



Óxidos de hierro.
Pirita FeS_2 , siderita FeCO_3
y hematita Fe_2O_3 .

El mundo de la química

Los compuestos químicos

Como hemos visto, en la naturaleza apenas existen alrededor de 90 elementos químicos. Si ellos permanecieran aislados unos de los otros, sin combinarse, la naturaleza sería bastante monótona ya que tendríamos un número de materiales verdaderamente limitado. Pero por suerte, sabemos que no es así.

Continuamente nuevos compuestos se descubren en su forma natural o se crean de manera artificial en los laboratorios. ¿Cuántos se conocen en la actualidad? Sería temerario decirlo, tal vez se cuenten por centenares de miles, es difícil precisar el número de compuestos conocidos, sin embargo, los que encontramos en la naturaleza o sintetizados son todavía bastante limitados con relación al total que potencialmente podría existir. A estas sustancias las denominamos compuestos por la sencilla razón de estar formadas por elementos en cualquiera de sus formas alotrópicas.



Los compuestos químicos



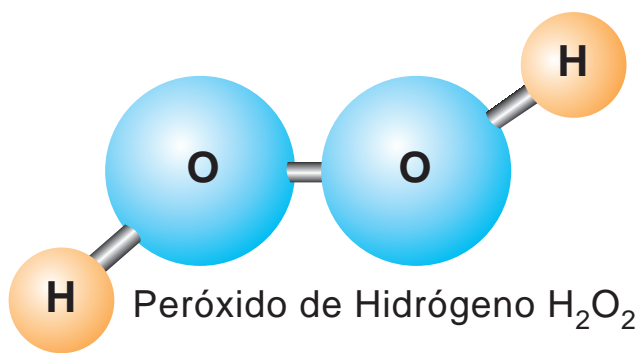
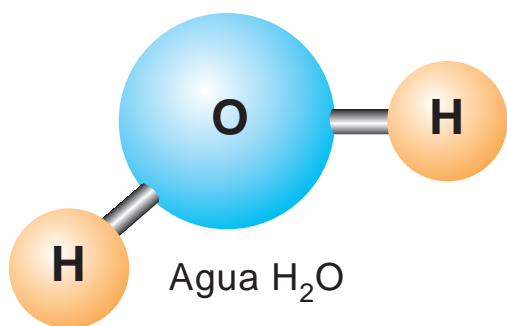
Cada compuesto tiene unas propiedades físicas y químicas definidas que le permiten diferenciarse de los demás. Tales propiedades son, en buena medida, reflejo de su composición elemental. Pero esto no significa que las propiedades de un compuesto sean la simple sumatoria de las propiedades de los elementos que le constituyen. El cloruro de sodio sería un buen ejemplo para desmentirlo. En condiciones ambientales estándar, el sodio (izquierda) es un sólido gris; el cloro (derecha) un gas amarillo-verdoso muy tóxico. Al combinarse ambos producen un sólido blanco, la sal de mesa (centro) por todos conocida.

Por otra parte, dos compuestos pueden estar formados por los mismos elementos pero dependiendo de la proporción en que se encuentren combinados pueden tener propiedades químicas y físicas bien diferentes. Por ejemplo: el agua y el agua oxigenada son sustancias diferentes debido a la proporción en que se encuentran presentes en ellas los elementos que las componen.

Para calmar la sed no tomaríamos agua oxigenada, sustancia muy corrosiva que al intentar ingerirla destrozaría nuestro tracto digestivo, a pesar de que está formada por los elementos hidrógeno y oxígeno al igual que nuestra vital agua.



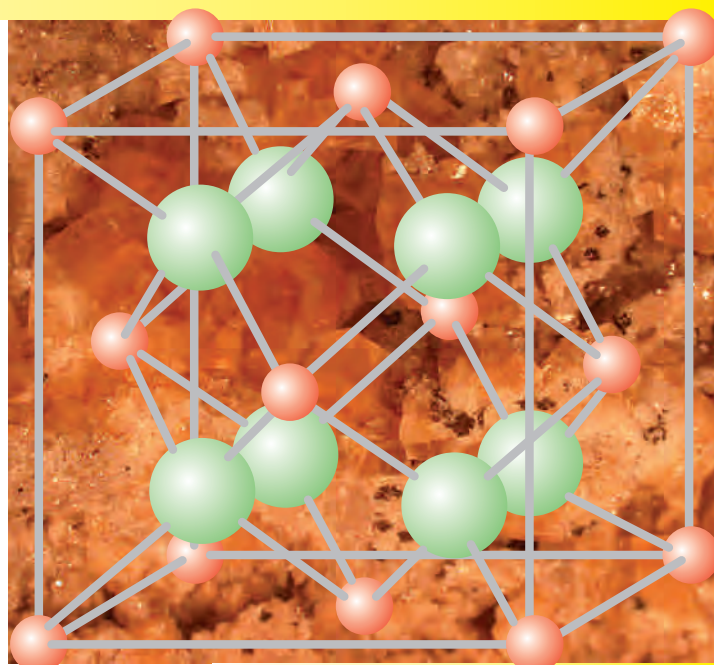
66



Este ejemplo nos conduce a valorar la importancia de la escritura exacta de las llamadas fórmulas de los compuestos. La fórmula del agua es, como prácticamente todo el mundo sabe, H_2O y, en cambio, la del agua oxigenada, cuyo nombre químico formal es peróxido de hidrógeno, es H_2O_2 . Dado que estas fórmulas representan la composición de una molécula del compuesto, por lo que se les conoce como fórmulas moleculares, es posible afirmar que una molécula de agua tiene 2 átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno, mientras que la molécula de peróxido de hidrógeno tiene 2 átomos de hidrógeno y 2 de oxígeno.



Muchos compuestos no se presentan comúnmente en la naturaleza como moléculas aisladas sino más bien en estado sólido, como infinitas redes de átomos ionizados. Se les conoce como compuestos iónicos. Su representación molecular se hace a través de fórmulas empíricas, las cuales constituyen la proporción mínima de números enteros en que se combinan los átomos de los diferentes elementos. Por ejemplo, cuando decimos que la fórmula del fluoruro de calcio (fotografía derecha) es CaF_2 , no estamos pensando en una molécula sino en una red con innumerables iones en la que por cada ión de calcio se encuentran 2 iones de fluoruro. Para los compuestos moleculares en cuya composición se encuentran átomos no del todo ionizados también es posible escribir la fórmula empírica. Es el caso del agua oxigenada cuya fórmula empírica sería HO.







● Fluoruro (F^-)
● Calcio (Ca^{++})

Los nombres de los compuestos

Antes de que existiera la idea de socializar de manera reglamentada los nombres de las sustancias, fue apareciendo un alto número de compuestos con nombres usuales o comunes que se aprendían más por la práctica que por sistematización alguna, razón por la cual el nombre trivial no señalaba ninguna característica del compuesto. Algunos ejemplos de estas sustancias son:

H_2O : agua; NH_3 : amoníaco; CaO : cal viva; CaSO_4 hidratado: yeso. Éstos y muchos nombres de compuestos químicos son aceptados como correctos.

También a nivel industrial existen muchos productos químicos cuyo nombre no corresponde a su composición molecular. Por ejemplo:

	Presentación industrial/compuesto	Fórmula	Nombre sistemático
	Ácido muriático	HCl	Ácido clorhídrico, ya que está disuelto en agua.
	Vinagre	CH_3COOH	Ácido acético
	Sosa cáustica	NaOH	Hidróxido de sodio
	Potasa cáustica	KOH	Hidróxido de potasio

Importante: Es conveniente diferenciar el HCl(ac) que llamamos ácido clorhídrico, del HCl(g) denominado cloruro de hidrógeno, y tener presente que el vinagre blanco es ácido acético diluido.

Denominando compuestos químicos



68

Oxígeno.
Wolff. Artista norteamericano.
<http://www.primordialist.com>

La IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), mediante la comisión encargada de revisar constantemente la **nomenclatura**, casi todos los años presenta modificaciones tratando de perfeccionar reglas para un mejor uso de la **nomenclatura química**. Estas reglas se van integrando gradualmente para facilitar su aceptación a un corto plazo.

Ejemplos

En un compuesto poliatómico, el grupo electronegativo debe nombrarse usando la terminación "**ato**" después de la raíz del átomo central. Los ligandos aparecen terminados en "**o**", señalándose su cantidad con prefijos griegos.

Analicemos el caso de Na_2CO_3 .

Los iones $(\text{CO}_3)^{-2}$ y Na^{+1} que integran al compuesto se nombran "Tri-oxo-carbonato de sodio".

El nombre **carbonato** se deriva del átomo central de **carbono**, y **trioxo** indica la presencia de tres átomos de oxígeno; después de nombrado el anión, señalamos la presencia del sodio.

El nombre de carbonato de sodio continúa siendo aceptado.

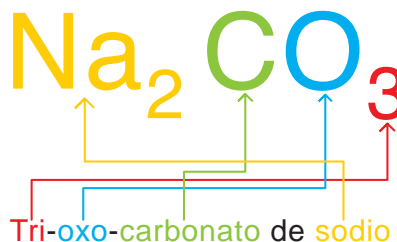
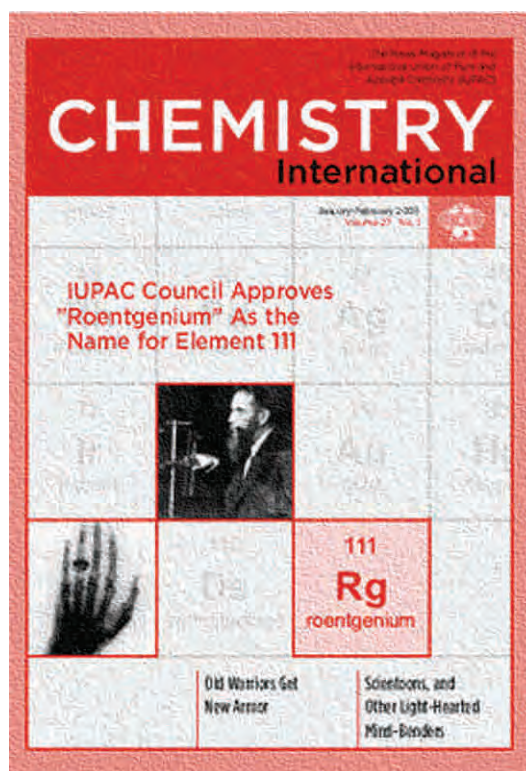
Actualmente existe la tendencia a adoptar un sistema de nombres que permite caracterizar las propiedades de la sustancia con la mayor precisión posible. Para ello se da un **nombre genérico** correspondiente a la familia que agrupe al compuesto según su función química. Posteriormente, se especifica qué elemento presenta determinada función e, incluso, el estado de oxidación de éste, lo cual se logra con un manejo de terminaciones y de prefijos, según se requiera.

Más recientemente la **nomenclatura Stock** reglamenta el uso del nombre genérico (óxido, hidróxido, ácido, etc.), seguido del elemento que pertenece a determinada familia. Con un número romano encerrado entre paréntesis se especifica el estado de oxidación.

Para simplificar la tarea de asignar nombres a los compuestos es prudente agrupar a las familias según su contenido o no de oxígeno.

Con oxígeno: óxidos, hidróxidos, ácidos oxigenados (oxiácidos) y sales oxigenadas (oxisales).

Sin oxígeno: hidruros, hidrácidos y haluros o sales haloideas.



Nombres comunes, triviales o vulgares, ¿cuál es la mejor forma de llamarlos?

Si quisieras tomarte un vaso de agua en un restaurante, ¿pedirías un vaso de monóxido de dihidrógeno? Lo más probable es que no, sobre todo si tienes mucha sed. El mesonero no entendería lo que le estás pidiendo porque utilizas un nombre que ni siquiera los químicos emplean para nombrar el agua. Aunque el nombre formal de este compuesto es fácil de escribir ya aprendidas las reglas del lenguaje de la química, algunas veces tendrás buenas razones para usar nombres comunes. El nombre que uses dependerá de a quién te dirijas.

El nombre químico es monóxido de dihidrógeno porque cada molécula contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.



Si quieres ser una **persona saludable entonces toma 8 vasos de agua al día** $(H_2O)_8$



Encuentra el error

Hace algún tiempo una valla publicitaria hacía énfasis en que para mantenernos sanos debíamos tomar ocho vasos de agua al día. Observa la valla y encuentra el error que allí aparece.

69

Reto

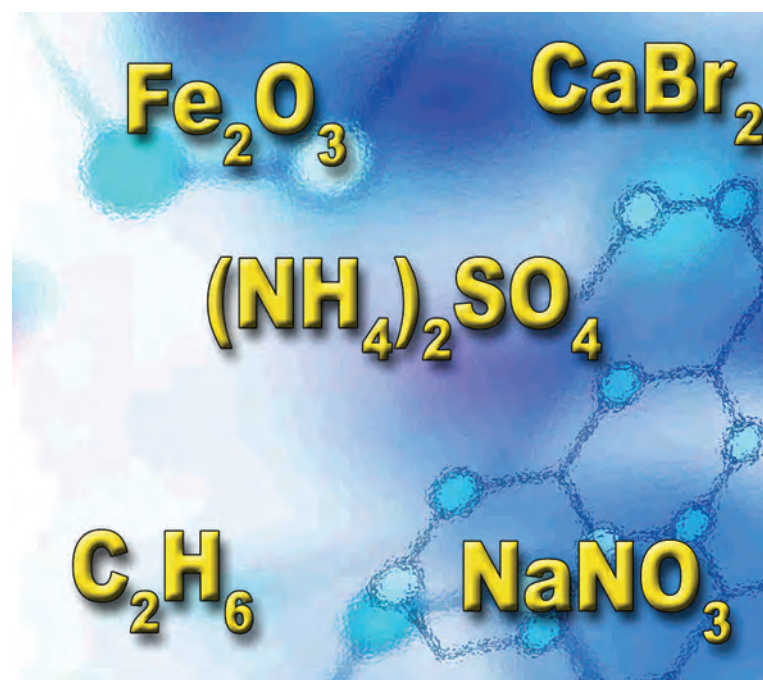
Trata de escribir el nombre de K_2SO_4 . Si llegas a una de las dos respuestas que aparecen a continuación, significa que manejas las herramientas básicas de nomenclatura.

- Tetra oxo sulfato de potasio (IUPAC).
- Sulfato de potasio (lo acepta la IUPAC).

IUPAC: Una organización que supervisa el lenguaje de la química

La Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC) es una organización no gubernamental (ONG) internacional dedicada al avance de la química. Tiene como miembros a las sociedades nacionales de química adscritas a ella. Es la autoridad reconocida en el desarrollo de estándares para la denominación de los compuestos químicos, mediante su Comité Interdivisional de Nomenclatura y Símbolos (Interdivisional Committee of Nomenclature and Symbols). Es miembro del Consejo Internacional para la Ciencia (ICSU).

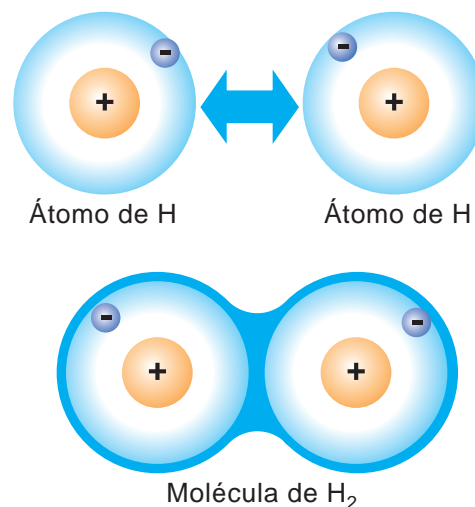
La IUPAC fue fundada en 1919 por químicos industriales y académicos. Durante casi ocho décadas, esta Unión ha promovido un lenguaje mundial en el área de la química para la unificación de su nomenclatura.



¡Juntos y separados! Enlace químico

Enlace (modelo) covalente

Imaginemos dos átomos de hidrógeno que, separados inicialmente por una distancia considerable, comienzan a aproximarse el uno al otro. A medida que disminuye la distancia que los separa, las fuerzas eléctricas de repulsión y de atracción se hacen cada vez más intensas. Las fuerzas de repulsión ocurren entre los dos electrones, por un lado, y entre los dos núcleos, por el otro; mientras que las de atracción ocurren también entre el electrón de cada uno de los átomos y el núcleo del otro y viceversa. ¿Cuál es la distancia límite a la que podrán aproximarse? Se acercarán hasta una distancia promedio a la cual las fuerzas de atracción igualen a las de repulsión. Pero si intentaran acercarse aún más, las fuerzas repulsivas serían mayores y los átomos se apartarían hasta la distancia promedio de máxima estabilidad. De esta forma se habrán combinado estos dos átomos de hidrógeno (H) para formar una molécula que podemos representar mediante la sencilla fórmula H_2 . El modelo que explica esta unión se denomina **modelo de enlace covalente** y la compartición de electrones da lugar a la energía de estabilización que hace posible la formación de la molécula.



Dado que los átomos en una molécula por encima de $0\text{ }^{\circ}\text{K}$ no permanecen estáticos, es decir, se mueven hacia adelante y hacia atrás, la molécula vibra, pero la distancia internuclear promedio es más o menos constante de una molécula a otra y se le conoce como **longitud de enlace**.

70

Si se hiciera un análisis de una bombona de hidrógeno se encontraría que prácticamente todos los átomos prefieren organizarse formando **moléculas de dos átomos**. Cabría preguntarse, ¿por qué no tienden más bien a estar cada uno por su lado como átomos individuales? La respuesta es muy sencilla: el sistema que conforma la molécula es más estable que el de los átomos separados. En otras palabras, los átomos se enlazan buscando construir sistemas más estables, en este caso, moléculas.

Si por el contrario analizáramos una bombona contentiva del gas helio encontraríamos que los átomos se encuentran cada uno por su lado. Si a cada una de estas partículas, por existir de manera individual, separadas una de otra, la denomináramos molécula, deberíamos decir que el helio se presenta en forma de **moléculas monoatómicas**, o sea, formadas por un solo átomo. La pregunta lógica sería, ¿por qué el helio no forma moléculas diatómicas como sí lo hace el hidrógeno? Siendo consistentes con la respuesta anterior tendríamos que aceptar que el átomo de helio es suficientemente estable, por lo que no necesita enlazarse con otro de sus congéneres. ¿Podrías contestar entonces qué tiene el átomo de helio que no tenga el de hidrógeno? Más aún, ¿qué tienen los gases nobles helio, neón, argón, criptón, xenón y radón que no sólo no forman moléculas diatómicas, sino que les cuesta muchísimo enlazarse con los átomos del resto de los elementos, a tal punto de que no fue sino hasta 1962 cuando se pudieron sintetizar los primeros compuestos del xenón y del criptón?

Interesante

En el caso de la molécula de H_2 , la longitud de enlace tiene un valor de 74 pm, donde el símbolo pm corresponde al picómetro, que equivale a 10^{-12} metros. Si lográramos alinear las moléculas una al lado de la otra, ¿cuántas entrarían en 1 milímetro?

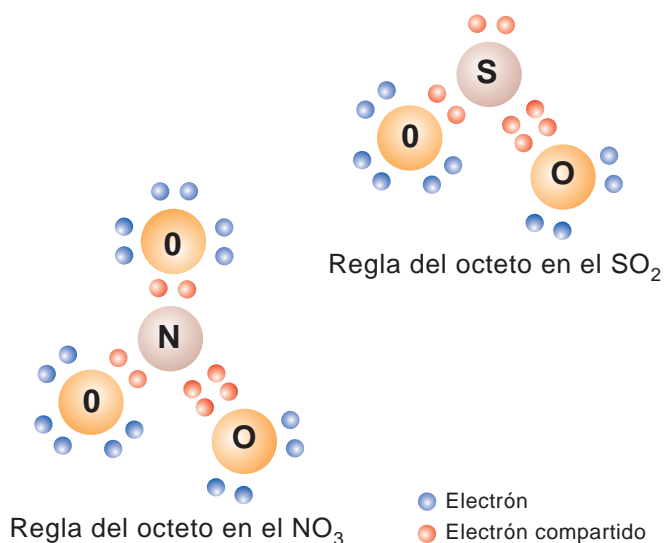
Respuesta: (a) 13 513 moléculas. (b) 0,135 moléculas. (c) $13,513 \times 10^3$ moléculas. (d) 135 135 135,135 moléculas

Gandola de transporte de helio (He)



Tubos lumínicos que usan gases nobles





Para representar estas moléculas se utilizan los denominados **diagramas de Lewis**. Estos diagramas consisten en el símbolo del elemento que representa el núcleo del átomo y los electrones de los niveles internos, rodeados por puntos que simbolizan los electrones del último nivel o capa de valencia.

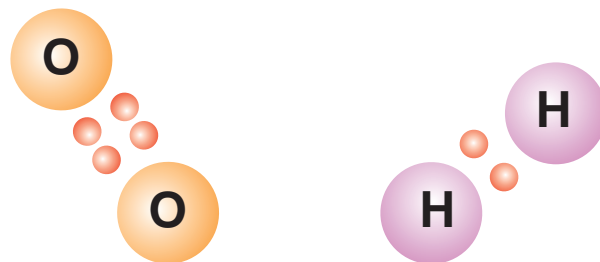
Cuando dos átomos comparten dos y tres pares de electrones se habla de enlace doble y triple respectivamente. Existen, además, casos de moléculas que no cumplen con la regla del octeto por presentar, alrededor de algunos de sus átomos, un número de electrones diferente a 8 en el último nivel.

El comportamiento de los gases nobles condujo, en el lapso 1916-1919, a los químicos norteamericanos G.N. Lewis e I. Langmuir, y al alemán W. Kossel a plantear que esos elementos, los gases nobles, tenían una configuración electrónica que les confería estabilidad y por esa razón no se combinaban con otros, mientras que el resto de los elementos químicos formaban enlaces para tratar de adquirir una configuración electrónica igual a la de los gases nobles. Así, en el caso del hidrógeno, al formar un enlace donde comparten entre los dos núcleos un par de electrones, cada átomo adquiere la configuración del helio (2 electrones) en su última y única capa. Para otros átomos, la tendencia, según la propuesta de Lewis-Langmuir-Kossel, mejor conocida como **teoría de Lewis**, sería enlazarse de tal forma que en su último nivel electrónico tuvieran 8 electrones, como lo indica la distribución electrónica del resto de los gases nobles, a la cual se denominó la **regla del octeto**.



Irving Langmuir, físico químico norteamericano (1881-1957). Premio Nobel de Química 1932.

71



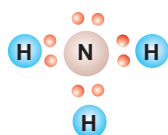
Un poco de historia

Gilbert Newton Lewis nació el 23 de octubre de 1875, en Massachussets, EE.UU. Fue un niño muy precoz pues aprendió a leer a los tres años de edad. Obtuvo sus títulos de licenciatura y doctorado en la Universidad de Harvard, en 1896 y 1899 respectivamente. Fue docente de esta prestigiosa universidad, así como del Instituto Tecnológico de Massachussets (MIT) y, finalmente, de la Universidad de California, en Berkeley, desde 1912 hasta el fin de sus días. De su matrimonio con Mary Hinckley Sheldon nacieron dos hijos varones que con el tiempo serían también profesores de química, además de una hija. En 1916, en su publicación

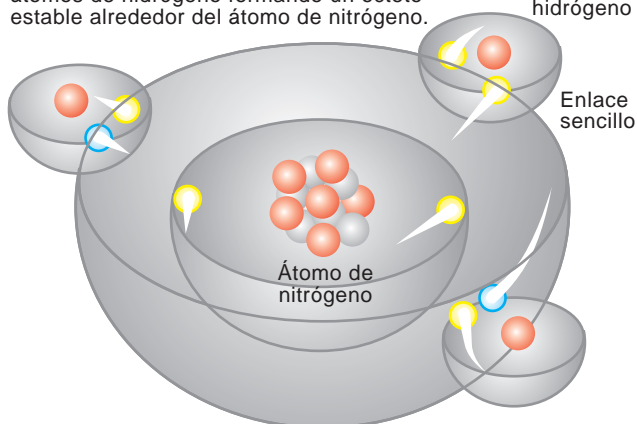
El átomo y la molécula, da a conocer su famosa teoría del enlace covalente, y en 1923 formuló la teoría del par electrónico para explicar las reacciones ácido-base. Durante 25 años determinó las energías libres de varias sustancias, lo que contribuyó a formalizar la termodinámica química. En 1933 fue el primero en obtener agua pesada pura, constituida por el isótopo hidrógeno-2 (deuterio), sustancia que había sido descubierta por Harold Urey, uno de sus más aventajados estudiantes. El 23 de marzo de 1946, a la edad de 70 años, Gilbert Newton Lewis murió de un ataque al corazón mientras trabajaba en su laboratorio en Berkeley. Recibió muchos reconocimientos y honores a lo largo de su carrera científica, pero nunca le fue otorgado el Premio Nobel que, según muchos, tanto mereció.

Enlaces covalentes

Los enlaces químicos donde se comparten, genéricamente hablando, pares de electrones se denominan enlaces covalentes. Para que se forme este tipo de enlace es condición que los dos átomos participantes tengan una tendencia similar a ganar electrones (electronegatividad parecida). Sin embargo, no es lo mismo que la molécula esté formada por dos átomos idénticos, como es el caso de las moléculas de O_2 , N_2 y Cl_2 , a que lo esté por átomos diferentes como ocurre en el enlace del cloruro de hidrógeno (HCl) o del amoníaco NH_3 . Cuando los átomos pertenecen a un mismo elemento, la carga electrónica estará uniformemente distribuida a lo largo de la molécula, por lo que decimos que estamos en presencia de enlaces covalentes no polares.

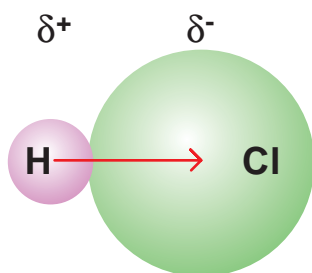


El nitrógeno tiene cinco electrones en su capa orbital externa y se enlaza con tres átomos de hidrógeno formando un octeto estable alrededor del átomo de nitrógeno.



Molécula del amoníaco NH_3

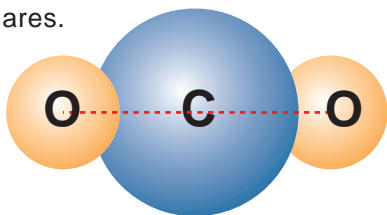
72



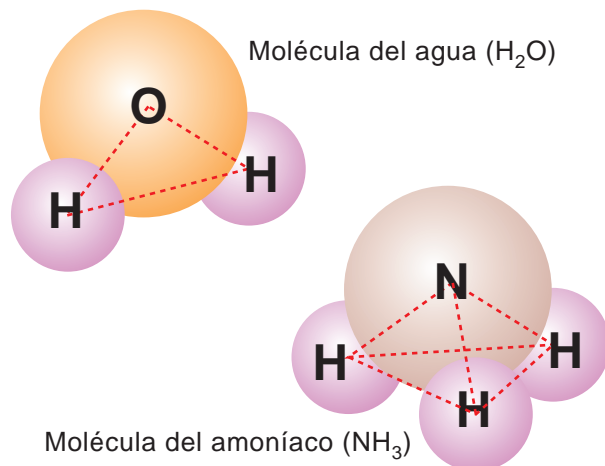
En la molécula de HCl encontramos que el átomo de cloro presenta una electronegatividad de 3,0, la cual es superior a la del hidrógeno que tiene un valor de 2,1, por lo tanto, el par de electrones que participa en el enlace tenderá a estar más cerca del núcleo del cloro que del hidrógeno, creándose una polaridad de carga donde los alrededores del átomo del halógeno se comportan como un polo negativo, mientras que en el entorno del átomo de hidrógeno se crea un polo positivo. Estamos, entonces, frente a un **enlace covalente polar**.

En las moléculas diatómicas lineales la polaridad viene dada por la separación o no de carga que exista en el único enlace que poseen. La polaridad en moléculas más complejas no sólo depende de la polaridad de sus enlaces, sino también de la forma espacial que las moléculas posean.

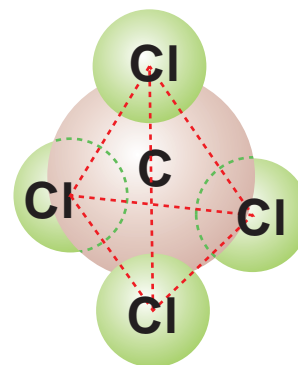
La polaridad de un enlace se mide mediante una magnitud denominada **momento dipolar** (μ), que se expresa en unidades de Debye, y depende de la magnitud de las cargas y de las distancias que las separan (longitud de enlace). Al ser ésta una magnitud vectorial, el momento dipolar total de la molécula será la sumatoria vectorial de los momentos dipolares de los diferentes enlaces. Así, la molécula de agua (H_2O) y la de amoníaco, al tener forma angular y piramidal respectivamente, consideradas todas las contribuciones de polaridad, resultan ser moléculas polares. En cambio, en el CO_2 y en el CCl_4 la forma de sus moléculas, lineal y tetraédrica respectivamente, hace que los vectores se anulen dando como resultado moléculas no polares, a pesar de poseer enlaces polares.



Molécula del dióxido de carbono (CO_2)



Molécula del amoníaco (NH_3)



Molécula del tetracloruro de carbono (CCl_4)