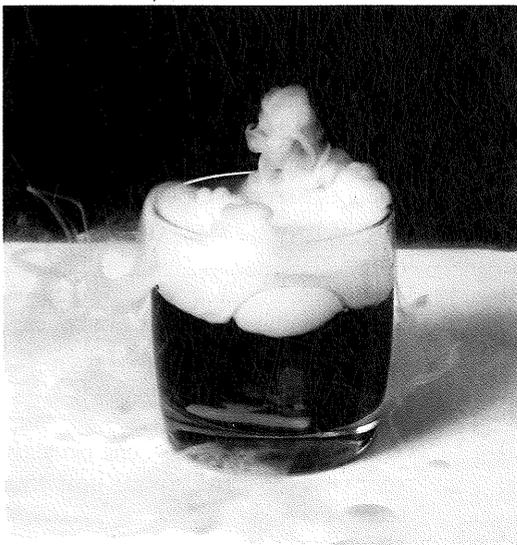
Procedimiento

- 1.º Colocá unas gotas de azul de bromotimol en el agua del vaso. Este indicador de pH es amarillo en medio ácido y azul en medio alcalino.
- 2.º Tomá con la pinza el pedacito de hielo seco, dióxido de carbono en estado sólido, a $78\text{ }^{\circ}\text{C}$ bajo cero. Tiene la característica de volatilizarse, es decir, de pasar directamente al estado gaseoso. Por eso parece que le sale "humo" (figura 7-23).



▲ Fig. 7-23.

- 3.º Colocá el hielo seco dentro del vaso de precipitado (figura 7-24) y observá qué ocurre (figura 7-25). ¿Cómo podrías explicarlo? Escribí la ecuación correspondiente.



▲ Fig. 7-24.



▲ Fig. 7-25.

20. Obtener ácido sulfúrico mediante un método de laboratorio.

Objetivo

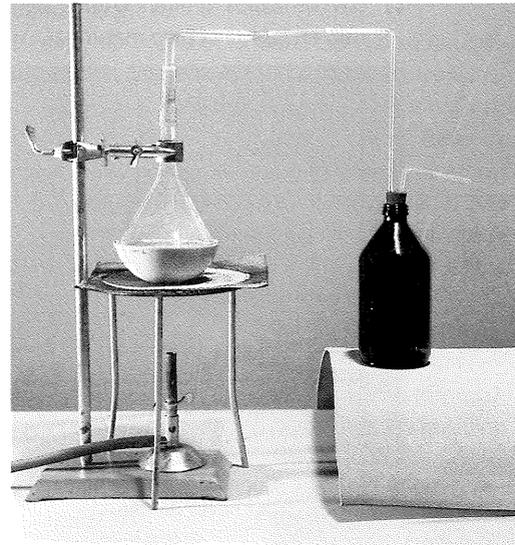
Obtener ácido sulfúrico a partir de la combustión del azufre.

Materiales

Una cápsula de porcelana; un embudo; tres tubitos de vidrio (uno doblado); dos conexiones de goma; un frasco de vidrio con un tapón con dos perforaciones; un soporte universal; una agarradera; un mechero de Bunsen; un trípode; una tela metálica; papel indicador de pH; azufre en polvo; agua.

Procedimiento

- 1.º Prepará un dispositivo como el que muestra la figura 7-26.



▲ Fig. 7-26.

- 2.º Verté agua en el frasco y, con el papel de pH, medí el pH del agua.
- 3.º Agregá el azufre pulverizado en la cápsula de porcelana.
- 4.º Calentá unos minutos y observá la reacción del azufre. Mantené el lugar de trabajo bien ventilado.
- 5.º Apagá el fuego y esperá cinco minutos antes de abrir el dispositivo.
- 6.º Medí el pH del agua.

Conclusiones

- a) Interpretá a qué se debe la diferencia en la medición del pH antes y después de terminada la experiencia.
- b) Escribí las reacciones que se produjeron en la experiencia.
- c) ¿Por qué es necesario mantener el lugar de trabajo bien ventilado?
- d) Del frasco con agua sale un tubito abierto al exterior: ¿cuál creés que es su función?

21. Obtené cloro y analizá sus propiedades

Objetivo

Reproducir la experiencia realizada en 1774 por el químico sueco Carl Scheele. En ella obtuvo cloro por primera vez, mediante la reacción del ácido clorhídrico sobre el dióxido de manganeso. Sin embargo, aún no sabía que el cloro era un elemento químico.

Materiales

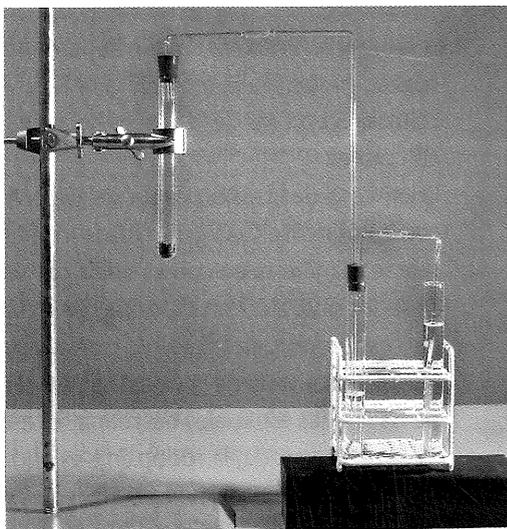
Tres tubos de ensayo; tres tubos doblados en ángulo recto; dos pedacitos de tubo de goma; un vaso de precipitado; un papel de filtro manchado con tinta; un soporte universal; agarradera para tubo de ensayo; una gradilla; dióxido de manganeso (MnO_2); ácido clorhídrico diluido en agua (una parte de ácido en tres de agua); solución 10% m/v de yoduro de potasio (KI); solución al 10% m/v de hidróxido de sodio; un mechero de Bunsen.

Procedimiento

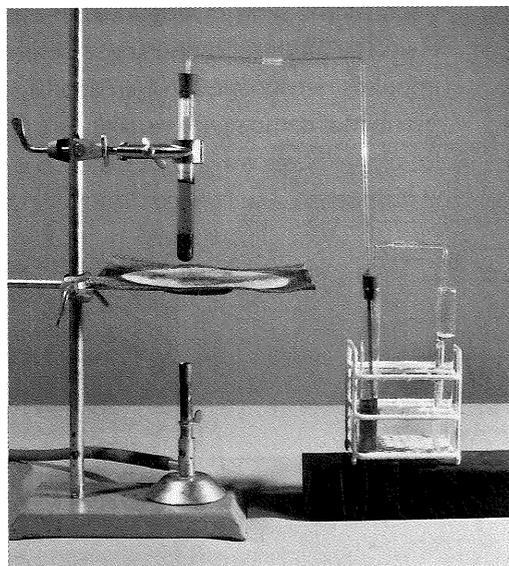
- 1.º Colocá 5 gramos de dióxido de manganeso en un tubo (que será el tubo generador).
- 2.º Armá el dispositivo como muestra la figura 7-27.
- 3.º Con cuidado, destapá el tubo generador y agregá ácido clorhídrico hasta la mitad del tubo. Tapá de inmediato con el tapón.
- 4.º Calentá suavemente la mezcla.
- 5.º Observá qué sucede en el tubo que contiene la solución de yoduro de potasio (figura 7-28).
- 6.º Esperá cinco minutos y retirá la fuente de calor. Acercá el tubo doblado que se encuentra en la

boca del tubo recolector a un vaso que contenga solución de hidróxido de sodio.

- 7.º Colocá sobre el vaso un papel de filtro manchado con tinta y registrá lo que ocurre.



▲ Fig. 7-27.



▲ Fig. 7-28.

Conclusiones

- a) Escribí las reacciones que se producen en la obtención de cloro.
- b) ¿Qué función cumple el tubo de ensayo que actúa como frasco lavador?
- c) La reacción del cloro con el yoduro de potasio se emplea como indicadora de la presencia de cloro. Escribí la reacción producida.
- d) ¿Cómo justificás lo ocurrido en el papel de filtro?



Capítulo 11



Características de las reacciones químicas

ayer



La pila a columna. El siglo XVIII estaba terminando y el interés del físico italiano Alessandro Volta se centraba en uno de los fenómenos más famosos de su época: la electricidad. Para ese entonces, Luigi Galvani ya había comprobado que una pata trasera de rana podía experimentar contracciones cuando se colgaba de un hilo de latón con un contrapeso de acero. Volta reprodujo el experimento de Galvani y descubrió que los nervios de las ranas no eran, precisamente, los causantes de los fenómenos eléctricos detectados. Al observar que los dos metales y el músculo no resultaban suficientes para producir el efecto, repitió el experimento reemplazando el músculo por un trapo mojado. En ese momento estaba virtualmente creada la fuente primaria de corriente eléctrica continua. Con dos metales y un trapo húmedo, Volta había creado nada más ni nada menos que... ¡una pila!

Entusiasmado con el hallazgo, el físico italiano inventó una serie de aparatos capaces de producir electricidad. Primero conectó varios recipientes con una solución salina a través de arcos metálicos. De este modo, consiguió la primera batería eléctrica de la historia. Luego; para evitar el uso de soluciones líquidas, recurrió a materiales más compactos, menos acuosos. Apiló, en forma de columna (de aquí deriva el nombre de la pila), pequeñas placas circulares de cobre y de cinc entre las cuales intercaló discos de cartón humedecidos en solución salina. La serie se componía de cobre, cinc, cartón, cobre, etc. Finalmente estableció una corriente eléctrica cuando le conectó al extremo inferior de esta batería un alambre para cerrar el circuito (figura 11-1). El 20 de marzo de 1800, Alessandro Volta comunicó por carta al presidente de la Royal Society de Londres la primera noticia de su invento: la pila a columna, conocida en la actualidad como pila de Volta. ¿Quién hubiera podido predecir, en ese entonces, las inmensas consecuencias y repercusiones de ese acontecimiento?



Alessandro Volta (1745-1827).

Físico italiano. Su interés por la electricidad lo condujo a inventar, en 1775, un artefacto conocido como electróforo, empleado para generar electricidad estática.

En 1794 comenzó a experimentar con metales como productores de corriente eléctrica. Recién en 1800 dio a conocer sus trabajos sobre el funcionamiento de la primera pila, en los que refutaba la hipótesis de Galvani sobre la "electricidad animal". La unidad de fuerza electromotriz del Sistema Internacional lleva el nombre de voltio en su honor, desde el año 1881.



◀ Fig. 11-1. Pila de Volta.

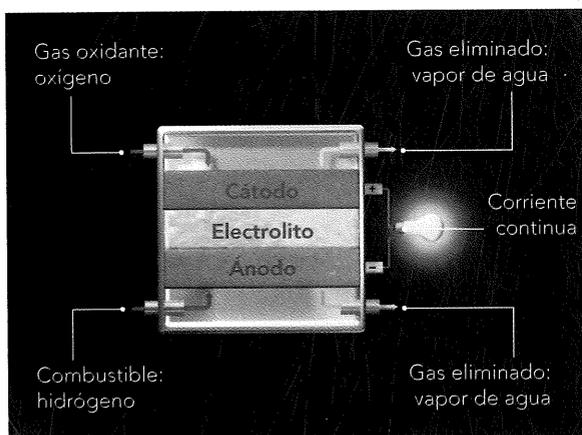
La pila de combustible. La manera tradicional de aprovechar la energía de los combustibles es quemarlos de modo que el calor producido se convierta en energía mecánica. Sin embargo, esta conversión es muy poco eficiente y, además, altamente contaminante. ¿Hay alguna alternativa? La Organización Meteorológica Mundial y el Programa de las Naciones Unidas para el Medio Ambiente crearon, en 1988, el Panel Intergubernamental sobre el Cambio Climático. Este comité destacó al hidrógeno y a las pilas de combustible (figura 11-2) como factores clave para controlar las emisiones de gases de efecto invernadero, ya que transforman la energía química contenida en el hidrógeno directamente en energía eléctrica y calor sin necesidad de combustión.

A diferencia de la pila eléctrica, la de combustible no se acaba ni requiere ser recargada; funciona mientras el combustible y el oxidante le sean suministrados desde afuera.

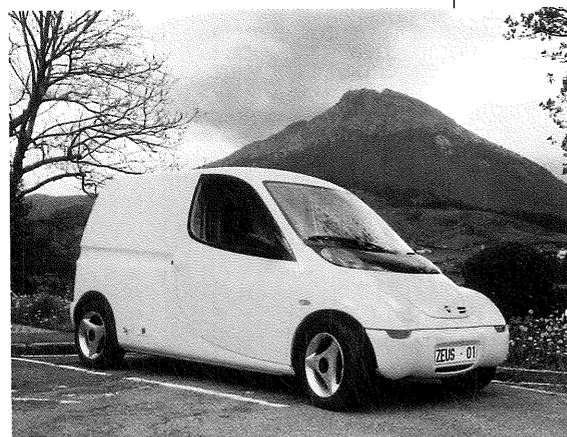
¿Cómo es una pila de combustible? Básicamente consiste en un ánodo en el que se inyecta el combustible (por lo general, hidrógeno) y un cátodo en el que se introduce un oxidante (aire u oxígeno). Ambos están separados por un electrolito iónico conductor.

En el interior de la pila, el hidrógeno reacciona con el oxígeno para producir agua. Esta reacción química genera la corriente eléctrica. Las pilas de combustible alimentadas por hidrógeno son silenciosas y, además de electricidad y calor, sólo producen agua como residuo.

En un futuro no tan lejano, el cambio paulatino de vehículos con motores de combustión interna por los de motores eléctricos alimentados por pilas de combustible (figura 11-3) hará de nuestras ciudades lugares más saludables y silenciosos. ¿Qué características especiales tienen estos autos? Para poder utilizarlo como combustible, el hidrógeno debe conservarse en estado líquido (a $-253\text{ }^{\circ}\text{C}$) dentro de un tanque de acero de pared doble que se ubica detrás del respaldo trasero. En caso de haber una sobrepresión excesiva, se accionan dos válvulas de seguridad, de modo de garantizar la seguridad del sistema y de los ocupantes del auto.



▲ Fig. 11-2. Esquema de la pila de combustible.

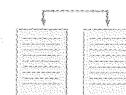


▲ Fig. 11-3. Auto eléctrico.



1. Respondé estas consignas teniendo en cuenta la información de “ayer” y de “hoy”.

- ¿Qué diferencias hay entre las experiencias de Volta y las de Galvani?
- Observá el esquema de la pila de combustible y respondé: ¿cuál es la evidencia de que en su interior ocurren reacciones químicas?
- ¿Podrías afirmar lo mismo de otras pilas que conozcas? ¿Por qué?
- ¿Qué sustancias te parece que reaccionan químicamente en la pila de Volta? ¿Podría establecerse un paralelo entre esta reacción y la que ocurre entre el oxígeno y el hidrógeno en la pila de combustible?
- El agua es una de las fuentes de hidrógeno en la naturaleza. ¿Se trata de un recurso en peligro de agotamiento? ¿Por qué?



El cambio en la naturaleza de las sustancias

Las propiedades especiales de ciertos materiales los vuelven adecuados para propósitos específicos. Por ejemplo, desde hace varios siglos el cobre se utiliza como cubierta y protección del exterior de los edificios. Basta elevar la vista en la zona céntrica de la ciudad de Buenos Aires para reconocer la bella imagen de techos de coloración verde, en edificios históricos como el del Palacio del Congreso de la Nación (figura 11-4) y el del Banco de la Nación Argentina. Los arquitectos que trabajaron en el diseño y la construcción del Congreso seguramente tuvieron en cuenta las propiedades del cobre en el momento de su elección. Se trata de un metal dúctil, de costo razonable, cuyas láminas, con el paso del tiempo, se cubren con una película protectora llamada **pátina**, resistente a la corrosión, incluso, de las atmósferas agresivas actuales.

Ahora bien, las propiedades de los materiales se asocian fuertemente con sus cambios, tanto los físicos, en los cuales la identidad de las sustancias no cambia, como los químicos, en los que se modifica la identidad de una o más sustancias y se forman una o más sustancias nuevas. El cambio de color del cobre en las cúpulas mencionadas, que de rojizo pasa a café mate y llega al verde de la pátina, se debe, justamente, a un cambio químico. Este tipo de cambio se llama **reacción química**.

Una reacción química es un proceso mediante el cual una o más sustancias (simples o compuestas) denominadas **reactivos** se transforman para dar lugar a sustancias diferentes denominadas **productos**.

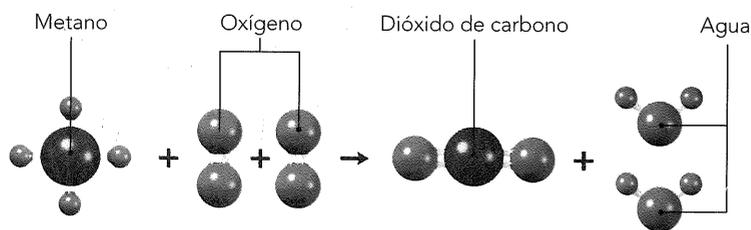
Mencioná reacciones químicas vinculadas a la vida cotidiana.

Durante una reacción química se rompen enlaces químicos en la o las sustancias que reaccionan y se forman nuevos enlaces que dan origen a una o más sustancias nuevas. Es decir, *los átomos se reordenan sin perder su cantidad e identidad*.

Por otra parte, las reacciones químicas pueden manifestarse de diferentes maneras, entre ellas, por un cambio de color, el desprendimiento de un gas, la producción de una explosión, la aparición de un compuesto sólido, un cambio de temperatura, etc. Por ejemplo, al encender una hornalla para cocinar nuestros alimentos, el metano (principal componente del gas natural) reacciona con el oxígeno del aire y se desprenden calor y luz. Como productos de esta reacción se obtienen dióxido de carbono y agua (figura 11-5).



▲ Fig. 11-4. Pátina verde en la cúpula del Congreso de la Nación Argentina.



▲ Fig. 11-5. Reacción entre el metano y el oxígeno representada con el modelo de esferas. Las esferas rojas representan los átomos de hidrógeno, las azules los de oxígeno y la marrón, el de carbono.

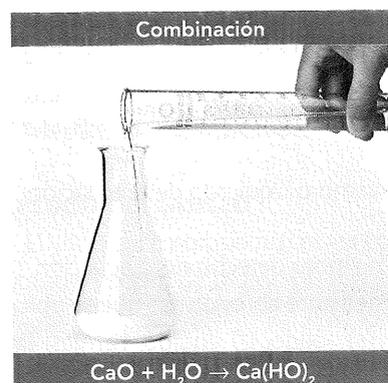


2. ¿Te animás a indicar qué reacción ocurre entre el cobre y el oxígeno del aire que da lugar a la pátina verde de la cúpula del Congreso?
3. Clasificá en inorgánicos y orgánicos los compuestos involucrados en la reacción entre el metano y el oxígeno.

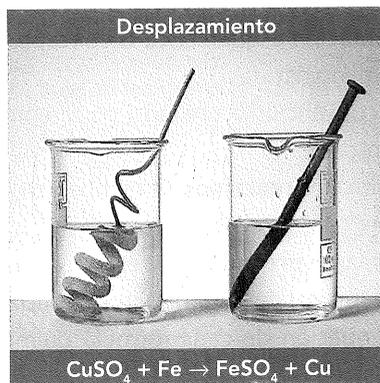
Clasificación de las reacciones químicas

Existen muchas reacciones químicas y diversos criterios para clasificarlas. Incluso, una misma reacción química puede pertenecer a dos categorías diferentes al mismo tiempo. A continuación veremos dos posibles clasificaciones de las reacciones químicas.

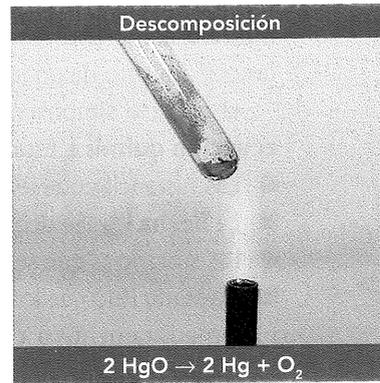
De acuerdo con la cantidad de reactivos y productos que intervienen



▲ Fig. 11-6. Dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto. Estas sustancias pueden ser simples, una simple y una compuesta o dos compuestas.



▲ Fig. 11-7. Un elemento desplaza a otro en un compuesto. Los metales más activos desplazan a los menos activos o al hidrógeno de sus compuestos. Los no metales más activos desplazan a los menos activos de sus sales.

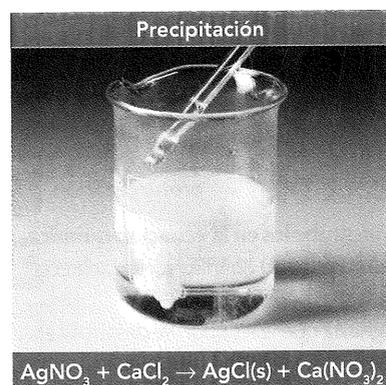


▲ Fig. 11-8. Un compuesto se descompone para producir sólo sustancias simples, simples y compuestas o compuestas.

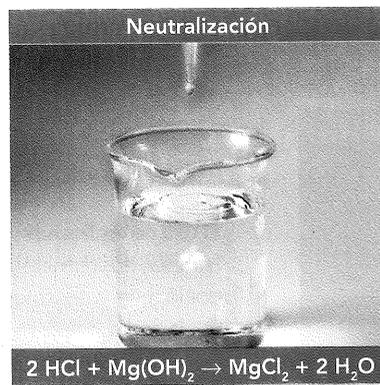
De acuerdo con la variación del número de oxidación

Las reacciones pueden ser de metátesis o de óxido-reducción.

- En las **reacciones de metátesis**, dos compuestos reaccionan para formar otros dos nuevos compuestos sin que se produzcan cambios en el número de oxidación de sus átomos. En este grupo de reacciones se incluyen las reacciones de **precipitación** y las de **neutralización**.



▲ Fig. 11-9. Las reacciones de precipitación se caracterizan por la formación de un compuesto insoluble.

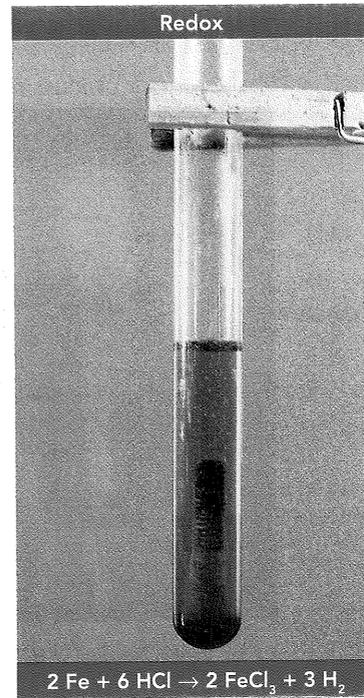


▲ Fig. 11-10. En las reacciones ácido-base o de neutralización, un ácido reacciona con una base para dar una sal y agua.

- En las **reacciones de óxido-reducción** o **redox**, los átomos experimentan cambios en su estado de oxidación cuando pasan a formar parte de la nueva sustancia.

Fig. 11-11. ►

El Fe pasó de un estado de oxidación 0 a +3, mientras que el H pasó de un estado de oxidación +1 a 0.



Representación de las reacciones químicas

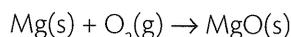
¿Qué ocurre cuando una cinta de magnesio (Mg) se enciende en presencia de aire? Se produce la oxidación del magnesio y se libera energía en forma de luz blanca muy intensa (figura 11-12). El producto de la reacción es óxido de magnesio (MgO), un polvo de color blanco. En fotografía, los flashes antiguos utilizaban magnesio como fuente de iluminación artificial.

¿De qué manera podríamos representar esta reacción química? Como hemos mencionado en capítulos anteriores, en la Química, como en otras ciencias, se utilizan modelos. Podemos definir un **modelo** como una representación esquemática o conceptual que intenta explicar la ocurrencia o funcionamiento de un fenómeno natural.

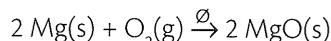
El modelo simbólico y convencional utilizado para representar las reacciones químicas es una **ecuación química**. Ésta consta de:

- Las sustancias que reaccionan o **reactivos**. Se escriben en el miembro izquierdo de la ecuación.
- La **flecha** \rightarrow . Se debe leer como “produce o producen”.
- Las sustancias que se forman o **productos**. Se escriben en el miembro derecho de la ecuación.
- El estado físico de los reactivos y de los productos. Se indica mediante abreviaturas que se ubican inmediatamente a continuación de cada fórmula química: (s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (aq) solución acuosa.

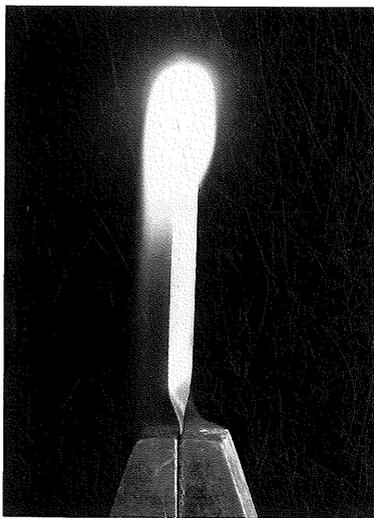
En el caso de la combustión del magnesio, la ecuación química que la representa es:



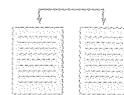
A pesar de todo lo que escribimos, esta ecuación aún está incompleta. ¿Por qué? Para que se cumpla la **ley de conservación de la masa**, debe haber el mismo número de átomos a ambos lados de ella. Si agregamos los **coeficientes estequiométricos** apropiados delante de la fórmula de cada sustancia, tendremos:



Ahora sí podemos interpretar la reacción de combustión del magnesio: “dos átomos de magnesio reaccionan con una molécula de oxígeno y producen dos fórmulas unitarias de óxido de magnesio”. Ahora bien, como la relación del número de moléculas es igual a la relación del número de moles la ecuación también se puede leer: “dos moles de átomos de magnesio reaccionan con un mol de moléculas de oxígeno para producir dos moles de fórmulas unitarias de óxido de magnesio”.



▲ Fig. 11-12. Oxidación del magnesio.



Ecuaciones químicas y ley de la conservación de la masa:

capítulo 3.
Coeficientes estequiométricos:
capítulo 13.

profundización

El uso de las flechas y otros símbolos en la ecuación química.

Entre los dos términos de una ecuación química suelen aparecer por lo menos dos tipos de flechas:

- la flecha simple (\rightarrow) significa que la reacción se desarrolla en un solo sentido, es irreversible;
- la flecha doble (\rightleftharpoons) indica que la reacción se produce en ambos sentidos, es decir, es reversible.

A veces aparecen otros símbolos sobre la flecha que indican determinadas condiciones necesarias para que se produzca la reacción. Por ejemplo, el símbolo *h. v* significa que la reacción se produce en presencia de luz y el símbolo Δ , la letra Q o el símbolo \emptyset significan que los reactivos requieren calor para que ocurra la reacción.

Balanceo de las ecuaciones químicas

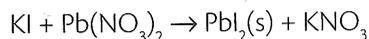
Cuando representamos las reacciones químicas de la forma que acabamos de hacerlo decimos que la ecuación está **ajustada, igualada o balanceada**. El ajuste de una ecuación química consiste en colocar los coeficientes estequiométricos que correspondan en los reactivos y productos de manera que *el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos miembros de la ecuación*. Hay una sola excepción: cuando corresponde un coeficiente igual a uno, éste no se escribe.

Según el tipo de reacción química, las ecuaciones se podrán balancear mediante tres métodos:

- **Método del tanteo.** Se trabaja por comparación del número de átomos de cada elemento en ambos miembros de la ecuación.
- **Método algebraico.** Se utiliza en los casos en los que el ajuste no se puede resolver por tanteo.
- **Método de ion-electrón.** Se usa para las reacciones de óxido-reducción.

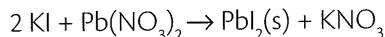
Método del tanteo

El yoduro de potasio reacciona con el nitrato de plomo (II) y se obtiene como producto nitrato de potasio y yoduro de plomo (II) (figura 11-13). La ecuación que representa esta reacción es:

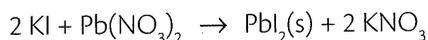


¿Cómo hacemos para balancearla?

- 1.º Identificamos todos los reactivos, el yoduro de potasio y el nitrato de plomo (II), y todos los productos, el yoduro de plomo (II) y el nitrato de potasio.
- 2.º Buscamos si existe algún elemento que se encuentre formando una única sustancia en ambos lados de la ecuación. En nuestro caso, todos cumplen con este requisito.
- 3.º Elegimos el yodo y comenzamos a ajustar. Fijate que en la ecuación hay un átomo del elemento yodo en el lado de los reactivos y dos en el de los productos. Para cumplir con la ley de la conservación de la masa, colocamos un coeficiente 2 delante del KI. La ecuación queda:



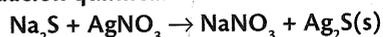
- 4.º Seguimos por el oxígeno. El elemento oxígeno se encuentra en el mismo anión (nitrato), tanto en los reactivos como en los productos. Pero en los reactivos hay seis átomos del elemento y en los productos, tres. Esta desigualdad se resuelve colocando un 2 como coeficiente delante de la fórmula del KNO_3 . Ahora la ecuación queda:



Notá que al realizar este ajuste, el resto de los elementos (nitrógeno, plomo, potasio) han quedado igualados a uno y otro lado de la flecha. Es decir que la ecuación está balanceada.



4. Igualá por el método de tanteo la siguiente ecuación química:



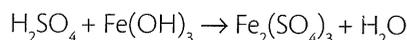
¿De qué tipo de reacción química se trata?



Fig. 11-13.►
Formación del yoduro de plomo (II), un sólido amarillo.

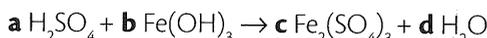
Método algebraico

Consideremos la reacción en la cual el ácido sulfúrico se combina con el hidróxido de hierro (III) para obtener sulfato de hierro (III) y agua. La ecuación no balanceada es la siguiente:



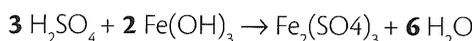
Fijate que algunos elementos, el oxígeno y el hidrógeno por ejemplo, se encuentran formando más de una sustancia tanto en los reactivos como en los productos. Entonces, el método del tanteo resulta difícil de aplicar. Por eso recurrimos al método algebraico para balancear esta ecuación. Según este método, los pasos que debemos seguir son los siguientes:

1.º Ponemos un coeficiente literal (**a, b, c, d**) delante de cada fórmula. En nuestro caso,



2.º Consideramos la ley de conservación de la masa a nivel atómico e igualamos el número de átomos de cada elemento. La suma de los productos de cada coeficiente literal por su subíndice debe ser igual en ambos miembros de la ecuación (cuadro 11-1).

3.º Si el número de coeficientes es igual o superior en una unidad al de átomos de distintos elementos, cualquiera de ellos se iguala a 1. Para la ecuación planteada, le asignamos a **c** el valor 1 y reemplazamos en las igualdades del cuadro 11-1. Entonces, **b** será igual a 2, **a** será igual a 3 y **d** será igual a 6. La ecuación queda ajustada de la siguiente manera:



Veamos otro ejemplo, en el que el óxido de manganeso (IV) reacciona con el ácido clorhídrico para producir cloruro de manganeso, cloro gaseoso y agua según la ecuación química:



Para balancear la ecuación química seguimos los mismos pasos que en el ejemplo anterior:

1.º Colocamos los coeficientes literales y los igualamos en ambos miembros de la ecuación (cuadro 11-2).



2.º Asignamos a **b** el valor 1 y reemplazamos en la igualdad del cuadro 11-2. Entonces tendremos **a** = 1/4, **c** = 1/4, **d** = 1/4 y **e** = 1/2. El problema que se presenta aquí es que los coeficientes son fracciones y no es recomendable el uso de fracciones en el ajuste de ecuaciones químicas porque si tenemos que realizar cálculos posteriores, éstos serán muy engorrosos.

3.º Para solucionar el inconveniente, multiplicamos cada coeficiente por 4 y tendremos **a** = 1, **b** = 4, **c** = 1, **d** = 1 y **e** = 2. Una vez realizada esta operación, escribimos la ecuación ajustada:



Elemento	Átomos en los reactivos	Átomos en los productos	Igualdad
Hidrógeno (H)	2 a + 3 b	2 d	2 a + 3 b = 2 d
Azufre (S)	a	3 c	a = 3 c
Oxígeno (O)	4 a + 3 b	12 c + d	4 a + 3 b = 12 c + d
Hierro (Fe)	b	2 c	b = 2 c

◀ Cuadro 11-1. Igualación de coeficientes literales para la reacción entre el ácido sulfúrico y el hidróxido de hierro (III).

Elemento	Átomos en los reactivos	Átomos en los productos	Igualdad
Manganeso (Mn)	a	c	a = c
Oxígeno (O)	2 a	e	2 a = e
Cloro (Cl)	b	2 c	b = 2 c + 2 d
Hidrógeno (H)	b	2 e	b = 2 e

◀ Cuadro 11-2. Igualación de coeficientes literales para la reacción entre el óxido de manganeso (IV) y el ácido clorhídrico.





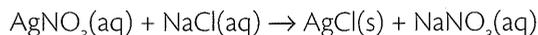
Tabla de electronegatividades de Pauling: capítulo 5.

Reacciones de metátesis

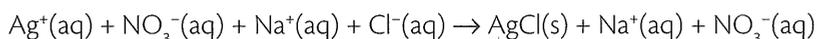
Como enunciamos en la clasificación de las reacciones químicas, las reacciones de metátesis son aquellas en las que no se producen cambios en el **estado de oxidación** de los átomos que intervienen en ellas. Las **reacciones de precipitación** y las **reacciones ácido-base** cumplen con esta condición.

Las reacciones de precipitación se caracterizan por formar un sólido insoluble o **precipitado** que se separa de la solución. Por lo general, requieren la intervención de compuestos iónicos.

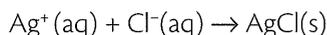
Analizaremos la formación de cloruro de plata insoluble a partir de dos compuestos iónicos solubles, el cloruro de sodio y el nitrato de plata (figura 11-14). La **ecuación molecular** para esta reacción es:



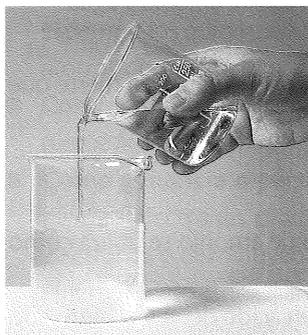
Se denomina "ecuación molecular" porque las fórmulas de los compuestos están escritas como si todas las especies fuesen moléculas. Esta ecuación es útil pues identifica los reactivos. No obstante, no describe con exactitud lo que ocurre en el nivel microscópico. Por eso, debemos escribir esta reacción apelando a la **ecuación iónica**, en la que está indicada la disociación de los compuestos iónicos en sus iones:



Los iones que no están involucrados en la reacción global, en este caso los iones Na^+ y NO_3^- , se denominan **iones espectadores**. Como los iones espectadores aparecen en ambos lados de la ecuación y no cambian, podemos cancelarlos. Al efectuar esta operación, quedan sólo las especies que realmente participan en la reacción:



Esta ecuación se conoce con el nombre de **ecuación iónica neta**.



◀ Fig. 11-14. Formación del cloruro de plata.

profundización

El estado de oxidación. El **estado o número de oxidación** es un número entero, positivo o negativo, que se asigna a cada átomo presente en un compuesto químico. Se refiere al número de cargas que debería tener ese átomo si todos los electrones fuesen transferidos completamente durante una reacción química. Por convención, el signo del número de oxidación se coloca después del dígito.

Para determinar el número de oxidación de un átomo en un compuesto, hay que seguir los pasos siguientes:

- 1.º Se escribe la estructura de Lewis del compuesto.
- 2.º Los electrones de cada enlace químico se asignan al núcleo más electronegativo de los que forman el enlace, según la escala de Pauling.
- 3.º En las uniones entre dos átomos de un mismo elemento, los electrones de enlace se dividen equitativamente entre los dos átomos.
- 4.º El número de oxidación (N_{ox}) se obtiene restando los electrones asignados a cada átomo (N_{asig}) al número de electrones de valencia del elemento (N_{val}).

Veamos un ejemplo: el número de oxidación del cloro y del sodio en el cloruro de sodio.

Escribimos la estructura de Lewis para el cloruro de sodio. Como el cloro es más electronegativo que el sodio, le asignamos todos los electrones.



Cuando aplicamos la fórmula:

Para el cloro, $N_{\text{ox}} = 7 - 8 = -1$

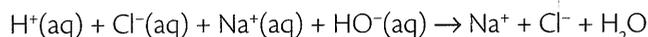
Para el sodio, $N_{\text{ox}} = 1 - 0 = +1$

Reacciones ácido-base

Las reacciones más importantes y comunes en los sistemas químicos y biológicos son las **reacciones ácido-base**. Estas reacciones también se denominan **reacciones de neutralización** porque para que ocurran y, siempre desde el punto de vista de Brønsted-Lowry, cada protón que cede un ácido tiene que ser aceptado por una base.

Los ácidos y las bases pueden ser fuertes si se ionizan totalmente en solución acuosa o bien ser débiles, si la ionización es parcial en solución acuosa. Por lo tanto, existen cuatro tipos de reacciones ácido-base posibles. Veamos cada uno de ellos:

1.º Un ácido fuerte y una base fuerte. El hidróxido de sodio, una base fuerte, reacciona con el ácido clorhídrico, un ácido fuerte, para dar cloruro de sodio y agua. En este caso, lo correcto es escribir la ecuación iónica:

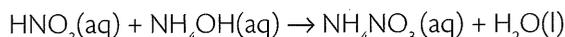


Como los iones Cl^- y Na^+ están a ambos lados de la ecuación, podemos suprimirlos y quedará la ecuación iónica neta:

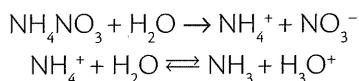


La reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio es una neutralización total porque los iones Na^+ y Cl^- son un ácido conjugado débil y una base conjugada débil, respectivamente, según Brønsted-Lowry, que no reaccionan con el agua.

2.º Un ácido fuerte y una base débil. Cuando el ácido nítrico, un ácido fuerte, reacciona con el amoníaco en solución acuosa (hidróxido de amonio), una base débil, se obtiene nitrato de amonio y agua:

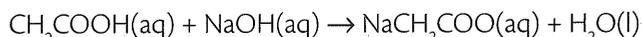


El nitrato de amonio se disocia en agua para dar nitrato y amonio, un ácido conjugado fuerte que se hidroliza y libera iones oxonio o hidronio al medio:

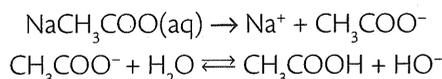


Por eso, el producto de esta reacción es una **solución ácida**. El nitrato de amonio se utiliza como fertilizante debido a su buen contenido en nitrógeno.

3.º Un ácido débil y una base fuerte. La reacción entre el ácido acético, un ácido débil, y el hidróxido de sodio, una base fuerte, produce acetato de sodio y agua:

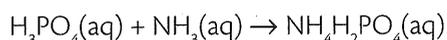


La sal se disocia en agua y el acetato, que es una base conjugada fuerte, se hidroliza y libera hidroxilos al medio acuoso.

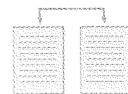


Por lo tanto la solución obtenida será **básica** o **alcalina**.

4.º Un ácido débil y una base débil. La reacción del ortofosfato (V) de hidrógeno, un ácido débil, con el amoníaco, una base débil, produce fosfato diácido de amonio:



Aquí es difícil predecir cómo será la solución resultante, porque ésta dependerá de la fuerza del ácido y de la base reaccionantes. Si el ácido es más fuerte que la base, la solución será ácida. Si el ácido es más débil que la base, la solución será alcalina. Si la fuerza de ambos es equivalente, la solución será neutra.



La fuerza de los ácidos y las bases: capítulo 7.

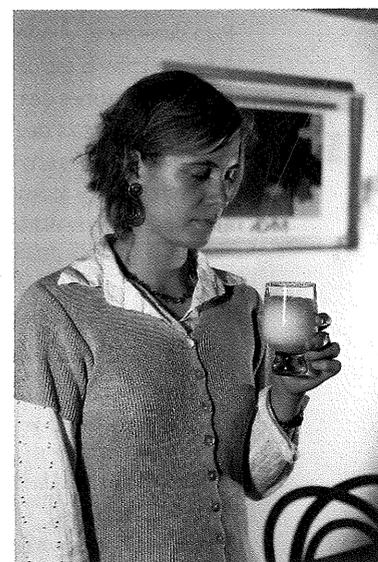
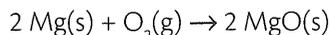


Fig. 11-15. ►

Cuando se ingiere un antiácido, ocurre la reacción de un ácido fuerte (el ácido clorhídrico del estómago) con una base débil (bicarbonato). Disminuye así la acidez, pero no se neutraliza completamente el ácido.

Reacciones de óxido-reducción

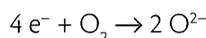
Retomemos la reacción en la cual el magnesio arde en presencia del aire para dar óxido de magnesio, según la ecuación:



Esta reacción química no es un proceso aislado sino que, en realidad, está compuesta por dos **hemirreacciones** acopladas. En primer lugar, podríamos decir que el Mg ganó oxígeno, pero también que cambió su estado de oxidación (☺) de 0 a +2. En ambos casos se **oxidó**:



Para que esta oxidación ocurriera otra especie química se **redujo**, perdió oxígeno o cambió su estado de oxidación de 0 a -2:



Es decir, cuando hay una oxidación, siempre hay una reducción y viceversa. Por eso, estas reacciones reciben el nombre de reacciones de óxido-reducción o reacciones redox.

Como vimos, no hay una sola forma de definir la oxidación y la reducción, sino que, al menos, existen tres diferentes (figura 11-16):

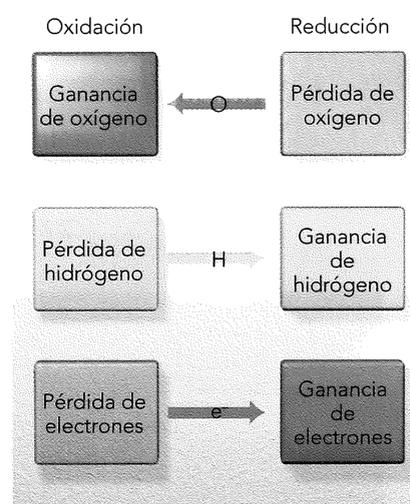
- **Como ganancia o pérdida de átomos de oxígeno.** Históricamente, el término oxidación se identificaba con reacciones en las que los elementos se combinaban con el oxígeno, es decir, ganaban oxígeno. Como consecuencia, la reducción se identificaba con la pérdida de oxígeno. Con el tiempo los químicos tuvieron que ampliar este concepto a otras especies químicas, como el cloro u otros no metales con similar reactividad que el oxígeno.
- **Como ganancia o pérdida de átomos de hidrógeno.** Una especie química se oxida cuando pierde átomos de hidrógeno y se reduce cuando gana átomos de hidrógeno.
- **Como ganancia o pérdida de electrones.** En la oxidación, los átomos de una especie química pierden electrones o aumentan su número de oxidación, mientras que en la reducción ganan electrones o disminuyen su número de oxidación.

En un proceso redox, llamamos **agente oxidante** al que provoca la oxidación y se reduce y **agente reductor** al que provoca la reducción y se oxida.

profundización

Reglas para recordar el número de oxidación.

1. Los átomos tienen número de oxidación 0 cuando constituyen una sustancia simple, sea ésta monoatómica (Li), biatómica (N_2) o poliatómica (S_8).
2. En el caso de los iones monoatómicos, el número de oxidación es igual a la carga del ion. Por ejemplo, los metales alcalinos tienen número de oxidación +1; los alcalinotérreos, +2 y el aluminio, +3 en todos sus compuestos.
3. El número de oxidación del oxígeno es -2 en la mayoría de los compuestos (óxidos, agua, oxoácidos), pero es -1 en el ion peróxido (O_2^{2-}) y +2 con flúor.
4. El número de oxidación del hidrógeno es +1, excepto en los hidruros metálicos (por ejemplo, KH) en los cuales es -1.
5. El flúor tiene número de oxidación -1 en todos sus compuestos. El resto de los halógenos -cloro, bromo y yodo- tiene número de oxidación -1 en los haluros (por ejemplo, Cl^-) y números de oxidación positivos cuando se combinan con el oxígeno (por ejemplo, BrO_3^-).
6. La suma de los números de oxidación de los átomos que forman un compuesto eléctricamente neutro debe ser igual a 0.
7. La carga neta en un ion poliatómico debe coincidir con la suma de los números de oxidación de los átomos que lo componen.



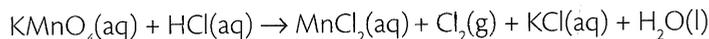
▲ Fig. 11-16. Tres definiciones posibles de la oxidación y la reducción.

Ajuste de ecuaciones redox

Hay reacciones redox sencillas que pueden balancearse por el método del tanteo o por el método algebraico. No obstante, existen otras reacciones que involucran iones como el MnO_4^- (permanganato), el $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (dicromato) o el SO_4^{2-} (sulfato) y cuyo ajuste se complica. Para este tipo de reacciones emplearemos un método denominado **ion-electrón**, que sirve tanto para reacciones en medio ácido como para las que ocurren en medio básico.

Además de ayudarnos a ajustar la ecuación, este método profundiza el conocimiento del proceso de transferencia electrónica propio de las reacciones redox. Veamos un ejemplo.

La obtención de cloro en el laboratorio se produce mediante la reacción entre el permanganato de potasio y el ácido clorhídrico en solución acuosa (figura 11-17). La ecuación que la describe es:

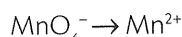
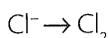


Para balancear esta ecuación por el método ion-electrón debemos seguir los siguientes pasos:

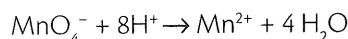
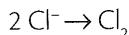
- 1.º Escribimos la ecuación en su forma iónica. Debemos saber que las sustancias simples, los óxidos, las sustancias gaseosas, los precipitados, el H_2O y el H_2O_2 no se disocian. Sólo se disocian las sales, los ácidos y las bases. Entonces, la ecuación quedará así:



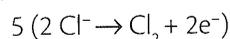
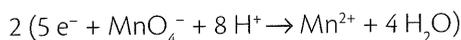
- 2.º Identificamos los elementos que cambian su estado de oxidación y escribimos las hemirreacciones de oxidación y de reducción, respectivamente:



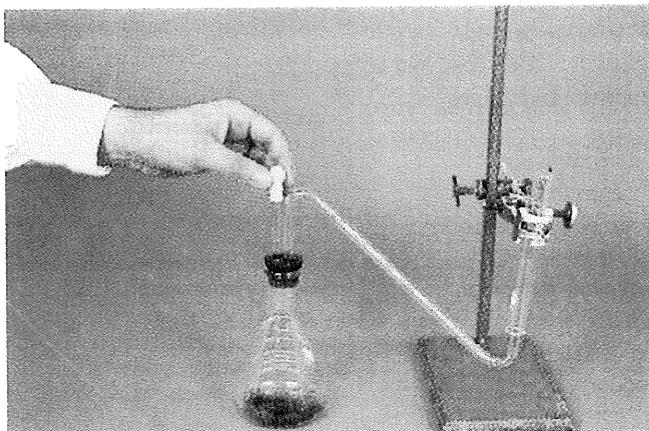
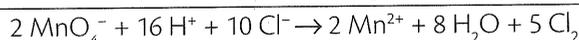
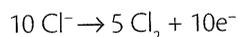
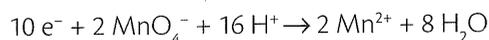
- 3.º Aplicamos la ley de conservación de la masa. Por lo tanto, colocamos el coeficiente 2 delante del cloruro y, como trabajamos en medio ácido, agregamos 4 moléculas de H_2O en los productos para balancear los átomos de oxígeno y 8 H^+ en los reactivos para balancear los átomos de hidrógeno:



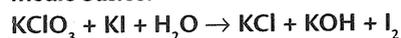
- 4.º Una vez balanceada la masa, ajustamos la carga agregando electrones en donde falten cargas negativas. Dado que no puede haber diferente cantidad de electrones a ambos lados de la ecuación, debemos multiplicar cada hemirreacción por un número que los iguale en ambas ecuaciones:



- 5.º Sumamos las hemirreacciones, cancelamos los electrones y obtenemos la ecuación iónica total:



5. Balancea, por el método ion-electrón, la siguiente ecuación que transcurre en medio básico:



◀ Fig. 11-17. Obtención de cloro mediante la reacción entre el permanganato de potasio y el ácido clorhídrico.

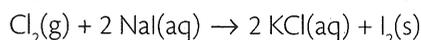
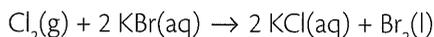
Tipos de reacciones redox

Podemos analizar varios tipos de reacciones químicas como reacciones de óxido-reducción. Entre ellas, las reacciones de desplazamiento, de combustión, de desproporción, de corrosión y las electroquímicas.

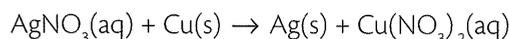
Reacciones de desplazamiento

La mayoría de estas reacciones se pueden clasificar dentro de tres categorías:

1.º Reacciones de desplazamiento de halógenos. El flúor es el elemento que mayor poder oxidante tiene dentro del grupo y desplaza a cualquiera de los otros halógenos. Por otra parte, el cloro desplaza al bromo y al yodo de sus compuestos, de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



2.º Reacciones de desplazamiento metálico. Un metal en estado libre puede reemplazar a otro metal en un compuesto. Por ejemplo, el cobre desplaza a la plata de la solución de nitrato de plata (la reduce). La reacción se expresa como:

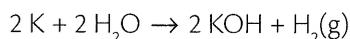


Para interpretar este desplazamiento necesitamos conocer la **serie de actividades de los metales** (cuadro 11-3). Como regla general podemos decir que:

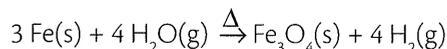
- Un metal de la serie reaccionará con cualquier otro que se encuentre en solución y se ubique a su derecha.
- Un metal será más reductor (y menos oxidante) cuanto más a la izquierda se encuentre en la serie.

3.º Reacciones de desplazamiento de hidrógeno. Existen tres tipos de reacciones de desplazamiento de hidrógeno (cuadro 11-4):

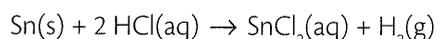
- Los metales alcalinos y algunos alcalinotérreos desplazan al hidrógeno del agua fría y forman hidróxidos. Por ejemplo:



- Los metales menos reactivos, como el hierro, desplazan al hidrógeno del vapor de agua y forman óxidos. Por ejemplo:



- Muchos metales, incluso algunos que no reaccionan con el agua, desplazan al hidrógeno de los ácidos. Por ejemplo:



Metales																
Reaccionan con ácido clorhídrico (HCl)												No reaccionan con HCl				
Alcalinos y alcalinotérreos				De uso cotidiano								Nobles				
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

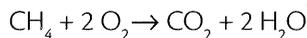
◀ **Cuadro 11-3.** Serie de actividades de los metales.

Metales																
Desplazan al hidrógeno de los ácidos																
Desplazan al hidrógeno del vapor de agua																
Desplazan al hidrógeno del agua fría												Menos reactivos que el hidrógeno				
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Ni	Sn	Pb	Cu	Hg	Ag	Pt	Au

◀ **Cuadro 11-4.** Tendencia de los metales a reaccionar con ácidos, vapor de agua y agua fría.

Reacciones de combustión

Volvamos a la reacción entre el metano y el oxígeno del aire que se produce cuando encendemos la hornalla de la cocina:

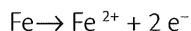


Ciertas sustancias arden en presencia de oxígeno, liberando luz y calor y, a menudo, con producción de llama. Este tipo de reacción redox se denomina de **combustión**. Para que se produzca es necesario un aporte externo de energía, por ejemplo, la chispa que se produce en el encendido electrónico de la hornalla.

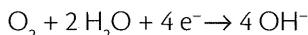
En toda combustión, el reactivo que arde se conoce como **combustible**, mientras que el otro reactivo (casi siempre el oxígeno) se denomina **comburente**. Los combustibles más frecuentes son los materiales orgánicos que contienen carbono e hidrógeno (por ejemplo los hidrocarburos derivados del petróleo). El producto de esas reacciones puede incluir monóxido de carbono y agua, si la combustión es incompleta o dióxido de carbono y agua, si la combustión es completa.

Reacciones de corrosión

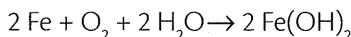
Dentro de las reacciones, una muy importante es la **reacción de corrosión**, especialmente por las pérdidas económicas que ocasiona. Veamos de qué se trata: el hierro, cuando está expuesto al aire húmedo, se oxida según:



Para que esto suceda, el oxígeno del aire tendrá que reducirse:



Ambas hemirreacciones suelen producirse en puntos separados de la superficie del metal (figura 11-18). Éste se “pica” en un **área anódica**, donde el hierro se oxida. Los cationes pasan al **área catódica** y reaccionan con los iones hidróxido provenientes de la reducción del oxígeno. Para que el circuito se complete tiene que haber algún electrolito en solución acuosa presente, por ejemplo, el cloruro de sodio en una zona marítima. La ecuación neta del proceso es:



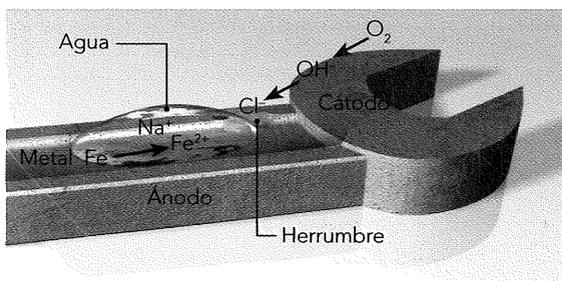
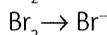
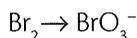
A menudo, el hidróxido de hierro (II) que se forma continúa oxidándose para dar $\text{Fe}(\text{OH})_3$ o hidróxido de hierro (III), que es la **herrumbre** que todos conocemos.

Reacciones de desproporción o dismutación

Cuando una misma especie química se oxida y se reduce simultáneamente, la reacción redox se llama **reacción de desproporción** o **dismutación**. Por ejemplo, la reacción entre el hidróxido de sodio y el bromo se expresa mediante la ecuación:



En este caso, el bromo se oxidó a bromato y se redujo a bromuro. Es decir, el bromo pasó de un estado de oxidación 0 a uno +5 y a otro -1. Si escribimos las dos hemirreacciones tendremos:



6. Igualá la ecuación de oxidación del bromo a bromato por el método de ion-electrón. Tené en cuenta que la reacción se desarrolla en medio básico.
7. ¿Cuál es la especie química que dismuta en la reacción $\text{NaOH} + \text{S}_8 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{S}$? Escribí las dos hemirreacciones.

◀ Fig. 11-18. Esquema de la corrosión del hierro.

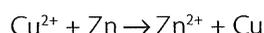
Electroquímica

Las reacciones redox se relacionan estrechamente con la **electroquímica**, área de la química que estudia la interconversión de energía eléctrica y energía química. Estos dos procesos ocurren en dos tipos de celdas:

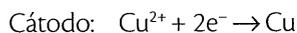
- **Celda voltaica.** Es el lugar donde, a partir de una reacción química redox espontánea, se obtiene electricidad. Las pilas secas y las baterías para automóviles son ejemplos de este tipo de celda (figura 11-19).
- **Celda electrolítica.** Es el lugar donde ocurre la **electrólisis**, que consiste en producir una reacción redox por aplicación de una corriente eléctrica. Mediante la electrólisis se obtienen algunos metales puros o con un alto grado de pureza, como el aluminio.

Celda voltaica

Si colocamos una tira de cinc metálico en una solución de sulfato de cobre (II) ocurrirá lo siguiente:

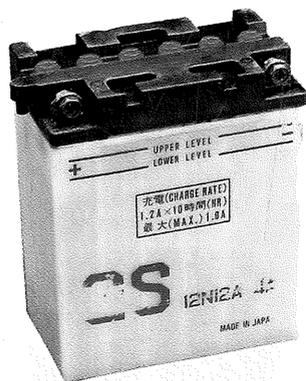


El Zn cede sus dos electrones externos al Cu^{2+} , reduciéndolo. A su vez, el Zn se oxida a Zn^{2+} . Ahora, si separamos los cationes Cu^{2+} y el Zn en dos recipientes o **semiceldas**, pero conectados por un alambre conductor de la electricidad, los electrones se verán forzados a fluir por el alambre para pasar del Zn a los cationes Cu^{2+} y se producirá una corriente eléctrica. Este dispositivo recibe el nombre de **pila de Daniell** (figura 11-20). En este caso, una semicelda contiene cinc metálico en una solución de sulfato de cinc y en la otra hay cobre metálico en una solución de sulfato de cobre (II). Ambos metales funcionan como **electrodos**. El electrodo donde ocurre la reducción se denomina **cátodo** (electrodo positivo) y el electrodo donde ocurre la oxidación, **ánodo** (electrodo negativo). Las hemirreacciones son:

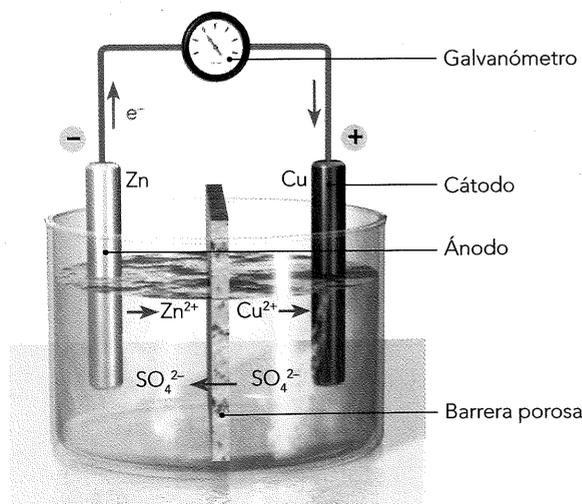


¿Qué sucede a medida que transcurre la reacción redox? Cada vez que un átomo de Zn cede sus dos electrones al Cu^{2+} , un anión SO_4^{2-} se desplaza del compartimiento de la derecha al de la izquierda a través de la barrera porosa para compensar las cargas positivas originadas por el Zn^{2+} . A medida que transcurre el tiempo, el electrodo de Zn va desapareciendo lentamente, mientras que el electrodo de cobre aumenta su masa por depósito de cobre metálico. Este dispositivo puede dejar de funcionar por alguna de estas causas:

- Si se acaba el Zn o el Cu^{2+} .
- Si se abre el circuito eléctrico.
- Si el SO_4^{2-} no puede atravesar la división entre las dos semiceldas.



▲ Fig. 11-19. Cada batería que se usa en los automóviles es una serie de seis celdas galvánicas. La principal característica de estos acumuladores es que son recargables.



▲ Fig. 11-20. Esquema de una pila de Daniell.

Celda electrolítica

Muy poco tiempo después de que Alessandro Volta describiera su trabajo sobre la pila, dos químicos ingleses, William Nicholson y Anthony Carlisle, demostraron el proceso inverso. Hicieron pasar corriente eléctrica a través de agua y observaron la aparición de burbujas de gas en las varillas metálicas que habían introducido previamente. En una de ellas recogieron hidrógeno y en la otra, oxígeno. Habían descubierto el fenómeno de la electrólisis (*electro* se refiere a la electricidad y *lisis* quiere decir rotura) mediante el cual podían producir una reacción química aplicando una corriente eléctrica.

¿Por qué en la electrólisis del agua se libera el doble de hidrógeno que de oxígeno?

La electrólisis se realiza en una **celda electrolítica** (figura 11-21). Se trata de un recipiente donde una sustancia se encuentra disuelta de manera que está disociada en sus electrolitos y permite el paso de la corriente eléctrica. En este recipiente se sumergen dos electrodos conectados a una fuente de energía eléctrica. En uno de ellos, el **ánodo** o **electrodo positivo**, se producirá la oxidación y en el otro, el **cátodo** o **electrodo negativo**, se producirá la reducción. Si los electrodos no intervienen en la reacción química, se conocen como **electrodos inertes**. En toda electrólisis los **cationes** se dirigen hacia el cátodo y los **aniones**, hacia el ánodo.

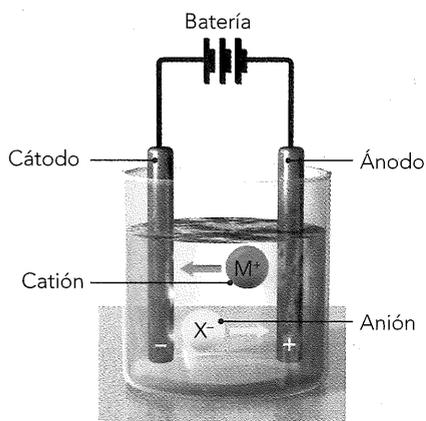
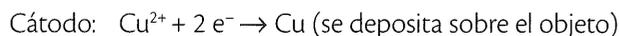
El químico inglés Humphrey Davy fue el primero en emplear este procedimiento en sustancias fundidas y, así, pudo aislar metales como el potasio y el sodio. También obtuvo electroquímicamente los elementos bario, calcio, magnesio y estroncio.

Poco después, Michael Faraday postulaba las leyes de la electrólisis que, en su honor, se conocen como **leyes de Faraday**. Ellas enunciaban:

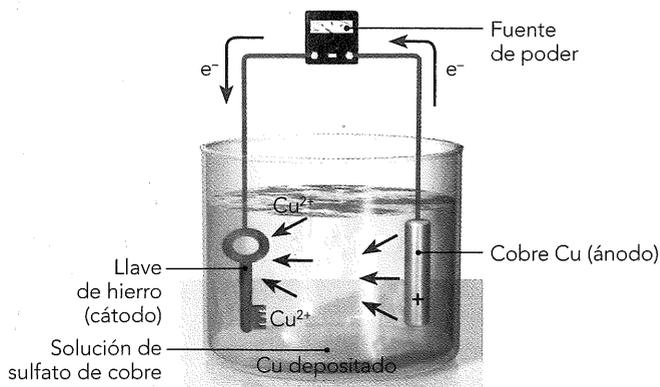
- 1.º La cantidad de materia producida o descompuesta en una celda electrolítica es proporcional a la cantidad de electricidad que pasa a través de la celda.
- 2.º La cantidad de sustancia depositada o disuelta en una celda electrolítica es directamente proporcional a su masa molar.

Aplicaciones de la electrólisis: la galvanoplastia

La **galvanoplastia** (figura 11-22) es una electrólisis en la cual, mediante el empleo de corriente eléctrica, un metal se deposita sobre otro. Los metales más utilizados para realizar este procedimiento son el cinc, el cobre, la plata, el oro, el cromo, etc. Por ejemplo, si queremos recubrir un objeto metálico cualquiera con cobre armamos una celda electrolítica en la que el ánodo estará formado por una barra de cobre que se disolverá lentamente durante el proceso y el cátodo será el objeto a "cobrear". La solución en la cual se sumergen los electrodos debe contener iones del metal protector (por ejemplo, sulfato de cobre). La reacción que se produce es la siguiente:



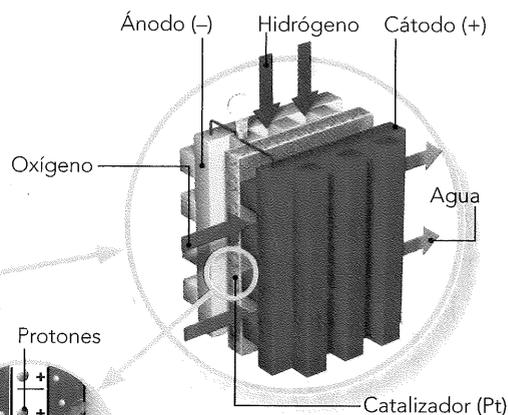
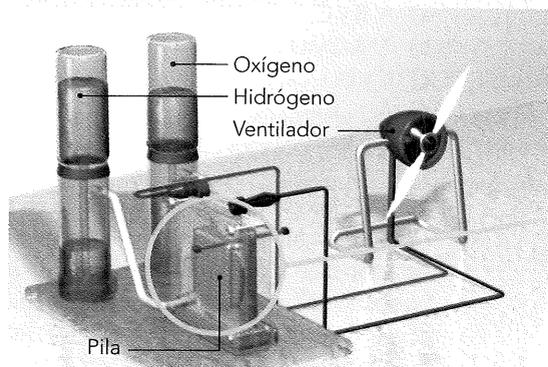
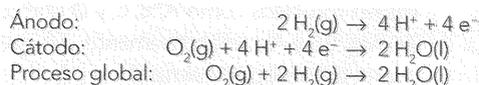
▲ Fig. 11-21. Celda electrolítica.



▲ Fig. 11-22. Esquema de galvanoplastia.

Sistemas electroquímicos integrados

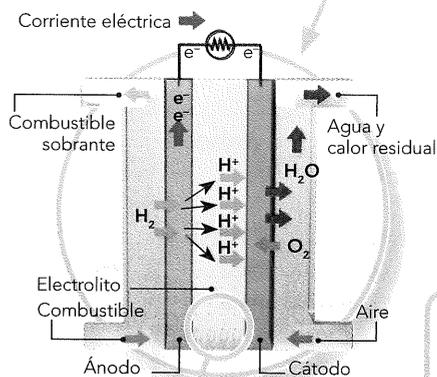
La disminución progresiva de los recursos naturales, los problemas de contaminación ambiental y la crisis energética mundial que se vislumbra son hechos que nos hacen pensar en el ahorro de energía. En tal sentido, los sistemas electroquímicos integrados, como la pila de combustible de hidrógeno que emplea como electrolito una **membrana de intercambio protónico (PEM)** constituye una de las tecnologías actuales más prometedoras para este propósito. Veamos cómo es y cómo funciona para hacer funcionar, en este caso, un ventilador.



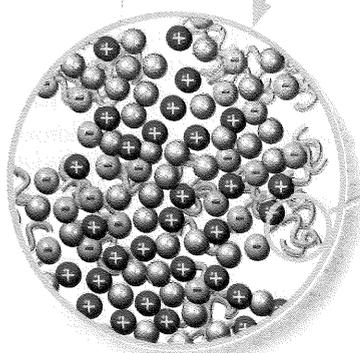
▲ En la pila, el hidrógeno y el oxígeno se combinan para producir agua y generar energía que hace funcionar el ventilador.

▲ ¿Cómo es la pila por dentro? En este esquema podés observar: entre ánodo y cátodo hay una membrana de intercambio protónico (*proton exchange membrane*). En la ampliación podés observar cómo se fijan los electrodos íntimamente a ambos lados de la membrana para incrementar la eficiencia del sistema.

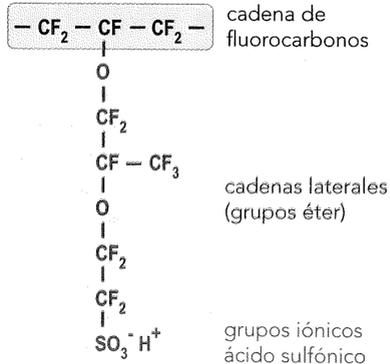
Los electrodos de la pila, generalmente de carbón (C), se encuentran a ambos lados de la PEM y están recubiertos por un catalizador (platino, Pt o paladio) para conseguir mayor eficiencia. Simbólicamente la pila se representa de la siguiente manera:
 $(-)\text{H}_2, \text{C}, \text{Pt} / \text{PEM} / \text{C}, \text{Pt}, \text{O}_2 (+)$



La estructura molecular de la membrana posibilita que ésta absorba agua y que, una vez húmeda, conduzca sólo los protones de los grupos ácidos, bloqueando los aniones del ácido sulfónico que se fijan en el polímero y no pueden separarse. El hidrógeno libre salta de un $-\text{SO}_3^-$ a otro $-\text{SO}_3^-$ del material y atraviesa la membrana.



- SO_3^-
- Protón "saltarín"
- H_2O



▲ El material utilizado como membrana es el *nafion*, un polímero fluorocarbonado parecido al teflón, al cual se le añaden grupos sulfónicos.

▲ Fig. 11-23. Pila de combustible de hidrógeno

Aplicación y análisis

8. Industrialmente, el oxígeno se extrae del aire, pero en las prácticas de laboratorio se obtiene mediante la reacción:



- a) ¿Cuál o cuáles son los reactivos?
 b) ¿Cuál o cuáles son los productos?
 c) ¿Qué indica el número que está delante del cloruro de potasio?
 d) ¿Qué significa la (g) que está al lado del oxígeno?
 e) ¿Qué indica el subíndice en el oxígeno?
 f) ¿De qué tipo de reacción química se trata?

9. Verificá si las siguientes reacciones químicas cumplen o no con la ley de la conservación de la masa:

- a) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MgO} + \text{H}_2$
 b) $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{FeCl}_3$
 c) $\text{Ca} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
 d) $\text{C}_3\text{H}_8 + 3 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$

10. Escribí la ecuación molecular, la ecuación iónica total y la ecuación iónica neta para:

- a) La neutralización del amoníaco acuoso con ácido nítrico.
 b) La neutralización total del ortofosfato (V) de hidrógeno con hidróxido de calcio.
 c) La neutralización total del ácido nítrico con hidróxido de magnesio.

11. Indicá si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justificá tus respuestas.

- a) En la reacción
 $2 \text{AgNO}_3 + \text{Fe}(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2(\text{aq}) + 2 \text{Ag}(\text{s})$
 ■ Los cationes Ag^+ actúan como reductores.
 ■ Los aniones NO_3^- actúan como oxidantes.
 ■ El $\text{Fe}(\text{s})$ es el oxidante.
 ■ El $\text{Fe}(\text{s})$ se ha oxidado a Fe^{2+} .
 ■ Los cationes Ag^+ se han reducido a $\text{Ag}(\text{s})$.
 b) En una reacción redox, el número de electrones que gana la sustancia oxidante es el mismo que el que pierde la sustancia reductora.
 c) Las reacciones de metátesis siempre son de óxido-reducción.
 d) Cuando se combina un ácido fuerte con una base débil se forma una solución básica.

12. Balanceá las siguientes ecuaciones e indicá cuál corresponde a una hemirreacción de oxidación y cuál a una hemirreacción de reducción.

- a) $\text{Zn}(\text{s}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}$
 b) $\text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2(\text{g})$

- c) $\text{Mn}^{4+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{7+}(\text{aq})$
 d) $\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$
 e) $\text{Pb}^{4+}(\text{aq}) \rightarrow \text{Pb}^0$

13. Marcá con una (X) la opción correcta.

13.1 Se agregan 10 ml de HCl a cuatro tubos de ensayo rotulados como A, B, C y D que contienen Zn, Mg, Cu y Ag, respectivamente. ¿En qué tubo(s) ocurre una reacción química?

- a) A, B y C.
 b) A, B, C y D.
 c) C y D.
 d) A.
 e) A y B.

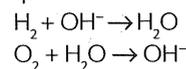
13.2 El cloro se usa como antiséptico en la purificación del agua para consumo o en las piletas de natación bajo la forma de hipoclorito de sodio. La presencia de cloro en el agua se puede comprobar con yoduro de potasio. Sobre esa reacción podemos decir que:

- a) Es una reacción de combinación en la que el producto es el cloruro de potasio.
 b) La acción del cloro sobre el yoduro de potasio indica que el cloro es más oxidante que el yodo y tiene la capacidad de desplazarlo de sus compuestos.
 c) El cloruro de potasio formado es una sal insoluble en agua y, por lo tanto, precipita.
 d) Habrá formación de yodo y se comprobará que se trata de una reacción de descomposición.

14. Deseamos recubrir con plata un tenedor metálico mediante la electrólisis de una solución de nitrato de plata.

- a) ¿Cuál es el lugar del tenedor en la cuba electro-lítica?
 b) ¿Cómo se denomina este procedimiento?

15. La pila de combustible alcalina es alimentada con oxígeno e hidrógeno puros que toman contacto con un hidróxido de metal alcalino. Las reacciones que ocurren son:



- a) Balanceá la ecuación por el método de ion-electrón.
 b) Escribí la ecuación molecular y la ecuación iónica total.
 c) Indicá cuál es la hemirreacción de oxidación y cuál la de reducción.

16. Clasificá las siguientes reacciones según sean de neutralización, de combustión, de desplazamiento, redox, de precipitación, de combinación o de descomposición. Además, ajustalas por alguno de los métodos vistos.

- $\text{Ca(OH)}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{CaSO}_4(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{Q}$
- $\text{Zn}(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{MnO}_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{Cl}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Hg}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HgO}(\text{s})$
- $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- $\text{CuSO}_4(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{Cu(OH)}_2(\text{s})$
- $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

17. Realizá el balance de las siguientes ecuaciones por el método del ion-electrón.

- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{aq}) + \text{HI}(\text{aq}) + \text{HClO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr(ClO}_4)_3(\text{aq}) + \text{KClO}_4(\text{aq}) + \text{I}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{KIO}_3(\text{aq}) + \text{KI}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{I}_2(\text{g}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{I}_2(\text{g}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{HIO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{FeCl}_2(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MnCl}_2(\text{aq}) + \text{FeCl}_3(\text{aq}) + \text{KCl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{Br}_2(\text{l}) + \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{KBr}(\text{aq}) + \text{KBrO}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- $\text{KMnO}_4(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{KNO}_3(\text{aq}) + \text{MnO}_2(\text{aq}) + \text{KOH}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

18. Resolvé:

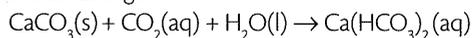
- Completá el cuadro, indicando si la reacción ocurre o no.

	Metales				
	Zn	Pb	Mg	Ni	Cu
ZnSO ₄					
NiSO ₄					
CuSO ₄					
Mg(NO ₃) ₂					
Pb(NO ₃) ₂					

- Ordená los metales en orden decreciente de poder reductor.

19. Leé el siguiente texto y respondé.

Cuando el agua de lluvia llega al suelo, luego de haberse puesto en contacto con el dióxido de carbono de la atmósfera, reacciona con la piedra caliza según la ecuación:



El agua que contiene iones Ca^{2+} se llama agua dura y no es recomendable para algunos usos industriales y domésticos. Si la calentamos se invierte la reacción anterior:

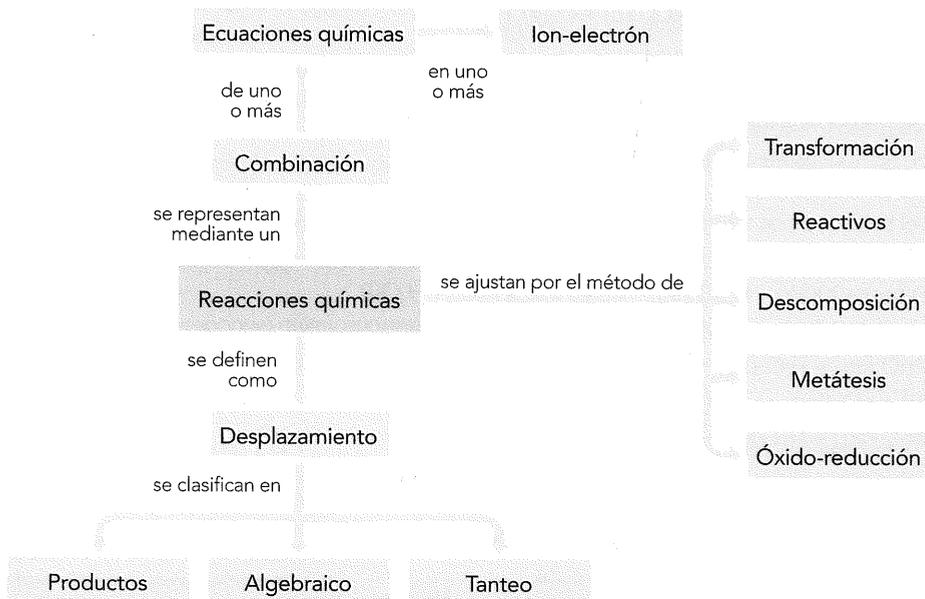


Esta reacción no es deseada porque produce acumulación de sarro en las cañerías y recipientes utilizados para calentar el agua.

- ¿Qué tipo de reacción es la primera?
- ¿Qué tipo de reacción es la segunda? ¿Cuál es la sustancia que se forma?
- ¿Qué utilizan los plomeros para eliminar el sarro?

Organización de la información

20. Al armar el siguiente mapa conceptual se cometieron varios errores. ¿Podrías ubicar los conectores y los nodos en el lugar correcto?



Trabajo de laboratorio

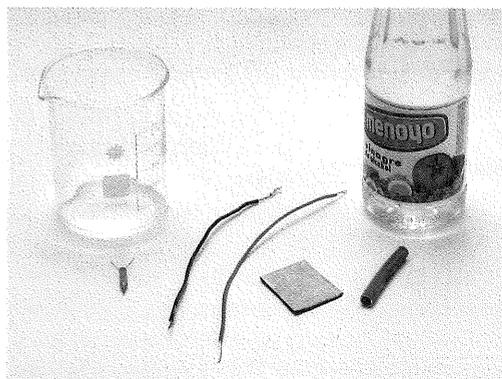
21. Estudio de las reacciones químicas en una pila.

Objetivo

Construir una celda voltaica con materiales de uso cotidiano.

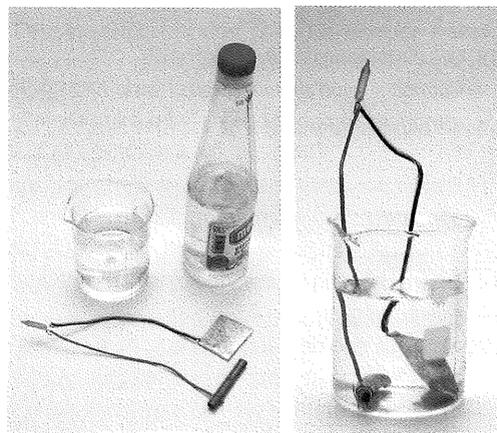
Materiales

Un vaso de precipitado; una botella de vinagre; un trozo de tubería o tira de cobre; un sacapuntas metálico o una tira de cinc; dos tramos de cable eléctrico y un LED (diodo emisor de luz).



Procedimiento

- 1.º Llená el vaso de precipitado con vinagre.
- 2.º Pelá los extremos del cable y uní uno de ellos al tubo de cobre y el otro al sacapuntas. Introducí ambos objetos en el vaso con vinagre.
- 3.º Conectá los extremos libres de los cables a cada polo del LED.



Conclusiones

- a) ¿Qué es lo que produce el encendido del LED?
- b) Confeccioná un esquema con las partes de la pila, nombrá cada una y explicá cuál es su función.

- c) Escribí las dos hemirreacciones que ocurren.
- d) ¿En qué electrodo se produce la oxidación y en cuál la reducción?

22. Realizá una electrólisis colorida.

Objetivo

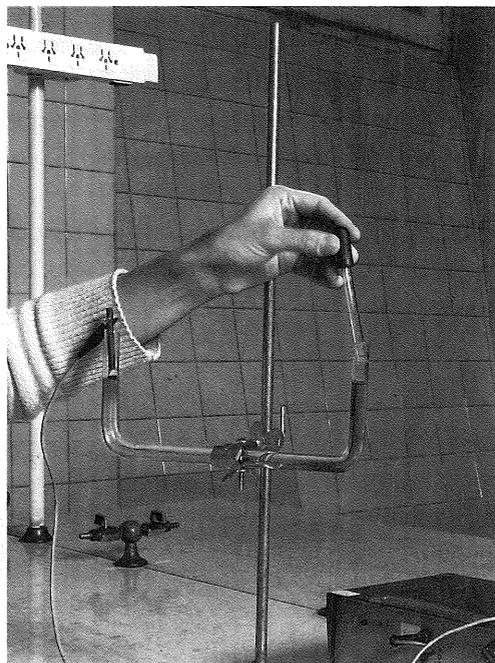
Comprobar el proceso redox que ocurre en la electrólisis del (yoduro de potasio) KI, mediante el análisis de los productos de ésta.

Materiales

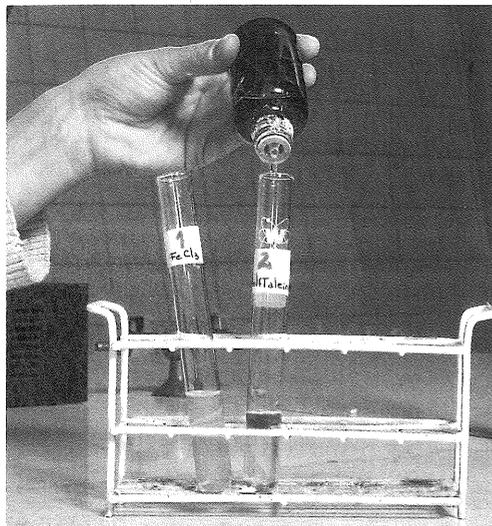
Tubo de vidrio en forma de U; electrodos de acero inoxidable o electrodos de grafito; fuente de 12 V; cable para conexiones; soporte universal; agarradera; nueces; gotero; pipetas; tubos de ensayo; tapones de goma para los tubos, solución de yoduro de potasio 0,05 M; solución de almidón; solución de cloruro de hierro (III) 0,01 M; tetracloruro de carbono; solución alcohólica de fenolftaleína.

Procedimiento

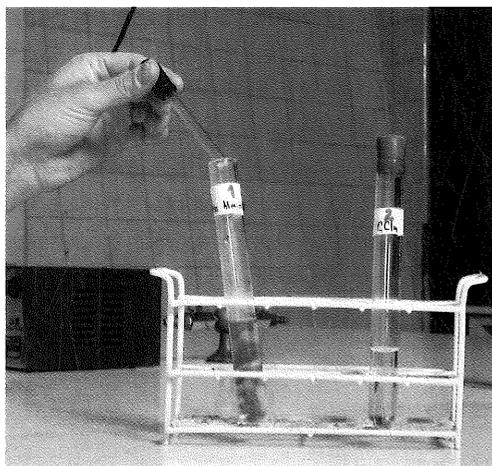
1.º Llená el tubo en U con la solución de KI 0,05 M.



- 2.º Colocá los electrodos en las ramas del tubo y conectá a la fuente de 12 V. Esperá entre 5 y 15 minutos. Observá y anotá en tu carpeta los cambios producidos en el ánodo y el cátodo.
- 3.º Extraé con una pipeta unas 15-20 gotas de la rama correspondiente al cátodo y dividí ese volumen en dos tubos de ensayo rotulados. Agregá al tubo 1 unas gotas de solución alcohólica de fenolftaleína y al tubo 2, dos gotas de FeCl_3 . Observá y anotá lo que ocurre.

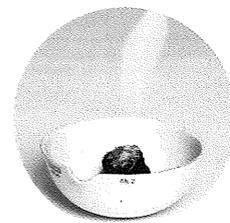


- 4.º Con una pipeta, extraé unas 15-20 gotas de la solución de color pardo de la zona anódica y dividí el volumen en dos tubos rotulados. Al tubo 1, agregale unas gotas de solución de almidón y al tubo 2, 1 ml de tetracloruro de carbono. Tapá este último tubo y agitá durante unos segundos. Dejá reposar. Observá y anotá lo que ocurre.



Conclusiones

- a) ¿Cuáles son las reacciones que ocurren en el ánodo y en el cátodo? Interpretalas mediante ecuaciones.
- b) Escribí las ecuaciones correspondientes a las reacciones que se producen en los tubos del tercer punto.
- c) ¿Qué reacción ocurrió en el tubo 1 del cuarto punto?



Termodinámica, cinética y equilibrio de las reacciones químicas

ayer



La piedra filosofal, la fuerza catalítica y el vino. En la Edad Media los conocimientos relacionados con las transformaciones químicas eran manejados a nivel de magia y poderes sobrenaturales por un grupo de “iniciados”: los alquimistas. En sus observaciones detectaron la presencia de “algo extraño” en las mezclas que tornaba posible la obtención de algunos productos útiles para el hombre. Lo denominaron piedra filosofal (figura 12-1). Gracias a ella, por ejemplo, el plomo y el hierro podían convertirse en el metal más valioso hasta entonces conocido, el oro.

Cientos de años después el químico sueco Jöns Jakob von Berzelius asimiló estos fenómenos a su experiencia y encontró una definición para la que llamó fuerza catalítica: “se ha probado que algunas sustancias simples o compuestas, solubles o insolubles, tienen la propiedad de ejercer sobre otras sustancias un efecto muy diferente del de la afinidad química. A través de este efecto ellas producen descomposición en los elementos de esas sustancias y diferentes recombinaciones de esos elementos, de los cuales ellas permanecen separadas [...]. Esta nueva fuerza desconocida hasta hoy es común a la naturaleza orgánica e inorgánica [...]. Yo la llamaré fuerza catalítica y llamaré a la descomposición de sustancias por esta fuerza catálisis”.

De esta manera, Berzelius definía por primera vez el grupo de reacciones químicas en las que interviene un catalizador, es decir, una sustancia que acelera la reacción sin ser reactivo ni producto de la reacción.

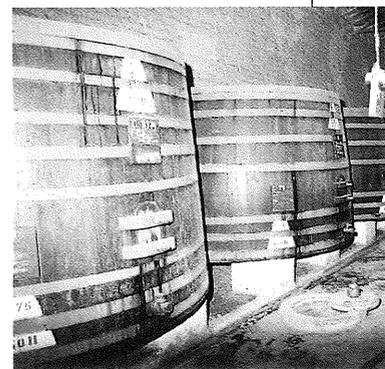
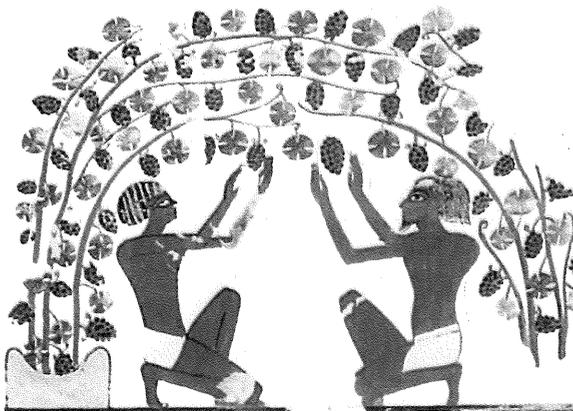
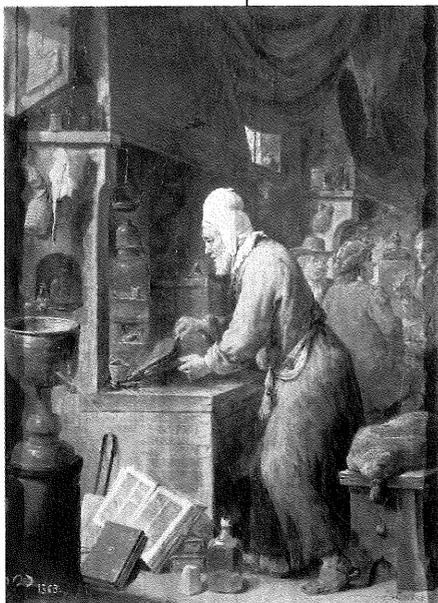
Pese a no tener el marco teórico correspondiente, la práctica cotidiana de reacciones se conoce desde la Antigüedad. Basta pensar en la fermentación de las uvas para obtener vino, la reacción catalítica más antigua promovida por el hombre (figura 12-2). En este caso, ciertas sustancias producidas por microorganismos se encargan de transformar selectivamente los azúcares en alcohol, es decir de la fermentación alcohólica. La reacción que la representa es:



Fuente:

Jöns Jacob Berzelius,
Edimburg New
Philosophical Journal
XXI, 223. Edimburgo,
1836.

◀ Fig. 12-1. Laboratorio de alquimia.



◀ Fig. 12-2. Vendimia en Egipto y cubas de fermentación del vino actuales.



Biografía de
Von Berzelius:
capítulo 1.

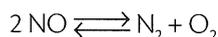


Fuente:
<http://axxon.com.ar/not/154/c-1540027.htm>

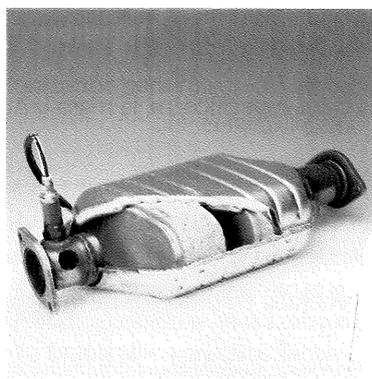
Convertidores catalíticos. El convertidor catalítico o catalizador “a secas”, junto a la nafta sin plomo, es una de las principales modificaciones introducidas en el funcionamiento de los autos actuales. Su función es actuar sobre tres gases contaminantes entre los muchos que se desechan a través del escape y reducir de esta manera el impacto ambiental. Estos contaminantes son el monóxido de carbono, un gas tóxico resultante de una combustión en una atmósfera pobre en oxígeno; los hidrocarburos sin quemar y los óxidos de nitrógeno que contribuyen a formar la lluvia ácida y provocan, entre otras cosas, irritación en los ojos y en las fosas nasales. La catálisis de estos componentes consiste en transformarlos químicamente por oxidación en sustancias no tóxicas cuya emisión no supone riesgo alguno. Así se forma nitrógeno, dióxido de carbono y vapor de agua.

Los catalizadores modernos consisten en una estructura de material cerámico, cubierta de una fina capa de platino y rodio (figura 12-3). Esta estructura adopta la forma de panal de abejas (tubos hexagonales) ya que de este modo se consigue que los gases de escape encuentren una superficie de material catalizador lo más grande posible. En un catalizador se producen dos transformaciones fundamentales (figura 12-4):

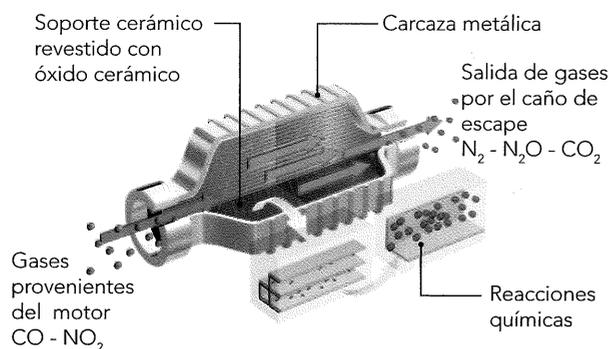
- **Reducción catalítica.** En la superficie catalítica se rompen las moléculas de óxidos de nitrógeno y dan lugar a moléculas de nitrógeno y de oxígeno.



- **Oxidación catalítica.** En este caso el catalizador sirve como soporte para completar la combustión del monóxido de carbono y de los hidrocarburos sin quemar. No obstante, este proceso requiere oxígeno. Para conseguir la disponibilidad de este gas es necesario un sensor, denominado “sonda *lambda*”, que se encuentra a la entrada del catalizador. Su función es medir el nivel de oxígeno en los gases de escape. Gracias a este sensor, el sistema electrónico de inyección calcula la proporción necesaria entre combustible y aire para permitir que, en los gases de escape, exista suficiente oxígeno. Los convertidores catalíticos son, por tanto, una medida eficaz para evitar el escape de gases contaminantes al ambiente y para luchar contra los efectos de la lluvia ácida provocados por una combustión insuficiente o mala combustión de la nafta o el gasoil.



▲ Fig. 12-3. Catalizador.



▲ Fig. 12-4. Corte transversal del catalizador.



1. Respondé las preguntas teniendo en cuenta la información de “ayer” y de “hoy”.

- ¿Cuáles son las características de un catalizador? ¿Quiénes fueron los primeros en usarlos sin saberlo?
- ¿Qué era según Berzelius la fuerza catalítica?
- Los vinos dulces tienen menor graduación alcohólica que los secos. ¿Podés explicarlo?
- ¿Qué es un convertidor catalítico y para qué se emplea?
- ¿Qué diferencia hay entre un catalizador de tres vías y uno de dos? Averigüalo.

Intercambio de energía en las reacciones químicas

Basta pensar en cualquier transformación química para comprender que siempre involucra cambios energéticos. ¿Por qué? Porque la ruptura y la formación de enlaces ocasionan la liberación o la absorción de energía. La **termodinámica** estudia los intercambios energéticos que acompañan los procesos físicos o químicos. La información termodinámica permite predecir si una reacción en particular puede llevarse a cabo en condiciones específicas. Si el proceso es factible, se dice que es **espontáneo**, y cuando es imposible se considera **no espontáneo**.

- Muchas reacciones espontáneas, como la combustión de combustibles fósiles, liberan energía en forma de calor y reciben el nombre de **reacciones exotérmicas** (figura 12-5). En este tipo de reacciones la energía total de los productos es inferior a la de los reactivos. La diferencia se libera en forma de calor. En ocasiones se necesita entregar energía para que la reacción se inicie y una vez que esto sucede la cantidad de energía liberada permite que la reacción prosiga.

- Cuando una reacción requiere absorber energía para producirse decimos que es **endotérmica**.

La energía puede relacionarse con la capacidad de un cuerpo de generar trabajo o de transferir calor. La **ley de conservación de la energía** o **primera ley de la termodinámica** establece que *la energía no se crea ni se destruye, sólo se transforma*.

Energía total de un sistema

La **energía total de un sistema** está íntimamente asociada con su energía interna. Se considera que la **presión (P)**, la **temperatura absoluta (T)** y el **volumen (V)** son **variables de estado**. Las funciones que relacionan estas variables son **funciones de estado** y su valor depende únicamente de los estados inicial y final del sistema y no de la ruta por la cual se produce el cambio.

Por ejemplo, la **energía interna (U)** es una función de estado que se puede definir como:

$$U \equiv Q + W$$

donde Q es la cantidad de calor intercambiada entre el sistema y el medio y W es el trabajo realizado hacia o por el sistema (figura 12-6). Ahora bien, el trabajo que se hace sobre un sistema, o el que este sistema realiza, depende de la presión externa y del volumen. Por otra parte, la cantidad de calor intercambiada entre el sistema y el medio puede calcularse según:

$$Q = C_e \cdot m \cdot \Delta t$$

donde Q es la cantidad de calor que el cuerpo cede o recibe, C_e el calor específico; m , la masa y Δt la variación de la temperatura.

O también:

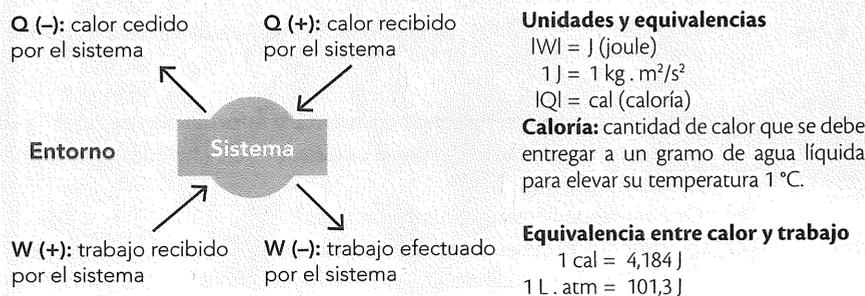
$$Q = C_m \cdot n \cdot \Delta t$$

donde C_m es el calor específico molar y n es el número de moles.

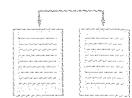
La rama de la termodinámica que mide la cantidad de energía generada en procesos de intercambio de calor es la **calorimetría**.



▲ Fig. 12-5. Reacción exotérmica.



▲ Fig. 12-6. Convención de signos para el calor y el trabajo. Unidades y equivalencias.



Los cambios entálpicos

Ya sabemos que en las reacciones químicas se producen variaciones energéticas en forma de calor absorbido o cedido por el sistema. Estos cambios ocurren también durante los cambios de estado, la formación de soluciones, etc. Ahora bien: si en estos procesos intervienen sustancias gaseosas, también se produce un trabajo de expansión o compresión de estos gases de acuerdo con la primera ley de la termodinámica:

$$\Delta U \equiv Q + W \quad (1)$$

De la ecuación se puede deducir que el calor que entra o sale durante un proceso no sólo produce un cambio en la energía interna sino que también se emplea para realizar trabajo. Entonces se puede definir: $H = U + P \cdot \Delta V$ donde H es una función de estado llamada **entalpía** determinada a presión constante. Así: $\Delta H = \Delta U + P \cdot \Delta V$. Si se reemplaza ΔU por (1) resulta:

$$\Delta H = Q_p + W + P \cdot \Delta V$$

Si el sistema sólo realiza trabajo por variación de volumen, entonces:

$$W = -P \cdot \Delta V$$

Resulta que $\Delta H = Q_p$, es decir que la **variación de entalpía** que se produce es igual al calor intercambiado durante un proceso a presión constante. Dado que en general las reacciones químicas ocurren a presión constante, trabajar con entalpía es más efectivo que utilizar la energía interna.

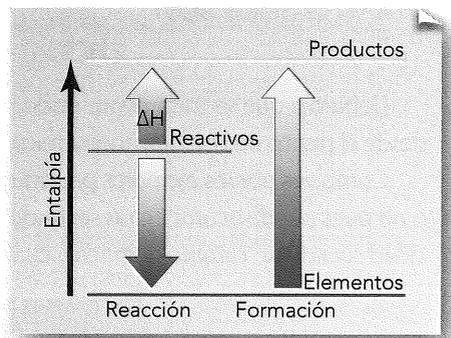
La variación de entalpía de una reacción se calcula como la diferencia entre las entalpías de los productos (estado final) y la de los reactivos (estado inicial):

$$\Delta H_{\text{Reacción}} = H_{\text{Productos}} - H_{\text{Reactivos}}$$

Se cumple que (figura 12-7):

- $\Delta H > 0$, proceso endotérmico: $H_{\text{Reactivos}} < H_{\text{Productos}}$
- $\Delta H < 0$, proceso exotérmico: $H_{\text{Productos}} < H_{\text{Reactivos}}$

Se define la **entalpía estándar de formación de un compuesto (ΔH_f°)** como el cambio de calor que resulta de la formación de un mol de un compuesto a partir de las sustancias simples en sus estados estándar ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 25 \text{ }^\circ\text{C}$). En el caso de la entalpía estándar de formación para cualquier sustancia simple se establece por convención que es igual a cero.



▲ Fig. 12-7. Entalpía de reacción en función de las entalpías de formación.

profundización

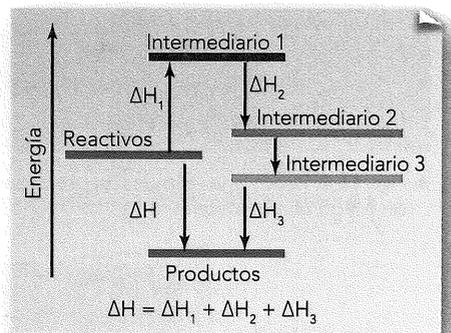
Ley de De Lavoisier-Laplace y la ley de Hess. La ley de Lavoisier-Laplace establece que el calor absorbido (o liberado) a lo largo de un proceso es igual al calor liberado (o absorbido) cuando se lleva a cabo el proceso en sentido inverso. Es aplicable a procesos físicos y químicos. Por ejemplo:



La ley de Hess establece que el calor intercambiado al producirse una reacción química es el mismo independientemente de si la transformación se lleva a cabo en una o en varias etapas (figura 12-8).

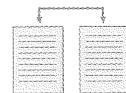
$$\Delta H_{\text{reacción}}^\circ = \Delta n \cdot \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \Delta m \cdot \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$$

donde n y m representan los coeficientes estequiométricos de los productos y los reactivos.



▲ Fig. 12-8. Representación simbólica de la Ley de Hess.

Cinética de las reacciones y termoquímica

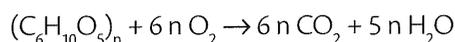


Ácidos y bases fuertes: **capítulo 7.**

Seguramente habrás observado que si se deja un trozo de carne fuera de la heladera se descompone en unas pocas horas, mientras que refrigerada se conserva durante unos cuantos días. ¿Por qué existe esta diferencia? Además, ¿se descompondrá con la misma rapidez un trozo de carne entera que un trozo de carne picada?

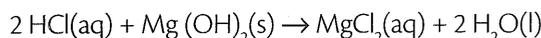
El área de la química que estudia la velocidad de las reacciones químicas y los mecanismos por los cuales se producen se denomina **cinética química**.

La **velocidad de una reacción** se define como el cambio en la cantidad o concentración de los reactivos y/o los productos respecto del tiempo. Hay reacciones lentas como la corrosión del hierro en las que, con los meses, aumenta la masa de óxido y otras mucho más rápidas como la propagación del fuego en un bosque, donde el combustible, la madera, se quema velozmente (figura 12-9). Pero, ¿siempre es así de rápida la combustión? No siempre. Por ejemplo, el papel de las páginas de algunos libros cambia de color con el paso del tiempo. Primero se torna amarillo y luego de muchos años adquiere un tinte café. Lo que ocurre es la combustión lenta y espontánea, a temperatura ambiente, de la celulosa:



La termodinámica predice perfectamente la inestabilidad de este material, pero el proceso es sumamente lento y no se alcanza a ver sino con el transcurso de los años (figura 12-10).

Pasemos ahora a otro ejemplo cotidiano, los antiácidos. Habrás visto en alguna publicidad o “en vivo y en directo” que las personas los ingieren y casi instantáneamente recobran su bienestar estomacal. Esto es así porque algunos de estos medicamentos contienen hidróxido de magnesio que neutraliza el exceso de ácido estomacal según:



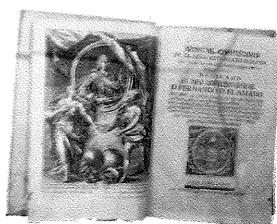
Debido a que se trata de un ácido y una base fuertes la reacción que ocurre entre ellos es favorable desde el punto de vista termodinámico y se desarrolla a gran velocidad.

Como ves por los ejemplos precedentes, no basta con conocer si un proceso químico es espontáneo o no pues puede ocurrir en un segundo o en cientos de años. Por eso es imprescindible saber a qué velocidad sucede un cambio químico y cuáles son los factores que afectan la velocidad



▲ Fig. 12-9. Reacciones rápidas: la propagación de fuego en un bosque.

Fig. 12-10. ►
Reacciones lentas: el oscurecimiento del papel de un libro.



profundización

Insecticidas y cinética. La función de los insecticidas es acabar con los insectos que transmiten enfermedades y destruyen los cultivos. Algunas plantas, como el café y el té, producen su propio insecticida que es la **cafeína**. Pero muchos de estos productos fueron sintetizados por el hombre. El uso o desuso de algunos de ellos tiene que ver con cuestiones cinéticas. El **DDT**, por ejemplo, dejó de utilizarse porque la velocidad en que se descomponía de manera natural era muy lenta, es decir que sus moléculas permanecen durante decenas de años en la biosfera. En cambio, en los últimos años comenzaron a utilizarse las feromonas, hormonas animales relacionadas con la atracción sexual. Estas hormonas se colocan en dispositivos especiales o trampas que atraen algunos insectos y evitan que dañen los cultivos. La ventaja “cinética” de las feromonas reside en que desaparecen rápidamente del medio y que se requieren cantidades ínfimas para lograr el efecto deseado. Hasta el momento existen más de cuatrocientas feromonas sintetizadas.



Reacciones químicas:
capítulo 11.
Partículas en
dispersión:
capítulo 10.
Leyes de los gases:
capítulo 9.

Expresión de la velocidad de una reacción

Para determinar la velocidad de una reacción química se pueden medir los cambios que se producen en la concentración de los reactivos y/o de los productos en función del tiempo. Por ejemplo, la aparición de un gas, de un precipitado o la desaparición de un reactivo coloreado:

- Un gas: $\text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{NO}_2^-(\text{aq}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- Un precipitado: $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl}(\text{s}) + \text{NaNO}_3(\text{aq})$
- Un reactivo coloreado: $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{H}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Balancea las tres ecuaciones que acabamos de citar según el método que corresponda.

La **velocidad promedio** de una reacción se expresa de la siguiente manera:

$$\text{Velocidad} = \frac{\Delta \text{Concentración}}{\Delta \text{tiempo}}$$

La variación de la concentración puede calcularse determinando la diferencia en la concentración de un reactivo entre dos lecturas sucesivas, o bien procediendo en forma análoga con la concentración de un producto. Por lo general la concentración se expresa en **molaridad**, es decir los moles de la especie considerada que hay en un litro de solución, si se trata de reacciones que ocurren en una solución. Entonces la expresión de la velocidad será:

$$\text{Velocidad} = \frac{\Delta C_i}{\Delta \text{tiempo}}$$

donde C_i es la concentración molar.

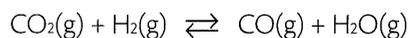
Si consideramos una reacción entre gases podemos expresar la velocidad en función de la variación de la presión parcial (P) de alguno de los gases involucrados en la mezcla, sea como productos o como reactivos.

$$\text{Velocidad} = \frac{\Delta P_{\text{parcial}}}{\Delta \text{tiempo}}$$

Ley de velocidades

En la mayoría de las reacciones el efecto de la concentración de cada reactivo debe determinarse experimentalmente. En 1864, Cato M. Guldberg y Peter Waage establecieron que la velocidad de una reacción química es en cada instante directamente proporcional a las concentraciones molares de los reactivos. Este enunciado se conoce como **ley de acción de masas** y se aplica a las velocidades y al equilibrio.

Por ejemplo, si consideramos la reacción:



La expresión de la velocidad será:

$$v = k [\text{CO}_2]^a [\text{H}_2]^b$$

donde k es una constante de proporcionalidad para la temperatura a la cual se realizaron los experimentos, llamada **constante cinética** o **constante de velocidad específica**. Los exponentes a y b se determinan experimentalmente y no pueden deducirse de la ecuación estequiométrica.

La expresión corresponde a la reacción que se está estudiando y es llamada **ley de velocidad de reacción** o **ley cinética**.



2. La cinética de una reacción se puede representar: $v = k [\text{A}][\text{B}]^2$. Explica si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Justificá tus respuestas.

- Si la $[\text{B}]$ aumenta, la velocidad aumenta.
- Si la $[\text{A}]$ aumenta, la constante aumenta.
- Si la $[\text{B}]$ se duplica, la velocidad se duplica.

Teoría de las colisiones

Además de estudiar la velocidad de las reacciones, la cinética química intenta relacionar la forma en que varía esa velocidad a lo largo del tiempo con las colisiones intermoleculares implicadas en la generación de los productos de reacción. ¿De qué manera?

Comencemos por decir que cualquier partícula en movimiento posee energía cinética; sin embargo, según la **teoría de las colisiones**, esa energía no produce su fragmentación, la cual sólo se logra cuando la partícula mencionada choca contra otra. Podríamos comparar esta situación, a nivel macroscópico, con lo que pasa cuando un móvil se desplaza a una velocidad considerable: no se desintegra en el trayecto a menos que choque con otro móvil; entonces puede ocurrir que algunas de sus piezas se separen.

De vuelta con las partículas, es posible que, al chocar, algunas rompan sus enlaces y esta ruptura ocasione la formación de los productos. Como cabe suponer en forma intuitiva, cuando hay mayor concentración de reactivos se produce mayor número de colisiones por unidad de tiempo. Sin embargo, esto no garantiza que la reacción se lleve a cabo, pues no todas ellas son **eficaces** (figura 12-11). Una colisión es eficaz cuando:

- las partículas chocan con la energía suficiente para romper las uniones entre los reactivos y formar los productos. Esta energía mínima se denomina **energía de activación** (figura 12-12).
- la posición de las partículas es la adecuada, es decir que se orientan en el espacio de manera apropiada.

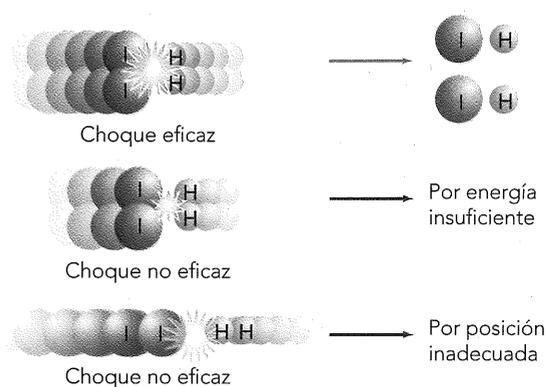
Existen cinco factores que influyen sobre la velocidad de una reacción. Éstos son: la naturaleza de los reactivos, la superficie de contacto, la concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores.

A continuación analizaremos cada uno de ellos considerando que el resto permanece invariable.

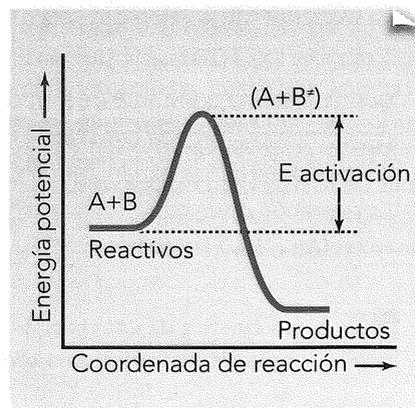
La naturaleza de los reactivos

La velocidad de una reacción está determinada por propiedades características de los reactivos que afectan su reactividad, como su estado de agregación, su variedad alotrópica y su miscibilidad.

- **Estado de agregación.** Por ejemplo, los combustibles en estado líquido o sólido arden lentamente; en cambio, si se encuentran en estado gaseoso, su reacción es explosiva.
- **Variedad alotrópica.** Es el caso del carbono. Si se encuentra como grafito, es atacado por el oxígeno; mientras que en su variedad diamante no ocurre lo mismo.
- **Miscibilidad de los reactivos.** Cuando los reactivos constituyen un sistema homogéneo, las reacciones tienen lugar con mayor facilidad que cuando sólo existe interacción en una interfase delgada.



▲ Fig. 12-11. Teoría de las colisiones: la energía y la orientación espacial influyen en la formación de los productos.



▲ Fig. 12-12. Energía de activación.

La superficie de contacto

Cuando comenzamos a preparar el fuego para un asado, ¿utilizamos un trozo grande de carbón o ponemos la misma cantidad en trozos pequeños? Si queremos que una papa se cocine rápido, ¿la ponemos entera o la cortamos en partes? El factor que estamos considerando es el **grado de subdivisión** que presentan las fases reaccionantes en un sistema heterogéneo. Cuanto mayor sea la superficie de contacto entre los reactivos, mayor será la rapidez de la reacción.

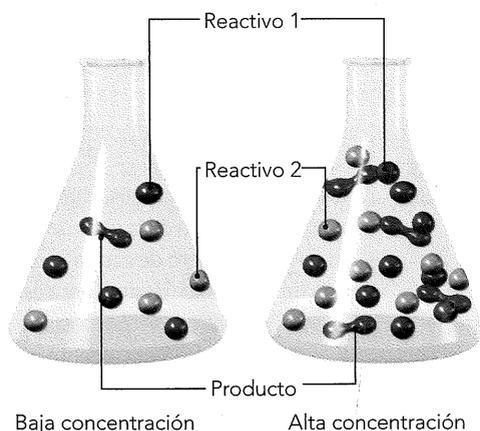
La concentración de los reactivos

Ya expresamos que cuanto mayor es la concentración de los reactivos, mayor es la probabilidad de que se produzcan choques entre las partículas (figura 12-13). También hemos dicho que no siempre estos choques conducen a la formación de los productos. La ley de velocidades establece la dependencia de la velocidad de la reacción con respecto a la concentración de los reactivos. Desde el punto de vista cinético los procesos se clasifican por el **orden** de reacción, es decir, por el número de partículas cuyas concentraciones (o presiones) determinan la velocidad de la reacción. Por ejemplo, en una reacción de orden **0** la velocidad es independiente de la concentración del reactivo; en las de orden **1** es directamente proporcional a la concentración del reactivo y en las de orden **2** la velocidad depende de la concentración de un reactivo elevada a la segunda potencia, o de las concentraciones de dos reactivos diferentes, cada una elevada a la primera potencia.

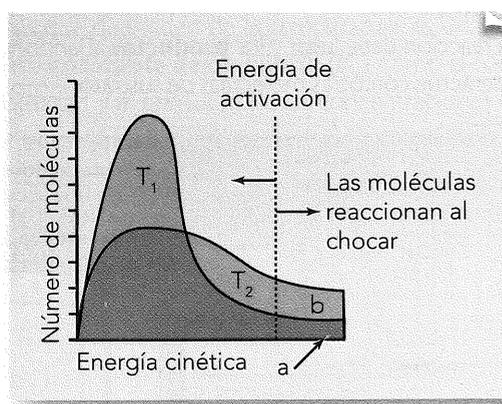
No debe confundirse el orden con la **molecularidad**, que se define como el número de partículas que deben chocar para que la reacción ocurra. La molecularidad es un número natural, mientras que el orden puede ser cero, negativo o fraccionario.

La temperatura

El aumento de la temperatura aumenta la energía cinética de las partículas y esto incrementa el número de choques efectivos. Esto es así porque hay un mayor número de partículas en condiciones de superar la barrera que corresponde a la energía de activación (figura 12-14).



▲ Fig. 12-13. Influencia de la concentración sobre la velocidad de una reacción.



▲ Fig. 12-14. Al aumentar la temperatura aumenta la cantidad de moléculas en condiciones de reaccionar.



- Determiná qué efecto tiene sobre la velocidad de una reacción el hecho de que la concentración de una sustancia se duplique si el orden de la reacción respecto de esa sustancia es a) cero, b) uno, c) dos.
- Indicá si las siguientes proposiciones son verdaderas o falsas. Justificá tus respuestas.
 - La disminución de la temperatura afecta el movimiento de las moléculas de un sistema.
 - Un aumento de temperatura sólo incrementa la velocidad de una reacción endotérmica.

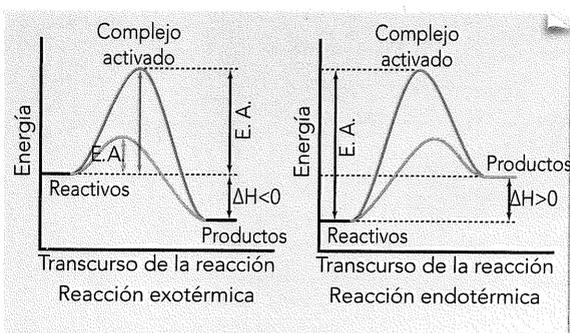


Los catalizadores

El agregado de un catalizador a una reacción química puede compararse con la construcción de un túnel para conectar dos pueblos que estaban unidos por un camino sinuoso en la montaña. *Los catalizadores son especies químicas que incrementan la velocidad de una reacción sin consumirse, es decir, sin que se produzca cambio químico alguno en su estructura al inicio y al final del proceso.* En algunas ocasiones el catalizador reacciona para formar un intermediario, pero se regenera en un paso subsiguiente de la reacción (figura 12-15).

Existen tres tipos generales de catálisis: heterogénea, homogénea y enzimática.

- La **catálisis heterogénea** puede ejemplificarse con la hidrogenación catalítica que se realiza en los aceites poliinsaturados (moléculas con muchos enlaces C=C) con el fin de evitar su mal sabor. El proceso es muy lento, pero realizado en presencia de níquel o platino finamente dividido se acelera. El catalizador se recupera por filtración. Su función es debilitar el enlace H-H y facilitar la reacción.
- La **catálisis homogénea** se puede ilustrar a partir de la hidrólisis del acetato de etilo (solvente presente en el quitaesmalte). Como catalizador se utiliza una solución de ácido clorhídrico que aporta iones hidrógeno al sistema. Su intervención provoca un cambio en el orden de la reacción (según la ley de velocidades), que pasa de 1 a 2. Sin catalizador la ley de velocidades es: $v = k [\text{acetato de etilo}]$. Luego del agregado de ácido: $v = k [\text{acetato de etilo}] [\text{H}^+]$.
- La **catálisis enzimática** se realiza con la intervención de **enzimas** o catalizadores biológicos. Estos catalizadores son, en su mayoría, proteínas producidas en los organismos vivos y resultan sumamente eficientes. Por ejemplo, en un segundo una sola molécula de nuestra sangre es capaz de catalizar la descomposición de 600.000 iones bicarbonato a dióxido de carbono y agua. También en un segundo, una enzima de la saliva puede liberar 18.000 moléculas de glucosa a partir del almidón. El mecanismo de acción de una enzima es el siguiente (figura 12-16):
 - El reactivo (que en este caso recibe el nombre de **sustrato**) se acerca a la enzima y encaja en un lugar específico denominado **sitio activo**.
 - La enzima debilita enlaces clave y logra que la reacción sea más favorable desde el punto de vista energético.
 - La reacción tiene lugar y los **productos** abandonan la superficie de la enzima y la dejan libre para que interactúe con otras moléculas de sustrato.



◀ **Fig. 12-15.** Influencia del catalizador en la velocidad de la reacción.

— Sin catalizador
— Con catalizador

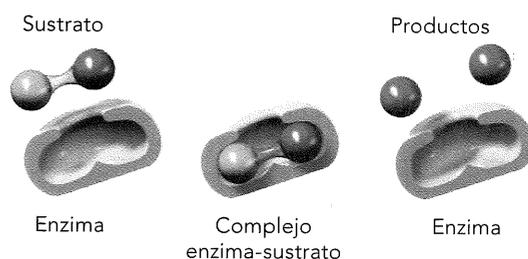
profundización

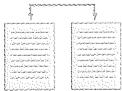
Otro ejemplo de catálisis heterogénea.

El adelgazamiento de la capa de ozono (el famoso "agujero de ozono") es, quizás, uno de los problemas ambientales que más preocupan a los especialistas. ¿Cómo se produce? Sobre el continente antártico la temperatura invernal puede decaer hasta 80 °C bajo cero. Entonces se forman nubes estratosféricas polares que contienen cristales de hielo.

Estos cristales actúan como catalizadores heterogéneos y convierten el ácido clorhídrico (HCl) y el cloronitrato (ClONO₂) liberados a la atmósfera por las actividades humanas en cloro molecular (Cl₂) y ácido hipocloroso (HClO), que se liberan en la fase gaseosa. Ambos pueden ser fácilmente fotolizados a átomos de cloro, que participan en la destrucción del ozono.

Fig. 12-16. ▶
Mecanismo de acción enzimática.





Estados de la materia: **capítulo 9.**
 Partículas en dispersión: **capítulo 10.**

Equilibrio químico

Consideremos la siguiente situación: un grupo de chicos está jugando en un médano. Mientras unos suben, otros se tiran rodando hacia abajo. Llegará un momento en que se establecerá un **equilibrio**: el flujo de chicos que suben y bajan permanece constante.

Algo similar ocurre cuando hierve agua en una olla tapada: mientras que algunas moléculas pasan del estado líquido al gaseoso, otras tocan la superficie fría de la tapa y se condensan. ¿El resultado? Las cantidades de agua líquida y de vapor de agua permanecen constantes en el sistema (figura 12-17).

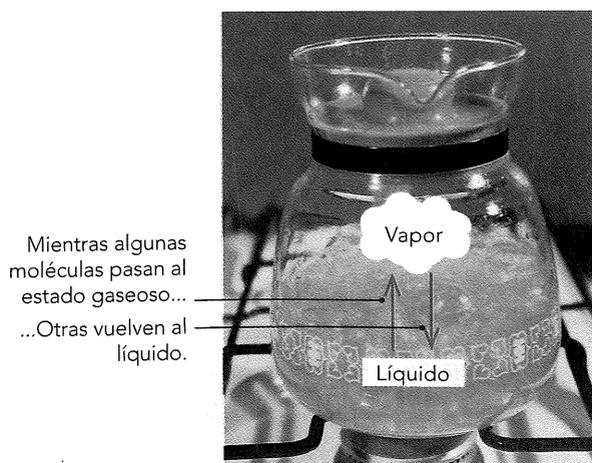
Pasemos ahora a las reacciones químicas. Cuando la reacción comienza, las concentraciones de los reactivos disminuyen a medida que transcurre el tiempo. Si la reacción es irreversible, llegará un momento en que los reactivos desaparecen y se convierten en productos. En cambio, si la reacción es reversible (como ocurre en la mayoría de los casos), los productos formados comenzarán a funcionar como reactivos de la reacción inversa. En determinado momento, entonces, se establece un **equilibrio químico**. Aparentemente no se observan cambios pero, en realidad, mientras una reacción química se produce en un sentido, su inversa sucede en el sentido contrario. Productos y reactivos coexisten y sus concentraciones permanecen constantes (figura 12-18).

Características del equilibrio químico:

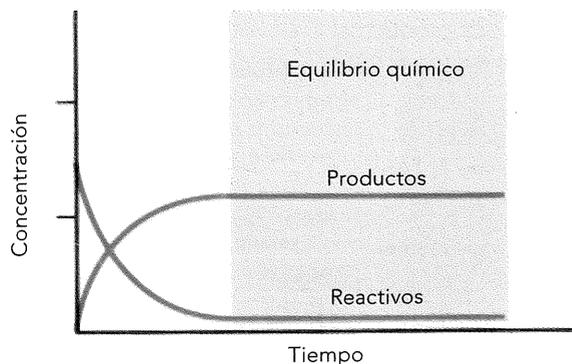
- Un sistema está en equilibrio cuando coexisten todas las especies sin que haya cambio en sus concentraciones.
- Es dinámico; es decir, la reacción no se detiene.
- Es estable porque al igualarse las velocidades no hay cambio neto en las concentraciones.
- Es alcanzable en ambos sentidos; esto puede comprobarse marcando isotópicamente alguno de los reactivos y/o de los productos y transcurrido el tiempo apropiado se puede determinar la presencia del isótopo entre los productos y/o reactivos.

Constante de equilibrio

Cuando se alcanza el equilibrio, la velocidad de la reacción directa es igual a la de la inversa. Entonces, se define el cociente entre dos constantes que dependen de la temperatura es una tercera que también depende de la temperatura, denominada **constante de equilibrio (K_c)**, como el cociente entre el producto de las concentraciones de los productos y el producto de las concentraciones de los reactivos una vez alcanzado el equilibrio, todas ellas elevadas a los exponentes que indican los coeficientes que preceden a reactivos y productos en la ecuación química.



▲ Fig. 12-17. Equilibrio de fases.



▲ Fig. 12-18. Equilibrio químico.

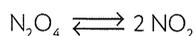
Constante de equilibrio en sistemas gaseosos

En sistemas gaseosos es más útil definir la constante en función de las presiones parciales de productos y reactivos:

$$K_p = \frac{pC^c \cdot pD^d}{pA^a \cdot pB^b}$$

Puede pensarse que al realizar los cálculos en ciertas reacciones K_c llevaría unidades. Sin embargo, y dado que se obtiene de una expresión termodinámica, K_c no las tiene. El cálculo de la constante de equilibrio sólo tiene sentido en reacciones reversibles, ya que en una reacción completa o irreversible, al consumirse totalmente los reactivos, el valor de K_c tendería a infinito. En ese sentido, tienen mayor tendencia a ocurrir las reacciones que presentan valores de K_c más elevados.

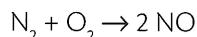
A continuación, consideraremos la transformación del tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) en dióxido de nitrógeno (NO_2), según (figura 12-22):



Supongamos que se realizan cuatro experimentos distintos en los que se parte de uno y de otro compuesto. En el cuadro 12-1 se dan las concentraciones molares de N_2O_4 y NO_2 a 100 °C para la reacción. Si calculamos la constante K_c para cada uno de los experimentos, veremos que es 0,211 en todos los casos.

E Representá gráficamente cómo evoluciona la concentración del reactivo y del producto en función del tiempo.

Para calcular las concentraciones de cada una de las especies presentes en el sistema, una vez alcanzado el equilibrio podés utilizar las relaciones que existen entre reactivos y productos. Por ejemplo, si consideramos la siguiente reacción:



En teoría, un mol de nitrógeno se combina con un mol de oxígeno para producir dos moles de monóxido de nitrógeno. En la práctica, la cantidad de monóxido de nitrógeno obtenida será menor, pero la relación de combinación se conservará. Así, si reaccionan x moles de cada reactivo se formarán $2x$ moles de producto. Entonces, las concentraciones iniciales (C_i) y finales (C_e) serán las indicadas en el cuadro 12-2.

Evolución de un sistema hacia el equilibrio

No es suficiente que en un sistema coexistan reactivos y productos para que éste se encuentre en equilibrio. Este último ocurre si las concentraciones de unos y otros son las que corresponden al equilibrio a esa temperatura. Para evaluar esto se define Q_c como la relación entre las concentraciones de productos y reactivos determinadas en cualquier instante.

- Si Q_c coincide con K_c el sistema alcanzó el equilibrio.
- Si $Q_c < K_c$ la concentración de los productos es menor que la que corresponde al valor de dicha concentración en el equilibrio, a la misma temperatura, y el sistema evolucionará hacia la formación de productos.
- Si $Q_c > K_c$ se da la situación inversa y se descompondrá parte del producto para formar reactivo.

Experimento	Molaridad (M) en el estado inicial		Molaridad (M) en el equilibrio	
	N_2O_4	NO_2	N_2O_4	NO_2
1	0,00	0,02	0,00140	0,0172
2	0,00	0,03	0,00280	0,0243
3	0,00	0,04	0,00452	0,0310
4	0,02	0,00	0,00452	0,0310

▲ Cuadro 12-1. Concentraciones molares de tetróxido de dinitrógeno y dióxido de nitrógeno.

$N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2 NO(g)$			
C_i	1 M	1 M	-
C_e	(1 - x)	(1 - x)	2x

▲ Cuadro 12-2. Concentraciones iniciales y finales en la formación de monóxido de nitrógeno.

El principio de Le Chatelier

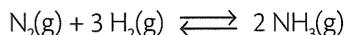
¿Qué sucede cuando a un sistema en equilibrio se lo somete a una perturbación, por ejemplo, el agregado de algún reactivo o un cambio de temperatura? *El sistema evoluciona de forma que tiende a contrarrestar el cambio introducido hasta que alcanza un nuevo estado de equilibrio.* Este enunciado se conoce como **principio de Le Chatelier**.

La aplicación de este principio tiene gran importancia en los procesos industriales que involucran reacciones químicas. Su aplicación permite mejorar la productividad. ¿Por qué? La constante de equilibrio se relaciona directamente con las velocidades de ocurrencia de una reacción reversible. Entonces, los factores o variables que modifican esas velocidades también son capaces de incidir en el equilibrio y se pueden controlar experimentalmente. ¿Cuáles son? Las concentraciones de reactivos y productos, la presión, la temperatura y el uso de catalizadores.

Los cambios de las concentraciones

La forma en que influyen los cambios de las concentraciones de reactivos y productos puede analizarse desde tres puntos de vista: el principio de Le Chatelier, la Q_c y la cinética de la reacción.

- **Principio de Le Chatelier.** Supongamos la producción de amoníaco a partir de nitrógeno e hidrógeno gaseosos:



Si se eleva la concentración de uno de los reactivos, el principio de Le Chatelier predice que el sistema debe evolucionar en sentido contrario; esto es, en el sentido de la formación de productos (aumenta la velocidad de la reacción directa). Entonces, disminuye la concentración de reactivos, aumenta la de productos y se restituye el equilibrio.

- **Otra forma de lograr el mismo efecto es quitando producto, en este caso amoníaco. Explicá con tus palabras por qué esto es así.**

- **Q_c .** En este caso nos remitimos a una cuestión meramente matemática: al aumentar la concentración de uno o ambos reactivos nos apartamos del equilibrio y el cociente de concentraciones toma un valor menor que el de la constante de equilibrio a esa temperatura (recordá la expresión de Q_c). Para recuperar el equilibrio ($Q_c = K_c$) se deberá disminuir el denominador y/o aumentar el numerador.
- **Cinética de la reacción.** Sabemos que en el equilibrio las velocidades de la reacción directa (v_d) y de la inversa (v_i) se igualan. Al aumentar la concentración de uno o más reactivos se produce una variación brusca de la velocidad de la reacción directa ($v_d > v_i$), lo que implica un aumento de la concentración de productos. Para que v_i vuelva a igualarse a v_d debe incrementarse la velocidad de descomposición de los productos hasta alcanzar un nuevo estado de equilibrio (figura 12-19).

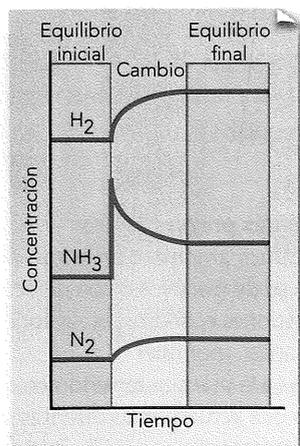


Fig. 12-19. Cambios de concentración de hidrógeno, nitrógeno y amoníaco, después de agregar amoníaco a la mezcla en equilibrio.

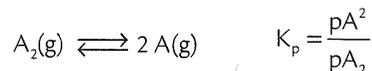
15 **Henri Louis Le Chatelier (1850-1936).** Químico y metalúrgico francés. Durante casi cincuenta años de su vida se dedicó a la enseñanza de la química en la Escuela de Minas, en el Colegio de Francia y en la Sorbona. También fue inspector general de minas y como tal realizó interesantes trabajos relacionados con la siderurgia. Inventó el pirómetro óptico, un termómetro capaz de medir temperaturas muy altas y, en 1888, formuló su conocido principio. Le Chatelier fomentó la aplicación de la química en la industria francesa y sus investigaciones influyeron en la producción de muchas sustancias y materiales, como el amoníaco y el cemento.



Influencia de la presión

No todos los sistemas se ven afectados por las variaciones de presión (y por ende, de volumen). Es condición necesaria que el sistema sea gaseoso, pero no es suficiente. Por ejemplo, consideremos estas situaciones.

Situación 1

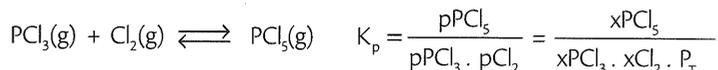


Sabemos que $pA = xA \cdot P_T$. Luego de efectuar las operaciones la presión total queda en el numerador:

$$K_p = \frac{xA^2 \cdot P_T}{xA_2}$$

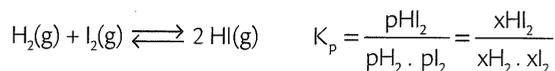
Entonces, frente a un aumento de presión, el sistema evolucionará en el sentido de la formación de los reactivos (figura 12-20).

Situación 2



Aquí la presión total queda en el denominador y al aumentarla el sistema evolucionará hacia la formación de productos.

Situación 3



En este caso la presión no influye sobre el sistema.

Como podemos ver, es imposible predecir, aplicando una regla genérica, si el sistema evolucionará hacia productos o reactivos como consecuencia de una variación de la presión. Recordemos que a volumen y temperatura constantes el número de moles estará determinado por la presión y que, de acuerdo con la teoría cinético-molecular, un aumento de la presión involucra un aumento del número de choques.

En el primer caso, el número de moles aumenta con el progreso de la reacción; por eso, el sistema contrarresta el aumento de presión evolucionando en el sentido en el que hay menor cantidad de partículas (reactivos). En el segundo caso, el número de moles disminuye en el sentido de la aparición de productos y por ello cuando la presión aumenta se favorece su formación. Finalmente, en el tercer ejemplo, el número de moles permanece constante y para este sistema es indistinto aumentar o disminuir la presión.

E Volviendo al ejemplo de la síntesis del amoníaco, ¿trabajarías a presiones elevadas? ¿Por qué?

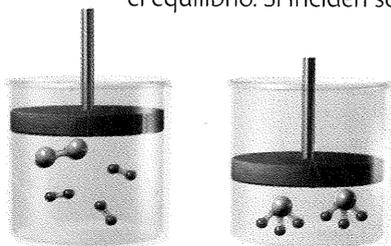
Influencia de la temperatura

En general *un aumento de temperatura favorece siempre la reacción endotérmica*. Si la reacción directa es exotérmica, un aumento de temperatura produce *siempre* una disminución del valor de K_c .

E Se sabe que la síntesis del amoníaco es exotérmica, ¿a qué temperatura trabajarías? ¿Por qué? ¿Existen otros aspectos para considerar que se opongan a la conclusión anterior?

Influencia de los catalizadores

Debido a que los catalizadores intervienen disminuyendo la energía de activación, su acción se verifica tanto sobre la reacción directa como sobre la inversa; por esta razón, no tienen incidencia sobre el equilibrio. Sí inciden sobre el tiempo necesario para llegar al equilibrio.



▲ Fig. 12-20. Según el principio de Le Chatelier al aumentar la presión se favorece la formación de productos.



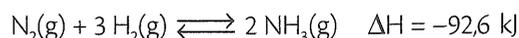
5. Respondé las siguientes preguntas:

- Si te pidieran producir amoníaco en forma industrial, ¿elegirías trabajar con exceso de reactivos o con defecto?
- Excluidas las cuestiones económicas, ¿la concentración de qué reactivo aumentarías?, ¿por qué?
- ¿Cómo lo llevarías a la práctica teniendo en cuenta las fuerzas intermoleculares que actúan en las distintas sustancias presentes en el sistema?

El amoníaco, un ejemplo de síntesis

En la actualidad, el **amoníaco** (al que Priestley llamaba “aire alcalino”) es el compuesto químico de mayor producción en la industria mundial, siendo el segundo el ácido sulfúrico. La mayor parte del amoníaco (80%) se destina a la fabricación de **fertilizantes**, como el nitrato de amonio, NH_4NO_3 ; el fosfato de amonio, $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$; el sulfato de amonio $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ y la urea, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$. Otros usos del amoníaco son la fabricación de **ácido nítrico**, de **explosivos**, de **plásticos** (como la caprolactama, molécula clave en la síntesis del nailon), de **productos de limpieza**, etcétera.

El amoníaco se produce a partir de dos gases de la atmósfera: el hidrógeno y el nitrógeno, según:



Esta reacción es termodinámicamente posible, pero cinéticamente muy lenta. ¿Cómo mejorar las condiciones de reacción? Esta misma pregunta la resolvió el químico alemán Fritz Haber en 1905 al proponer el uso de un catalizador (hierro con escasas impurezas de potasio y aluminio) y aplicar el principio de Le Chatelier (figura 12-21).

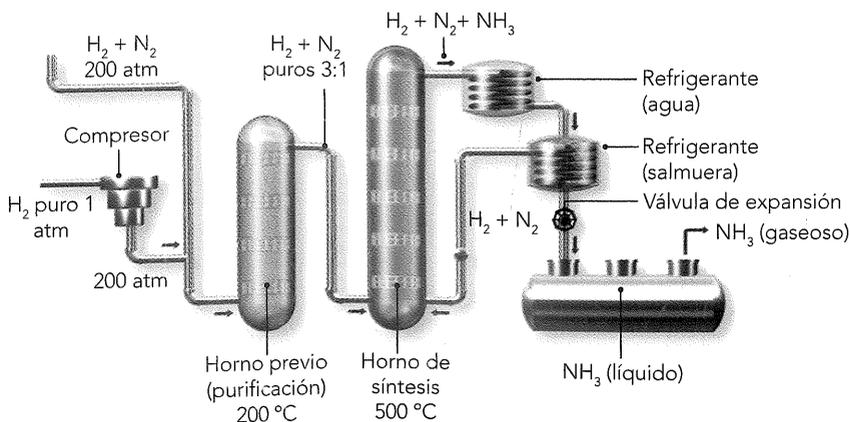
Lo que postuló Haber fue lo siguiente: dado que se trata de una reacción exotérmica la constante de equilibrio para la reacción disminuye si la temperatura aumenta. Por lo tanto, para el máximo rendimiento de la reacción, debe disminuirse la temperatura lo más posible. A 200 °C se obtiene un rendimiento en amoníaco del 80%. Sin embargo, la reacción tardaría horas en llevarse a cabo. Entonces se prefiere trabajar con menor rendimiento (menos del 20%) pero a mayor temperatura, 500 °C, lo que se traduce en una mayor velocidad de la reacción.

Por otro lado, un aumento de presión favorece la evolución de la reacción hacia los productos. Así, puede obtenerse un mayor rendimiento en amoníaco a altas presiones. En la práctica las plantas de producción de amoníaco operan a una presión de 100-1.000 atm.

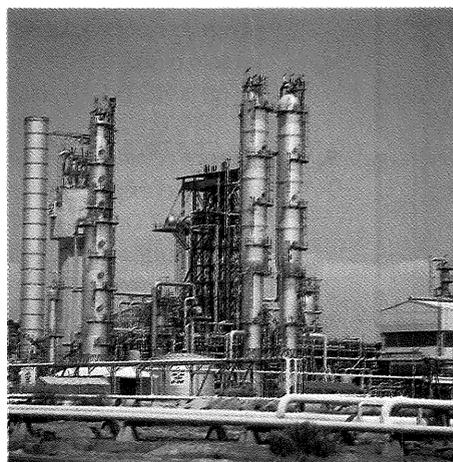
Por último, en el proceso industrial el amoníaco nunca alcanza su concentración de equilibrio porque se saca continuamente de la mezcla de reacción.

En la actualidad el método más utilizado a nivel mundial para la producción de amoníaco es el **método de reformado con vapor** en el que se utiliza gas natural para la obtención de hidrógeno (figura 12-22).

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$



▲ Fig. 12-21. Síntesis del amoníaco. Diagrama esquemático del proceso de Haber.

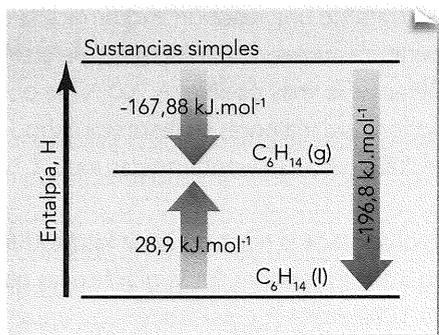


▲ Fig. 12-22. Planta de producción de amoníaco por el método del vapor reformado.



Aplicación y análisis

6. Indicá si las siguientes afirmaciones son correctas o no. Justificá tus respuestas.
- Cuando el rendimiento de la reacción es muy bajo, también lo es el valor de Q_c .
 - Una vez establecido el equilibrio, los reactivos ya no se transforman en productos.
 - Si el valor de K_c aumenta al disminuir la temperatura, la reacción es exotérmica.
 - El cambio en alguna de las concentraciones de productos o reactivos modifica el valor de K_c .
7. Calculá la entalpía de formación del hexano en fase líquida según el siguiente diagrama de entalpía (figura 12-23):



▲ Fig. 12-23. Entalpía de formación del hexano en fase líquida.

8. Se ha propuesto que la conversión del ozono se realiza en dos pasos:
- $$\text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g}) + \text{O}(\text{g})$$
- $$\text{O}_3(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow 2\text{O}_2(\text{g})$$
- Escribí la ecuación para la reacción total.
 - Indicá el intermediario si existe.
 - ¿Cuál es la molecularidad de cada paso?
 - Escribí la ley de velocidad que corresponde a la siguiente reacción, sabiendo que transcurre en un solo paso:

$$\text{O}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$
9. La siguiente ecuación representa la combustión del metano con el oxígeno del aire:
- $$\text{CH}_4(\text{g}) + 2\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$
- Si el $\text{CH}_4(\text{g})$ arde a una velocidad de 0,20 M/s, ¿a qué velocidad se forman el CO_2 y el H_2O ?
10. En un laboratorio se investigó la reacción que se produce entre el cloruro de butilo ($\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$) y el agua para formar butanol ($\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$) que es uno de los componentes del *thinner*. Los datos obtenidos fueron los siguientes:

Tiempo (s)	Concentración de $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ (M)	Velocidad promedio (M/s)
0	0,1000	
50	0,0905	
100	0,0820	
150	0,0741	
200	0,0671	
300	0,0549	
400	0,0448	
500	0,0368	
800	0,0200	
10.000	0,0000	

- Escribí la ecuación representativa de la reacción.
 - Con los datos aportados, completá el cuadro con los valores de la velocidad promedio.
 - Representá gráficamente la concentración en función del tiempo.
 - ¿Considerás que la velocidad es dependiente o independiente de la concentración?
11. Sea la reacción representada por: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, de la cual se obtienen los siguientes datos experimentales.

Número de experimento	[A]	[B]	Velocidad (M/s)
1	1	1	2
2	1	2	2
3	2	1	4

Establecé si la velocidad depende de ambos reactivos o de uno de ellos. Para ello, escribí la ley de velocidades correspondiente. ¿Qué podés concluir?

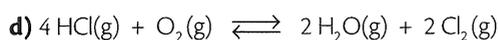
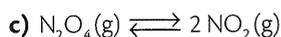
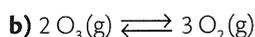
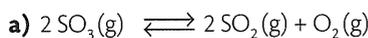
12. Para cada una de estas reacciones, completá el cuadro con los valores de concentración una vez alcanzado el equilibrio.
- $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$
 - $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
 - $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

	[CO]	[O ₂]	[CO ₂]
Inicial	0,01 M	0,2 M	-
Equilibrio			

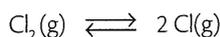
	[N ₂]	[H ₂]	[NH ₃]
Inicial	0,1 M	0,1 M	-
Equilibrio			

	[H ₂]	[O ₂]	[H ₂ O]
Inicial	-	-	0,3 M
Equilibrio			

13. Escribí la expresión de la constante de equilibrio en función de las concentraciones para las reacciones representadas por:

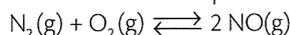


14. Una muestra de gas cloro se coloca en un recipiente cerrado y se calienta a 1400 °K. La ecuación representativa es:



Cuando a esa temperatura se alcanza el equilibrio, se encuentra que la $p_{\text{Cl}_2} = 1,0 \text{ atm}$ y la $p_{\text{Cl}} = 2,97 \cdot 10^{-2} \text{ atm}$. Calculá el valor de K_p a 1.400 K.

15. Una mezcla de nitrógeno (N_2) y oxígeno (O_2) reacciona a 1.000 K. La ecuación representativa es:



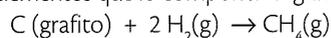
En el equilibrio, se obtienen 8,62 g de NO, 43,0 g de N_2 y 48,4 g de O_2 . Calculá el valor de K_c a esa temperatura. ¿Por qué no es necesario el dato de volumen?

16. Para el siguiente sistema, la K_c a 25 °C es 5,50.

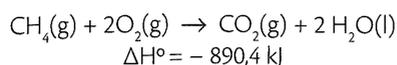
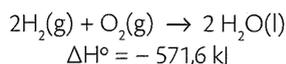
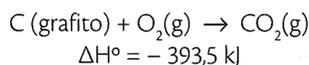


Si se colocan en un recipiente de un litro, 0,10 mol de PCl_5 , 0,070 mol de PCl_3 y 0,070 mol de Cl_2 todo en fase gaseosa. ¿Habrá reacción? ¿Por qué?

17. En teoría, el metano (CH_4) podría sintetizarse a partir de los elementos que lo componen según la ecuación:



Sin embargo, este gas no puede prepararse directamente a partir de sus elementos constitutivos, carbono (C) e hidrógeno (H_2), porque, en la práctica, esta reacción no ocurre. Al respecto, se han estudiado las siguientes reacciones que involucran a C, H_2 y CH_4 con oxígeno (O_2) y sus valores de ΔH han sido determinados con exactitud:

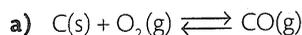


a) ¿Cómo calculás la entalpía de reacción del metano a partir de las ecuaciones dadas para probar que la reacción es imposible desde el punto de vista termodinámico?

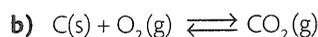
b) ¿Qué ley de la termoquímica aplicás?

18. ¿Cuál de las reacciones representadas a continuación

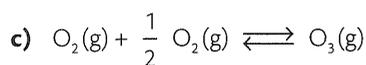
tendrá mayor tendencia a ocurrir? Justificá tu respuesta.



$$K_c(298 \text{ K}) = 1,12 \cdot 10^{24}$$

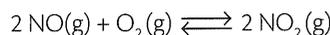


$$K_c(298 \text{ K}) = 1,23 \cdot 10^{69}$$



$$K_c(298 \text{ K}) = 1,12 \cdot 10^{-29}$$

19. Considerá el siguiente sistema e indicá hacia dónde se desplaza el equilibrio frente a los cambios propuestos.



- a) Disminución de la $[\text{NO}]$.
 b) Aumento en la $[\text{NO}_2]$.
 c) Aumento de la temperatura del sistema.

20. A continuación se dan los valores de K_c a diferentes temperaturas, para una reacción. ¿Se tratará de una reacción endotérmica o exotérmica? Justificá tu respuesta.

21. En un recipiente se tiene una mezcla de nitrógeno

Temperatura (°C)	K_c
300	$4,34 \cdot 10^{-3}$
400	$1,64 \cdot 10^{-4}$
500	$1,45 \cdot 10^{-5}$
600	$2,25 \cdot 10^{-6}$

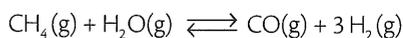
(N_2), hidrógeno (H_2) y amoníaco (NH_3) en equilibrio. La reacción es exotérmica.

- a) Escribí la ecuación que representa la formación de amoníaco.
 b) ¿Cuál será el efecto sobre el equilibrio si se disminuye la temperatura del sistema?
 c) ¿Qué pasará si se agrega H_2 mientras se mantiene constante la temperatura?
 d) Considerá los casos planteados en los ítems b) y c). ¿Cambia el valor de la constante en alguno de ellos? Justificá tu respuesta.

22. Un 75% del hidrógeno que se fabrica en el mundo se produce por reformación de vapor. En este proceso se hace reaccionar una mezcla de metano y vapor de agua a altas temperaturas para formar monóxido de carbono e hidrógeno. La reacción de formación se lleva a cabo en dos etapas llamadas primaria y secundaria.

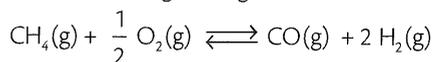
- En la etapa primaria, se calienta una mezcla de vapor y metano a unas 30 atm sobre un catalizador de níquel a 800 °C para producir hidrógeno

y monóxido de carbono, según:



$$\Delta H^\circ = 206 \text{ kJ}$$

- La etapa secundaria se lleva a cabo a unos 1.000 °C, en presencia de aire, para convertir el metano remanente en hidrógeno, según:

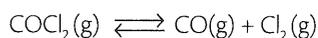


$$\Delta H^\circ = 35,7 \text{ kJ}$$

Cuando se produce el hidrógeno gaseoso se usa, generalmente, en la síntesis de amoníaco. Respondé:

- ¿Qué condiciones de temperatura favorecen la formación de productos tanto en la etapa primaria como en la secundaria?
- ¿Por qué se trabaja a altas presiones si las condiciones de la reacción indican que una presión alta favorece la formación de reactivos?

23. Sea el sistema:



$$K_c(100 \text{ }^\circ\text{C}) = 2,19 \cdot 10^{-10}$$

- Copió en tu carpeta y completá el siguiente cuadro:

¿Qué efecto tendrá...	Sobre...	Respuestas
augmentar la presión	la [CO]	
disminuir la [Cl ₂]	la [COCl ₂]	
disminuir la [Cl ₂]	la [CO]	
augmentar la [Cl ₂]	el valor de K _c	

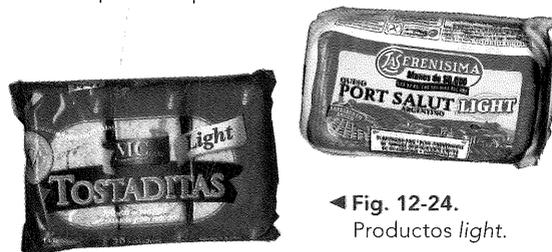
- Justificá tus respuestas.

Investigación

24. Los alimentos *light* han invadido los supermercados con gran cantidad de productos. A veces, estos alimentos tienen las mismas calorías que los comunes. Es importante saber diferenciar entre productos *light*, bajas calorías (BC) y *diet*. Mucha gente piensa que estas tres palabras son sinónimos, pero en realidad tienen significados distintos. Conocer esto es fundamental para una elección acertada a la hora de comprar los alimentos.

- Light* indica que el producto contiene en comparación con el original, 50% menos de grasas o 30% menos de calorías o 50% menos de sodio.
- Bajas calorías identifica a los productos que aportan de 45% a 50% menos de calorías que el original.
- Diet* designa las variantes que no responden exactamente a la composición del producto original.

Pueden tener menos hidratos de carbono, o más proteínas, o más fibras, o menos grasas, o menos calorías, o algunos nutrientes modificados. En definitiva, es un adjetivo de uso excesivamente amplio y poco concreto que, de acuerdo con la ley, puede aplicarse a cualquier producto que ha variado su composición química.



◀ Fig. 12-24. Productos light.

- Recorré la góndola de un supermercado en donde estén exhibidos los productos *light*, BC y *diet* y registrá el valor de la entalpía de combustión (valor energético) por cada 100 gramos de producto o por cada porción.
- Compará el valor del ΔH°_c de un producto bajas calorías, *light* o *diet* con un producto que no tenga esas características. Registrá las unidades en que miden el valor energético.
- Indagá en el Código Alimentario Argentino los valores máximos permitidos para los azúcares, las grasas y el sodio en los productos dietéticos.
- Luego de esta investigación, decidí qué alimentos consumirías o recomendarías consumir a la hora de reducir las calorías.

Trabajo de laboratorio

25. Realizá esta experiencia para determinar la entalpía de combustión de una vela.

La combustión de una vela implica una reacción química entre la parafina (compuesta por alcanos de cadena larga, 20-30 átomos de carbono) en estado gaseoso y el oxígeno del aire.

Esta reacción es exotérmica. La energía desprendida por la formación de los enlaces en las moléculas de los productos, es mayor que la energía requerida para romper los enlaces en las moléculas reaccionantes.

Ya sabemos que los puntos de ebullición de los alcanos están relacionados con la cantidad de átomos de carbono que tiene la molécula.

Cuando se quema una cierta cantidad de sustancia la energía liberada se denomina calor de combustión y en particular para un mol de sustancia se dice que es el calor de combustión molar.

Objetivo

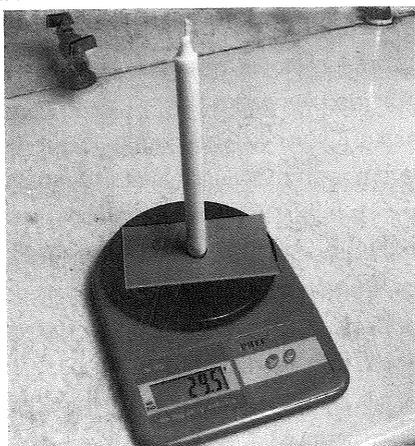
Comprobar que cuando se produce la combustión de una vela se libera energía en forma de calor.

Materiales

Una vela; una cartulina de 7,5 cm por 12,5 cm; una probeta graduada de 100 ml; una lata vacía de gaseosa; agua, un soporte; un anillo metálico; fósforos; una varilla de vidrio; un termómetro; una balanza.

Procedimiento

- 1.º Pegá la vela sobre una base de cartón.
- 2.º Pesá y anotá la masa combinada de la vela y su base.

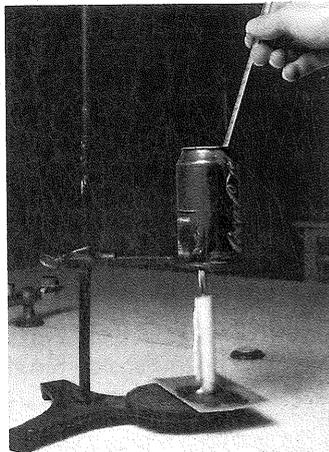


- 3.º Colocá en una lata de gaseosa vacía 100 ml de agua helada (10 °C a 15 °C por debajo de la temperatura ambiente). Anotá la temperatura ambiente y la inicial del agua.
- 4.º Ubicá la lata como se muestra en la foto y la vela de modo que el pabilo quede unos 2 cm del fondo de la lata.
- 5.º Encendé la vela y agitá suavemente con una varilla.

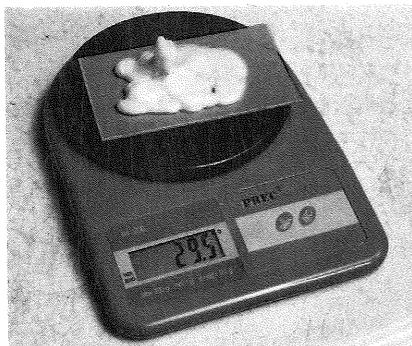


- 6.º A medida que se queme la vela bajá la lata para que se mantenga la distancia entre la llama y la lata.
- 7.º Continúa el calentamiento hasta que la tempera-

tura suba tantos grados por encima de la temperatura ambiente como antes estaba por debajo.



- 8.º Cuando alcance la temperatura deseada apagá la llama y continúa agitando el agua hasta que la temperatura deje de elevarse. Anotá la temperatura máxima que haya alcanzado el agua.
- 9.º Una vez que la vela se enfríe, pesala incluyendo la base con todas las gotas de parafina.

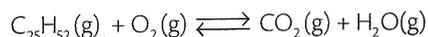


Registro de datos y conclusiones

- a) Completá la siguiente tabla:

Masa inicial de vela y base
Volumen de agua
Temperatura ambiente
Temperatura inicial del agua en la lata
Temperatura final del agua en la lata
Masa final de vela y base

- b) Balanceá la ecuación:



- c) ¿A qué se debe el aumento de temperatura del agua?

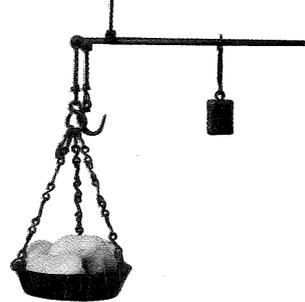
- d) A presión constante: $\Delta H_{\text{combustión}} = -Q_{\text{calentamiento}}$. Entonces, con los datos experimentales, es posible calcular el valor de ΔH_c según:

$$\Delta H_c = m_{\text{agua}} \cdot c_e (t_f - t_i)$$

Siendo para el agua: $C_e = 4,18 \text{ J/g}\cdot^\circ\text{C}$, ¿cómo calculás el valor de la entalpía cuando se consume un gramo de vela?



Estequiometría



ayer



Leyes fundamentales de la química: **capítulo 3.** Berzelius: **capítulo 1.**

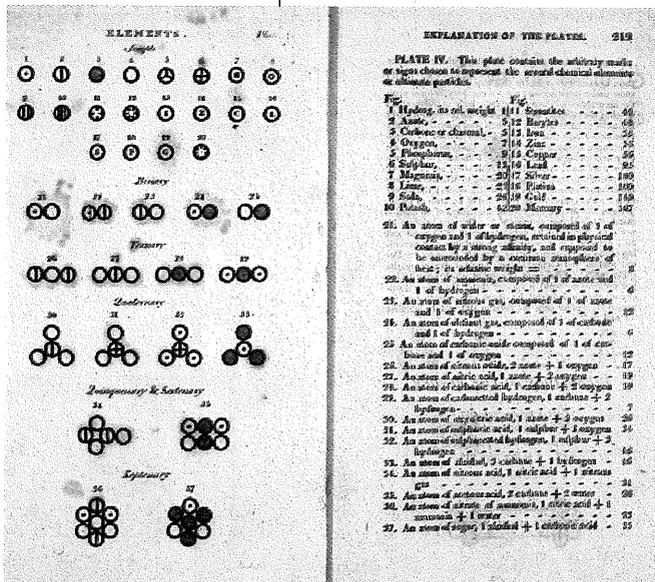
Dalton, la teoría atómica y la ley de Avogadro. John Dalton, al anunciar los postulados de su teoría atómica dio, quizás, uno de los pasos fundamentales en el camino de la química moderna. Esta teoría establecía que los átomos se combinan entre sí en proporciones que pueden expresarse en números enteros y pequeños, y que se asocian con las masas de los cuerpos simples que reaccionan para formar cuerpos compuestos. Para establecer estas relaciones Dalton propuso una serie de reglas y formuló hipótesis como: si existen dos cuerpos A y B capaces de combinarse, he aquí el orden en el cual las combinaciones podrían tener lugar, comenzando por la más simple, como muestra el cuadro 13-1.

Sus razonamientos eran lógicos, pero Dalton, ¿tenía razón? La respuesta vino de la mano de otros dos grandes de la química: Charles Gay-Lussac y Amedeo Avogadro.

En su libro *Mémoire de la Société d'Arcueil* publicó al respecto: "Dalton [...] ha tratado de establecer las relaciones entre las masas de las moléculas y los cuerpos simples. Suponiéndola fundada, nuestra hipótesis nos pone en disposición de confirmar o de rectificar sus resultados por datos precisos y asignar el tamaño de las moléculas compuestas que este físico no tiene en cuenta. Así Dalton ha supuesto que el agua estaría formada por la unión del hidrógeno y del oxígeno, molécula a molécula (figura 13-1). De aquí resultaría que, de acuerdo con la relación en peso de estos dos componentes, la masa de la molécula del oxígeno sería alrededor de 7,5 a 1 respecto de la del hidrógeno o, según los cálculos de Dalton, de 6 a 1. De acuerdo con nuestra hipótesis esta relación es doble, a saber, de 15 a 1, como hemos visto (figura 13-2) [...]".

En 1811 Avogadro explicó los resultados obtenidos por Gay-Lussac; propuso que el hidrógeno y el oxígeno se encontraban en fase gaseosa como moléculas diatómicas, es decir: H_2 y O_2 . Asimismo, modificó el quinto postulado de Dalton que decía que volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura tienen el mismo número de átomos reemplazando la palabra átomos por **moléculas**.

Este principio (que hoy se conoce como ley de Avogadro) recién terminó de aceptarse en 1860. Para entonces Berzelius había determinado con precisión las masas de los elementos que se combinaban con otros.

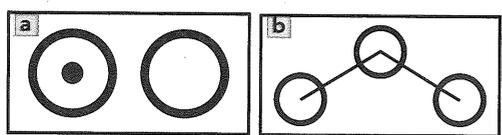


▲ Fig. 13-1. Símbolos de Dalton.

1 átomo de A + 1 átomo de B	=	1 átomo de C, binario
1 átomo de A + 2 átomos de B	=	1 átomo de D, ternario
2 átomos de A + 1 átomo de B	=	1 átomo de E, ternario
1 átomo de A + 3 átomos de B	=	1 átomo de F, cuaternario
3 átomos de A + 1 átomo de B	=	1 átomo de G, cuaternario

▲ Cuadro 13-1. Combinaciones atómicas según Dalton.

Fig. 13-2. ▶ Modelo de la molécula de agua según Dalton (a) y Gay-Lussac (b).



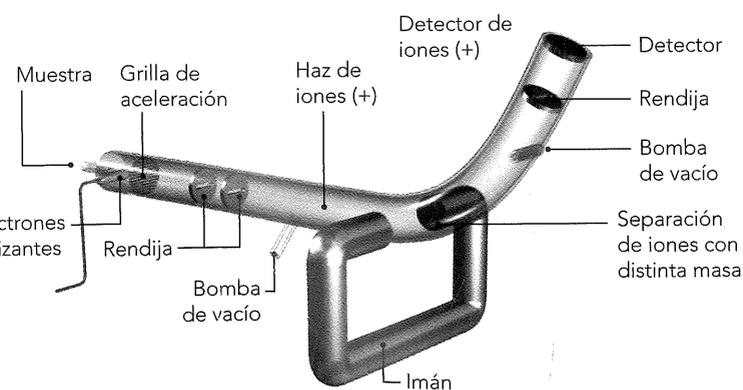
El espectrómetro de masas. En la actualidad la forma más segura y directa para determinar masas atómicas y moleculares consiste en utilizar el espectrómetro de masas (figura 13-3).

Se procede de la siguiente manera: se introduce una muestra gaseosa dentro del espectrómetro y se la bombardea con una corriente de electrones de alta energía. Los choques de los átomos o moléculas de gas con los electrones producen la ionización de la muestra (por eso los electrones reciben el nombre de ionizantes). Estos iones de masa m y carga positiva e son acelerados hacia una red metálica con carga negativa.

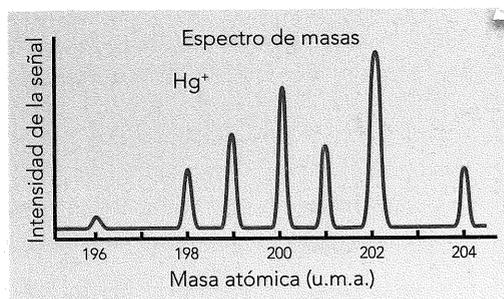
Después de pasar esta red se encuentran con dos rendijas, que producen un estrechamiento en el haz de iones. Este haz de iones pasa entre los polos de un imán, que desvía los electrones de acuerdo con una trayectoria curva cuyo radio depende de la relación carga/masa: e/m de los iones. Los iones con relación e/m pequeña siguen una curva de radio más grande que los que tienen una relación e/m mayor. En consecuencia, los iones que tienen una carga igual pero diferente masa se separan unos de otros (por esta diferencia). Luego, son dirigidos hacia un detector que se encuentra al final del instrumento. Estas señales se traducen en un gráfico, denominado espectro de masas, que muestra la intensidad de la señal del detector en función de la masa del ion.

El uso del espectrómetro de masas permitió encontrar la primera evidencia acerca de la existencia de los isótopos. Por ejemplo, consideremos que se hace pasar una corriente de vapor de mercurio a través del espectrómetro de masas. Si todos los átomos de mercurio fueran idénticos, al ser sometidos a ionización tendrían la misma relación e/m y, por lo tanto, aparecerían en el mismo lugar en el espectrómetro de masas. Sin embargo, al analizarse el espectro obtenido prácticamente puede apreciarse que existen diferentes clases de átomos de mercurio que varían sólo ligeramente en sus masas (figura 13-4).

Mediante la utilización del espectrómetro de masas pueden medirse con seguridad los valores relativos de la relación e/m de los iones. También es posible medir los valores relativos de los diferentes isótopos de un elemento. Al respecto cabe recordar que la masa atómica promedio de un elemento es el promedio ponderado de las masas de todos los isótopos de ese elemento.



▲ Fig. 13-3. Esquema de un espectrómetro de masas.



▲ Fig. 13-4. Espectro de masas del mercurio.



1. Respondé las siguientes preguntas referidas al "ayer" y "hoy":

- ¿Cómo explicás la evolución del concepto de átomo a molécula?
- ¿Por qué son diferentes las alturas de los picos en el espectro de masas?
- Explicá por qué el valor de la relación carga/masa en los electrones es constante y máximo mientras que en los iones cambia, aunque la carga sea la misma.
- ¿Por qué en la tabla periódica, la masa atómica del mercurio no coincide con ninguna de las masas atómicas informadas en el espectro de masas?

¿Qué estudia la estequiometría?

La teoría de Dalton, formulada a principios del siglo XIX, marcó el comienzo del cálculo sistemático de masas atómicas para todos los elementos. De este modo surgieron las leyes de combinación establecidas durante estos años, como la **ley de proporciones definidas** de Proust, la ley de proporciones múltiples del propio Dalton y la ley de las proporciones recíprocas de Richter, autor que también acuñó el término "estequiometría" (del griego *stoicheion*, elemento, y *metron*, medida).

La **estequiometría** es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre los átomos que constituyen las sustancias y se ocupa de los cálculos químicos necesarios para establecer relaciones cuantitativas entre las masas, los moles y los volúmenes de los reactivos y los productos que participan en una reacción química (figura 13-5).

Según esta definición la estequiometría comprende dos tipos de relaciones cuantitativas:

- Las referidas a las fórmulas químicas de las sustancias. Al respecto, la estequiometría permite resolver problemas, como los que vinculan la composición centesimal de una sustancia con su fórmula empírica.
- Las relacionadas con las ecuaciones que representan las reacciones químicas. En este sentido es importante recordar que una **ecuación química** representa:
 - Un método abreviado para describir una reacción química.
 - El número mínimo de partículas que forman parte de una reacción.
 - Las masas, los números de moles y los volúmenes (en el caso de los gases) de las sustancias que intervienen en la reacción.

La estequiometría y la ley de conservación de la masa

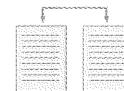
Para resolver los problemas de estequiometría la primera etapa consiste siempre en escribir la ecuación química balanceada. Los coeficientes que anteceden a las fórmulas químicas se denominan **coeficientes estequiométricos**. Si el coeficiente es uno, no hace falta indicarlo. La **ley de conservación de la masa** constituye la base para balancear las ecuaciones químicas y realizar todos los cálculos estequiométricos que se realizan a partir de estas ecuaciones.



▲ Fig. 13-5. La estequiometría es de gran utilidad a la hora de establecer masas y volúmenes de reactivos y productos. Los instrumentos de medición (como la balanza) y el material volumétrico son sus aliados.

profundización

Los berthólidos. La gran mayoría de los compuestos químicos presenta composición definida, es decir, cumple con la ley de Proust y se los denomina, en general, daltónidos (en homenaje a Dalton) o compuestos estequiométricos. Sin embargo, existe un número más pequeño de compuestos no estequiométricos que no cumplen con la **ley de las proporciones constantes**. Entre estos compuestos se encuentran los berthólidos (en homenaje a Berthollet), cuya composición varía ligeramente de acuerdo con el método de preparación, como ciertos óxidos, sulfuros y seleniuros. Por ejemplo, la fórmula ideal del óxido ferroso es FeO , pero por estudios de rayos X se observó que la fórmula real es: Fe_{1-x}O ; donde x varía entre 0,05 y 0,15; es decir, presenta defecto de hierro con respecto al compuesto ideal. La no estequiometría de algunos óxidos les confiere la propiedad de ser semiconductores, ya que cuando se presentan defectos en la estructura cristalina quedan algunos electrones libres y es posible la transferencia de estos dentro del cristal. Estos compuestos son muy empleados en todos los aparatos electrónicos y microelectrónicos.

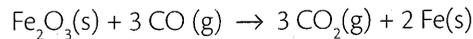


Leyes de la química:
capítulo 3.
Reacciones químicas:
capítulo 11.



Balancedo de ecuaciones: capítulo 11.

Un ejemplo numérico nos ayudará a explicar estos conceptos: en un alto horno (figura 13-6) se obtiene hierro a partir del mineral hematita, Fe_2O_3 , y de monóxido de carbono, CO , producido por la combustión incompleta del carbón. La ecuación balanceada que representa esta reacción es la siguiente:



En el cuadro 13-2 se indican todas las relaciones estequiométricas que pueden establecerse a partir de la ecuación química entre reactivos, reactivos con productos y productos entre sí, cuando sus cantidades se expresan en moléculas o átomos (unidades elementales), moles, gramos (masa) o litros (volumen de gas).

A partir de estas relaciones pueden establecerse otras. Por ejemplo, ¿qué masa de óxido férrico se requiere para obtener una tonelada (10^6 g) de hierro? Para responder esta pregunta debemos plantear la siguiente regla de tres simple:

$$\begin{array}{l} 112 \text{ g Fe} \text{ ————— } 160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \\ 10^6 \text{ g Fe} \text{ ————— } x = \frac{160 \text{ g} \cdot 10^6 \text{ g}}{112 \text{ g}} = 1,43 \cdot 10^6 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3 \end{array}$$

También podemos preguntarnos, ¿qué volumen de dióxido de carbono (en CNPT) se obtiene simultáneamente? Entonces, el cálculo será:

$$\begin{array}{l} 112 \text{ g Fe} \text{ ————— } 67,2 \text{ L de CO}_2 \\ 10^6 \text{ g Fe} \text{ ————— } x = \frac{67,2 \text{ L} \cdot 10^6 \text{ g}}{112 \text{ g}} = 6 \cdot 10^5 \text{ L de CO}_2 \end{array}$$

Cuando...	Reacciona con...	Se obtienen...	y...
1 molécula de Fe_2O_3	3 moléculas de CO	3 moléculas de CO_2	2 átomos de hierro
1 mol de Fe_2O_3	3 mol de CO	3 mol de CO_2	2 mol de hierro
160 g de Fe_2O_3	84 g de CO	132 g de CO_2	112 g de hierro
-	3 volúmenes de CO (*)	3 volúmenes de CO_2 (*)	-
-	67,2 L de CO (**)	67,2 L de CO_2 (**)	-

(*) Medidos en iguales condiciones de presión y temperatura.

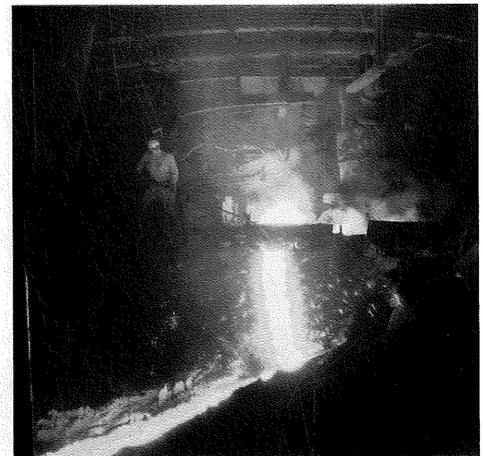
(**) Medidos en condiciones normales de presión y temperatura, es decir 0°C y 1 atm de presión.

▲ Cuadro 13-2. Relaciones estequiométricas para la obtención de hierro a partir de hematita.

profundización

La ley de conservación de la masa y la contaminación ambiental.

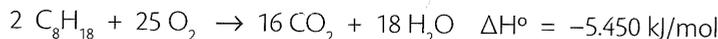
La simplicidad con la que puede explicarse la ley de conservación de la masa no debe permitir que pase inadvertida su importancia, que va más allá del laboratorio de química. Y un ejemplo basta para probar lo que decimos. Si se tiran desperdicios a un lago podríamos pensar que, con el tiempo, desaparecerán. Sin embargo, esto no es así: los residuos pueden hundirse y quedar depositados en el fondo del lago o flotar y llegar, por ejemplo, hasta una orilla. Pero también es posible que sufran cambios químicos y se transformen en contaminantes de las aguas del lago o en gases tóxicos. Cualquiera sea su suerte los átomos no se destruyen. La ley de conservación de la masa sugiere que, a pesar de la transformación de la materia, el número total de átomos que existe en la naturaleza se conserva.



▲ Fig. 13-6. Alto horno.

Aproximación a los cálculos estequiométricos

Analicemos el intercambio de energía que se produce entre el motor de un automóvil y el medio cuando ocurre la combustión. El combustible que se quema es nafta, mezcla de hidrocarburos de cinco a nueve átomos de carbono. A los fines de simplificar el cálculo consideraremos que está formada sólo por octano. La ecuación que representa la combustión es:



Si sabemos que el tanque del auto carga 40 litros de nafta y la densidad (ρ) del octano es de 0,703 g/ml, podemos preguntarnos:

- ¿Qué masa de octano corresponde a un tanque lleno?
- ¿Qué cantidad de calor se libera cuando se consume íntegramente el contenido del tanque?
- ¿Qué volumen de aire medido en CNPT se requiere para la combustión completa del hidrocarburo, a sabiendas de que el oxígeno representa cerca del 21% en volumen del aire?

Responderemos las preguntas una por una.

- a) Simplemente aplicamos: $m = V \cdot \rho$

$$m = 40.000 \text{ ml} \cdot 0,703 \text{ g/ml} = 28.120 \text{ g}$$

- b) En primer lugar es necesario calcular la masa molar del octano:

$$M_r \text{C}_8\text{H}_{18} = 114$$

$$M \text{C}_8\text{H}_{18} = 114 \text{ g/mol}$$

Ahora bien, si $\Delta H^\circ = -5.450 \text{ kJ/mol}$, significa que cada vez que se queman 114 g de octano se liberan 5.450 kJ. Entonces, calculamos la cantidad total de calor liberado cuando se consume el tanque lleno:

$$114 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \text{ ————— } 5.450 \text{ kJ}$$

$$28.120 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \text{ ————— } x = \frac{5.450 \text{ kJ} \cdot 28.120 \text{ g}}{114 \text{ g}} = 1.344.333,3 \text{ kJ}$$

Este resultado muestra que el calor generado guarda relación con las cantidades de reactivo que se utilizan.

- c) Como sabemos el aire es una mezcla de gases entre los que se encuentra el oxígeno, uno de los reactivos de esta reacción. Si por cada dos moles de octano reaccionan 25 moles de oxígeno, que en CNPT ocupan un volumen de 560 litros, podemos establecer la siguiente relación:

$$228 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \text{ ————— } 560 \text{ L de O}_2$$

$$28.120 \text{ g de C}_8\text{H}_{18} \text{ ————— } x = \frac{28.120 \text{ g} \cdot 560 \text{ L}}{228 \text{ g}} = 69.066,7 \text{ L de O}_2$$

Ahora bien: en el aire el oxígeno representa el 21% v/v, lo que implica que deberemos tomar un volumen de aire aproximadamente cinco veces mayor:

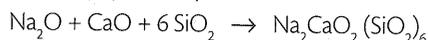
$$21 \text{ L de O}_2 \text{ ————— } 100 \text{ L de aire}$$

$$69.066,7 \text{ L de O}_2 \text{ ————— } x = \frac{69.066,7 \text{ L} \cdot 100 \text{ L}}{21 \text{ L}} = 328.889 \text{ L de air}$$

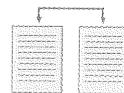


2. Intentá vos:

Para obtener vidrio se funden carbonato de sodio, piedra caliza (carbonato de calcio) y arena (dióxido de silicio) en un horno que trabaja a una temperatura promedio de 1.500 °C. Ocurre la siguiente reacción química:



La entalpía de descomposición del SiO_2 es $\Delta H^\circ = 858,57 \text{ kJ/mol}$. En el supuesto de que la arena está formada en un 100% por dióxido de silicio, calculá la energía necesaria, en condiciones estándar, para descomponer los moles de SiO_2 utilizados en la fabricación de una botella de vidrio de 250 g.



Estados de la materia: **capítulo 9**.
Partículas en dispersión: **capítulo 10**.
Entalpía: **capítulo 12**.

Pureza de los reactivos

¿Comiste alguna vez nueces? Seguro que antes de hacerlo vos o alguien tuvo que sacarle las cáscaras, la parte no comestible. Y claro, si tenías medio kilo de nueces enteras, una vez peladas te quedaron ¡no más de 300 g! Algo parecido sucede con las materias primas que se utilizan tanto en el laboratorio como en la industrial casi nunca son 100% puras, sino que están mezcladas con impurezas. Estas últimas no participan en la reacción (son inertes), pero afectan los cálculos estequiométricos. Entonces, conocer la **pureza** del material permite determinar qué cantidad total de materia o muestra se requiere en un proceso.

La pureza de la muestra se calcula según:

$$\text{Pureza} = \frac{\text{Masa de la sustancia} \cdot 100}{\text{Masa de la muestra}}$$

Para determinar la masa de sustancia que hay en una muestra de pureza conocida se aplica el porcentaje correspondiente sobre la masa de la muestra. Por ejemplo, ¿qué masa de cinc hay en 400 g de una muestra si la pureza es 67%?

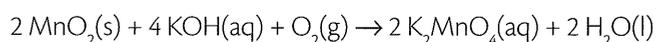
$$100 \text{ g de muestra} \text{ ————— } 67 \text{ g de cinc}$$

$$400 \text{ g de muestra} \text{ ————— } x = \frac{400 \text{ g} \cdot 67 \text{ g}}{100 \text{ g}} = 268 \text{ g de cinc}$$

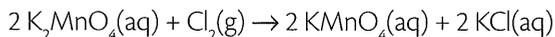
Reacciones consecutivas

En la industria química obtener un producto final implica, con frecuencia, la realización de dos o más reacciones consecutivas. Debido a que los productos de la primera reacción son los reaccionantes de la segunda, y así sucesivamente, no es necesario calcular las masas de las sustancias formadas en las reacciones intermedias, si no utilizar las relaciones molares del primer reactivo con el producto deseado.

Por ejemplo, la obtención de permanganato de potasio (figura 13-7) requiere dos etapas. En la primera el dióxido de manganeso y el hidróxido de potasio se combinan con el oxígeno del aire para dar manganato de potasio según:



En la segunda el manganato de potasio reacciona con cloro para dar permanganato de potasio y cloruro de potasio.



¿Qué masa de permanganato se formará a partir de 100 g de dióxido de manganeso?

Primero se convierte la masa de dióxido de manganeso en moles:

$$86,9 \text{ g} \text{ ————— } 1 \text{ mol}$$

$$100 \text{ g} \text{ ————— } x = \frac{100 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{86,94 \text{ g}} = 1,15 \text{ mol}$$

Al relacionar las dos ecuaciones se advierte que cada dos moles de dióxido de manganeso se forman dos moles de permanganato; por lo tanto, cada 1,15 mol de dióxido se formará igual cantidad de moles de permanganato, es decir, 1,15 mol que transformamos en masa:

$$1 \text{ mol} \text{ ————— } 158 \text{ g}$$

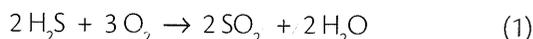
$$1,15 \text{ mol} \text{ ————— } x = \frac{158 \text{ g} \cdot 1,15 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 181,7 \text{ g}$$



▲ Fig.13-7. El permanganato de potasio tiene un color violeta brillante.

Combinamos pureza y reacciones consecutivas

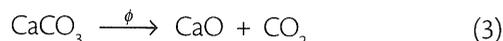
En el siguiente ejemplo combinaremos en un problema de estequiometría el tema de la pureza y el de las reacciones consecutivas. El dióxido de azufre (SO_2) es un peligroso contaminante atmosférico, producto de varias actividades humanas. En la industria petroquímica se forma a partir de la combustión del ácido sulfhídrico (H_2S) presente en el gas natural, según:



Los medios químicos son los más eficientes para eliminar este gas. Uno de ellos consiste en hacer reaccionar el dióxido de azufre con óxido de calcio (CaO) para dar sulfato (IV) de calcio según:



Este óxido, llamado también cal viva, se obtiene a partir de la descomposición térmica del carbonato de calcio (CaCO_3) que, a su vez, se extrae de la piedra caliza (figura 13-8). La ecuación que representa la formación del CaO es la siguiente:



Ahora bien, en una instalación petrolera se quema gas natural que contiene 10% m/m de H_2S a razón de 100 kg/h. ¿Qué cantidad de piedra caliza diaria será necesaria para eliminar el dióxido formado? La pureza en carbonato de calcio de la piedra caliza es del 90%.

¿Cómo resolvemos el problema? Los pasos a seguir son:

1.º Calculamos la cantidad de dióxido de azufre que se produce por hora y por día.

Para eso tenemos que tener en cuenta la ecuación (1) y la masa molar de reactivos y productos. Entonces podemos decir que ella nos indica que 68 g de ácido sulfhídrico se combinan con 96 g de oxígeno para dar 128 g de dióxido de azufre y 36 g de agua.

La relación que nos interesa es la del ácido sulfhídrico con el dióxido de azufre:

$$\begin{array}{l} 68 \text{ g de H}_2\text{S} \text{ ————— } 128 \text{ g de SO}_2 \\ 10.000 \text{ g de H}_2\text{S} \text{ ————— } x = \frac{10.000 \text{ g} \cdot 128 \text{ g}}{68 \text{ g}} = 18.823,5 \text{ g SO}_2 \end{array}$$

Así, conocemos la producción de una hora. En 24 horas (un día): 451.765 g de SO_2

2.º Calculamos la masa de carbonato de calcio que se requiere.

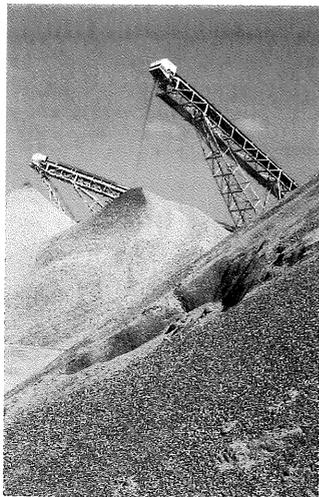
Aplicamos el concepto de reacciones consecutivas y vemos que cada mol de CaCO_3 produce un mol de CaO , el que a su vez elimina un mol de SO_2 . De modo que podemos relacionar el carbonato de calcio con el dióxido de azufre mol a mol de la siguiente manera:

$$\begin{array}{l} 64 \text{ g de SO}_2 \text{ ————— } 100 \text{ g de CaCO}_3 \\ 451.765 \text{ g de SO}_2 \text{ ————— } x = \frac{100 \text{ g} \cdot 451.765 \text{ g}}{64 \text{ g}} = 705.883 \text{ g de CaCO}_3 \end{array}$$

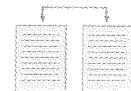
3.º Calculamos la masa de piedra caliza que se requiere.

Aplicamos el dato de pureza:

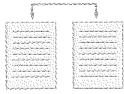
$$\begin{array}{l} 90 \text{ g de CaCO}_3 \text{ ————— } 100 \text{ g de piedra caliza} \\ 705.882 \text{ de CaCO}_3 \text{ ————— } x = \frac{100 \text{ g} \cdot 705.883 \text{ g}}{90 \text{ g}} = 784.313 \text{ g de piedra caliza} \end{array}$$



◀ Fig. 13-8. Yacimiento de piedra caliza en Córdoba.



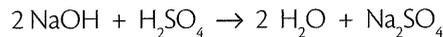
Características de las reacciones químicas:
capítulo 11.



Reactivos en solución

En las reacciones químicas es frecuente utilizar reactivos en solución en vez de sólidos, líquidos o gases puros. Las soluciones posibilitan una mezcla más íntima de los reactivos, por lo que las reacciones se producen de una forma más eficaz que si aquellos estuvieran en estado sólido. Entonces, las cantidades de reactivos y productos se expresan en unidades de concentración. ¿Cómo se trabaja con ellas en estequiometría? Con un ejemplo vamos a descubrirlo.

Para pelar papas uno de los métodos utilizados comercialmente es sumergirlas en solución acuosa de hidróxido de sodio (NaOH) durante un lapso de uno a seis minutos, sacarlas de la solución y quitarles la cáscara. La concentración de hidróxido que se utiliza es, por lo general, de 3 M a 6 M. Esta concentración se analiza en forma periódica por **titulación** (figura 13-9), un método que consiste en enfrentar la solución de la base (hidróxido) con un ácido para determinar su concentración y, así, su capacidad para pelar las papas rápidamente. En este caso se usa ácido sulfúrico, según la ecuación:



Ahora bien, en un laboratorio de control de calidad de una fábrica que elabora papas fritas se consumen 45,7 ml de solución 0,5 M del ácido sulfúrico para neutralizar 20 ml de la solución de hidróxido de sodio. A partir de los resultados obtenidos decidiremos si la solución de NaOH debe reemplazarse porque no se encuentra en el rango previsto (3 M a 6 M).

1.º Calculamos la cantidad de ácido (en moles) que hay en 45,7 ml de solución 0,5 M:

$$\begin{array}{l} 1.000 \text{ ml de solución} \quad \text{-----} \quad 0,5 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \\ 45,7 \text{ ml de solución} \quad \text{-----} \quad x = \frac{45,7 \text{ ml} \cdot 0,5 \text{ mol}}{1.000 \text{ ml}} = 0,0229 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

2.º Establecemos la relación estequiométrica de acuerdo con la ecuación balanceada:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad 2 \text{ mol de NaOH} \\ 0,0229 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \quad \text{-----} \quad x = \frac{0,029 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,0458 \text{ mol de NaOH} \end{array}$$

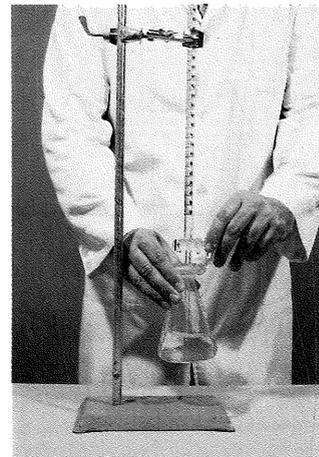
3.º Calculamos la molaridad (M) de la solución de NaOH.

$$\begin{array}{l} 20 \text{ ml de solución} \quad \text{-----} \quad 0,0458 \text{ mol de NaOH} \\ 1.000 \text{ ml de solución} \quad \text{-----} \quad x = \frac{0,0458 \text{ mol} \cdot 1.000 \text{ ml}}{20 \text{ ml}} = 2,29 \text{ moles de NaOH} \end{array}$$

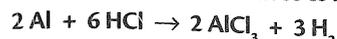
Es decir que la concentración de la solución que se está usando es **2,29 M** (no alcanza los 3 M necesarios) y se debe desechar.

Fig.13-9. ►

En una titulación, se coloca la muestra incógnita en un erlenmeyer y la solución de concentración conocida en una bureta. Un indicador de pH, como la fenolftaleína, indica el final de la reacción.



3. Se hacen reaccionar 102 g de una muestra de aluminio 70% de pureza con una solución de ácido clorhídrico 3 M. La reacción que ocurre entre ambos reactivos es la siguiente:



Calculá el volumen de solución de ácido clorhídrico necesario para que se consuma completamente el aluminio.

Reactivo limitante

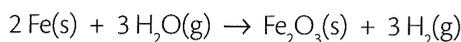
Cuando preparamos una torta es importante respetar las cantidades indicadas en la receta para cada ingrediente. Pero, ¿qué sucede si al momento de hacerla contamos con todo lo requerido salvo que nos falta la mitad del azúcar que se necesita? Evidentemente no obtendremos buenos resultados en la elaboración de la torta. Tendríamos que reducir a la mitad las cantidades del resto de los ingredientes para mantener la proporción entre ellos y el azúcar. Esta sustancia limita la cantidad de torta que podemos hacer.

En este ejemplo la sustancia que se consume por completo durante la reacción se denomina **reactivo limitante** y es la especie química que al consumirse detiene la reacción y determina o limita la cantidad de producto que se forma.

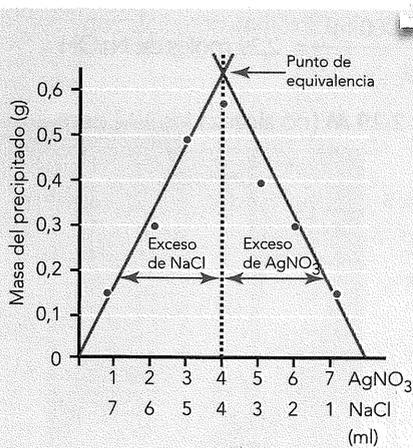
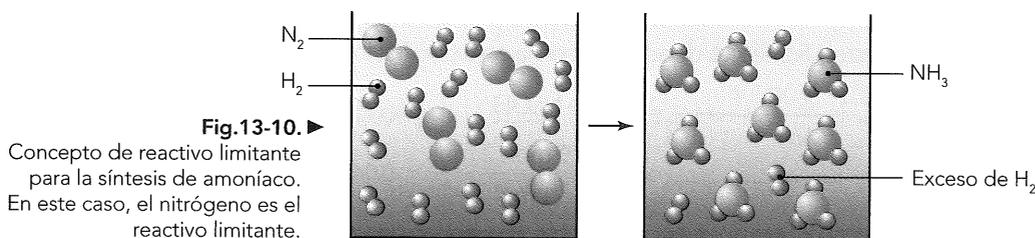
Ahora bien, como ya dijimos, los coeficientes estequiométricos en una ecuación nos indican la relación exacta en que se combinan los reactivos y se forman los productos.

El reactivo limitante se encuentra en **menor proporción molar** con respecto a esta relación, hecho que no ocurre con el o los otros reactivos que intervienen en la reacción y que se encuentran **en exceso**. Este exceso no se combina y aparece en el sistema final, junto con los productos (figura 13-10).

Por ejemplo, la siguiente ecuación balanceada representa un método para obtener hidrógeno:

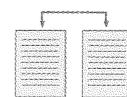


Si en un sistema tuviéramos exactamente dos moles de hierro y tres de agua, ninguno de los dos sería limitante ni estaría en exceso. Pero, ¿qué sucede si tenemos tres moles de agua pero uno de hierro? Nos hallaríamos en la misma situación del azúcar y la torta, el hierro sería el reactivo limitante y sólo podríamos preparar la mitad de hidrógeno (1,5 mol). Fíjate que es importante tener en cuenta que, una vez determinado el reactivo limitante, los cálculos de las cantidades de producto formado se realizarán sobre esta base.



▲ **Fig.13-11. Método de Job.** En siete tubos de ensayo se hace reaccionar de 1 a 7 ml de solución 1 M de AgNO_3 y de 7 a 1 ml de solución 1 M de NaCl . Se grafican los resultados y se observa que el punto de equivalencia ocurre en el tubo que tiene 4 ml de ambos reactivos.

El método de Job. Este método, también llamado de **variación continua** permite determinar de manera experimental la relación estequiométrica exacta en la que se combinan los reactivos de una reacción. Consiste en realizar reacciones sucesivas cantidades diferentes de cada uno de los reactivos, mientras se mantiene constante el volumen total del sistema. Cada vez se mide la cantidad de alguno de los productos formados, por ejemplo, la masa de un precipitado. Si la reacción se efectúa en una serie de tubos del mismo diámetro, la cantidad de producto obtenida será proporcional a la altura del precipitado formado. Si la reacción no produce un precipitado, puede medirse otra propiedad, por ejemplo, el calor liberado. Si se grafica la masa del producto obtenido en función del volumen utilizado de cada uno de los reactivos se observa que las dos rectas se intersectan en un punto. Este punto se denomina **punto de equivalencia** y tiene la característica de que en él los reactivos reaccionan en las cantidades estequiométricas exactas (figura 13-11).



Configuraciones
electrónicas:
capítulo 4.
Electrovalencia:
capítulo 6.

Trabajamos con las masas

Para la misma reacción la interpretación estequiométrica expresada en masa es la siguiente: cuando en un sistema cerrado reaccionan 112 g de hierro con 54 g de agua se obtienen 160 g de óxido de hierro (III) y 6 g de hidrógeno (fíjate que la masa inicial de todo el sistema, 166 g, coincide con la masa final (figura 13-12).

Cuando los reactivos se encuentran en una relación de combinación apropiada, se dice que están en **proporción estequiométrica**; en ese caso puede emplearse cualquiera para calcular las cantidades de producto. Ahora bien, ¿qué sucede si tenemos 120 g de hierro pero 54 g de agua? Obtendremos la misma masa de productos que antes ya que no habrá suficiente cantidad de agua para combinarse con la nueva masa de hierro. Esto puede deducirse a partir del siguiente cálculo teórico:

$$112 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$120 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad x = \frac{120 \text{ g} \cdot 54 \text{ g}}{112 \text{ g}} = 57,9 \text{ g de H}_2\text{O (que no hay)}$$

¿Qué pasa con la masa total de sistema? Al principio hay 174 g. Pero dado que la cantidad de productos está limitada por la cantidad de agua, la masa de productos será de 166 g. Este resultado, que parece contradecir el principio de conservación de la masa, tiene su explicación en el hecho de que, una vez completa la reacción el sistema final estará formado por 160 g de óxido de hierro (III) y 6 g de hidrógeno (166 g de productos) más los 8 gramos de hierro que no se combinaron, ¡174 g en total! (figura 13-13).

Veamos ahora qué sucede si colocamos 100 g de hierro y 54,0 g de agua. El que ahora limita la formación de los productos es el hierro y el agua pasa a ser el reactivo en exceso.

$$112 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad 54 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$100 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad x = \frac{54 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{112 \text{ g}} = 48,2 \text{ g de H}_2\text{O}$$

El exceso de agua es: $54,0 \text{ g} - 48,2 \text{ g} = 5,80 \text{ g}$.

Los cálculos respecto de las masas de los productos obtenidos deben realizarse a partir del reactivo limitante, el hierro. En el caso del óxido de hierro (III):

$$112 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad 160 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

$$100 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad x = \frac{100 \text{ g} \cdot 160 \text{ g}}{112 \text{ g}} = 143 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

Para el hidrógeno:

$$112 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad 6 \text{ g de H}_2$$

$$100 \text{ g de Fe} \quad \text{-----} \quad x = \frac{100 \text{ g} \cdot 6 \text{ g}}{112 \text{ g}} = 5,36 \text{ g de H}_2$$

Como ves, el hierro puede utilizarse tanto para determinar la masa de aquel producto que lo contiene (el óxido) como para el que no (hidrógeno). La única condición para determinar las cantidades de productos es la utilización del reactivo limitante.

Fig.13-12. ▶ En este caso no hay exceso de ninguno de los dos reactivos. Ambos se encuentran en proporciones estequiométricas.

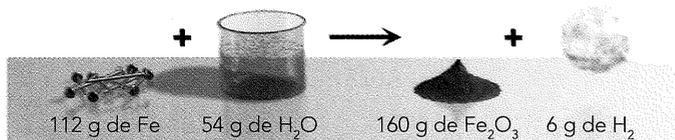
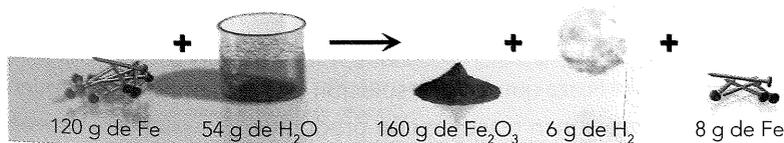


Fig.13-13. ▶ En este caso uno de los reactivos está en exceso pero, como siguen combinándose en proporciones estequiométricas, este exceso aparece al final de la reacción.



Rendimiento de una reacción

De manera equivocada se cree que las reacciones progresan hasta que se consumen en su totalidad los reactivos o al menos el reactivo limitante. En la práctica, por lo general, se obtiene menor cantidad de producto que la que informan los cálculos estequiométricos. La cantidad máxima de producto que puede obtenerse en la reacción a partir de una cantidad conocida de reactivos, según indica la ecuación química, se denomina **cantidad teórica de producto**.

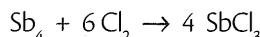
La cantidad efectivamente obtenida de producto en una reacción es la **cantidad real de producto**.

La relación entre la cantidad de producto obtenida y la cantidad teórica de producto esperada, expresada en porcentaje, se denomina **rendimiento de la reacción (R)**.

$$R\% = \frac{\text{Cantidad real de producto}}{\text{Cantidad teórica de producto}} \cdot 100$$

Entre las razones que permiten explicar la diferencia entre el rendimiento real y el teórico cabe mencionar estas tres posibilidades.

- **Reacciones reversibles.** Muchas reacciones son reversibles, de manera que no proceden en su totalidad de izquierda a derecha. En el capítulo 12 estudiamos la síntesis del amoníaco y analizamos los factores que podían modificarse para mejorar el rendimiento.
- **Pérdida de productos por manipulación.** Aun cuando una reacción se complete en un 100%, resulta difícil recuperar todo el producto de la reacción por pérdidas mecánicas durante la manipulación (como sacar toda la crema de un pote). Para ejemplificar esta situación calcularemos el rendimiento de la reacción que tiene lugar cuando 3 g de antimonio se combinan con 2 g de cloro y dan 3,9 g de cloruro de antimonio (SbCl_3), según:



Primero tenemos que saber cuál de los dos reactivos es el limitante. Entonces, y con el dato de la masa molar, calculamos el número de moles (n) de cada reactivo:

$$n \text{ de } \text{Sb}_4 = \frac{\text{masa en la reacción}}{\text{masa molar}} = \frac{3 \text{ g}}{487,2 \text{ g/mol}} = 0,006 \text{ mol}$$

$$n \text{ de } \text{Cl}_2 = \frac{\text{masa en la reacción}}{\text{masa molar}} = \frac{2 \text{ g}}{70,9 \text{ g/mol}} = 0,028 \text{ mol}$$

Luego establecemos la relación estequiométrica:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de } \text{Sb}_4 \text{ ————— } 6 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \\ 0,006 \text{ mol de } \text{Sb}_4 \text{ ————— } x = \frac{0,006 \text{ mol} \cdot 6 \text{ mol}}{1 \text{ mol}} = 0,036 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \end{array}$$

Pero hay 0,028 mol de cloro, por lo tanto este gas es el reactivo limitante y los cálculos referidos a los productos deberán realizarse con él.

Calculamos, entonces, la masa teórica de producto a obtener:

$$\begin{array}{l} 6 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \text{ ————— } 913,2 \text{ g } \text{SbCl}_3 \\ 0,028 \text{ mol de } \text{Cl}_2 \text{ ————— } x = \frac{0,028 \text{ mol} \cdot 913,2 \text{ g}}{6 \text{ mol}} = 4,26 \text{ g de } \text{SbCl}_3 \end{array}$$

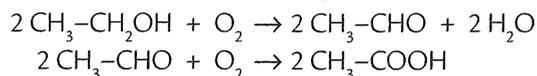
Y, finalmente, aplicamos la fórmula de rendimiento:

$$R\% = \frac{\text{Masa real}}{\text{Masa teórica}} \cdot 100 = \frac{3,9 \text{ g}}{4,26 \text{ g}} \cdot 100 = 91,55\%$$

Fíjate que, en la resolución de problemas, el rendimiento de la reacción se utiliza sólo cuando se relacionan reactivos con productos.

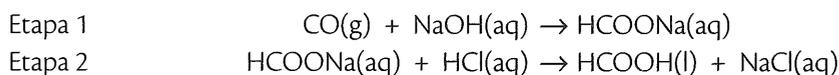
- Reacciones secundarias y mecanismos de reacción.** Los productos obtenidos pueden seguir reaccionando con los reactivos para formar otros productos. A veces el producto buscado es un intermediario y el rendimiento de la reacción disminuye como consecuencia de estas **reacciones secundarias**. Otras veces, el producto deseado se obtiene como consecuencia de la reacción entre el intermediario y uno o más de los reactivos. En estos casos decimos que la reacción ocurre a través de un **mecanismo de reacción**. La oxidación del etanol es un ejemplo de la primera situación, y la obtención industrial del ácido fórmico a partir de monóxido de carbono e hidróxido de sodio, un ejemplo de la segunda (figura 13-14).

Cuando se oxida el etanol para obtener etanal es prácticamente imposible obtener este producto puro ya que algunos moles continúan oxidándose para producir ácido etanoico o acético. Las ecuaciones involucradas son:



Aunque la reacción es mol a mol (es decir, cada vez que se consume un mol de etanol se forma un mol de etanal), la cantidad de etanal obtenida al finalizar la reacción será menor que la esperada, aun cuando el alcohol se haya consumido íntegramente.

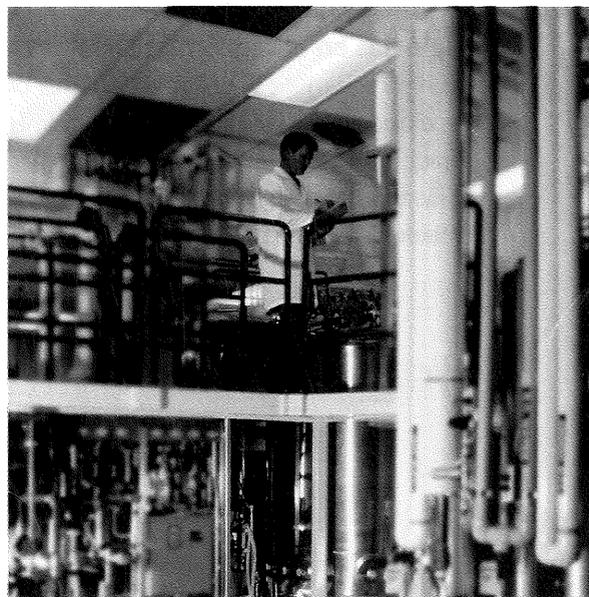
Analicemos ahora la síntesis industrial del ácido fórmico (HCOOH). ¿Se producirá reacción completa cuando se combinen cuatro moles de monóxido de carbono (CO) con cantidad suficiente de hidróxido de sodio (NaOH) y ácido clorhídrico (HCl)? La reacción transcurre a 200 °C y 8 atm de presión y en estas condiciones se obtienen tres moles de ácido fórmico, al cabo de dos etapas:



Fijate que, de acuerdo con la cantidad de monóxido de carbono que reaccionó deberían haberse obtenido cuatro moles del ácido. Por consiguiente, el rendimiento de la reacción es del 75%. Podríamos atribuir esta merma del rendimiento a causas inherentes a la naturaleza de los reactivos, por ejemplo la baja solubilidad del monóxido de carbono en agua, a las dificultades que se presentan cuando los reactivos se encuentran en diferentes estados de agregación, etcétera.



- El ácido bromhídrico se combina con el ácido sulfúrico para dar ácido sulfuroso, bromo y agua.**
 - Escribí la ecuación balanceada de la reacción.
 - Calculá el rendimiento de la reacción si 49 g de una solución 98% m/m de ácido sulfúrico reaccionan con un mol de moléculas de ácido bromhídrico y se obtienen 0,44 mol de bromo (buscá las masas atómicas en la tabla periódica).
- En uno de los primeros ejemplos de este capítulo calculamos que un tanque lleno de combustible (40 litros) equivale a 1.344.333,3 kJ de energía. Sin embargo, sólo el 25% de esta energía (química) se convierte en energía útil para hacerlo andar (mecánica). Sabiendo que 1 L de nafta súper cuesta \$ 1,99, calculá el dinero que se desperdicia debido al bajo rendimiento de esa conversión.**



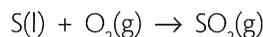
▲ Fig.13-14. En la producción industrial de muchos compuestos químicos a menudo se implementa un mecanismo de reacción.

Un ejemplo práctico: el ácido sulfúrico

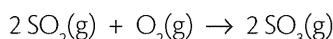
A continuación analizaremos la síntesis del ácido sulfúrico, uno de los principales productos de la industria química. En este relato descubriremos la importancia de la estequiometría.

En la actualidad el ácido sulfúrico se prepara por el denominado **método de contacto**. Su fundamento reside en la oxidación reversible del dióxido de azufre (SO_2) a trióxido de azufre (SO_3) sobre un catalizador sólido, que en un principio fue platino y que hoy suele ser óxido de vanadio (V), V_2O_5 , por razones de economía, entre otras causas (figura 13-15).

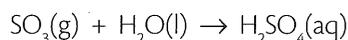
Ahora bien, para producir dióxido de azufre se utiliza azufre obtenido a partir de algún mineral. De acuerdo con el método de obtención su pureza puede alcanzar hasta el 99,85%. La materia prima se introduce en un horno rotativo donde se la calienta hasta una temperatura de 119°C y se transporta a través de cañerías aisladas hasta un horno (o cámara de combustión) en el cual se ha hecho vacío. El azufre se inyecta junto con aire en exceso y se obtiene dióxido de azufre con un rendimiento elevado, según:



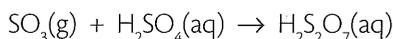
La obtención de trióxido de azufre, en cambio, se logra con una reacción reversible que se lleva a cabo en un convertidor catalítico de cuatro etapas. Como ya dijimos, el catalizador es óxido de vanadio (V), la temperatura de trabajo aproximadamente de 400°C y la presión de 1,12 atm. Debido a que la reacción es exotérmica los gases deben enfriarse en cada etapa. Para ello se los hace pasar por un intercambiador de calor que evita la fusión del catalizador (sinterización). El rendimiento de esta reacción es del 88%.



Finalmente, para transformar el trióxido de azufre en ácido sulfúrico se puede hacer reaccionar este gas con agua, según:

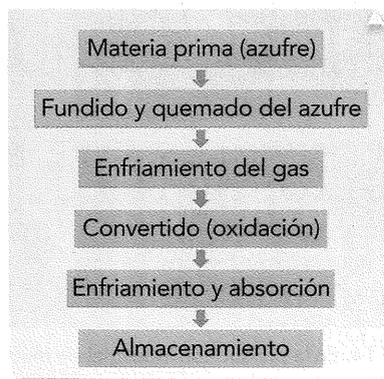


Pero esta reacción es fuertemente exotérmica. Por eso se prefiere absorber el trióxido en solución acuosa concentrada de ácido sulfúrico. El producto obtenido se conoce como oleum o "ácido sulfúrico fumante". El rendimiento de la reacción (llamada en este caso conversión) es del 98%.

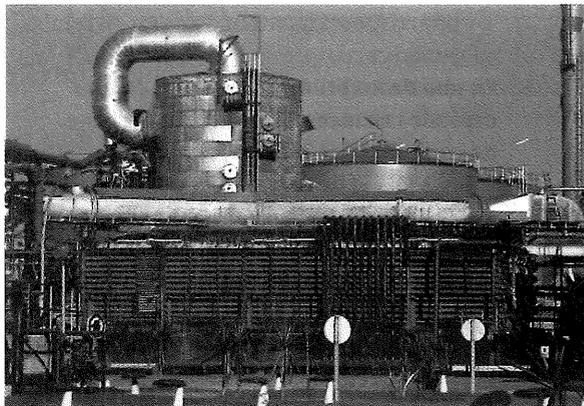


Mejorías en el rendimiento

A partir de 1963 se desarrolló el primer proceso de **doble absorción** en gran escala. En este proceso el gas dióxido de azufre, que ha sido parcialmente convertido en trióxido por medio del catalizador, es refrigerado y pasa a través del ácido sulfúrico para eliminar trióxido recalentado. De esta manera la conversión se incrementa desde el 98% hasta el 99,5-99,8%. Esta mejoría del rendimiento reduce en forma notable la emisión de dióxido de azufre a la atmósfera (figura 13-16).



▲ Fig.13-15. Diagrama de flujo del método de contacto.



▲ Fig.13-16. Planta de ácido sulfúrico.

Un problema integrador

En una planta experimental se fabrican 40.000 toneladas ($4 \cdot 10^{10}$ g) anuales de solución acuosa de ácido sulfúrico al 98 % m/m. Se trabaja con un exceso de oxígeno del 120%. Un auxiliar de planta debe calcular para una hora de producción:

- la masa de mineral de azufre al 99,85% m/m;
- el volumen de aire a 25 °C y 1,12 atm;

¿Cómo resuelve estos cálculos?

- Primero tenemos que saber cuántas toneladas de ácido sulfúrico deben producirse en una hora: 4,566 toneladas.

Para fabricar 4,566 toneladas por hora de solución de ácido al 98% m/m se debe producir:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ t de solución} \text{ ————— } 98 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \\ 4,566 \text{ t de solución} \text{ ————— } x = \frac{98 \text{ t} \cdot 4,566 \text{ t}}{100 \text{ t}} = 4,475 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \end{array}$$

Dado que la reacción tiene un rendimiento global del 88% entonces:

$$\text{Masa real} = \frac{\text{Masa teórica}}{0,88} = \frac{4,475 \text{ t}}{0,88} = 5,085 \text{ t de H}_2\text{SO}_4$$

La masa de azufre será de:

$$\begin{array}{l} 98 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 32 \text{ t de S} \\ 5,085 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } x = \frac{5,085 \text{ t} \cdot 32 \text{ t}}{98 \text{ t}} = 1,660 \text{ t de S} \end{array}$$

Y la masa de mineral, considerando la pureza:

$$m = \frac{1,660 \text{ t}}{0,9985 \text{ t/t}} = \mathbf{1,662 \text{ t de mineral}}$$

- Se calculan moles de oxígeno necesarios:

$$\begin{array}{l} 98 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 2 \cdot 10^6 \text{ mol de O}_2 \\ 5,085 \text{ t de H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } x = \frac{5,085 \text{ t} \cdot 2 \cdot 10^6 \text{ mol}}{98 \text{ t}} = 1,0378 \cdot 10^5 \text{ mol de O}_2 \end{array}$$

Al aplicar la ecuación general de los gases ($P \cdot V = n \cdot R \cdot T$), el volumen será:

$$V = \frac{1,0378 \cdot 10^5 \text{ mol} \cdot 298 \text{ K} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol}}{1,12 \text{ atm}} = 2,264 \cdot 10^6 \text{ L de O}_2$$

Debido a que se trabaja con un exceso del 120% el volumen de O₂ será:

$$V \text{ de O}_2 \text{ en exceso} = \frac{2,264 \cdot 10^6 \text{ L} \cdot 120}{100} = 2,717 \cdot 10^6 \text{ L de O}_2$$

Si en el aire hay un 21% de oxígeno, se requerirá aire:

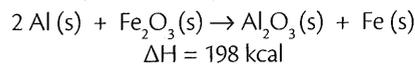
$$\begin{array}{l} 21 \text{ L de O}_2 \text{ ————— } 100 \text{ L de aire} \\ 2,717 \cdot 10^6 \text{ L de O}_2 \text{ ————— } x = \frac{2,717 \cdot 10^6 \text{ L} \cdot 100 \text{ L}}{21 \text{ L}} = \mathbf{1,294 \cdot 10^7 \text{ L de O}_2} \end{array}$$



Aplicación y análisis

6. El azufre se combina con el oxígeno para dar dióxido de azufre.
- Escribí y balanceá la ecuación correspondiente.
 - ¿Qué tipo de reacción es?
 - Si se combinan 1 g de azufre con 1 g de oxígeno, ¿qué masa de dióxido de azufre puede obtenerse?

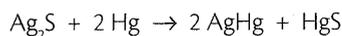
7. El aluminio reduce a muchos óxidos metálicos con gran desprendimiento de calor. Para el encendido se utiliza una mecha formada por una cinta de magnesio, rodeada por una mezcla de polvo de aluminio y peróxido de bario u otro oxidante. La reacción, denominada "reacción de la termita" se puede interpretar de la siguiente manera:



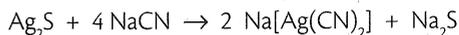
El calor de formación del óxido de aluminio es muy superior al del óxido férrico (puede alcanzarse una temperatura cercana a los 2.500 °C). Esta gran liberación de calor se utiliza para fundir barras de hierro y así soldar los rieles del ferrocarril. La reacción también se emplea para obtener otros metales.

- Calculá la masa de hierro que puede obtenerse cuando se hace reaccionar 1 t de aluminio con la cantidad suficiente de óxido férrico, si la eficiencia térmica es del 92%.
 - ¿Cuánto calor libera la reacción para las mismas condiciones?
8. La plata se recupera de minerales argentíferos en donde se encuentra en porcentajes inferiores al 1%. En mayor proporción puede obtenerse de los fangos o residuos de la refinación del cobre, donde hay sulfuro de plata. Para extraer este mineral, pueden emplearse dos métodos: el de amalgamación o el de cianuración.

Amalgamación:



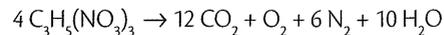
Cianuración:



Si ambos métodos tienen el mismo rendimiento, ¿en cuál de ellos es posible obtener mayor cantidad de plata por g de reactivo agregado?

9. La nitroglicerina es un éster que se obtiene a partir de la reacción de deshidratación entre la glicerina (que es el nombre comercial del 1,2,3-propanotriol) y el ácido nítrico. Se trata de un explosivo muy inestable, cuyo transporte era altamente

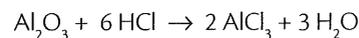
perigoso. Cuando se produce la explosión se liberan los siguientes gases: dióxido de carbono, oxígeno, agua y nitrógeno, según la ecuación:



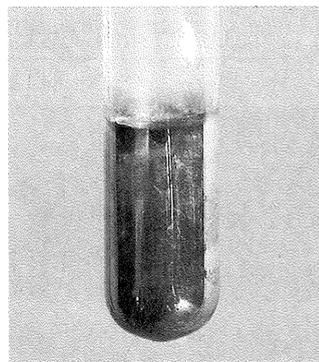
Calculá el volumen de los gases que se liberan a 500 mm Hg y 500 °C cuando explota una masa de 1 kg de nitroglicerina.

10. Antes de las llamadas "naftas verdes" y de los autos con convertidor catalítico, un aditivo que se agregaba a la nafta para mejorar la combustión era el tetraetilo de plomo: $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$. Supongamos que cada litro de nafta contenía 10 g de $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_5)_4$ y se consumían por año 1.106 t de nafta. ¿Qué cantidad de plomo se emitía a la atmósfera durante ese lapso?
Dato: ρ nafta = 0,72 g/ml (promedio).

11. Se hacen reaccionar 120 g de óxido de aluminio (85% de pureza) con 1,2 l de solución de ácido clorhídrico 3,0 M. El rendimiento de la reacción es del 72%.



- ¿Qué reactivo se encuentra en exceso y cuál es la masa del mismo que queda sin reaccionar?
 - ¿Qué masa de AlCl_3 se obtendrá?
12. La reacción de Tollens permite distinguir los aldehídos de las cetonas. Consiste en tratar la muestra con una solución de hidróxido de plata amoniacal; si se trata de un aldehído, se obtiene un espejo de plata, según:
- $$\text{R-COH} + 2 \text{AgOH} \rightarrow \text{R-COOH} + 2 \text{Ag} + \text{H}_2\text{O}$$
- Si reaccionaron 10,74 g de aldehído y se obtuvieron 36 g de Ag con un rendimiento de la reacción del 90%.



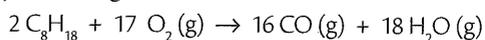
◀ Fig.13-17. Espejo de plata en la reacción de Tollens.

- Calculá la masa molar del aldehído y escribí su fórmula molecular.
- ¿Cuál es la mínima cantidad de AgOH que debe utilizarse para que éste no sea el reactivo limitante?



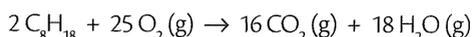
Ésteres: capítulo 8.

13. Cuando la nafta se quema, se forma dióxido de carbono y monóxido de carbono en menor proporción, según:

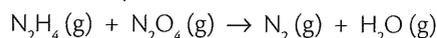


Un auto que tiene problemas en el motor produce 5 g de monóxido de carbono por cada kilómetro recorrido.

- a) ¿Qué porcentaje de nafta se quemó de esta forma?
 b) ¿Cuántos moles de dióxido de carbono se liberan durante el mismo recorrido?



14. La hidrazina (N_2H_4) y el tetróxido de dinitrógeno (N_2O_4) reaccionan violentamente por lo que se utiliza esta reacción como propulsor en cohetes. La ecuación representativa es:

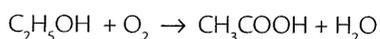


Se hacen reaccionar 32 g de hidracina con 92 g de tetróxido de dinitrógeno en un recipiente de 30 L a 250 °C. Suponiendo un rendimiento del 100%, calculá la presión parcial de cada gas y la presión total dentro del recipiente luego de que la reacción ocurrió.

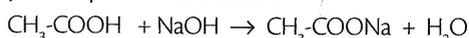
15. Las bebidas alcohólicas suelen almacenarse en botellas oscuras y bien tapadas. De esta manera se evita que el oxígeno atmosférico transforme el alcohol etílico o etanol (CH_3-CH_2OH) contenido en ellas en ácido acético (CH_3-COOH). Este proceso, que comúnmente se conoce como "picado", es una oxidación.

Para determinar el porcentaje de picado de un vino, se toman 5 ml de él, se lo diluye hasta 25 ml y se lo titula con solución de hidróxido de sodio 0,1 M consumiéndose 20,5 ml de ella.

- a) Balanceá la ecuación que representa la oxidación del alcohol.



- b) Ídem para la neutralización.



- c) Calculá el porcentaje de picado de este vino. Datos: ρ (etanol) = 0,79 g/ml; porcentaje de alcohol en el vino no picado 12 % v/v

16. Considerá el siguiente problema:

Cuando se hacen reaccionar 24,3 g de magnesio con 2 l de solución 1,0 M de ácido clorhídrico, se obtienen 76,24 g de cloruro de magnesio e hidrógeno gaseoso. Calculá la pureza del reactivo, el reactivo limitante y el rendimiento de la reacción.

- a) Enumerá los pasos a implementar para resolverlo.

- b) ¿Podrías cambiar el orden de estos pasos? Justificá tu respuesta.

- c) Indicá si las siguientes proposiciones (independientes una de la otra) son verdaderas o falsas. Justificá tus respuestas.

- El rendimiento de la reacción es del 80%.
- El reactivo limitante es el magnesio.
- La pureza del magnesio es del 65%.

Investigación

17. Alfred Nobel nació en Estocolmo en 1833 y murió en San Remo (Italia) en 1896. Investigá cuál fue su principal descubrimiento y cómo llegó a él. Además, averiguá qué hizo con las ganancias que obtuvo gracias a ese descubrimiento.



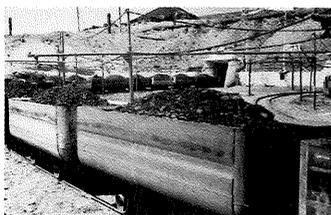
◀ Fig.13-18. Alfred Nobel conmemorado en una moneda.

18. Entre los combustibles fósiles, el carbón es uno de los más utilizados. La clasificación de los carbones se realiza sobre la base del porcentaje de pureza en carbono que presentan estas rocas orgánicas (cuadro 13-3).

El poder calorífico de estos combustibles, es decir su capacidad de producir calor, es directamente proporcional a la pureza en carbono.

Tipo de carbón	Pureza en carbono (%)
Turba	60
Lignito	70-75
Hulla	85
Antracita	90-95

◀ Cuadro 13-3.

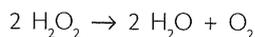


◀ Fig.13-19. Carbón.

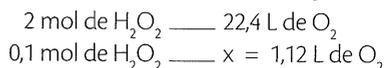
- a) Investigá qué yacimientos de carbón tiene nuestro país (en especial de qué tipo de carbón se trata) y cuál es el poder calorífico del material obtenido.
- b) Buscá datos acerca del consumo anual de carbón (nacional o mundial) y calculá los metros cúbicos de dióxido de carbono que se liberan a la atmósfera. ¿A qué efecto contribuyen?

Trabajo de laboratorio

19. La concentración de las soluciones comerciales de agua oxigenada suele expresarse en volúmenes. Así, una solución de 10 volúmenes es la que produce 10 ml de O₂ por cada 1 ml de solución, según la siguiente reacción espontánea:



En términos estequiométricos, esta ecuación nos indica que dos moles de peróxido de hidrógeno o agua oxigenada producen 22,4 litros de oxígeno medidos en CNPT. Entonces, la concentración de una solución de agua oxigenada será 0,1 M o de 1,12 volúmenes indistintamente, según:



A continuación, y mediante el estudio estequiométrico de la reacción química que ocurre entre el permanganato de potasio (KMnO₄) y peróxido de hidrógeno (H₂O₂), determinaremos la concentración de varias soluciones de agua oxigenada.

Objetivo

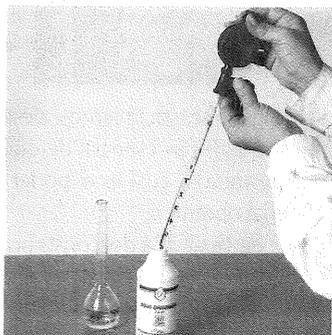
Comparar la concentración de soluciones de agua oxigenada comercial de distintas marcas. Evaluar si se pierde concentración de estas soluciones cuando se dejan destapadas.

Materiales

Un matraz aforado de 100 ml; una pipeta de 10 ml; una pipeta aforada de 50 ml (de lo conseguirse, otra pipeta común); un Erlenmeyer de 250 ml; una bureta de 25 ml; un soporte para bureta; solución de permanganato de potasio 0,1 M; agua oxigenada de 10 volúmenes de diferentes marcas; solución de ácido sulfúrico diluido.

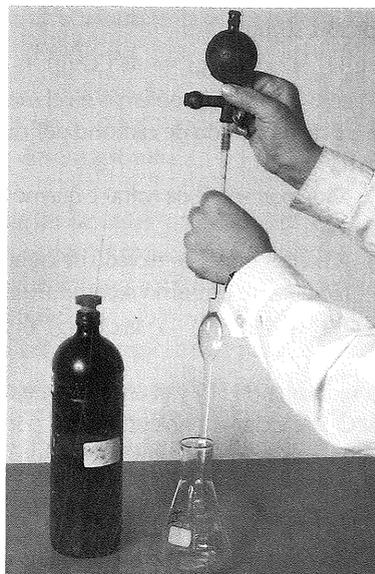
Procedimiento

1.º En un matraz aforado de 100 ml colocá 11,2 ml de un solución comercial de agua oxigenada de 10 volúmenes y llevá hasta el aforo. Tendrás entonces una solución 0,1 M de peróxido de hidrógeno (figura 13-20).



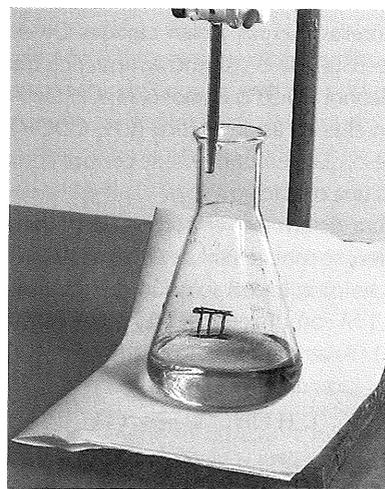
▲ Fig.13-20.

2.º Con una pipeta, tomá 25 ml de esta solución y colocalos en un erlenmeyer junto con 2 ml de ácido sulfúrico diluido (figura 13-21).



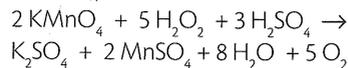
▲ Fig.13-21.

3.º Cargá la bureta de 50 ml con la solución de KMnO₄ y agregá gota a gota sobre la solución de H₂O₂ hasta la aparición de una tenue coloración rosada. Realizaste una titulación. Anotá el volumen gastado (figura 13-22).



▲ Fig.13-22.

4.º Repetí el procedimiento dos veces y obtené el volumen promedio. Con los valores obtenidos determiná el volumen real de oxígeno que se obtuvo y comparalo con el nominal del envase. La ecuación representativa es:



5.º Dejá el frasco de agua oxigenada destapado y volvé a realizar la determinación tres o cuatro días después. Establecé cuánto se descompuso en función de cómo disminuyó la concentración.

6.º Realizó el mismo procedimiento con otras marcas comerciales de agua oxigenada. ¿Existen diferencias entre ellas en cuanto a la concentración?

20. A continuación te proponemos que realices una síntesis de ácido acetilsalicílico (aspirina).

Objetivo

Preparar un compuesto orgánico, el ácido acetilsalicílico, purificarlo y verificar el rendimiento de la reacción

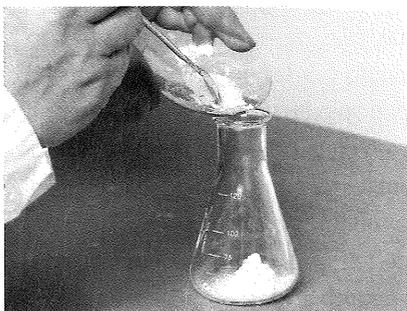
Materiales

Dos erlenmeyers, uno de 100 ml y otro de 250 ml; un mechero de Bunsen; un trípode; una tela metálica; un frasco Kitasato; un embudo común; un embudo Buchner; papel de filtro; varilla de vidrio; balanza; una probeta; pipetas; una cacerolita (para el baño de María); una propipeta; ácido salicílico; anhídrido acético; solución de ácido sulfúrico concentrado; agua destilada fría; acetona.

Procedimiento

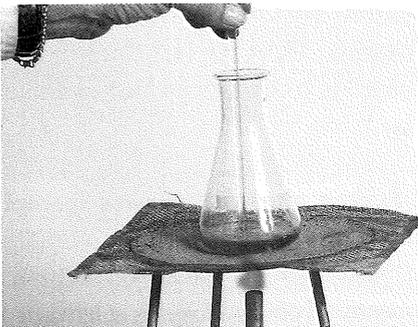
Parte A: preparación

1.º En el erlenmeyer más pequeño colocó: 5 g de ácido salicílico, 10 ml de anhídrido acético y 2 ml de ácido sulfúrico concentrado. Nota: se trabaja con reactivos corrosivos, es necesario tener mucho cuidado y utilizar siempre la propipeta (figura 13-23).



▲ Fig.13-23.

2.º Calentó la mezcla hasta una temperatura de 70-80 °C agitando suavemente la mezcla para lograr que todo el ácido salicílico se disuelva (figura 13-24).



▲ Fig.13-24.

3.º Retirá del fuego y dejar enfriar. Cuando la temperatura de la solución baje hasta 30-40 °C, dentro del matraz se habrá formado una masa sólida de cristales de aspirina.

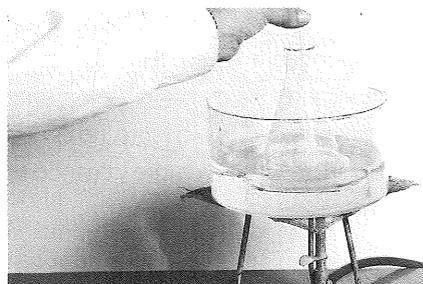
4.º Añadió 50 ml de agua fría; agitó la suspensión y filtró sobre un embudo de Buchner conectado a un Kitasato. Si es necesario, agregó otra pequeña porción de agua para arrastrar todo el sólido.

5.º Secó al aire la muestra de aspirina.

Parte B: purificación

1.º Colocó la aspirina en el erlenmeyer más grande, tratando de que no quede nada en el papel de filtro.

2.º Con una pipeta, añadió la menor cantidad posible de acetona caliente para disolver el sólido y calentó la solución a baño maría hasta que alcance su punto de ebullición agitando en forma constante (figura 13-25).



▲ Fig.13-25.

3.º Pesó un nuevo papel de filtro y colocó en el embudo común.

4.º Filtró la solución (ácido acetilsalicílico y acetona) caliente a través del embudo que acabó de preparar.

5.º Secó los cristales en una estufa a 40 °C o en un lugar cálido para eliminar toda el agua presente en la muestra (figura 13-26).



▲ Fig.13-26.

6.º El producto que queda en el papel de filtro es la aspirina. Pesalo.

Análisis y conclusiones:

- Escribí y balanceé la ecuación.
- Calculé el rendimiento considerando que el reactivo limitante es el ácido salicílico.
- ¿Qué función cumple el ácido sulfúrico?

Una pila de soluciones

Hasta no hace mucho tiempo las pilas usadas se consideraban como residuos contaminantes y su recolección como la única alternativa válida para deshacerse de ellas. Hoy algunas cosas han cambiado. La recolección indiscriminada de las pilas ha dejado de ser la mejor alternativa. Entrevistamos al doctor Corti para hablar sobre pilas, sus problemas y sus soluciones.

¿Se fabrican pilas con materiales contaminantes en la Argentina?

En la actualidad no se fabrican pilas en nuestro país. Tanto las pilas comunes como las recargables se importan. Se supone que las pilas de marca que provienen de los países desarrollados responden a las especificaciones de los países fabricantes. Ya no hay pilas comunes y alcalinas con mercurio. Por lo tanto, no es necesario controlarlas. Aclaro: siempre y cuando sean pilas de marca.

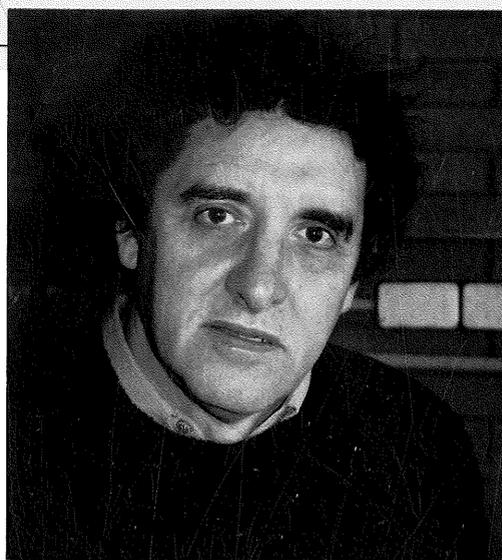
Entonces, ¿es un mito el problema de las pilas como residuos tóxicos?

No. El tema es que, durante muchos años, entraron a la Argentina pilas de baja calidad y de muy bajo precio que duraban diez veces menos que las pilas de marca. Esas sí estaban hechas con tecnología obsoleta y les agregaban mercurio como polarizante. Pero, al avanzar la tecnología, los fabricantes no tuvieron más necesidad de agregarle mercurio y las pilas comunes, en principio, pueden descartarse como residuos sólidos comunes.

Pero ¿continúan existiendo pilas que contaminan el ambiente?

Las que sí contaminan son las de níquel-cadmio, muchas de ellas recargables, y las de plomo. Entre estas últimas están las baterías de los automóviles, que tienen su propio circuito de reciclado.

Las pilas de níquel-cadmio, de tecnología obsoleta, no se han reemplazado totalmente porque cuando se requieren altas densidades de carga



Dr. Horacio Corti

(gran cantidad de energía), todavía siguen siendo las mejores. El problema es que el cadmio es un metal muy contaminante y, en principio, no debería disponerse con los residuos sólidos. Otro problema son las pilas botón, algunas de las cuales siguen teniendo mercurio. Ambos metales, finalmente, contaminan el suelo y llegan a la napas de agua.

Algunos tipos de pilas, ¿se han suplido por otros menos contaminantes?

Las pilas de níquel-cadmio se están reemplazando por las de litio-ion o níquel-hidruro. En principio, las de litio no son muy contaminantes y en el caso del níquel se están analizando los límites de contaminación. Si tenemos en cuenta que a fines de 2005 había quince millones de teléfonos celulares debemos considerar un adelanto importante que las baterías de los teléfonos móviles, que antes eran de níquel-cadmio, fueran progresivamente reemplazadas por las de litio-ion o níquel-hidruro. Además, hay ciertos componentes de las baterías de níquel-cadmio que son reciclados por las empresas de telefonía celular. Por otra parte, muchas de las pilas botón con mercurio se han sustituido por las de litio-ion.

¿Existen alternativas para reemplazar a las pilas actuales?

El futuro es de las pilas de combustible. Posiblemente, en pocos años más el tema de las pilas

y las baterías pase a ser una anécdota porque se van a reemplazar por pilas de combustible alimentadas con alcohol y aire. Es decir, no va a haber necesidad de recargar baterías. No será preciso conectar la batería a la red eléctrica, sino que simplemente se va a cambiar un cartucho de combustible. Esta tecnología está en la etapa de desarrollo y es posible que en dos o tres años se encuentre disponible comercialmente. La ventaja es que no hay metales pesados ni contaminantes y la duración de la batería va a ser mayor que la del equipo que alimenta. Las pilas de combustible tienen pequeñas cantidades de metales nobles (plata, rutenio) pero no se agotan nunca. Mientras les pongamos aire, hidrógeno o alcohol, seguirán funcionando. Cambiaremos nuestro reproductor de MP3 o nuestro teléfono celular por otro modelo, pero la pila de combustible será la misma.

Usted coordinó un proyecto llamado Megapilas 2000. ¿En que consistió?

Fue uno de los proyectos ganadores del Concurso Innovación en Educación 1999 de la Fundación YPF. Participaron varios colegios y el objetivo fue estudiar los hábitos de consumo, impacto ambiental, formas de recolección, disposición y reciclado de los metales de pilas domésticas en la ciudad de Buenos Aires y algunos municipios del Gran Buenos Aires.

Primero se realizó una encuesta sobre tres mil personas, lo cual dio una idea muy detallada de cuáles son los hábitos de consumo y disposi-

ción de las pilas. Luego se hicieron bioensayos, es decir pruebas biológicas para determinar la toxicidad de distintos metales pesados presentes en las pilas. Se concluyó que el orden decreciente de toxicidad era: el mercurio es más contaminante que el cadmio y éste es mucho más contaminante que el níquel. El paso siguiente fue sugerir un método de reciclado de pilas y, finalmente, formular una serie de recomendaciones y sugerencias.

¿Cuál fue el método de reciclado que utilizaron?

Comenzamos a trabajar con un método de reciclado con bacterias mineras (*Thiobacillus thiooxidans*). Estas bacterias obtienen energía para fijar dióxido de carbono atmosférico de la oxidación del azufre y generan un medio ácido propicio para la disolución de metales contenidos en los minerales (por esa razón se llaman mineras) y también en las pilas agotadas, que son muy similares a los minerales.

Nosotros desarrollamos una columna en la que cultivábamos estas bacterias. Triturábamos las pilas de níquel-cadmio y las colocábamos en esa columna. Después de un tiempo las bacterias disolvían los metales. El mecanismo era el siguiente: las bacterias "comían" el azufre que nosotros le agregábamos y generaban ácido sulfúrico. Una vez disueltos, los metales podían separarse por un proceso de electrólisis.

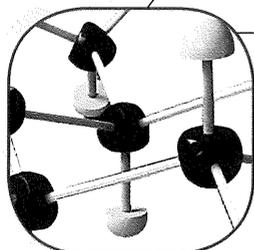
Desde el punto de vista tecnológico habría que optimizar este proceso de recuperación y, a su



▲ Recolección diferencial de pilas para su posterior reciclado.

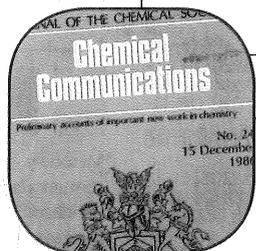


Trabajar con documentos



Leer y escribir química para "hacer" química

Trabajar con las fuentes en química	264
Los tipos de texto	264
Un poco de historia	264
Un idioma común	265



Los artículos científicos de química

Publicación de artículos científicos	266
El <i>paper</i>	266
Otros tipos de artículos	266
¿Cómo podemos trabajar con artículos científicos?	267



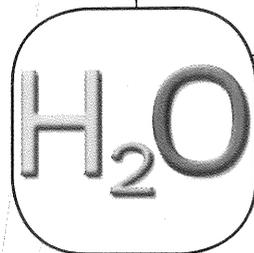
Los libros de química

Diversos tipos de libros de ciencias	268
¿Cómo podemos trabajar con libros de química?	269



Las páginas de Internet

Internet y ciencia	270
¿Cómo podemos trabajar con páginas de Internet?	271
¡A desarrollar el espíritu crítico!	271



Los múltiples "lenguajes" de la química

Lenguajes visuales y abstractos para representar las sustancias y sus cambios	272
Tipos de lenguajes	272
¿Cómo podemos trabajar con los lenguajes visuales en química?	273



Actividades finales

274

Leer y escribir química para "hacer" química

En esta sección te proponemos trabajar sobre algunos textos diseñados para la difusión de la química entre los distintos públicos interesados: algunos de ellos han sido escritos por científicos y científicas en actividad y otros por divulgadores, periodistas o profesores. La idea es utilizar los textos como **fuentes** para aprender algunos contenidos de química (modelos, hipótesis, evidencias, datos, informaciones, experimentos, reglas...) y algo sobre la naturaleza de la química (de qué se ocupa, qué finalidad persigue, cómo se lleva adelante, cuáles son sus métodos, cómo hace para "establecer" conocimientos...). Al trabajar sobre los textos también aprenderemos algo sobre la manera en que se comunican las ciencias: formatos, estilos, autores, destinatarios y referencias, entre otras cosas.

Trabajar con las fuentes en química

A lo largo de este libro habrás visto que se hace referencia a los procesos de **comunicación** durante la investigación en química. El producto de la actividad científica no termina de transformarse en genuino conocimiento científico hasta que no queda escrito, publicado, difundido, examinado, discutido, revisado y "aprobado" a disposición de la comunidad científica y "listo" para ser usado por todos. Un ingrediente esencial de la metodología científica son los procesos necesarios para *hacer saber a los demás lo que vamos conociendo e investigando sobre el mundo natural*.

Los científicos se comunican entre sí mediante numerosos y muy diversos procedimientos en los que utilizan variadas estrategias e instrumentos. Nos interesa conocer algunos de esos instrumentos porque podemos transformarlos en **fuentes de información** para aprender y conocer más de química dentro y fuera de la clase. En esta sección revisaremos algunas formas de comunicación científica y te daremos "pistas" para usarlas, a fin de que puedas profundizar en la aventura de conocer el mundo natural con la "mirada" de la química: la de la **transformación de la materia**.

Los tipos de texto

Cada científico "se inventa" formas propias de dejar registradas las ideas, datos, mediciones, hipótesis, problemas, soluciones, impresiones y conjeturas que le van surgiendo en su trabajo diario; puede usar, por ejemplo, cuadernos de laboratorio, apuntes, dibujos, esquemas, fotos, filmaciones. Sin embargo, *cuando los científicos comunican a sus colegas los productos de su investigación utilizan formatos más o menos estandarizados y aceptados por el conjunto de la comunidad a la que pertenecen*. Llamaremos a esos formatos los **tipos de texto** que se usan para "escribir" en el ámbito de la química.

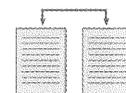
Entre los tipos de texto más usados en la ciencia actual se encuentran el artículo científico, el informe de laboratorio, la comunicación breve a una revista, el informe técnico, la presentación oral en un congreso, el póster, la tesis, la conferencia y el libro. Todos estos tipos de texto se utilizan dentro de la comunidad científica para que la información y las ideas circulen con mayor o menor rapidez y a su vez queden "en depósito", clasificadas para volver a ellas con facilidad o conservadas para las nuevas generaciones. Pero también hay tipos de texto a los que los científicos recurren para "hacer salir" el conocimiento a la sociedad, es decir, para **divulgar** o **popularizar** la ciencia. Las notas periodísticas, las charlas, las páginas de Internet, los documentales de televisión son algunos de ellos.

En las siguientes páginas encontrarás descripciones de algunos tipos de texto científicos y actividades para trabajar sobre ellos, junto con ejemplos y fuentes para conseguirlos.

Un poco de historia

Los tipos de texto científicos *van cambiando a lo largo del tiempo*. En cada época la comunidad científica diseña formas de comunicar (adaptándolas de las herramientas de comunicación de la vida cotidiana, o inventando códigos y canales propios, a veces no exentos de cierto "secretismo"). Los científicos de cada momento de la historia se comunican de acuerdo con los intereses que los guían, con los objetivos que persiguen, con los recursos de los que disponen y también según las expectativas, los valores y las costumbres de las sociedades en las que están inmersos.

En otros tiempos los canales de comunicación entre los científicos eran menos variados: la humanidad contaba con muchas menos **tecnologías de la información y de la comunicación** que en la actualidad: ¡sólo había textos manuscritos e impresos, y la comunicación oral



Método y comunicación científicos: **capítulo 1.**

era posible sólo “cara a cara”, con los interlocutores en un mismo lugar a la misma hora! En esos tiempos –antes del siglo xx– existía mucha más diversidad en los textos, puesto que la ciencia no era aún una actividad profesionalizada e institucionalizada y no había tantas reglas establecidas acerca de cómo comunicar.

En química, por ejemplo, existían muchas formas de representar los cambios y transformaciones de la materia y una gran variedad de símbolos para referirse a las sustancias y a los elementos, lo que dificultaba la comunicación (figuras 1 y 2). Con el tiempo, se eligió un sistema único de símbolos, la **nomenclatura química**. También se desarrollaron formas de representar diversos aspectos de la química que antes no eran contemplados (figura 3).

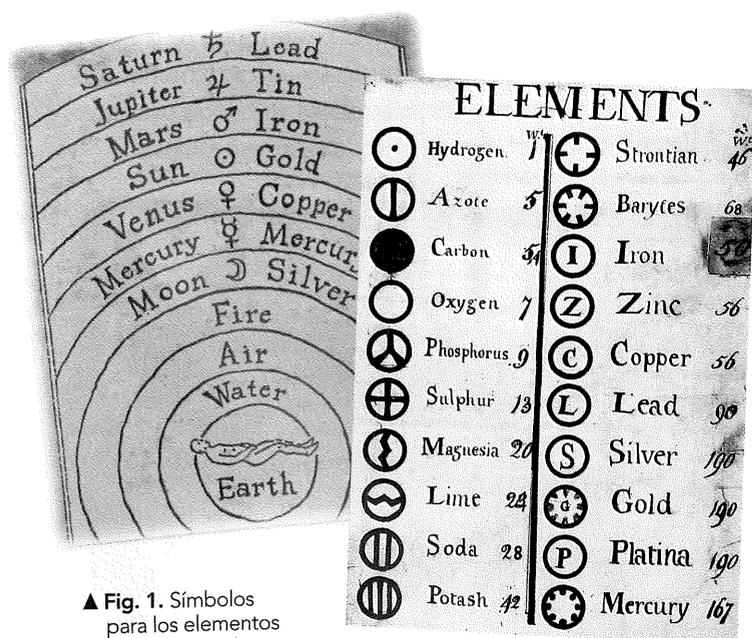
Un idioma común

Los científicos necesitan hacerse entender por sus colegas de todas partes del mundo... ¡y esto plantea una dificultad! Se torna indispensable generar y acordar un lenguaje común, con términos aceptados por toda la comunidad científica, para que quienes reciben un texto científico puedan **decodificarlo**: entender con la mayor precisión posible a qué se está refiriendo su autor. El **lenguaje científico** es un conjunto de términos para nombrar objetos, conceptos, magnitudes, eventos, fenómenos, procesos, abstracciones e ideas de modo

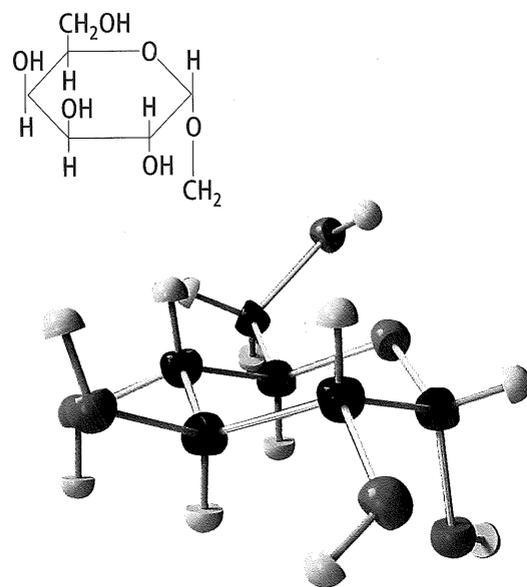
de asegurarse de que toda la comunidad científica está más o menos “hablando de lo mismo” cuando usa esos términos. Junto con los términos se usan otras formas de representación: símbolos, fórmulas, ecuaciones, imágenes, tablas, gráficos... Todas estas herramientas son de gran importancia en la química, como has visto a lo largo del libro.

Además de usar el lenguaje científico, los textos tienen que estar escritos en un idioma más o menos entendible para sus destinatarios, que están repartidos por todo el planeta. Se van dando así procesos espontáneos por los cuales la comunidad científica “elige” una lengua para comunicarse. Esa lengua es seleccionada por su sencillez y plasticidad, por un lado, pero también por cuestiones políticas, económicas y tecnológicas: por ejemplo, la cantidad de hablantes, el volumen y la calidad de la ciencia que se realiza en los países que tienen esa lengua oficial, el alfabeto con que se la escribe.

Desde finales de la Segunda Guerra Mundial *el idioma “internacional” que usan las ciencias naturales es el inglés*. Esto no significa que el resto de los idiomas no se utilicen en la comunicación científica, pero ellos tienen, en general, un alcance mucho más limitado y se reservan para la difusión local o regional de las ideas o para la divulgación de las ciencias en la sociedad.



▲ Fig. 2. Símbolos para nombrar elementos y caracterizar las reacciones ideados por Dalton a fines del siglo xviii.



▲ Fig. 3. Diversas formas de representación molecular vigentes en la actualidad. En este caso una molécula de glucosa.



Los artículos científicos de química

Publicación de artículos científicos

Las revistas científicas son un espacio de comunicación privilegiado para que los científicos expongan sus trabajos y comuniquen a otros sus investigaciones.

Los artículos de investigación publicados en revistas científicas constituyen hoy en día la forma más habitual de comunicación entre los científicos; esos artículos se encuentran disponibles en las bibliotecas o a través de Internet.

El paper

Los artículos científicos "puros" no tienen la forma de los artículos convencionales que estamos acostumbrados a ver en diarios y revistas de gran circulación; en general se los llama con su nombre en inglés, **papers**.

El *paper* es un texto más o menos corto (veinte páginas) destinado a comunicar los resultados parciales de un proceso de investigación, generados por un grupo de científicos en un período acotado de tiempo (cerca de seis meses o un año). Existen diversas clases de papers, según el tema investigado, la forma de investigarlo (teórica, experimental...) y la revista en que se publica; sin embargo, el "formato" de todos ellos es muy similar: está **estandarizado**. Esto quiere decir que hay ciertos elementos (título, resumen, palabras clave, referencias, etc.) que aparecen en todos los artículos.

Otros tipos de artículos

Además de los *papers* hay otros tipos de artículos interesantes para comunicar las ciencias naturales. En primer lugar, existen las **comunicaciones cortas** (en inglés, **letters**), que son artículos mínimos destinados a dar a conocer de inmediato descubrimientos que los autores y revistas consideran de gran relevancia y que no pueden "esperar" todo el proceso usual de revisión que atraviesan los *papers*, de varios meses de duración.

También existen los **artículos de divulgación escritos por científicos** o por especialistas muy cercanos a ellos. Estos trabajos, destinados a un público más amplio que la comunidad científica "cerrada", se publican en revistas dedicadas a la difusión de la actividad científica y usadas, por ejemplo, por profesores y profesoras de ciencias para actualizarse y preparar sus clases.

En otro nivel están los **artículos que aparecen en diarios y revistas de gran audiencia** (los que compramos usualmente en los kioscos). Estos artículos son escritos, en general, por periodistas especializados en la popularización de la ciencia y están destinados a dar a conocer, al público general, avances notables de la ciencia que posiblemente tengan incidencia en la vida cotidiana.

Por último, hay **artículos destinados al público más joven** (niños, niñas y adolescentes), que pretenden explicar, con lenguaje sencillo, ideas provenientes de la ciencia de todas las épocas. Estos artículos utilizan términos cotidianos, imágenes, comparaciones y anécdotas para "acercar" los contenidos científicos a los no especialistas.

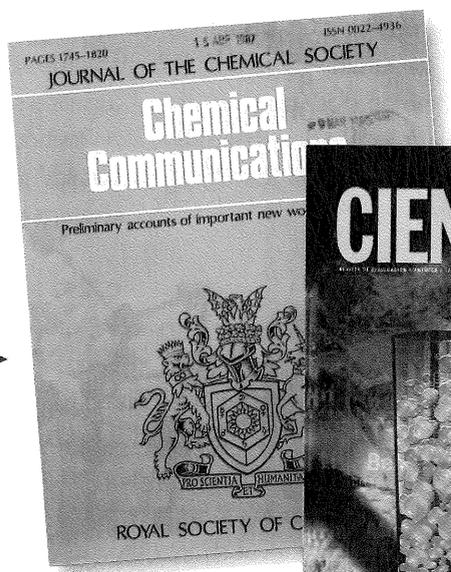


Fig. 4. ▶ La revista científica *Chemical Communications* de la Royal Society of Chemistry publica papers de químicos en actividad.



Fig. 5. ▶ En la revista argentina *Ciencia hoy* se publican artículos de divulgación escritos por químicos profesionales.

◀ Fig. 6. La revista *Muy interesante* se dedica a la popularización de las ciencias en español.

¿Cómo podemos trabajar con artículos científicos?

Te proponemos trabajar sobre artículos científicos de divulgación escritos por científicos, periodistas o popularizadores. Estos artículos no están destinados a la comunidad científica, sino a un público mucho más amplio, y persiguen diversos propósitos: informar, actualizar, debatir, motivar, sorprender, entretener, advertir, etcétera.

Seleccioná un artículo de química que encuentres de tu interés y, sobre él, llevá adelante las siguientes tareas, solo o en grupo.



1. Sobre los autores

- ¿Quiénes firman el artículo?
- ¿Se indica el lugar de trabajo de los autores? ¿En qué país trabajan y para qué tipo de institución (universidad, centro de investigación, institución pública, empresa privada, etcétera)?
- ¿Se dice algo sobre ellos en la revista? ¿Dónde?
- ¿Qué otros datos de los autores pueden extraerse del texto? ¿Hablan en algún momento en primera persona? ¿Cuentan cosas de su vida o de su trabajo?
- ¿De dónde podrías obtener más información sobre los autores? Buscá algunos elementos clave: fecha y lugar de nacimiento, estudios, área de trabajo, otras publicaciones, distinciones recibidas.

2. Sobre la investigación relatada

- ¿De qué se habla en el artículo? ¿Cuáles son el área, la temática, el problema estudiados?
- ¿Estudiaste algo sobre el tema del artículo en la escuela? ¿En qué año? ¿Qué recordás al respecto?
- ¿Aparecen ese mismo tema o algunos temas relacionados con él en este libro? Identificá la sección, el capítulo y la página y justificá por qué decís que ambos textos tratan el mismo contenido de química.
- En el artículo, ¿qué ideas principales se sostienen? ¿Qué información tratan de divulgar los autores?
- ¿Qué clase de investigación se relata en el artículo? ¿Se describen experimentos? ¿Se presentan resultados? ¿Se avanzan conclusiones? ¿Se exponen controversias o debates? ¿Se discuten marcos teóricos? ¿Se hacen hipótesis o predicciones?

3. Sobre el texto

- Para saber rápidamente de qué se trata el

artículo, ¿qué cosas mirarías (el título, el resumen, las palabras clave, las figuras, las tablas, etcétera)?

- ¿Cómo está estructurado el artículo? ¿En qué secciones se divide? ¿Cómo se introduce, desarrolla y cierra el tema?
- ¿Qué te parece la lectura del artículo? ¿Qué nivel de dificultad dirías que tiene para vos?

4. Sobre los textos que acompañan al texto principal o paratextos

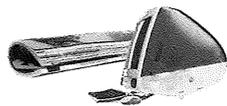
- ¿Qué textos contiene el artículo aparte del texto principal? ¿Cuántos son? ¿Cuánto espacio ocupan?
- ¿De qué tipo son estos textos de acompañamiento (resumen, textos cortos destacados, figuras y fotos, infografías o páginas especiales recuadradas, tablas y gráficos, viñetas o chistes, biografías, testimonios y entrevistas)?

5. Sobre el contexto

- ¿Se mencionan en el texto las consecuencias tecnológicas, sociales, éticas, económicas, entre otras, de los descubrimientos allí examinados?
- Si no se mencionan, ¿en qué fuentes podrías indagar para conocerlos?

6. Para seguir trabajando

- ¿Qué cosas aprendiste a través de la lectura del artículo? ¿Qué cosas no te quedaron muy claras? ¿Dónde podrías seguir leyendo del tema? Intentá rastrear, en Internet y en revistas, otros artículos de la misma temática.
- Comunicá el contenido del artículo a tus compañeros y profesores. ¿Cómo organizarías tu exposición? ¿Qué puntos destacarías? ¿Qué recursos usarías (láminas, fotos, transparencias, programas de presentación como Power Point, etcétera)?



Fuentes para el trabajo:

- Revista *Química Viva*, de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la Universidad de Buenos Aires.
- Revista *Ciencia hoy*, de la Asociación Civil Ciencia Hoy de la Argentina.
- Conicet en los medios*, sitio web del Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas de la Argentina.

Nota: algunos de los artículos de estas revistas están disponibles gratuitamente en Internet.



Los libros de química

Diversos tipos de libros de ciencias

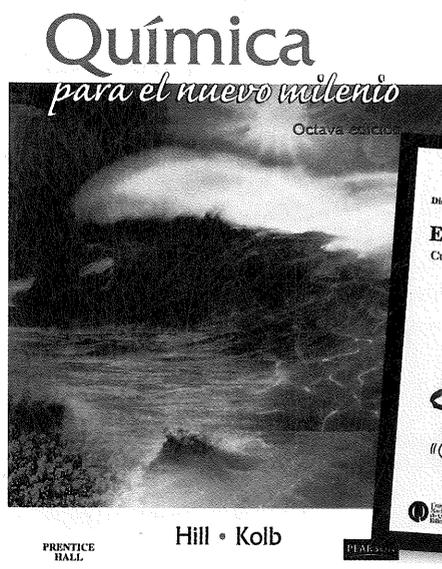
Los libros han desempeñado y siguen desempeñando en nuestros días papeles de gran relevancia en la construcción y en la comunicación de las ciencias naturales desde sus inicios. En otras épocas los libros eran el vehículo principal para el diálogo entre los científicos, junto con las cartas personales (la **correspondencia** entre pensadores, sabios, investigadores o "filósofos naturales"). A partir del siglo XVIII, y sobre todo después de la Segunda Guerra Mundial en el siglo XX, los libros fueron cada vez más desplazados de su lugar de preponderancia por los **artículos**, que constituyen hoy el medio privilegiado para dar a conocer los resultados de la investigación científica a nivel mundial.

Sin embargo, los libros todavía son muy importantes para la hacer "crecer" y "circular" la ciencia. Entre la variedad de libros existente podemos mencionar los siguientes tipos:

- **Libro de texto.** Se trata de un libro enfocado en una disciplina completa (por ejemplo, química) o en alguna subdisciplina (por ejemplo, química orgánica) y destinado a la formación de las nuevas generaciones de científicos a nivel universitario (básico, avanzado y de posgrado). Se parecen bastante a los que usan en los otros niveles del sistema educativo (¡como éste!): incluyen mucha información, definiciones, lecturas, aplicaciones, ejercicios, imágenes, tablas, gráficos, fotos, datos numéricos, nombres de personajes importantes, entre otras cosas.
- **Libro especializado.** Es un texto escrito por uno o varios científicos en el que se exponen resultados y conclusiones de varios años de investigación, se sistematiza un campo de trabajo, se proponen modelos o teorías científicas, o se profundiza en debates y controversias. Según los lectores a los que está dirigido puede tener un estilo científico más o menos especializado y un lenguaje técnico más o menos difícil.
- **Compilación.** Podemos llamar así a un libro que agrupa capítulos de distintos autores y autoras que escriben sobre un mismo tema, aportando diferentes resultados, perspectivas y abordajes teóricos o experimentales. Este tipo de libro siempre tiene uno o más "responsables" (se los llama de distintas maneras: compiladores, editores, directores, coordinadores),

que son quienes proponen el tema de fondo, convocan a los científicos que escribirán en él, corrigen los capítulos y redactan una introducción general.

- **Manual o handbook.** Este es un tipo de libro parecido al anterior, escrito por muchos autores. La diferencia está en que el *handbook* pretende comunicar en forma compacta y sistemática lo que se sabe en un determinado momento acerca de un campo o tema de investigación específico. Así, el *handbook* sirve de referencia para "tener a mano" (de allí su nombre) en forma rápida y sencilla los resultados de la investigación de los últimos años en una o varias líneas de trabajo.
- **Libro de divulgación.** Es un libro destinado al gran público y centrado en una disciplina (en su estado actual o en algún momento de la historia), en algún tema específico (por ejemplo, la "química de la cocina"), o en un descubrimiento particular (las anilinas, los plásticos, la aspirina, los antibióticos, el nailon, etc.).
- **Libro histórico.** Es un texto dedicado a seguir la evolución de la ciencia (en general, o enfocándose en alguna área) y vincularla con los acontecimientos políticos, sociales y culturales que ocurrían a la par.
- **Biografía.** Es la "historia" de un personaje de la ciencia, contada por él mismo (autobiografía), por quienes lo conocieron en persona o por estudiosos de su vida. Puede tener una parte de ficción (se habla entonces de "biografía novelada").



◀ Fig. 8. Tapa de un libro especializado de química.

▼ Fig. 9. Tapa de un libro de divulgación de química.

¿Cómo podemos trabajar con libros de química?

Existe una oferta bastante grande de libros de química en castellano para iniciarte o profundizar en temas específicos, conocer el “detrás de escena” de la investigación o saber de la vida de grandes químicos y químicas de la historia y de sus descubrimientos e invenciones. Te proponemos realizar la siguiente actividad que te ayudará en la selección.



1. Elegir la lectura apropiada

Al elegir un libro para trabajar en clase o en un proyecto extraescolar es importante primero determinar en qué género se incluye (de los mencionados en la página anterior u otros muchos posibles) y averiguar cuáles son sus objetivos, estilo y destinatarios. Estas preguntas pueden ayudarte a tomar decisiones sobre una “buena lectura”:

- ¿Cómo supiste de la existencia del libro? ¿Alguien te lo recomendó? ¿Leíste algún resumen en la prensa o en Internet? ¿Leíste el texto de la contratapa o la introducción?
- El libro ¿apunta a profundizar en un contenido de ciencias específico? ¿Pretende resumir lo que se sabe hoy sobre un determinado tema? ¿Presenta opiniones o toma postura en asuntos debatidos? ¿Cuenta la historia de un campo de investigaciones? ¿Sigue la vida de un personaje? ¿Está estructurado alrededor de preguntas? ¿Tiene capítulos escritos por diferentes autores?
- ¿Qué cosas nuevas podés aprender con la lectura del libro? ¿Complementará los temas vistos en clase? ¿Aportará una perspectiva histórica? ¿Te

presentará a científicos y científicas famosos que contribuyeron al campo?

2. Manos a la obra

Estas recomendaciones te pueden ayudar a disfrutar más de la lectura y a poder compartirla con otros:

- Antes de iniciar la lectura sacale al libro toda la información posible: revisá los textos que te dan pistas (índice, contratapa, solapas, prólogo, introducción, conclusiones, resúmenes, pies de las figuras).
- Guardá un registro lo más completo posible de lo que ya leíste. Resumí lo que leés, marcá los puntos principales, hacé resúmenes.
- Ensayá diversas formas de comunicar lo leído. A medida que avances en la lectura contá a tus compañeros, profesores y familia lo que entendiste, lo que más te llamó la atención, las dudas que te surgieron.
- Pasá a nuevas lecturas. Buscá más información sobre lo que leíste, sobre los puntos que no te quedaron claros, sobre los temas que estaban poco desarrollados en el libro, sobre los personajes que se mencionan.



Algunos libros de química para trabajar:

Especializados

- Atkins, Peter. *Química general*. Barcelona, Omega, 1999.
- Chang, Raymond. *Química*. México, McGraw Hill, 1992.
- John W. Hill. *Química para el nuevo milenio*, México, Prentice may, 1999.

Libros de divulgación

- Bombara, Paula. *¿Querés saber qué son las proteínas?* Buenos Aires, Eudeba, 2004.
- Golombek, Diego, y Schwarzbaum, Pablo. *El cocinero científico. Cuando la ciencia se mete a la cocina*. Buenos Aires. Siglo XXI, 2004.
- Índigo. *Construyendo con átomos y moléculas*. Buenos Aires, Eudeba, 2006.

Libros históricos

- Asimov, Isaac. *Breve historia de la química*. Madrid, Alianza, 1999.
- Bensaude-Vincent, Bernadette, y Stengers, Isabelle. *Historia de la química*. Madrid, Addison-Wesley, 1997.
- Strathern, Paul. *El sueño de Mendeleiev. De la alquimia a la química*. Madrid, Siglo XXI, 2000.

Biografías

- Pellón González, Inés. *Un químico ilustrado. Lavoisier*. Madrid, Nivola, 2002.
- Román Polo, Pascual. *El profeta del orden químico. Mendeleiev*. Madrid, Nivola, 2002.
- Solsona, Núria. *Mujeres científicas de todos los tiempos*. Madrid, Talasa, 1997.

Internet y ciencia

Las llamadas nuevas tecnologías de la información y la comunicación (TIC) han revolucionado las ciencias naturales en muchísimos aspectos y están permitiendo expandir y “rediseñar” las formas de difundir el conocimiento científico en la actualidad. En particular, la **Internet** civil (desvinculada de sus usos militares desde la década de 1970) y la **Web** o **Red**, en marcha desde los años 1990, han conducido a la construcción de una extensa red de comunicaciones a escala mundial, tanto en el interior de la comunidad científica como entre los científicos y el gran público.

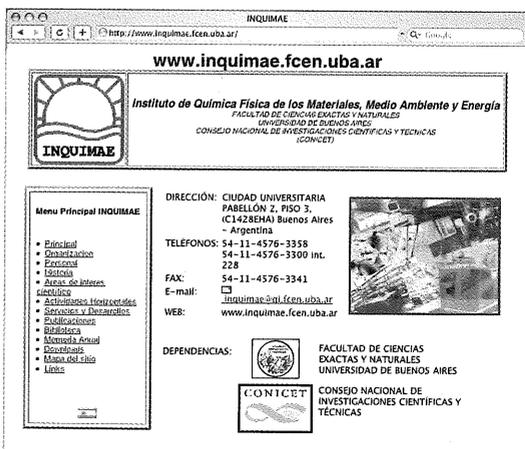
La simplicidad técnica y los bajos costos de la Web han permitido establecer una enorme cantidad de páginas científicas con muy diversos propósitos; por ejemplo, poner a disposición de colegas que están lejos información actualizada sobre las investigaciones. Al mismo tiempo, la posibilidad de ingresar, con el solo hecho de contar con una conexión a Internet, a un número impresionante de páginas de acceso irrestricto y gratuito, “desdibuja” un poco la separación entre los sitios estrictamente dedicados a la comunidad científica y los destinados a otros públicos. Por ejemplo, las páginas web de los grupos de investigación son, en casi todos los casos, de acceso libre; sin embargo, estas páginas tienen en principio poco interés para los “internautas” comunes y

corrientes, a quienes seguramente no les llamará mucho la atención la información que está colgada allí.

En la Web, además de esas páginas de los grupos de investigación, tenemos a nuestra disposición sitios oficiales de instituciones públicas o privadas dedicadas a la ciencia. En la Argentina tenés, por ejemplo:

- **Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas (Conicet).** Se presenta oficialmente como “el principal organismo dedicado a la promoción de la ciencia y la tecnología en la Argentina”. www.conicet.gov.ar
- **Academia Nacional de Ciencias Exactas, Físicas y Naturales.** “Una asociación civil, de carácter científico, (...) cuya finalidad es propender al adelanto, desarrollo y difusión de las ciencias (...) con el objeto de contribuir al progreso de la Nación.” www.ancefn.org.ar
- **Asociación Química Argentina (AQA).** Es el “colegio profesional” para los graduados en química de todo el país. www.aqa.org.ar
- **Instituto de Investigaciones en Ciencia y Tecnología de Materiales (INTEMA).** Un centro de investigaciones dependiente del CONICET y de la Facultad de Ingeniería de la Universidad Nacional de Mar del Plata. <http://www.intema.gov.ar>

Te proponemos que revises un tipo de página web muy común en ciencias: el sitio oficial de un instituto de investigaciones.



▲ Fig. 10. Página de inicio (Home) del INQUIMAE.

- Entrá al sitio del Instituto de Química Física de los Materiales, Medio Ambiente y Energía, INQUIMAE (www.inquimae.fcen.uba.ar), que depende a la vez de la Facultad de Ciencias Exactas y Naturales de la Universidad de Buenos Aires y del Consejo Nacional de Investigaciones Científicas y Técnicas de la Argentina (CONICET). ¿De qué formas podrías llegar a esta página si no supieras la dirección?
- Navegá por los distintos hipervínculos. ¿Qué información hay disponible? En la página recomendada se puede encontrar una nómina del personal, fotos y currículos de los investigadores, proyectos de investigación en curso, referencias a publicaciones, una breve historia de la institución, los servicios que presta a la “comunidad”, un catálogo on line de la biblioteca del Instituto.
- Buscá páginas de otras instituciones científicas y comparálas con la página del INQUIMAE: ¿qué elementos comunes encontrarás?

¿Cómo podemos trabajar con páginas de Internet?

La oferta de sitios de y sobre ciencias naturales en general, y sobre química en particular, que hay actualmente en la Web es inmensa (¿te imaginás cuántos resultados arroja la palabra “chemistry” en *Google*? ¿Y “química”?). Podemos utilizar los recursos electrónicos a nuestro alcance en forma rica y versátil, para comparar y complementar unos con otros, y “sacarles el jugo” según los objetivos que persigamos.



A continuación te hacemos tres propuestas diferentes para que explores la potencialidad de Internet en el aprendizaje de la química en la escuela.

1. Uso de herramientas informáticas para comprender conceptos de química

En la página de Miguel Vaquero, profesor español de física y química, sobre “recursos de enseñanza de las ciencias” (www.deciencias.net) hay una selección muy completa de applets (animaciones) para trabajar conceptos e ideas de química (<http://www.deciencias.net/simulaciones/quimica/index.htm>). Te proponemos que la explores con tu profesor o profesora y tus compañeros.

2. Uso de enciclopedias online para obtener información sobre química y químicos

En la Wikipedia, “enciclopedia libre” colectiva

sobre la Web, hay una página en castellano con los nombres de todos los ganadores del Premio Nobel de Química, desde 1901 hasta 2006 (http://es.wikipedia.org/wiki/Premio_Nobel_de_Química). En la casilla de cada uno de los años hay hipervínculos a las biografías de los galardonados y a breves explicaciones de sus descubrimientos.

3. Uso de páginas de educación, divulgación y recreación química

En la página del portal Experimentar (www.experimentar.gov.ar) encontrarás las aventuras de Max Alcachofa, detective culinario, escritas por el científico argentino Diego Golombek. Max se ve envuelto en tres enigmas policiales (“El caso de los huevos revueltos”, “El caso de las frutas marrones” y “El anillo de la duquesa”) que se resuelven con un poco de química y física.

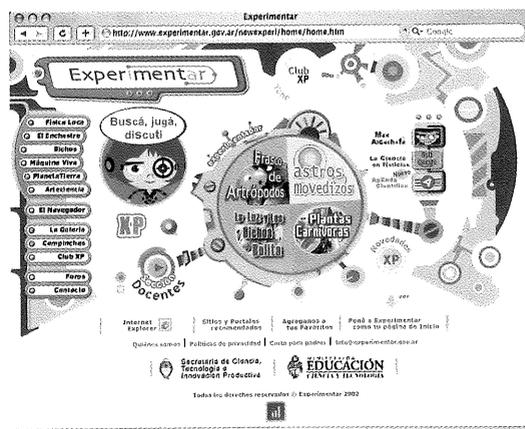
¡A desarrollar el espíritu crítico!

Las posibilidades casi ilimitadas de Internet se transforman, al mismo tiempo, en su mayor peligro: debido a que todo el mundo puede subir y bajar información la calidad de ésta es muy despereja. Es fundamental no creer que todo lo que se encuentra, por el solo hecho de estar “publicado”, es automáticamente “verdadero”. Se trata de desarrollar un espíritu crítico y alerta frente a la información circulante y de establecer criterios para estimar su confiabilidad.



Te proponemos “certificar” la calidad de la información de las páginas web recomendadas aquí o de cualquier otra página sobre química con la que te cruces.

- Tomá una de las biografías de la Wikipedia y comparala con otras biografías del mismo personaje, sacadas de la Web y de libros, revistas y enciclopedias en papel. ¿Cuántas “divergencias” encontrarás?
- ¿En qué tipo de información encontrás esas diferencias (nombres, fechas, datos numéricos)?
- ¿Cuál de todas las fuentes te parece más fiable? ¿Por qué?
- ¿A quién consultarías para salir de la duda? ¿Por qué?



▲ Fig. 11. Página de inicio (Home) de Experimentar.

Los múltiples "lenguajes" de la química

Lenguajes visuales y abstractos para representar las sustancias y sus cambios

La química ocupa un lugar único entre las demás ciencias naturales por la cantidad, la variedad y la versatilidad de los lenguajes que usa para "comunicar" sus descubrimientos e invenciones. A lo largo de este libro te has encontrado con diversos conjuntos de símbolos que tienen sus propias (y a menudo complicadas) reglas de uso, de aplicación y de significación. Has usado **gráficos, tablas** (y, entre ellas, una muy especial, elaborada y abarcadora: la **tabla periódica de los elementos**), **ecuaciones**, diversas **fórmulas** (más o menos "abstractas"), **modelos** moleculares, y muchos otros "artefactos" para guardar y transmitir significados sobre el mundo de las sustancias (figura 8).

Tipos de lenguajes

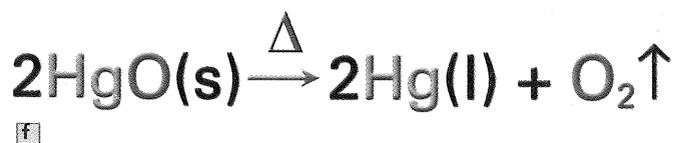
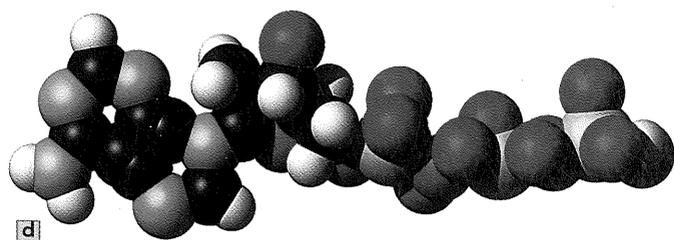
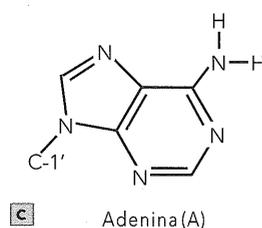
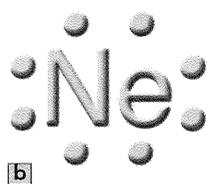
Dentro de los lenguajes de la química podemos establecer una primera gran división entre los lenguajes "visuales" (que son analógicos porque de alguna forma "imitan" el objeto que representan) y los lenguajes "alfanuméricos" abstractos (que son códigos digitales).

Las distintas formas de modelizar los átomos y las moléculas son ejemplos de lenguajes visuales. Este tipo de lenguaje es muy importante en química

porque permite dar idea de la configuración de las moléculas, es decir, de la forma en que los átomos se ubican espacialmente en ellas.

Las fórmulas y ecuaciones químicas constituyen lenguajes simbólicos abstractos a menudo tan elaborados y "compactados" que se vuelven imposibles de leer para quien no es especialista. Como ya sabés, en química se utilizan letras y números convencionales (es decir, sacados del lenguaje natural), junto con otros signos especiales, para "empaquetar" grandes cantidades de información sobre las sustancias (cuántos y cuáles átomos las componen) y sobre los cambios químicos (cuáles son las sustancias de partida, o reactivos, las de llegada, o productos, en qué proporción y condiciones reaccionan, etcétera).

También podríamos hablar de lenguajes "híbridos", en los que se combinan letras y números con otros signos más visuales, que pretenden remitir a entidades como las fórmulas de Lewis, las representaciones de los enlaces químicos o ciertas configuraciones de átomos, como el anillo bencénico de las fórmulas condensadas. En este tipo de representación se incluyen detalles que las fórmulas empíricas dejan de lado, por ejemplo, qué átomos se unen entre sí o qué "forma" toma el conjunto completo.



◀ Fig. 11. Un recorrido por la diversidad de lenguajes de la química.
a, fórmula empírica;
b, fórmula de Lewis;
c, fórmula condensada;
d, modelo molecular de "bolas";
e, modelo molecular computarizado;
f, ecuación química.

¿Cómo podemos trabajar con los lenguajes visuales en química?

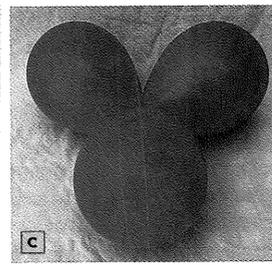
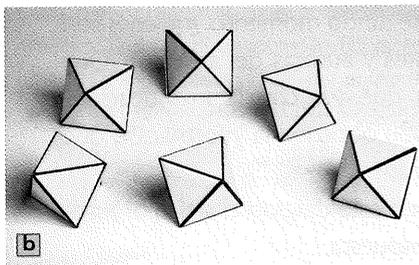
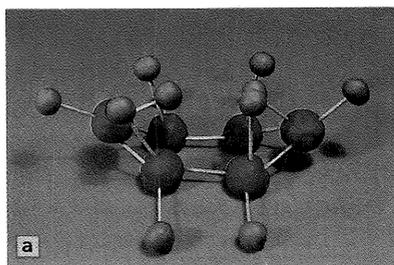
Los lenguajes visuales pueden ser muy variados y presentarse en distintos formatos. Así, tenemos representaciones bidimensionales (imágenes) y tridimensionales (maquetas), y representaciones estáticas (fotos, dibujos, esquemas) y dinámicas (animaciones o simulaciones).

Sin embargo, es importante recordar que todas las representaciones capturan sólo **algunas de las características y propiedades** de lo representado. Siempre hay simplificaciones y alteraciones debidas a que, al representar, te enfocás en determinados aspectos del objeto o fenómeno, intentás hacerlo “entendible” y lo “traducís” a un lenguaje específico, con sus propias limitaciones.



Te proponemos “explorar” las posibilidades de representación de la química mediante la fabricación de diversos modelos con materiales caseros. La figura 12 te muestra ejemplos muy rudimentarios para que tomes como punto de partida.

- 1.º Conseguí **materiales** de descarte que te puedan servir para trabajar sobre lo que aprendiste en química (corcho, lata, telgopor, gomaespuma, plástico, vidrio, papel, cartón, alambre, gelatina, miga de pan, cuentas de collar).
- 2.º Con toda la clase, armá una **caja de herramientas** para trabajar con esos materiales (adhesivo, cinta, aguja, hilo, tijeras, plastilina, masilla, chinchas).
- 3.º Elegí el **objeto científico** que querés representar: un átomo, una molécula, un cristal, un polímero, un material, una sustancia, un estado de agregación, etcétera.
- 4.º Buscá la **información de partida** en el libro y en otras fuentes. Esa es la información sobre el objeto científico que vas a tratar de representar a través del modelo visual.
- 5.º Confeccioná un **diseño** preliminar de tu modelo en papel o en la computadora. Planteá qué materiales (cantidades, tamaños, formas) necesitás y con qué reglas cada elemento de tu modelo representará un aspecto del objeto científico. Por ejemplo: ¿se respetará el tamaño real o usarás una escala? ¿Darás algún significado a los colores y texturas de los materiales que uses? ¿Habrá materiales “auxiliares” que no representen nada y que sólo sirvan para sostener o conectar?
- 6.º Poné manos a la obra y fabricá el modelo. ¿Qué precauciones hay que tomar para trabajar con los materiales que elegiste?
- 7.º Pedí a tus compañeros y compañeras y tu profesor o profesora que evalúen la calidad de tus reglas. ¿Se puede entender qué aspectos del objeto quisiste representar? A partir de las aportaciones que te hagan podés hacer ajustes al modelo.
- 8.º Tratá ahora de representar un evento o proceso (fenómeno científico) en el cual participe el modelo que acabás de realizar (por ejemplo: una reacción química, una disolución, una desintegración radiactiva). ¿Qué materiales y qué reglas tenés que agregar para dar idea de movimiento, de tiempo, de energía, de radiación?
- 9.º Ahora mejorá tus representaciones visuales complementándolas con otros lenguajes químicos (etiquetas con nombres, símbolos químicos, gráficos complementarios, simulaciones de computadora, indicación de la escala usada). ¿Cuáles son las principales limitaciones de tu modelo?



▲ **Fig. 12.** Ejemplos sencillos de modelos para que puedas trabajar a partir de ellos.
a, molécula confeccionada con palillos y bolitas de plastilina;
b, cristales hechos con papel;
c, enlaces químicos representados con globos.

Te proponemos dos proyectos para llevar a cabo en grupo con tus compañeros y compañeras. El primer proyecto se denomina **"Seguir la pista"** y tiene por objeto, precisamente, analizar una noticia científica desde sus inicios hasta que llega al gran público. En el segundo, llamado **"Narración científica"**, trabajarás sobre una narración transformándola en otro tipo de texto.

Proyecto 1: Seguir la pista

- La investigación química se comunica a los "pares"

Texto: Siracusano, G. *Polvos y colores en la pintura barroca andina*. Nuevas aproximaciones. Actas del III Congreso Internacional del Barroco Americano, 2001. En línea, <http://www.upo.es/depa/webdhuma/areas/arte/actas/3cibi/documentos/034f.pdf>

 - En este primer momento, ¿quiénes son los autores y autoras del artículo? ¿Qué tuvo que ver cada uno de ellos con la investigación?
 - ¿A quiénes está dirigido el artículo? Justificá tu respuesta.
 - ¿En qué medio apareció (libro, revista, acta de congreso, página web)? ¿En qué idioma?
 - ¿Cómo es el lenguaje del artículo? ¿Por qué te parece que es así?
- La investigación química se divulga "de primera mano"

Texto: Seldes, A., Burucúa, J.E., y Jáuregui, A. *Experiencias barrocas con pigmentos en el Finisterre americano*. Ciencia hoy, 5 (35), 1996. En línea, <http://www.cienciahoy.org.ar/hoy35/exper01.htm>

 - En este segundo momento, ¿quiénes son los autores y autoras del artículo? ¿Qué tuvieron que ver con la investigación? ¿De dónde obtienen la información que comunican?
 - ¿A quiénes está dirigido el artículo? Justificá tu respuesta.
 - ¿En qué medio apareció?
 - Marcá algunas diferencias centrales que encuentres con respecto a la fuente original que trabajaste en el punto 1.
- La investigación química se divulga "de segunda mano"

Texto: Gallardo, S. *Lo que refleja el pigmento*. *Química y arte*. Exactamente, 10 (27), 38-41, 2003. En línea, <http://www.fcen.uba.ar/publicac/revexact/exacta27//pag38-t1.htm>

 - En este tercer momento, ¿quiénes son los autores del artículo? ¿De qué profesión son? ¿De dónde y cómo obtienen la información que comunican?
 - ¿A quiénes está dirigido el artículo? Justificá tu respuesta.
 - ¿En qué medio apareció?
 - Marcá algunas diferencias centrales que encuentres con respecto a las fuentes que trabajaste en los puntos 1 y 2.
- La investigación química llega a todos

Fuente: Sagol, C., y Lorenzano, P. *El poder de los colores*. Abordaje interdisciplinario sobre el arte colonial. Entrevista a Gabriela Siracusano. *Educ.ar*, 2006. En línea, <http://weblog.educ.ar/educacion-tics/cuerpoentrevista.php?idEntrev=155>

 - En este caso, ¿quiénes son los autores del artículo? ¿De qué profesión son? ¿De dónde y cómo obtienen la información que comunican?
 - ¿A quiénes está dirigido el artículo? Justificá tu respuesta.
 - ¿En qué medio apareció?
 - Marcá algunas diferencias centrales que encuentres con respecto a las fuentes que trabajaste en los puntos 1, 2 y 3.

Proyecto 2: Narración científica

En este proyecto te proponemos analizar a fondo un texto narrativo sobre temas de química y después crear nuevos textos inspirados en el original.

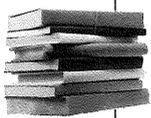
1. Análisis de un texto narrativo

- a) Seleccioná un texto escrito de estructura narrativa y de carácter no científico en el que se hable de temas de química. Puede ser un cuento, una novela, un artículo de diario. ¿Por qué elegiste ese texto? ¿Cómo llegaste a él?
- b) Leélo varias veces, hacé un resumen y una descripción general del texto.
- c) ¿Qué contenidos de química se tratan en el texto? ¿Con qué grado de profundidad y de precisión? Los contenidos, ¿aparecen muy simplificados? ¿Podés detectar errores importantes?
- d) ¿Quién es el autor o autora del texto? ¿Cuál es su profesión y cuál es su vinculación con la ciencia (es científico, periodista, divulgador, estudiante de ciencias, filósofo, escritor profesional)?
- e) ¿A quiénes está dirigido el texto? ¿Es entendible para el público destinatario? ¿Qué

“operaciones” se llevaron a cabo para que los lectores lo puedan comprender y disfrutar? ¿Se usan ejemplos, comparaciones, imágenes?

- f) Inventá una forma de comunicar a los demás (tus compañeros, profesores, padres, vecinos, estudiantes de otros cursos, público general) todo lo que pensaste e hiciste sobre el texto.
- ### 2. Transformación del texto original en un texto de distinto tipo
- a) Elegí un nuevo tipo de texto (video, documental, chiste, cómic, diálogo, obra de teatro, programa de radio, poema...) para pasar el original a este tipo.
 - b) Seleccioná a los destinatarios del nuevo texto que vas a elaborar.
 - c) “Volcá” el texto del tipo original al que elegiste. ¿Qué “operaciones” tenés que realizar para lograr la transformación? ¿Qué dificultades aparecen? ¿Qué elementos del texto original “dejás en el camino”? ¿Qué nuevos elementos introducís?
 - d) Inventá una forma de comunicar a los demás la “cocina” del nuevo texto y el producto que obtuviste.

Recursos para los proyectos



Libros

- Colección “Ciencia que ladra” de Siglo XXI Editores, Argentina. Títulos de divulgación científica escrita por científicos.
- Golombek, D; y De Ambrosio, M. (compiladores) (2006). *Hoy las ciencias adelantan que es una barbaridad*. Buenos Aires: Libros del Rojas. Libro que compila charlas de divulgación dadas en el Centro Cultural Rector Ricardo Rojas de la Universidad de Buenos Aires, Argentina.

Internet

- Página web de la Fundación Konex, Argentina: <http://www.fundacionkonex.com.ar>. En esta página hay biografías de científicos argentinos premiados.
- Página web del Proyecto de Alfabetización Científica del Ministerio de Educación, Ciencia y Tecnología, Argentina: <http://redteleform.me.gov.ar/pac/>. En esta página se presentan ocho libritos con narraciones científicas.
- Página de la “Cienciateca” del doctor Pedro Gómez-Romero, España: www.cienciateca.com. En esta página encontrarás noticias, textos, recursos y un “directorio” muy completo de otros sitios web dedicados a la divulgación científica.

