



CUADERNILLO

QUÍMICA

3ro 7ma y 4tos
Esc. Dgo Silva N°46

INTRODUCCIÓN



“Hay una fuerza motriz más poderosa que el vapor, la electricidad y la energía atómica: la voluntad.”

Albert Einstein

Son tal vez, la capacidad de pensar, crear e inventar y preocuparnos por el futuro las características que más nos diferencian a los humanos de otras especies animales.

La civilización ha traído, sin ninguna duda, mejoras en nuestra calidad de vida; la ciencia y la tecnología han puesto el mundo en nuestras manos, acortando los tiempos y las distancias.

Han permitido a los hombres ir sorteando las dificultades que la naturaleza les planteaba, llegando a controlar muchos fenómenos para utilizarlos en su beneficio.

¿Pensaron alguna vez cómo sería nuestra vida sin las aplicaciones de los descubrimientos realizados en el campo de la física y la química? Imaginen por un instante un día sin energía eléctrica, sin pilas, sin bolsas de residuos, sin jabón...

A partir de los descubrimientos hechos por los físicos y los químicos, se han desarrollado un sinnúmero de dispositivos como el láser, la fibra óptica, las microcámaras de video, las computadoras, los teléfonos celulares, etc., que permiten transmitir datos, voces, imágenes y sonidos de un continente hacia otro a través del espacio.

Es posible conservar los alimentos con el uso de máquinas frigoríficas, el agregado de sustancias químicas o la aplicación de procesos físicos como la irradiación, liofilización (eliminación del agua por sublimación) o pasteurización.

Introducción

El conocimiento de la estructura atómica fue fundamental para analizar el comportamiento químico de las sustancias, pudimos entender que nuestros procesos corporales son en su mayoría químicos: al respirar, digerir alimentos, crecer, envejecer, pensar y hasta cuando nos enamoramos nuestro organismo trabaja como un verdadero reactor químico.

Habrán escuchado alguna vez hablar de “la química del amor”: hoy los científicos pueden explicar que en la primera etapa del amor, el enamoramiento, interviene el olfato de los hombres y mujeres sobre las feromonas, sustancias químicas que diferentes animales secretan y que producen modificaciones hormonales relacionadas con la atracción.

Comprendiendo el funcionamiento del organismo humano y la estructura de las moléculas de las sustancias que provocan enfermedades, los químicos fabricaron otras moléculas que las inhiben o destruyen: los medicamentos y vacunas, logrando así mejorar la calidad de vida de las personas y extender la esperanza de vida de la humanidad.

La investigación sobre las propiedades de los elementos ha permitido acceder a materiales biocompatibles usados en el diseño de prótesis y aparatos para reparar miembros, piezas dentales, huesos y articulaciones.

Hoy se aplican los conocimientos de física y química nuclear en el diagnóstico y tratamiento de enfermedades que antes eran mortales; se han desarrollado máquinas capaces de ofrecernos imágenes que permiten conocer el estado y funcionamiento de diversos órganos o sistemas del cuerpo humano. Por ejemplo los resonadores magnéticos, las máquinas de rayos X, tomógrafos y ecógrafos.

En todos nuestros productos de cosmética, vestido y calzado, está presente la química; ya sea en la síntesis de detergentes, jabones, y perfumes, como en la elaboración de fibras sintéticas y procesamiento de fibras naturales, en el curtido de los cueros, la fabricación de cauchos, gomas y plásticos.

Como ejemplos de desarrollos en nuestro país podemos citar que el 2014 nos ha dado la satisfacción de colocar en órbita un satélite para comunicaciones totalmente diseñado en la Argentina. También se han logrado cosas tan dispares como radares, reactores nucleares, semillas que soportan sequías, animales transgénicos, un biocombustible capaz de funcionar a 47 grados bajo cero.

En cada uno de estos logros subyace la retroalimentación entre la creación y la acumulación de conocimientos que se produce por la labor continua de la ciencia básica, y la aplicación tecnológica de estos conocimientos para innovar, mejorar y generar nuevos bienes y servicios.

EL FUTURO Y LOS DESAFÍOS PARA LA FÍSICA Y LA QUÍMICA

La población mundial aumenta en forma progresiva, se estima que dentro de los próximos treinta años habrá unos dos mil millones de personas más sobre el planeta. Todos ellos necesitarán comer, acceder al agua, vestirse, tener una vivienda y cuidar su salud. Existe acuerdo en el mundo científico acerca de que el futuro del planeta corre peligro. Dado el deterioro creciente del ambiente, producto de las actividades humanas, surgió el concepto de **desarrollo sustentable**, entendiendo por este al desarrollo económico y social que posibilita enfrentar las necesidades presentes sin poner en peligro la capacidad de las futuras generaciones para satisfacer sus propias necesidades. No existe un desafío más importante para la humanidad que el de alcanzar una biosfera sustentable. De esta formidable responsabilidad depende nuestra supervivencia.

El agua, los alimentos y el oxígeno son los principales recursos a proteger desde la perspectiva biológica del hombre. Por ejemplo: el agua disponible es la misma desde que se formó el planeta

Tierra, sin embargo la actividad humana ha contaminado e inutilizado numerosos cursos de agua. Dado que es imprescindible para la vida y que cualquier actividad humana requiere de su empleo, debemos encontrar la manera de “limpiar” y purificar el agua para que todos los habitantes del mundo puedan acceder a ella.

Todas las ciencias deberán buscar las maneras de remediar el daño que las actividades humanas han hecho al ambiente. Sea por negligencia, ignorancia, o intereses económicos, todos en mayor o menor medida hemos colaborado en dañar nuestro planeta, y todos debemos involucrarnos en su cuidado y recuperación.

Es necesario tener conocimientos de ciencia para poder participar: oponerse o avalar la instalación de una fábrica, exigir a las autoridades el cumplimiento de su rol, argumentar, elegir un producto o un servicio... En definitiva, ser ciudadanos responsables y comprometidos.



Estructura atómica

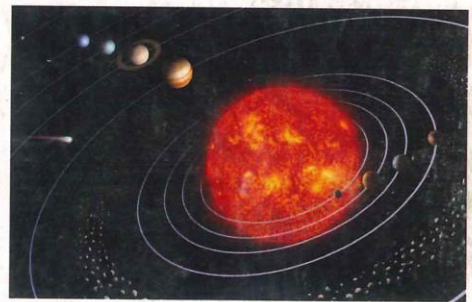
HABLEMOS DE MODELOS

Un **modelo** es una representación material o mental de un fenómeno, un proceso o un objeto. Los modelos se utilizan para explicar una realidad que no se puede observar en forma directa, y son muy útiles para representar cosas muy pequeñas o extremadamente grandes, que se encuentran fuera del rango de nuestra visión.

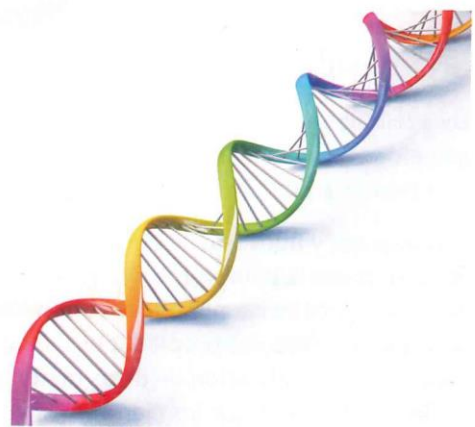
La estructura, la forma, o la composición de sistema solar, de la Tierra, del ADN de una célula, una molécula o un átomo son familiares para nosotros a través de los **modelos escolares** que se utilizan en la enseñanza.

También los científicos utilizan modelos que, aunque son mucho más complejos y requieren para ser interpretados mayores conocimientos sobre el tema en cuestión, les permiten analizar, estudiar e investigar en distintos campos de la ciencia, ya que gracias a ellos pueden imaginar o simular cómo podría ocurrir un fenómeno, explicar un comportamiento o predecir una respuesta.

Los **modelos atómicos** son sin lugar a duda algunos de los modelos más conocidos y utilizados por la ciencia, y constituyen un excelente ejemplo de la forma en que evoluciona y se construye el conocimiento científico, poniendo de relieve sus características de provisorio y perfectible, demostrando también, cómo la colaboración y el intercambio de ideas son el motor que hace que la ciencia avance en forma permanente.



Modelo del sistema solar



Modelo de cadena ADN

Estructura atómica

Vamos a estudiar en forma breve y conceptual el camino por el cual se ha llegado a lo largo de la historia al **modelo atómico actual**, deteniéndonos en las modificaciones que fueron realizándose en los modelos atómicos más importantes.

Ya sabemos que los primeros que se atrevieron a pensar en la discontinuidad de la materia y la existencia de los átomos fueron los griegos en el siglo V a. C.

Fue **Demócrito**, un filósofo y pensador de aquellos tiempos quien propuso la idea de que si un trozo de metal se dividiera en dos partes y luego cada una de ellas en otras dos, y así sucesivamente, se llegaría a un momento en el cual se tendría una partícula tan pequeña que ya no podría dividirse más. A esta partícula imaginaria la llamó átomo (del griego *a toma*: sin división).

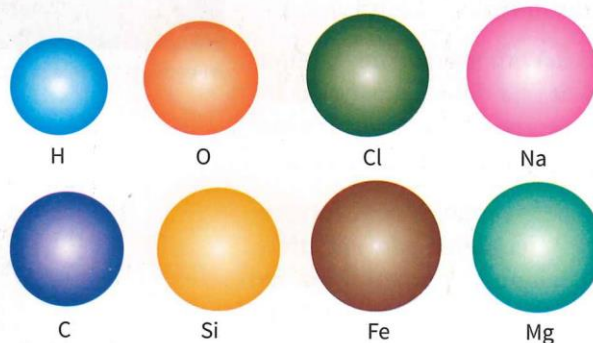
Muchos siglos transcurrieron hasta que en 1808 **John Dalton**, un científico inglés, presentó la primera **teoría atómica** que revolucionó el mundo científico, retomando las viejas ideas de los filósofos griegos.

Dalton postulaba que la materia estaba formada por átomos y que los átomos eran diminutas esferas invisibles; aseguraba también que había tantas clases de átomos como de materiales diferentes.

Consideraba además que los átomos eran indivisibles e indestructibles y que los compuestos químicos se formaban al combinarse átomos distintos.

Aunque este modelo no respondía a la inquietud de cómo estaban constituidos los átomos, resultó valioso por el hecho de volver a pensar y hacer que otros pensarán en la existencia de los átomos.

Con el tiempo, los científicos fueron dándose cuenta de que el átomo no era en realidad una partícula tan sencilla, como lo suponía Dalton.



Los átomos de Dalton: para Dalton los átomos eran esferas indestructibles e indivisibles.

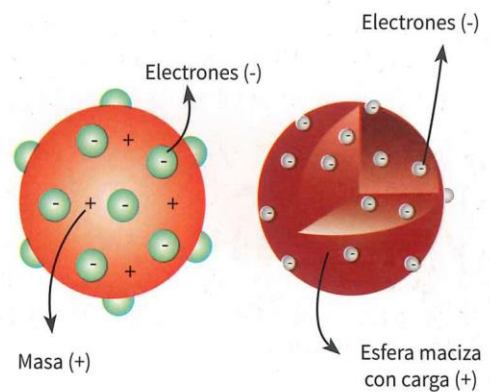
Los avances y nuevos descubrimientos científicos que en esos tiempos se sucedían a ritmo vertiginoso, como la comprobación de la existencia de los electrones, la relación entre electricidad y materia descubierta por **Michael Faraday** en el año 1833, los rayos X descubiertos por **Wilhelm Röntgen** en 1895, las propiedades radiactivas del uranio observadas por **Henri Becquerel** un año más tarde, y la aislación de otros materiales radiactivos que realizó **Marie Curie** posteriormente, hicieron necesario que los científicos pensarán en otros modelos que permitieran explicarlos.

En 1897, el físico británico **Joseph John Thomson** experimentando con rayos catódicos similares a los que había utilizado Röntgen cuando descubrió los rayos X, verificó la existencia de partículas

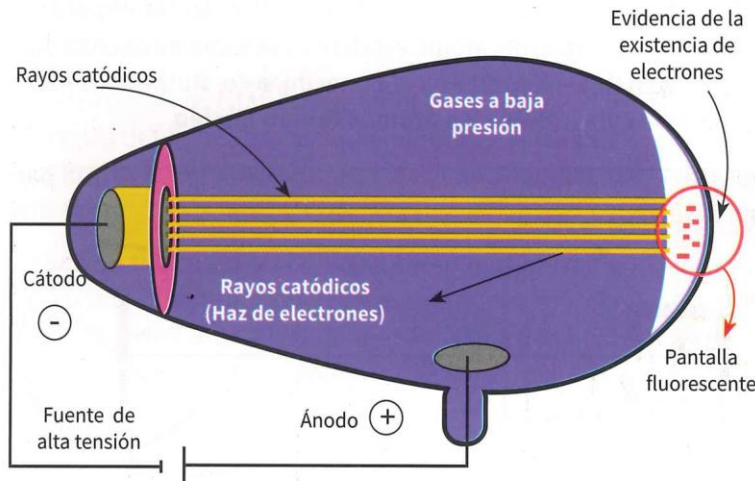
con carga negativa a las que llamó **electrones**. Pensó entonces que era necesario un modelo que hiciera posible justificar la existencia de los electrones, porque las evidencias mostraban que los átomos estaban constituidos por partículas más pequeñas, y no eran ellos mismos (los átomos), la última partícula que constituía la materia.

Imaginó entonces al átomo como una esfera maciza cargada positivamente, en la cual los electrones, de carga negativa, se “incrustaban”, compensando la carga eléctrica.

Esto daba como resultado un átomo neutro, que respondía a los fenómenos observados. Pero algo no era correcto, ya que el modelo de Thomson proponía un átomo estático, es decir, con partículas que no tenían movimiento.



El átomo de Thomson



El tubo de rayos catódicos contiene gases a muy baja presión sometidos a un campo eléctrico. Dentro del tubo, los átomos de los gases pierden sus electrones, estos se mueven en todas las direcciones e impactan contra una pantalla fluorescente colocada en un extremo, dejando evidencias de su existencia.

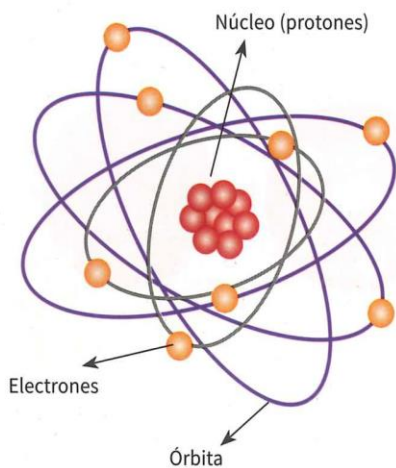
En 1886, **Eugen Goldstein**, un físico alemán que experimentaba en tubos similares a los que utilizaba Thompson, pero con hidrógeno gaseoso, planteó la existencia del protón, como una partícula con carga eléctrica positiva.

Esto inspiró a **Ernest Rutherford**, que en 1911 propuso su modelo atómico revolucionando las ideas de los físicos de la época.

Rutherford trabajaba en experiencias donde hacía incidir un haz de partículas alfa (α) sobre una delgada lámina de oro, buscando demostrar que los átomos se podían dividir en partículas más pequeñas.

Por medio de estos experimentos obtuvo datos muy interesantes con los que llegó a la conclusión de que los átomos no eran compactos, sino que en realidad había muchísimo espacio vacío alrededor de un pequeño núcleo de carga positiva, donde se hallaba concentrada casi la totalidad de la masa del átomo.

El modelo de Rutherford era como un sistema planetario en miniatura, con un núcleo central compuesto por **protones**, partículas de carga positiva, y **electrones** en la periferia, moviéndose en órbitas.



Átomo de Rutherford

En este modelo el tamaño del núcleo era muy pequeño en comparación con el tamaño total del átomo.

El modelo se había planteado sobre bases experimentales sólidas, pero aun así, había importantes contradicciones con la física clásica.

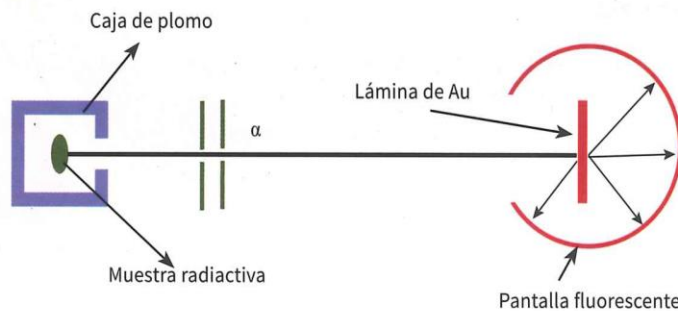
La principal duda con referencia a este modelo se centraba en el hecho de que los electrones giraban alrededor del núcleo, pero a diferencia de los planetas que giran alrededor del Sol, los electrones tienen carga eléctrica, por lo cual, al girar van perdiendo energía cinética por emitir radiación electromagnética. En esta situación los electrones, al perder su energía, tendrían que terminar por “estrellarse” contra el núcleo, cosa que evidentemente no ocurre.

La solución a este problema se encontró un poco más tarde, al estudiar los **espectros atómicos**.

Aunque el modelo con el que se trataba de explicar la constitución del átomo estaba evidentemente equivocado, se había avanzado en el conocimiento, Rutherford había descubierto que **los átomos tenían núcleo**.

Experimento de Rutherford

Los rayos α (alfa), que son partículas positivas, inciden sobre la lámina de oro. La mayoría de ellas atraviesan la lámina sin desviarse, lo que indicaría que atraviesan un espacio vacío. Algunas partículas se desvían, lo que indicaría que pasan cerca del núcleo y son rechazadas por tener la misma carga (positiva). Una partícula cada cien mil rebota, es decir, choca contra una masa compacta (Rutherford supone que es el núcleo).



Radiactividad

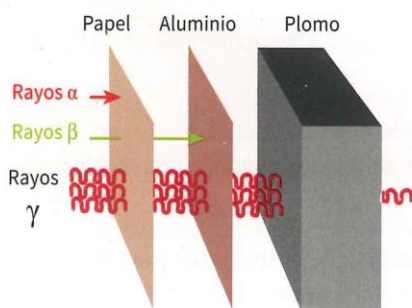
Las sustancias radiactivas emiten radiaciones que pueden ser de tres tipos:

Partículas α (alfa): flujo de núcleos de He, por consiguiente tienen carga positiva, son poco penetrantes y solo atraviesan láminas delgadas de metales.

Partículas β (beta): flujo de electrones, por lo tanto tienen carga negativa y se mueven a gran velocidad.

Partículas o rayos γ (gamma): ondas electromagnéticas de menor longitud de onda que los rayos X, no tienen carga eléctrica pero tienen gran poder de penetración.

Las sustancias radiactivas no emiten las tres radiaciones al mismo tiempo.



Radiactividad: cada tipo de radiación tiene distinta capacidad de penetrar a los materiales.

Los espectros atómicos

La luz blanca que proviene del sol está formada por siete colores (los colores del arco iris). Los distintos colores, que dependen de la longitud de onda de las radiaciones, y corresponden a cantidades distintas de energía, forman bandas al dispersarse, en las cuales los colores van pasando gradualmente de uno a otro, esto se llama **espectro continuo**.

En 1913, un joven discípulo de Rutherford llamado **Niels Bohr** interpretó que los espectros de rayas se debían a la forma en que emitían energía los electrones de los átomos.

Bohr trabajó sobre el modelo de Rutherford perfeccionándolo en base a los principios de la **mecánica cuántica**, una nueva teoría propuesta por **Max Planck** y **Albert Einstein**, que estaba por esos años revolucionando la física clásica.

Bohr propuso que las órbitas eran circulares y tenían energías definidas (no cualquier energía, como suponía Rutherford): a esas órbitas las llamó **niveles de energía**.

Según su teoría los electrones que se encuentran en una órbita estable no absorben ni emiten energía, pero cuando pasan a un nivel de menor energía lo hacen emitiendo la energía excedente. De igual manera, si absorben energía pueden pasar a un nivel energético superior.

Cuando los electrones pasan a un nivel de energía superior (estado excitado), vuelven rápidamente a su estado estable o fundamental, emitiendo energía en forma de radiación electromagnética.

La cantidad de energía que puede emitir o absorber un electrón está “medida” o cuantificada, y esa medida se llama **cuanto**.

Un cuanto es un pequeño “paquete de energía”.

La ecuación fundamental de la mecánica cuántica expresa que la energía absorbida o emitida por un electrón al pasar de un nivel de energía a otro es igual a un cuanto.



Cuando la luz solar atraviesa las gotas de lluvia, que actúan como pequeños prismas, se dispersa formando el arco iris.

¿Sabías qué...?



Gustav Kirchhoff y **Robert Bunsen** (1861), dos científicos alemanes que trabajaban con los espectros que producían distintas sustancias al ser calentadas (los átomos son excitados por el calor), observaron que cada elemento producía un espectro formado por un conjunto de líneas separadas por espacios o zonas oscuras. A estos espectros los llamaron **espectros de rayas**, porque eran **discontinuos**, no había una transición entre una línea y otra.

La formación de espectros de rayas indica que los átomos emiten energía en zonas o valores definidos, característicos para cada elemento.

$$E_2 - E_1 = h \cdot \nu$$

Donde

h : constante de Planck.

ν : frecuencia de la onda luminosa.

$h \cdot \nu$: cuanto de energía.

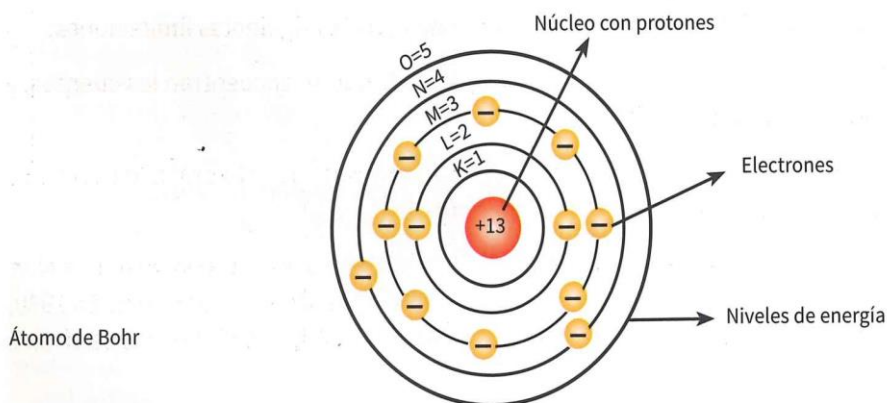
E_2 : energía del electrón en la órbita inicial.

E_1 : energía del electrón en la órbita excitada.

$E_2 - E_1$: diferencia de energía del electrón entre las dos órbitas o niveles.

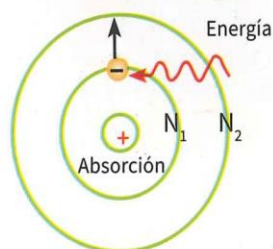
El modelo de Bohr se probó con los átomos de hidrógeno, dando los resultados esperados, pero, fracasaba al intentar explicar lo que ocurría con átomos que tenían muchos electrones; era evidente que este modelo debía ser perfeccionado.

De todas formas, el modelo atómico de Bohr, por su simplicidad y por trabajar en el plano, resulta aún en nuestros días un excelente **modelo escolar** que facilita una primera aproximación a la estructura atómica.

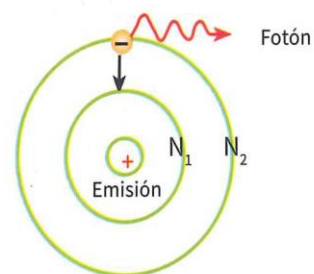


Los niveles de energía se simbolizan con el número cuántico principal: n (de 1 a 7), Bohr los denominó capas electrónicas, y las identificó con letras, de la K hasta la Q.

El electrón "salta" a un nivel de mayor energía



El electrón vuelve al estado fundamental



Los electrones se mueven en niveles definidos de energía, pero si se les aporta energía pueden "saltar" a un nivel superior y cuando vuelven al nivel original emiten la energía que habían absorbido en forma de luz.

LAS CUATRO FUERZAS DE LA NATURALEZA

Interacción gravitatoria: también conocida como fuerza de gravedad, es una interacción de carácter atractivo, generada por todos los cuerpos con masa. Es una fuerza muy importante a grandes distancias, pero a nivel atómico, es la más débil de las cuatro.

Fuerza electromagnética: es la interacción entre partículas con carga eléctrica. Este fenómeno incluye la fuerza electrostática generada entre partículas en reposo y el efecto combinado entre las fuerzas eléctricas y magnéticas que actúan entre cargas que se mueven unas con respecto a otras.

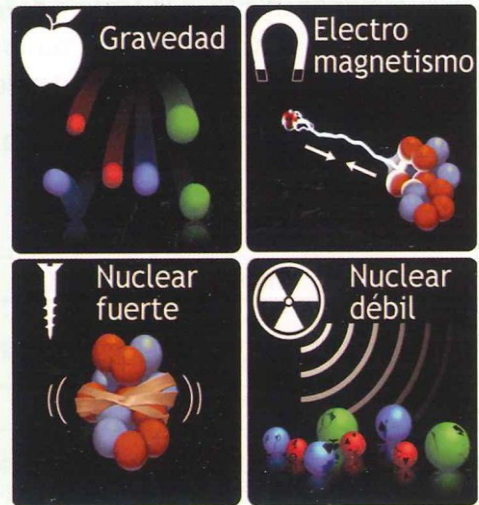
Es una interacción más fuerte que la gravitatoria y tiene carácter de atracción y repulsión.

Fuerza nuclear débil: es una interacción muy compleja que opera a cortas distancias.

No es en realidad una fuerza que una o separe algo, pero es responsable de fenómenos como la desintegración radiactiva y la producción de radiación y energía calórica por el sol en los procesos de fisión nuclear.

Fuerza nuclear fuerte: es una interacción atractiva que opera solamente a cortas distancias.

Es responsable de la estabilidad del núcleo atómico, ya que permite que los protones no se rechacen entre sí.



Vocabulario



• Fisión nuclear

División de un núcleo de un átomo en dos o más núcleos más livianos.

Las fuerzas nucleares

Los protones y neutrones del núcleo se encuentran en un espacio muy reducido y hay una distancia muy pequeña entre ellos. A estas distancias sería muy fuerte la repulsión entre protones por tener todos ellos carga positiva (las cargas eléctricas de igual signo se repelen).

La fuerza que vence esta repulsión y mantiene unidas a todas las partículas del núcleo es la **fuerza nuclear fuerte**, que es una de las cuatro fuerzas de la naturaleza (son llamadas así a las fuerzas de interacción entre partículas fundamentales: interacción gravitatoria, interacción electromagnética, fuerza nuclear débil y fuerza nuclear fuerte).

Pese a esta fuerza, el núcleo atómico puede ser inestable, por eso algunas sustancias se desintegran por radiactividad. Incluso algunos átomos pueden fisionarse naturalmente, para transformarse en otros átomos más pequeños y estables.

MAGNITUDES ATÓMICAS

Número atómico

Es el número de protones que posee el núcleo, se representa con la letra **Z**.

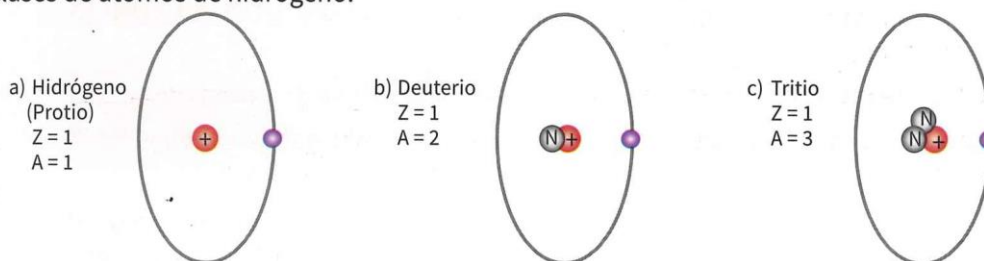
El número de protones del núcleo es igual al número de electrones que están en la zona extranuclear (fuera del núcleo atómico), dado que los átomos son neutros.

$$Z = P^+ = e^-$$

Isótopos

Son los átomos de un mismo elemento que tienen el mismo número de protones y **distinto número de neutrones**, por eso tienen distinto número másico.

Al estudiar en profundidad los átomos de hidrógeno, se descubrió que en realidad existían tres clases de átomos de hidrógeno:



Como los tres átomos tienen un solo protón en su núcleo, los tres tienen número atómico 1 ($Z = 1$), o sea, **los tres son átomos del elemento hidrógeno**.

Sin embargo, tienen diferente número de neutrones, por lo cual tienen diferente número másico (A), por lo tanto, **los tres átomos son isótopos**.

“ Todos los elementos químicos en la naturaleza están formados por una mezcla de varios isótopos, algunos más abundantes que otros. ”

Número másico

Es un concepto relativo por lo tanto se define con respecto a otro tomado como referencia.

En la actualidad se toma como unidad de masa la doceava (1/12) parte de la masa del átomo de carbono del isótopo 12.

Por consiguiente la unidad de masa atómica (UMA) se define como

$$1 \text{ UMA} = \frac{\text{masa del } {}_{12}\text{C}}{12} = \frac{1,6605 \cdot 10^{-24}}{12}$$

Para la netbook



- Si quieren experimentar y conocer cuáles son los isótopos de cada elemento químico y su abundancia en la naturaleza, pueden consultar una simulación¹:

http://phet.colorado.edu/es/simulation/build-an-atom?em_x=22

¹ Sitio: *PhET*, Simulaciones interactivas de la Universidad de Colorado, Estados Unidos.

Por lo tanto el número másico indica cuántas veces es más pesado el elemento en cuestión que una UMA.

Como existen varios isótopos para un mismo elemento, cada uno con su número másico correspondiente, surge el concepto de **masa atómica relativa**, que es el **promedio** de los números másicos de todos los isótopos de ese elemento.

Este es el valor que se encuentra en la tabla periódica y se lo simboliza con la letra **A**.

Como prácticamente la masa del átomo se encuentra en el núcleo atómico, que posee protones y neutrones se calcula como:

$$A = P^+ + n^0$$

De esta fórmula pueden obtenerse también el número de neutrones como:

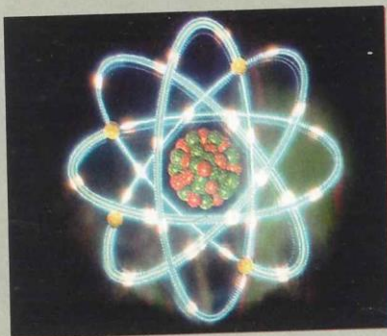
$$n^0 = A - P^+$$

Actividad

¿Se animan a construir átomos y competir con sus compañeros?
Para empezar, consulten¹:

http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/atomo/aconstruir.htm

¹ Sitio: *Concurso Cnice*.
Disponible en: <http://concurso.cnice.mec.es>.
Enlace: "Construir átomos".



LA IDENTIDAD DE LOS ÁTOMOS

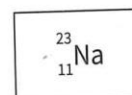
Notación atómica

Para identificar completamente a un elemento se lo simboliza de la siguiente manera:

Se coloca el símbolo del elemento, como subíndice el número atómico (Z) y como superíndice el número másico (A).

Por ejemplo:

Notación atómica del sodio:



Como seguramente se imaginan, no podemos ver los átomos a simple vista, ni con ninguno de los instrumentos ópticos tradicionales. Esto se debe a que el tamaño de los átomos es mucho menor que la longitud de onda de la luz, y todo aquello que es visible debe tener un tamaño igual o mayor que la misma.

En la actualidad se están haciendo experimentos con **microscopios electrónicos de barrido**, con los cuales se han conseguido algunas imágenes de la topografía (corteza exterior) de los átomos.

Por esa razón algunas veces son útiles las comparaciones o analogías, que nos ayudan a tener una idea aproximada de las dimensiones:

- En el grosor de un cabello humano podrían caber un millón de átomos de carbono.
- En un glóbulo rojo caben diez billones de átomos.
- En la cabeza de un alfiler podría haber cinco billones de átomos.
- Si el átomo fuera un estadio de fútbol, los electrones estarían en la hilera de gradas más alta y el núcleo tendría el tamaño de una arveja en el centro del campo. Observen este detalle: ¡el átomo está casi vacío!



Sugerencias



- Para relacionar las dimensiones, pueden consultar esta interesante animación en¹:

<http://identidadgeek.com/la-es-cala-del-universo-en-una-animacion-interactiva/>

¹ Sitio: identidadgeek

Actividades

- 1 Ordenen cronológicamente los siguientes hechos históricos:
 - Bohr presentó su modelo atómico.
 - Chadwick descubrió el neutrón.
 - Dalton presentó su teoría atómica.
 - Thomson descubrió los electrones.
 - Rutherford descubrió el núcleo del átomo.

Actividades

2 Señalen las opciones correctas:

Thomson descubrió:

- a) Los protones. b) Los electrones. c) Los neutrones.

Rutherford descubrió:

- a) Las órbitas. b) El núcleo atómico. c) Las partículas alfa.

Bohr propuso la idea de:

- a) Niveles de energía. b) Órbitas circulares. c) La existencia de los neutrones.

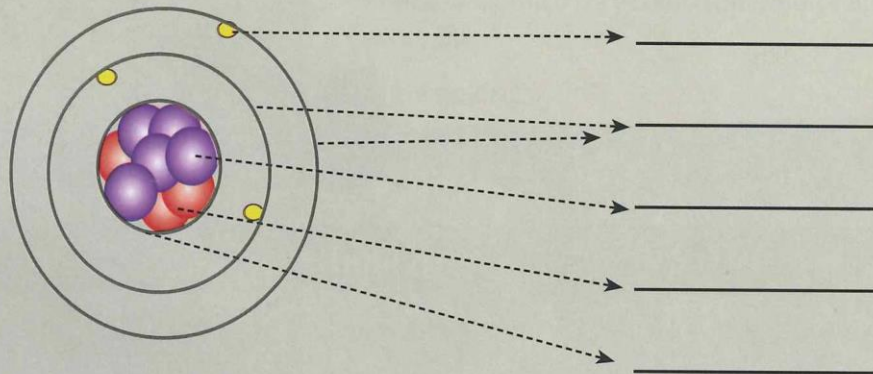
3 Un átomo tiene 9 protones y 9 neutrones. Indiquen cuál es:

- a) Su número atómico:
- b) Su número másico:
- c) Su número de electrones:

4 Si un átomo tiene $Z = 14$ y $A = 29$ indiquen:

- a) Su número de protones, b) su número de neutrones, c) su número de electrones.

5 Completen señalando el nombre de las partículas correspondientes:



6 Si un átomo tiene $Z = 11$ y en su núcleo hay 11 protones y otro átomo tiene $Z = 11$, pero en su núcleo hay 12 neutrones. Respondan:

- a) ¿Los dos átomos son del mismo elemento? ¿Por qué?
- b) ¿En qué se diferencian?
- c) ¿Cómo se denominan por ello?

7 Representen los átomos de los siguientes elementos según el modelo atómico de Bohr:

- a) ${}_{10}^{18}\text{Ne}$ b) ${}_{5}^{10}\text{B}$ c) ${}_{13}^{27}\text{Al}$

Actividades

- 8 Completen sin utilizar la tabla periódica y señalen los pares de isótopos que encuentren:

Elemento	Símbolo	P ⁺	Z	n ⁰	e ⁻	A	Notación
Neón				10	10		
Boro			5			10	
Cloro				18		35	
			15	15			
Fósforo		15				31	
		10				12	
Oxígeno			8	8			
		10		11			
Magnesio			12			24	

- 9 De acuerdo con la notación científica: $^{12}_6\text{C}$:
Indiquen número de protones, neutrones y electrones del elemento.
- 10 Respondan con verdadero o falso y corrijan las opciones falsas:
- El número atómico es igual a la suma de protones y neutrones.
 - El número de protones es igual al número atómico.
 - Los protones se encuentran en las órbitas.
 - El número másico indica la cantidad de protones del núcleo.
 - Los electrones están todos en una órbita alrededor del núcleo.
 - Los protones y electrones tienen la misma carga pero signo opuesto.
 - El neutrón es la partícula más pequeña del átomo.
 - Los protones y neutrones son los responsables de la masa del átomo.

Vocabulario



• **Parámetro**

Dato o factor que se toma como necesario para analizar una situación.

EL MODELO ACTUAL

Unos años después de haberse presentado el modelo de Bohr, **Arnold Sommerfeld**, físico alemán (1868-1951), lo perfeccionó. Propuso que las órbitas de Bohr eran en realidad zonas difusas (como nubes), a las que llamó **orbitales**, en las cuales la probabilidad de encontrar a los electrones es alta.

Esta idea descarta la del movimiento de los electrones en órbitas definidas e introduce el concepto de **probabilidad**.

Con recursos matemáticos, puede calcularse la “probabilidad” de encontrar al electrón en una determinada posición alrededor del núcleo.

En este modelo se introduce también el concepto de **números cuánticos**.

Son una serie de **parámetros** que identifican el estado energético de los electrones:

Número cuántico principal: n

Indica el número de niveles de energía y se relaciona con la distancia de los electrones al núcleo.

La cantidad máxima de electrones que puede contener un nivel puede determinarse por la fórmula:

$$2n^2$$

donde **n** es el número de nivel.

Entonces el número máximo de electrones para los cuatro primeros niveles de energía será:

1° nivel ($n = 1$) $2 \times 1^2 = 2$ electrones

2° nivel ($n = 2$) $2 \times 2^2 = 8$ electrones

3° nivel ($n = 3$) $2 \times 3^2 = 18$ electrones

4° nivel ($n = 4$) $2 \times 4^2 = 32$ electrones

Para la netbook



Para ver las formas de los orbitales, pueden consultar en¹:

<http://www.educaplan.org/play-234-orbitales>

¹ Sitio: E+educaplan.org.

El número cuántico azimutal: l

Designa la forma de los orbitales (subniveles). Para cada valor de **l** se asigna una letra, que identifica la forma del orbital (s, p, d, f).

Los orbitales **s** son esféricos y su tamaño aumenta al aumentar el nivel de energía, es decir el orbital 2s es de mayor tamaño que el orbital 1s (**1** indica primer nivel, **2** segundo nivel y así sucesivamente).

Los orbitales **p** tienen forma de “peras” unidas por su parte más delgada. Hay tres tipos de orbitales **p** distribuidos en los ejes de coordenadas.

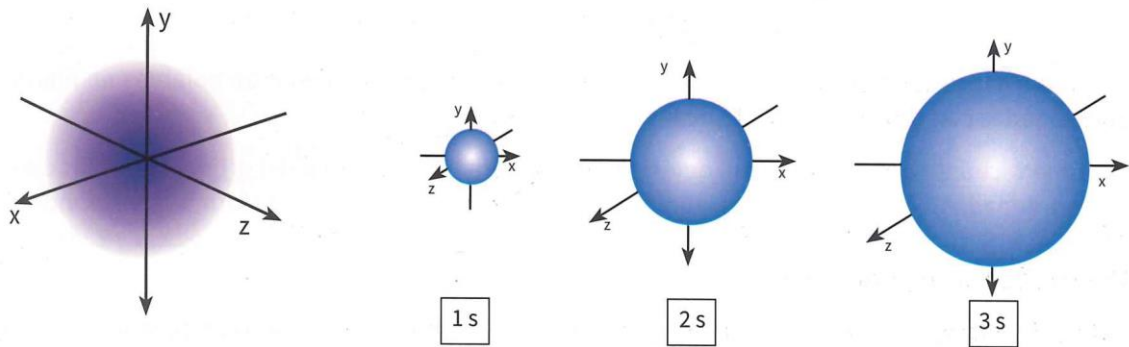
Los orbitales **d**, **f** y **g** tienen formas más complicadas y diversas.

El número cuántico magnético: m

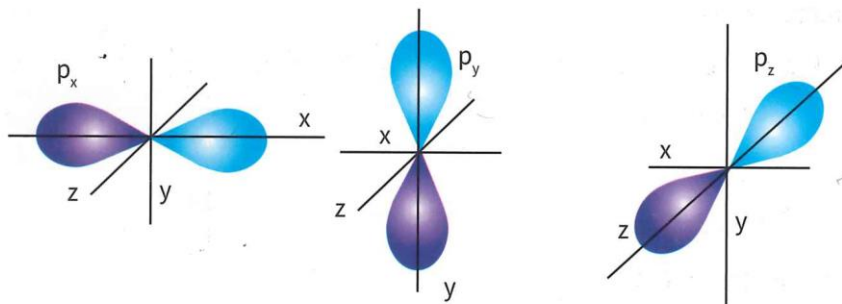
Indica la forma en que los electrones se orientan en el espacio (según los ejes de coordenadas perpendiculares entre sí: X, Y y Z).

Y por último el **número cuántico spin: s**

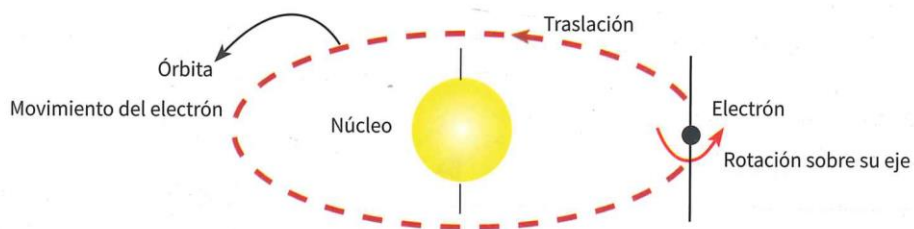
Indica el sentido en que giran los electrones sobre su propio eje y toma valores de $+1/2$ y $-1/2$, según giren en sentido horario (en el sentido de las agujas del reloj) o anti horario.



Formas de los orbitales electrónicos s .



Formas de los orbitales p . Los orbitales p se orientan en el espacio según los ejes de coordenadas.



Movimientos del electrón. El electrón tiene dos movimientos: traslación alrededor del núcleo y rotación sobre su eje.

De la combinación de los cuatro números cuánticos se deduce la distribución de los electrones en los diferentes niveles y subniveles; a esta distribución se la conoce como **configuración electrónica**.

La configuración electrónica es una manera sencilla de describir el estado energético de los electrones de un átomo en su estado fundamental o basal de energía (estado no excitado), utilizando los cuatro números cuánticos. De esta manera, el número **cuántico principal (n)** indicará el nivel en el cual se encuentra el electrón, es decir que todos los electrones que tengan el mismo número cuántico principal **n** pertenecerán al mismo nivel. Este número tomará valores enteros positivos: 1, 2, 3..., según los electrones se encuentren en el primer, segundo, tercer nivel, y así sucesivamente.

El **número cuántico azimutal (l)**, indicará la forma geométrica del orbital y señalará en qué subnivel (dentro de un nivel) se encuentra el electrón.

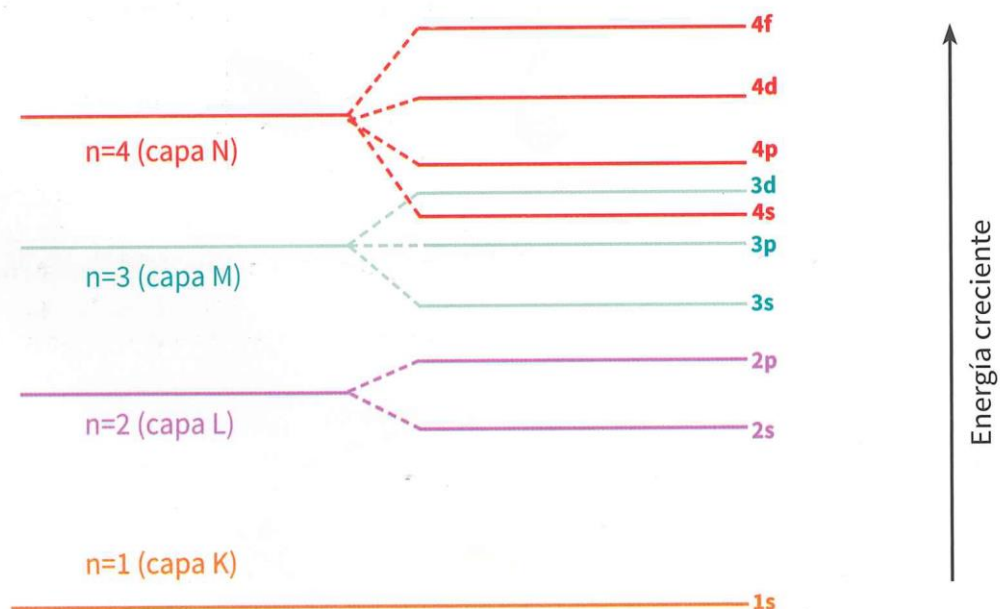
Los subniveles se indican con letras minúsculas s, p, d, y f que provienen de palabras en inglés relacionadas con las características de los espectros atómicos.

El número cuántico magnético (**m**), determinará la orientación espacial del orbital según los ejes de coordenadas, Si el valor de **m** es igual a cero, el orbital será esférico, esta forma corresponde a orbitales s, Si se trata de orbitales p, se podrán ubicar espacialmente según los ejes X, Y y Z, dando como resultado tres sub-orbitales: p_x , p_y , y p_z .

En el caso de los orbitales d, las posibilidades de orientación espacial serán cinco y habrá siete formas de orientación espacial para los orbitales f.

El número cuántico spin (**s**), indicará **el sentido de giro de los electrones**.

Dentro de cada suborbital pueden ubicarse solamente dos electrones, ambos girarán sobre su propio eje con sentidos opuestos: sentido horario y anti horario.



Observen cómo se superponen los orbitales a medida que aumenta el número de electrones y de niveles.

EL PRINCIPIO DE EXCLUSIÓN DE PAULI

El físico austríaco Wolfgang Pauli (1900-1958) estableció, estudiando los espectros atómicos, un principio que limita la cantidad de electrones que pueden ubicarse en un orbital:

“En un átomo no pueden existir dos electrones que tengan sus cuatro números cuánticos con el mismo valor”.

Esto significa que en un mismo suborbital pueden existir solamente **dos electrones**, que tendrán **spin** opuesto.

Este principio sirve también para calcular el número máximo de electrones por cada orbital:

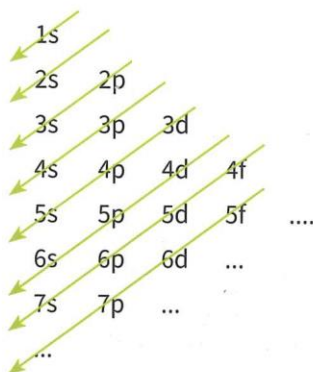
Tipo de orbital	Nº máximo de electrones
s	2
p	6 (en tres suborbitales)
d	10 (en cinco suborbitales)
f	14 (en siete suborbitales)

¿CÓMO SE DISTRIBUYEN LOS ELECTRONES EN LOS ORBITALES?

Hay excepciones al principio de Pauli, que son provocadas por la repulsión electrónica (las cargas de igual signo se repelen), y por la disposición de los electrones que siempre tienden a la menor energía.

Además al aumentar el número de electrones comienza el entrecruzamiento y superposición de orbitales.

Por esta razón se ha diseñado un esquema nemotécnico basado en resultados experimentales llamado **regla de las diagonales**, que permite completar con exactitud la distribución de los electrones en niveles y subniveles para determinar la **configuración electrónica externa**, que es de suma importancia porque hace posible predecir: el comportamiento químico de un átomo, las uniones que establecerá con otros átomos, su reactividad y otras propiedades.



Regla de las diagonales.

Siguiendo la **dirección** y **sentido** de las líneas diagonales se puede determinar el orden en que los electrones van ocupando los subniveles y niveles de energía del átomo. Este procedimiento puede aplicarse a cualquier elemento.

Para escribir la configuración electrónica de un átomo se indica:

- El nivel de energía, con un número (1 para el primer nivel, 2 para el segundo, etc.).
- El subnivel de energía, con una letra que corresponde al orbital (s, p, d, f).
- El número de electrones, con un superíndice.

Por ejemplo, para el átomo de sodio, la cantidad de electrones es once, que se distribuyen de la siguiente manera:

Na: $Z = 11$, por lo tanto 11 e- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Esto significa que en el **primer nivel**, subnivel **s** hay **dos** electrones.

En el **segundo nivel**, hay **dos** electrones en el subnivel **s** y **seis** en el subnivel **p** y por último hay **un** electrón en el **tercer nivel** subnivel **s**. Se observa que en el tercer nivel está incompleto, esto determina que para completar su último nivel el sodio debe combinarse con otros elementos.

Para el átomo de calcio su configuración electrónica CE será:

Ca: $Z = 20$, por lo tanto: 20 e- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

La CE del átomo de yodo que tiene $Z = 53$ será: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$

Configuración electrónica externa (C.E.E.)

Hay una estrecha relación entre las propiedades químicas de un elemento y su configuración electrónica.

Los electrones más alejados del núcleo atómico (electrones externos) son los responsables de las reacciones químicas de los elementos.

Los electrones de niveles más internos se hallan atraídos por el núcleo y generalmente no participan.

En todos los elementos químicos, los electrones internos de un átomo son los mismos que los del gas inerte que los precede en la tabla periódica, por eso usualmente, para abreviar, cuando el número de electrones es grande, se escribe la configuración electrónica colocando el símbolo del gas inerte precedente entre corchetes, más la **configuración electrónica externa** que completa la del elemento en cuestión.

Por ejemplo:

Para el elemento Cloro:

Cl.: 17 electrones, su CE es: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

En forma resumida podría escribirse: $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$

Lo que significa que el elemento cloro tiene la configuración electrónica del neón más siete electrones, ubicados en el tercer nivel subnivel s (dos electrones) y subnivel p (cinco electrones)

Siendo en este caso la CEE (configuración electrónica externa): $3s^2 3p^5$ la responsable de la forma en que el elemento cloro se combina químicamente con otros elementos.

Analizando el comportamiento de los gases inertes, que son los únicos elementos que no tienen reactividad química en condiciones normales, se observó que todos ellos menos el helio (He) tienen **ocho electrones** en su último nivel de energía.

De esto se deduce que la configuración electrónica más estable para los átomos es aquella en la cual se completan los **ocho electrones** en el nivel más externo (**regla del octeto**).

Para la netbook



- Para entender cómo se van ocupando los orbitales atómicos, pueden ver un simulador en:

<http://www.educaplus.org/play-73-Configuración-electrón>

Sitio: E+educaplus.org

¿Para qué sirve conocer la configuración electrónica?

- Se puede deducir y justificar electrónicamente el período de la tabla periódica a la que pertenece cada elemento.
Por ejemplo si tiene **tres niveles** de energía pertenece al **período tres**.
- Se pueden deducir los números de oxidación factibles, es decir las formas en que se van a combinar los elementos.
- Se puede deducir el grupo al que pertenecen los elementos. (El número de grupo se relaciona con el número de electrones de la CEE).

Actividades

- Escriban las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos utilizando la regla de las diagonales: estroncio ($Z = 38$), hierro ($Z = 26$), silicio ($Z = 14$), plata ($Z = 79$), molibdeno ($Z = 42$) y telurio ($Z = 52$).
- La configuración: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ corresponde a:
 - Un gas inerte.
 - Un elemento de transición.
 - Un elemento del grupo 1.
 - Ninguno de los elementos mencionados.
 ¿Cómo lo supieron?
- Completen el cuadro siguiente:

Configuración electrónica	Z	Período	Grupo	Tipo de elemento
	6			
		4	14	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$				

- Dados los siguientes números atómicos: 7, 32, 10, 51, 18, 33, 15, 36

Formen grupos con los elementos que pertenezcan al mismo grupo tomando como referencia la CE

LA TABLA PERIÓDICA: CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

En el siglo XIX muchos químicos encontraron similitudes en el comportamiento de algunos elementos, por ejemplo: el neón, el helio y el argón eran gases y todos ellos tenían muy poca o nula reactividad química; el sodio y el potasio tenían propiedades físicas similares. Con estas evidencias y muchas otras, pensaron que los elementos químicos seguramente podrían agruparse de alguna manera.

Sin dudas, el gran desafío era encontrar un criterio que permitiera reunir los 63 elementos conocidos por entonces en grupos que tuvieran propiedades fisicoquímicas semejantes.

Las primeras ideas consistieron en relacionar los elementos de pesos atómicos similares, y así se organizaron primero en tríadas (de a tres elementos) y luego en octavas (grupos de ocho).



Dimitri Mendeleiev

En 1869 el alemán **Julius Lothar Mayer** y el ruso **Dimitri Mendeleiev**, cada uno en forma independiente, e inspirados por las ideas de Newlands y sus octavas, ordenaron los elementos según sus pesos atómicos crecientes, de manera que los que quedaban en la misma columna tenían propiedades similares.

Pero fue Mendeleiev el más visionario, ya que cuando en su ordenamiento faltaba algún elemento dejaba un “hueco” suponiendo que seguramente más adelante sería descubierto el elemento que ocuparía ese lugar.

En febrero de 1869 formuló su ley periódica:

“Los elementos ubicados según sus pesos atómicos crecientes presentan periodicidad en sus propiedades”.

La tabla periódica de Mendeleiev era sin lugar a dudas una genialidad, y tal como él lo predijo los elementos “faltantes” se iban descubriendo, pero, se presentaban algunos problemas al ordenar los elementos por sus pesos atómicos; era necesario hacer algunas inversiones o cambios para que quedaran ordenados en la columna correspondiente. El químico ruso creyó que esto se debía a que los pesos atómicos habían sido mal calculados, pero en realidad esto indicaba que debería haber otro criterio que permitiera que cada elemento estuviera ubicado en su familia correspondiente.

En el año 1913, el físico británico **Henry Moseley** observó en sus experimentos que el número de protones aumentaba en una unidad al pasar de un elemento a otro y decidió ordenar la tabla periódica por número atómico (número de protones) creciente, observando que así desaparecían las inversiones que preocupaban a Mendeleiev.

¿Sabías qué...?



Dimitri Mendeleiev, considerado el creador de la tabla periódica de los elementos, nació en Siberia oriental el 1 de febrero de 1834.

Fue nombrado profesor de la Universidad de San Petersburgo cuando solo tenía 31 años de edad.

Murió en el año 1907 y en su honor se llamó mendelevio (Mv) al elemento $Z = 101$.

De esta manera la tabla periódica actual quedó constituida ubicando los elementos por **número atómico creciente**. Los elementos quedan así ubicados en filas horizontales llamadas **períodos**, y columnas verticales denominadas **grupos**.

La ley periódica fue modificada de la siguiente manera:

“Los elementos ubicados según sus números atómicos crecientes presentan propiedades periódicas”.

Hacia 1940 habían sido descubiertos 92 elementos, del hidrógeno (H) al uranio (U); entonces comenzaron a producirse los primeros elementos artificiales, como resultado del bombardeo de átomos de uranio con otros átomos o con partículas subatómicas.

Por otro lado se observó que había un grupo de elementos del $Z = 58$ (cerio) al $Z = 71$ (lutecio) que tenían propiedades y características muy similares al lantano ($Z = 57$). Por razones de espacio y comodidad se ubicaron estos elementos y los obtenidos artificialmente en dos filas horizontales al pie de la tabla y se los denominó:

Lantánidos: elementos de $Z = 58$ a $Z = 71$.

Actínidos: elementos de $Z = 90$ a $Z = 103$.

Hubo algunas modificaciones posteriores hasta llegar a la tabla periódica que hoy conocemos. La última fue realizada por el químico **Glenn Seaborg**, quien en 1951 recibió el Premio Nobel de Química por sus trabajos en este tema, que, además, predecían las propiedades de otros elementos aún no descubiertos. En su honor el elemento $Z = 106$ se llamó seaborgio (Sg).

DESCRIPCIÓN DE LA TABLA PERIÓDICA

Cada elemento se representa con un símbolo que es la inicial de su nombre en letras mayúsculas (en algunos casos del nombre original, que fue griego o latino).

Si varios elementos tienen la misma inicial se agrega a continuación la segunda o tercera letra del nombre en letras minúsculas.

Es importante recordar que los símbolos químicos son universales, por tanto deben respetarse las convenciones.

En la tabla periódica a cada elemento corresponde un casillero donde figura la siguiente información:

- El número atómico Z que indica el número de protones y por lo tanto el número de electrones.
- El número A que indica la masa atómica relativa (que es el promedio de las masas atómicas de todos sus isótopos).
- El nombre del elemento.
- La configuración electrónica.
- El valor de electronegatividad.
- Los números de oxidación más frecuentes.
- Información adicional (estado de agregación, densidad, estructura cristalina, etc.).

5	10,811
	3
(2030)	B
2,34	
1s ² 2s ² 2p ¹	
Boro	

Casillero de la tabla periódica actual.

Tabla Periódica de los Elementos

1A	2A											3A	4A	5A	6A	7A	8A																																																																																								
1 H 1.00794 Hidrógeno	4 Be 9.012182 Berilio	11 Li 6.941 Litio	12 Mg 22.989769 Sodio	19 K 39.0983 Potasio	20 Ca 40.078 Calcio	21 Sc 44.955912 Escandio	22 Ti 47.867 Titanio	23 V 50.9415 Vanadio	24 Cr 51.9961 Cromo	25 Mn 54.938045 Manganeso	26 Fe 55.845 Hierro	27 Co 58.933195 Cobalto	28 Ni 58.6934 Niquel	29 Cu 63.546 Cobre	30 Zn 65.38 Zinc	31 Ga 69.723 Galio	32 Ge 72.64 Germanio	33 As 74.92160 Arsénico	34 Se 78.96 Selenio	35 Br 79.904 Bromo	36 Kr 83.798 Kriptón	37 Rb 85.4678 Rubidio	38 Sr 87.62 Estroncio	39 Y 88.90585 Itrio	40 Zr 91.224 Zirconio	41 Nb 92.90638 Niobio	42 Mo 95.96 Molibdeno	43 Tc [98] Tecnecio	44 Ru 101.07 Rutenio	45 Rh 102.90550 Rodio	46 Pd 106.42 Paladio	47 Ag 107.8682 Plata	48 Cd 112.411 Cadmio	49 In 114.818 Indio	50 Sn 118.710 Estaño	51 Sb 121.760 Antimonio	52 Te 127.60 Telurio	53 I 126.90447 Yodo	54 Xe 131.293 Xenón	55 Cs 132.9054519 Cesio	56 Ba 137.327 Bario	57-71 Lantánidos	72 Hf 178.49 Hafnio	73 Ta 180.94788 Tantalio	74 W 183.84 Wolframio	75 Re 186.207 Renio	76 Os 190.23 Osmio	77 Ir 192.217 Iridio	78 Pt 195.084 Platino	79 Au 196.966569 Oro	80 Hg 200.59 Mercurio	81 Tl 204.3833 Talio	82 Pb 207.2 Plomo	83 Bi 208.98040 Bismuto	84 Po [209] Polonio	85 At [210] Astatio	86 Rn [222] Radón	87 Fr [223] Francio	88 Ra [226] Radio	89-103 Actínidos	104 Rf [261] Rutherfordio	105 Db [268] Dubnio	106 Sg [271] Seaborgio	107 Bh [272] Bohrio	108 Hs [270] Hassio	109 Mt [276] Meitnerio	110 Ds [281] Darmstadtio	111 Rg [280] Roentgenio	112 Cn [285] Copernicio	113 Uut [284] Ununtrio	114 Fl [289] Flerovio	115 Uup [288] Ununpentio	116 Lv [293] Livermorio	117 Uus [294] Ununseptio	118 Uuo [294] Ununoctio	57 La 138.90547 Lantano	58 Ce 140.116 Cerio	59 Pr 140.90765 Praseodimio	60 Nd 144.242 Neodimio	61 Pm [145] Prometio	62 Sm 150.36 Samario	63 Eu 151.964 Europio	64 Gd 157.25 Gadolinio	65 Tb 158.92535 Terbio	66 Dy 162.500 Disprosio	67 Ho 164.93032 Holmio	68 Er 167.259 Erbio	69 Tm 168.93421 Tulio	70 Yb 173.054 Iterbio	71 Lu 174.9668 Lutecio	89 Ac [227] Actinio	90 Th 232.03806 Torio	91 Pa 231.03588 Protactinio	92 U 238.02891 Uranio	93 Np [237] Neptunio	94 Pu [244] Plutonio	95 Am [243] Americio	96 Cm [247] Curio	97 Bk [247] Berkelio	98 Cf [251] Californio	99 Es [252] Einsteinio	100 Fm [257] Fermio	101 Md [258] Mendelevio	102 No [259] Nobelio	103 Lr [262] Lawrencio

Tabla periódica.

Lantánidos

Actínidos

Alcalino	Alcalinotérreo	Metales del bloque p	Gas noble
No metal	Metal de transición	Halógeno	Actínidos
		Lantánidos	
		Metales de los bloques d y f	
		Metales	

Organización de la tabla periódica

La tabla se organiza en siete (7) filas horizontales llamadas **períodos**, numeradas del 1 al 7, que **coinciden** con las órbitas o niveles energéticos de los átomos. El séptimo período está incompleto y allí se van agregando los nuevos elementos.

Cuenta además con dieciocho (18) **grupos** de elementos. Los grupos son columnas verticales que se numeran del 1 al 18 correlativamente, o con números romanos acompañados de las letras A y B. Dentro de un mismo grupo, los elementos presentan propiedades similares.

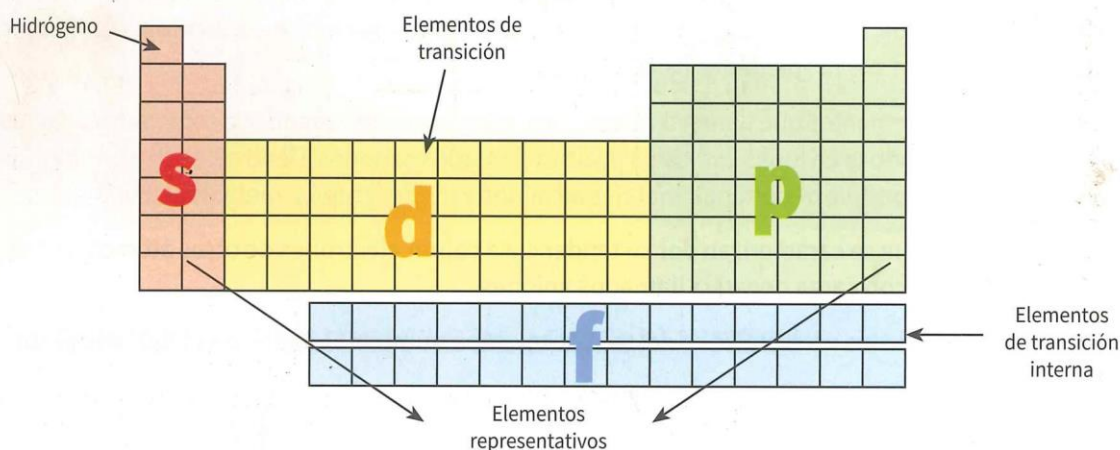
La **IUPAC** recomienda desde 1985 el uso de la numeración correlativa del 1 al 18, pero por el uso frecuente y la costumbre, también la tabla presenta la numeración antigua.

Según esta estructura de grupos y períodos, la tabla periódica queda dividida en cuatro **bloques** fundamentales: **s**, **p**, **d** y **f**, según sea el último orbital ocupado en la CEE

Los bloques **s** y **p** corresponden a los **elementos representativos**, comprenden a los metales y no metales (incluidos algunos que se conocen como metaloides).

Los elementos del bloque **d** son los **elementos de transición** y son todos metales.

El bloque **f** está formado por los **elementos de transición interna** (lantánidos y actínidos); algunos elementos son metales y la mayoría son elementos artificiales, obtenidos por síntesis.



Grupos de la tabla periódica

- **Elementos representativos:** tienen incompleto el último nivel de energía, el **electrón diferenciador** (electrón que diferencia en una unidad mayor a cada elemento con respecto al que se encuentra antes en la tabla periódica) ocupa el orbital **s** o **p**.

En los metales (grupos 1 y 2) el electrón diferenciador ocupa el orbital **s**.

No metales: (grupos 13, 14, 15, 16. y 17), el electrón diferenciador ocupa el orbital **p**.

Vocabulario



IUPAC

Unión internacional de química pura y aplicada. Organismo miembro de la ICSU (Consejo internacional para la ciencia). Es la autoridad reconocida en el desarrollo de estándares para la denominación de compuestos químicos, nomenclatura, terminología y medición.

- **Elementos de transición**

Presentan los dos últimos niveles de energía incompletos, el electrón diferenciador ocupa generalmente el orbital **d** (son los grupos del 3 al 12), estos elementos pueden comportarse como metales o como no metales, según el elemento con el que reaccionen.

- **Elementos de transición interna**

Tienen los tres últimos niveles de energía incompletos.

- **Gases inertes, raros o nobles**

Presentan completo (con ocho electrones) el último nivel, el electrón diferenciador ocupa el orbital **p** con seis electrones, excepto el helio (He).

- **El hidrógeno**

No tiene una ubicación muy determinada en la tabla periódica.

Usualmente se lo ubica en el grupo 1 por tener un electrón en el último nivel (orbital **s**), pero sus propiedades son muy particulares y diferentes en muchos casos a las del grupo; por eso si bien pertenece a la primera columna de la tabla periódica, se encuentra separado de los demás elementos del grupo.

Otra forma utilizada para organizar los elementos de la tabla periódica es dividirlos en grupos teniendo en cuenta sus propiedades fisicoquímicas:

Los **metales** son elementos que tienen tendencia a perder electrones cuando se combinan con otros átomos, convirtiéndose en iones con carga positiva llamados cationes. Dentro de este conjunto los elementos del grupo 1 se denominan metales alcalinos y los del grupo 2 metales alcalinotérreos.

Los **no metales**, que se caracterizan por su tendencia a captar electrones de otros átomos, convirtiéndose en iones con carga negativa llamados aniones.

Dentro del grupo de los no metales se destaca la columna número 17 conocida como **halógenos**.

Los elementos del grupo 18 se denominan **gases inertes**, raros o nobles, justamente por sus curiosas propiedades y poca actividad química.

Los **elementos de transición** son un conjunto formado por metales entre los que se encuentran los más utilizados por el hombre moderno, como el hierro y el cobre.

Estos grupos se denominan de acuerdo al nombre del primer elemento de la columna, por ejemplo el grupo 12 es el grupo del cinc.

Los **metaloides** son un pequeño grupo formado por el boro, silicio, germanio, arsénico, antimonio, telurio, polonio y astato, que en la tabla periódica se ubican como una diagonal entre los metales y no metales.

Los metaloides presentan propiedades en algunos casos similares y en otros intermedias entre los metales y los no metales.

Al final de la tabla se ubican los **lantánidos y actínidos**, que se conocen también como tierras raras, porque son poco frecuentes. Muchos de los lantánidos forman parte de los minerales y la mayoría de los actínidos fueron obtenidos por síntesis en los laboratorios o como productos de la desintegración radiactiva.

Actividades

El arte y la química

- 1 Ingresen en el siguiente sitio¹: <http://www.raci.org.au/periodic-table-on-show>

O escribiendo en un buscador la frase: “la tabla periódica más bonita del mundo”.

Allí podrán ver cómo 79 químicos y 38 artistas plásticos de la isla de Tasmania, con motivo de celebrar el año internacional de la química, ilustraron con grabados la tabla periódica resaltando alguna característica propia de cada elemento.

¿Por qué creen que los artistas han elegido esas imágenes para representar a los siguientes elementos: carbono, cobalto, oxígeno, calcio, aluminio, uranio y hierro?

¿Qué propiedad o característica de los elementos habrán deseado resaltar?

- 2 Si quieren conocer cómo son los elementos químicos pueden consultar²:

<http://www.educaplus.org/play-81>

O escribiendo en un buscador la secuencia: “educaplus+ química+ los elementos químicos”.

¹ Sitio: RACI, Instituto de Química de Australia. Disponible en: <http://www.raci.org.au>

² Sitio: E+educaplus.org. Disponible en: <http://www.educaplus.org>. Enlace: “Imágenes de los elementos químicos”.

PROPIEDADES PERIÓDICAS DE LOS ELEMENTOS

Hay propiedades de los elementos que varían en forma sistemática con respecto a la variación del número atómico dentro de un grupo o un período, son denominadas **propiedades periódicas** y entre las más importantes podemos citar:

► Radio atómico:

Si se considera al átomo como una esfera, se puede determinar experimentalmente la distancia del electrón más externo al núcleo del átomo y esta distancia, que se conoce como radio atómico, varía de la siguiente manera:

- Dentro de un período disminuye de izquierda a derecha, esto se debe a que a medida que aumenta la carga positiva del núcleo, los electrones están cada vez más atraídos hacia el centro del átomo, por tener carga opuesta (negativa).
- Dentro de un grupo, el radio atómico aumenta de arriba hacia abajo, esto se explica, por el aumento de órbitas o niveles de energía, en este caso las “capas electrónicas” ejercen un efecto “pantalla”, que bloquea en cierta manera la atracción del núcleo sobre los electrones (figura a).

➤ **Electronegatividad:**

Es la capacidad de un átomo para atraer hacia sí los electrones cuando forma un enlace químico con otros átomos. En la tabla periódica la electronegatividad aumenta de izquierda a derecha en un período y de abajo hacia arriba en un grupo (figura b).

➤ **Carácter metálico:**

Se relaciona con la tendencia de un elemento a perder electrones. Los metales tienden a perder electrones, mientras que los no metales tienden a captarlos.

El carácter metálico aumenta de derecha a izquierda en un período y de arriba abajo en un grupo (figura c).



Figura a: radio atómico



Figura b: electronegatividad

La electronegatividad es una propiedad muy importante, ya que permite establecer la forma en que los elementos se combinan químicamente.



Figura c: carácter metálico

Actividades

1 Dados los siguientes elementos:

Al, S, Mg, Cu, Ba

- Busquen en la tabla periódica el número de electrones.
- Indiquen (sin utilizar la tabla periódica) su CE
- Indiquen el elemento más electronegativo y el de mayor carácter metálico.

2 Dadas las siguientes configuraciones electrónicas:

- $1s^2 2s^1$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
- $1s^2 2s^2 2p^4$
- $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

2.1. Clasifiquen en representativo o de transición los elementos correspondientes. Justifiquen.

2.2 Determinen el número atómico de cada uno.

2.3. Escriban su nombre y símbolo.

3 Dados los valores de Z de los siguientes elementos:

- | | |
|-------|-------|
| a) 9 | d) 17 |
| b) 13 | e) 50 |
| c) 32 | f) 37 |

3.2. Escriban su nombre y símbolo.

3.3 Ordénelos de acuerdo a su electronegatividad creciente.

4 Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y corrijan las falsas:

- Los elementos del grupo 17 tienen 7 electrones en su último nivel.
- El elemento más electronegativo está en el período 6.
- El sodio es el elemento más electronegativo.
- Los átomos de mayor radio atómico se encuentran en el primer período.
- El potasio es un metal.
- El elemento $Z = 9$ es un gas inerte.
- El elemento que tiene 35 protones es representativo.
- La tabla periódica está ordenada por pesos atómicos crecientes.

Actividades

- 5 Escriban la CE y señalen la CEE para los siguientes elementos:
- El segundo metal alcalino.
 - El tercer gas inerte.
 - El elemento Grupo 13 Período 3.
 - El selenio.
- 6 Unan con flechas los números atómicos de la izquierda (busquen en la tabla periódica los elementos a los cuales pertenecen) con la característica correspondiente de la derecha.

Z = 36	Elemento de transición interna.
Z = 14	Elemento de transición.
Z = 10	Gas inerte.
Z = 30	Elemento representativo.
Z = 19	Elemento del quinto período.
Z = 58	Metal alcalino.
Z = 80	Elemento del período 2.
Z = 5	Elemento del grupo 12.

Actividades

Leer el artículo de la página siguiente y responder:

- ¿Qué requisitos deben cumplirse para incorporar un elemento nuevo a la tabla periódica? ¿Quién lo autoriza?
- ¿Qué características tiene el elemento 117?
- ¿Cuántos protones tiene en su núcleo el ununseptio?
- ¿A qué grupo y período pertenece?
- ¿Cómo se sintetiza un nuevo elemento?



Lectura

Confirmado: Elemento 117, novedad en la tabla periódica de Mendeleiev

Un nuevo elemento químico podrá unirse oficialmente a la tabla periódica. Se trata del 117º elemento, sintetizado por científicos alemanes. El ununseptio (Uus) es el segundo elemento más pesado del mundo.

Físicos del centro de investigación de Alemania GSI, compañía para la investigación de iones pesados, lograron sintetizar cuatro átomos de un nuevo elemento químico, que es 40% más pesado que el plomo, informó la revista *NewScience*.

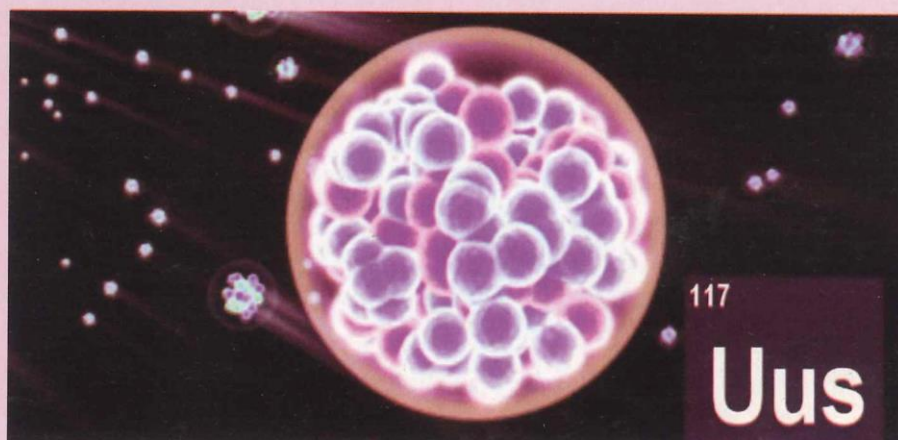
El ununseptio es el elemento 117 pero no es nuevo. Los primeros en sintetizarlo fueron un grupo de investigadores rusos y norteamericanos de la Universidad de Dubna en 2010, pero no estaba reconocido. Para que un nuevo elemento químico sea incorporado en la tabla periódica, debe de ser sintetizado al menos por dos laboratorios independientes.

Esa doble confirmación es la única manera de que la Unión internacional de química pura y aplicada (IUPAC) apruebe su entrada en la tabla. La confirmación de la nueva síntesis del elemento 117 ha sido anunciada por la Universidad Nacional de Australia, que también participaba en el proyecto, informa el portal Gizmodo.

“Hacer este elemento está en el límite absoluto de lo que es posible en este momento”, afirmó el profesor David Hinde, profesor de la Universidad Nacional de Australia. El ununseptio era el elemento químico con más protones que quedaba por confirmar, pero no es el más pesado de la tabla periódica. Ese récord lo tiene el elemento 118, el ununoctio.

Fuente: *Servicio de Información y Noticias Científicas SINC (first state public agency specialising in science, technology and innovation information in Spanish)*.

Sitio: <http://www.agenciasinc.es/>. Publicado el 4 mayo de 2014.





Lectura

El enigma de la partícula de Dios

Un descubrimiento revolucionario deslumbra al mundo de la física y una científica platense, María Teresa Dova, explica por qué.

Por María Gabriela Ensínck

¿Qué es el bosón de Higgs? ¿Realmente es la partícula que da origen al universo?

Para entender qué es el bosón de Higgs tenemos que hablar de la teoría que describe las partículas fundamentales de la materia y las fuerzas que hacen que estas se unan para dar lugar al universo: el modelo estándar, el cual requiere de un mecanismo explicativo del origen de la masa de todas las partículas. Así se sugirió la existencia de un campo de fuerzas en el vacío, en el que las partículas adquieren masa a través de la interacción o fricción con el llamado campo de Higgs. Resulta que las partículas que interactúan más fuertemente adquieren mayor masa, mientras que aquellas que no la poseen pasan por ese campo como si no existiera. La consecuencia es que, si el campo de Higgs existe, deberíamos observar la partícula asociada al mismo, el bosón de Higgs. Los físicos estábamos buscando esta partícula desde hacía varias décadas, cuando el científico británico Peter Higgs propuso su existencia. No se trata de la partícula que dio origen al universo, sino que juega un rol central para entender el origen de la masa.

¿Por qué se la denomina partícula de Dios?

La confusión viene a partir del editor de un libro del Premio Nobel de Física (1988) León Lederman, que la bautizó así con más criterio marketinero que científico. El hecho es que su búsqueda llevó más de 20 años de trabajo de científicos, ingenieros, informáticos y técnicos de 80 países, y una inversión millonaria para la construcción del Gran Colisionador de Hadrones y sus detectores (ATLAS, CMS, ALICE, LHCb). Se trata de un instrumento altamente sofisticado situado bajo tierra, capaz de acelerar protones a altísima energía y producir choques entre ellos que dan lugar a la producción de partículas nuevas, entre ellas el bosón de Higgs. Por otro lado, los detectores que miden las partículas producidas en las colisiones son del tamaño de enormes catedrales.

¿Es cierto que para este hallazgo se reprodujo a escala el instante del Big Bang?

No. Ese es otro de los conceptos equivocados respecto del bosón de Higgs. Lo que hacemos en cada una de las millones de colisiones entre las partículas aceleradas en el Gran Colisionador de Hadrones es reproducir, en una pequeña porción del espacio, las condiciones de temperatura y energía altísima imperantes en fracciones de segundo después del *Big Bang*. No existe tecnología humana capaz de generar un *Big Bang*, donde el espacio-tiempo fue creado.

¿Qué implicancias tiene este hallazgo para la industria y la vida cotidiana?

Muchas tecnologías desarrolladas para construir el Gran Colisionador de Hadrones tienen un impacto revolucionario, como la *World Wide Web*. Fue un informático del CERN, Tim Berners

Lee, quien inventó la www (en 1989) por una necesidad que teníamos los físicos de intercambiar información a distancia. Esa búsqueda del conocimiento nos movió a desarrollar más recientemente en el CERN la tecnología Grid, para trabajar con enormes volúmenes de datos en sistemas altamente complejos.

El CERN cerró su colisionador de hadrones hasta 2015. ¿Esto quiere decir que finalizó el experimento?

Nada de eso. Hoy tenemos muchos más datos que hace un año, y de aquí a 2015, cuando vuelva a prenderse en un rango de energía mucho mayor, tenemos que analizarlos y estudiar todas las propiedades de la nueva partícula, así como continuar con la búsqueda de nuevas partículas y fuerzas. Esto nos ayudaría a responder a muchas incógnitas dentro del modelo estándar, como las relacionadas con la materia oscura o la asimetría entre materia y antimateria, entre otras.

Palabra de experta

María Teresa Dova es doctora en Física por la UNLP. Desde sus inicios participó en el proyecto del Gran Colisionador de Hadrones del CERN, Centro Europeo para la Investigación Nuclear con sede en Ginebra, Suiza.

Fuente: *La Nación Revista Ciencia*. Publicado el domingo 26 de mayo de 2013.

Actividades

Análisis

- 1 ¿Qué es el bosón de Higgs?
- 2 ¿Qué se logró descubrir con este experimento?
- 3 ¿Qué beneficios en lo cotidiano trajo la tecnología desarrollada en este proceso?
- 4 ¿Qué mitos existen alrededor de este experimento?
- 5 ¿Por qué creen que muchas personas sienten temor frente a estos ensayos?



¿Vamos al laboratorio?

Ensayos a la llama

Para los químicos, una de las primeras formas de identificar los elementos, fue observar el color que adquiriría la llama cuando se exponía una sustancia al fuego. Estos experimentos ya eran utilizados desde la antigüedad por los chinos con fines recreativos, y hoy los conocemos como **fuegos artificiales**.

Los científicos observaron, más adelante, que cuando las sustancias en estado gaseoso se excitan por medio del calor emiten radiación electromagnética, que si se encuentra dentro del espectro visible, se observa como luz de un color característico para cada elemento químico.

Objetivo del experimento:

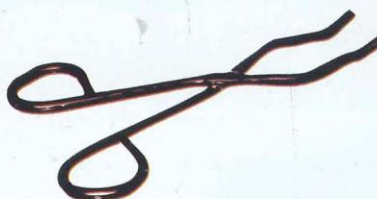
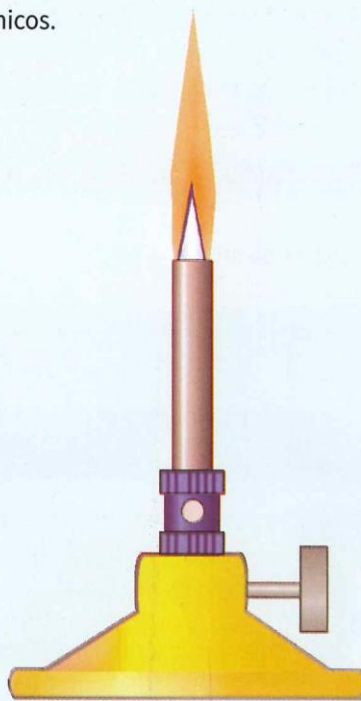
Observar los espectros de emisión de los elementos químicos.

Materiales:

- Mechero de Bunsen.
- Tizas blancas.
- Pinza metálica.
- Anteojos de seguridad.
- Vasos de precipitado (o frascos de vidrio).
- Espátula.
- Pipeta o gotero.
- Varillas de vidrio.

Reactivos:

- Etanol (alcohol medicinal).
- Cloruro o nitrato de sodio.
- Cloruro o nitrato de calcio.
- Cloruro o nitrato de potasio.
- Cloruro o nitrato de litio.
- Cloruro o nitrato cúprico.
- Agua destilada.
- Limaduras de hierro.
- Ácido clorhídrico.



Procedimiento:

Preparen soluciones mezclando una punta de espátula de cada uno de los reactivos con 10 ml de etanol. (Utilicen, para cada uno, un vaso o frasco rotulado con el nombre del reactivo).

Para facilitar la disolución agreguen 1 ml de agua destilada y una gota de ácido clorhídrico (HCl).

Agiten con una varilla de vidrio (recuerden lavar la varilla al pasar de un vaso a otro).

Una vez disueltos los reactivos sumerjan un trocito de tiza en cada vaso. Hagan lo mismo con un vaso que solo contenga alcohol (ensayo blanco).

Ahora tomen con una pinza metálica cada trocito de tiza y **con sumo cuidado, (utilizando anteojos de seguridad y a una distancia prudente del mechero)**, expongan a la llama y observen el color que adquiere.

Tomen una punta de espátula de limaduras de hierro y expónganla a la llama.

Registren los datos.

Pueden fotografiar con la cámara de sus celulares y agregar las fotografías al informe de laboratorio.

Registro de datos:

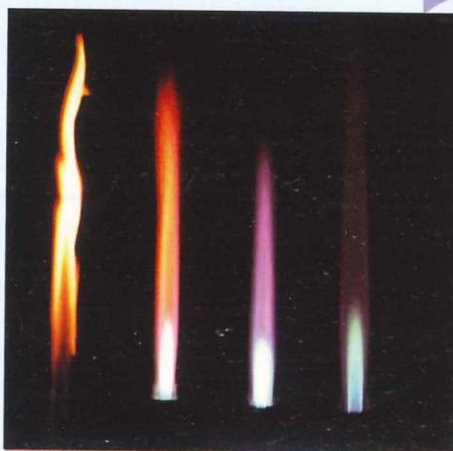
Completen el cuadro.

Sustancia	Color de la llama	Elemento responsable del color de la llama

Conclusiones:

1. Expliquen por qué el cloruro de sodio (Na Cl) y el nitrato de sodio (Na NO₃) producen el mismo color a la llama.
2. Expliquen por qué el cloruro de sodio (Na Cl) y el cloruro de potasio (KCl) producen distinto color a la llama.
3. ¿Qué es un espectro de emisión? ¿Por qué se produce?

Nota: cuando observen un espectáculo de fuegos artificiales, recuerden que los vistosos colores son producidos por la pérdida de un exceso de energía que habían adquirido los átomos de los metales que forman parte de su composición.



CAPÍTULO 2

Los enlaces químicos

Ya conocimos los 92 elementos químicos que existen en la naturaleza, también pudimos ver cómo el hombre va creando a partir de ellos elementos nuevos; pero es evidente que el mundo que nos rodea está formado por infinidad de materiales en distintos estados de agregación y de características tan diversas, que superan ampliamente la lista de elementos que figuran en la tabla periódica.

Los científicos ya sabían desde hacía mucho tiempo que las **sustancias compuestas** estaban formadas por diferentes átomos unidos entre sí. El desafío era comprender de qué manera y por qué razón los átomos se unían.

El químico alemán **Richard Abegg** (1869-1910) propuso la hipótesis de que los átomos se unían para lograr una estructura más estable que la que tienen cuando se encuentran aislados.

Se basaba en la idea de que los sistemas en la naturaleza tienden siempre a alcanzar los estados de energía mínima, que son los más estables; y supuso que para muchos elementos, esto se lograba por medio de la unión con otros átomos.

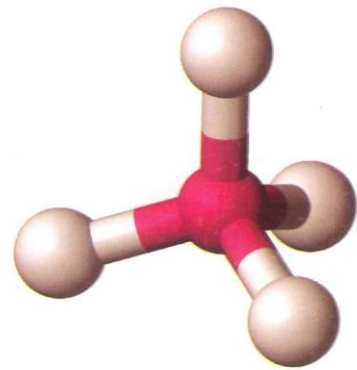
El conocimiento de la estructura atómica y el desarrollo de la tabla periódica permitieron a los investigadores comprender la importancia de los **electrones** en la formación de enlaces químicos.

A comienzos del siglo XX varios científicos prestaron especial interés a los elementos del grupo 18, los **gases inertes**. Habían notado que eran muy poco reactivos, evidentemente eran muy estables, y supusieron que esto podría deberse a que todos ellos (menos el helio) tenían **ocho electrones** en el último nivel.

Esto los llevó a suponer que entonces, completando ocho electrones en el último nivel energético, todos los átomos podían alcanzar la estabilidad, y que para lograr esto podrían compartir o captar de otros átomos los electrones que fueran necesarios. A esta hipótesis se la conoció como **regla del octeto**.

Regla del octeto:

Los átomos de distintos elementos se unen entre sí compartiendo o transfiriendo electrones, de forma que su nivel más externo se complete con ocho electrones, para lograr la máxima estabilidad.



La molécula

Cuando los átomos completan ocho electrones en su último nivel adquieren la configuración electrónica del gas inerte que se encuentra más próximo a ellos en la tabla periódica.

Esta regla, sin ser universal –hay excepciones– es una buena aproximación para explicar cómo se establecen las uniones químicas.

La estructura de Lewis

El científico americano **Gilbert Lewis** (1875-1946) ideó una forma sencilla de representar el último nivel energético de los átomos: propuso escribir el símbolo del elemento y alrededor dibujar un punto para indicar cada uno de los electrones del último nivel energético (que son los responsables de las uniones químicas).

A modo de ejemplo:

Elemento	Configuración electrónica	Notación de Lewis
Litio	$1s^2 2s^1$	Li \cdot
Magnesio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	Mg $\cdot\cdot$
Carbono	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\cdot\ddot{C}\cdot$
Aluminio	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	Al $\cdot\cdot$
Cloro	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$\cdot\ddot{Cl}\cdot$
Argón	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$\cdot\ddot{Ar}\cdot$

Las fórmulas químicas

Las fórmulas constituyen el lenguaje de la química y, como en todo lenguaje, es necesario respetar las convenciones en la escritura para que pueda ser utilizado como un medio de comunicación.

Las fórmulas más conocidas por todos son las **fórmulas moleculares**. Seguramente todos pensamos en el agua cuando vemos su fórmula: H_2O , donde las letras representan a los símbolos químicos de los elementos que componen la sustancia y los números, que se colocan como subíndices, representan la **atomicidad**, o sea la cantidad de átomos de ese elemento químico que forman la molécula. Ocurre lo mismo cuando observamos las fórmulas del oxígeno (O_2), del dióxido de carbono (CO_2) y de algunas otras sustancias conocidas.

Existen otros tipos de fórmulas que permiten conocer con más detalle cómo se han enlazado o combinado los átomos para formar la sustancia en cuestión. Por ejemplo, la **fórmula electrónica** o fórmula de Lewis, donde se ponen en evidencia los electrones compartidos, o se simboliza la transferencia de electrones.

En este caso la fórmula de Lewis para el agua sería:



Punto rojo-punto azul: pares de electrones enlazados.

Nota: los electrones del átomo de oxígeno son iguales a los del átomo de hidrógeno (todos los electrones son iguales), se dibujan en colores diferentes solamente con fines demostrativos.

¿CÓMO SE UNEN LOS ÁTOMOS?

La formación de una unión o enlace químico implica que los electrones del último nivel de energía de los átomos se reordenen para alcanzar una estructura más estable. Esto significa que en el proceso de unión se liberará una cierta cantidad de energía (energía de enlace).

Entre dos átomos que se unen existen fuerzas de naturaleza electrostática de atracción o repulsión, según las cargas sean de signo opuesto o de igual signo.

Las cargas positivas se deben a los protones presentes en los núcleos atómicos, mientras que los electrones son los responsables de las cargas negativas.

Para que se produzca una unión química deben prevalecer las fuerzas de atracción sobre las de repulsión.

Entonces podemos resumir las condiciones necesarias para que se produzca una unión o enlace químico:

- Reordenamiento de electrones del último nivel (electrones de valencia).
- Liberación de energía (energía de enlace).
- Predominio de fuerzas de atracción electrostáticas (cargas de signo opuesto).
- Cumplimiento de la regla del octeto (compartición o transferencia de electrones entre los átomos para alcanzar la configuración electrónica de un gas noble).

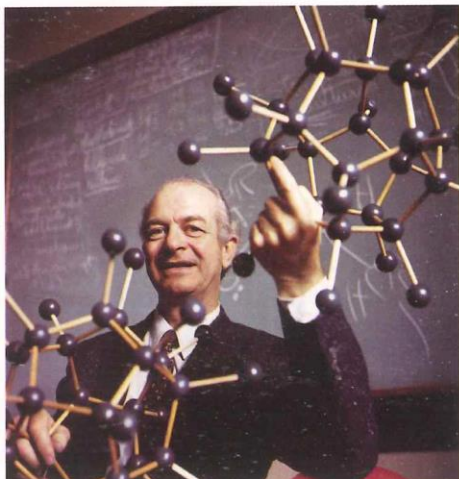
Es importante recordar que existen algunas excepciones a la regla del octeto, como el caso de los átomos de hidrógeno, berilio y boro, que tienen menos de ocho electrones en su último nivel cuando se combinan con otros elementos; o el carbono y el nitrógeno, cuando forman enlaces dobles y triples para llegar, de esta manera, a completar sus octetos.

La electronegatividad de los elementos químicos

Linus Pauling ideó una tabla en la cual asignó números con los que se representó la capacidad relativa de los átomos para atraer electrones hacia sí en un enlace químico.

Como ya vimos, la electronegatividad es la capacidad relativa de un átomo para atraer hacia sí los electrones en un enlace químico con otro átomo, y está relacionada con la energía de ionización y la afinidad electrónica de los elementos.

Así el flúor (F), que es el elemento más electronegativo, tiene asignado el valor **4** y al francio (Fr), el elemento menos electronegativo, le corresponde el valor de **0,7**.



Linus Pauling

¿Sabías qué...?



Linus Pauling nació en Estados Unidos en el año 1901. Se graduó como bioquímico, pero su curiosidad y laboriosidad lo llevaron a investigar y trabajar en distintos ámbitos de la ciencia, como la química, la medicina, la cristalografía, la genética y la biología. Fue además un activo luchador contra las pruebas nucleares. En 1954 recibió el Premio Nobel de Química por sus investigaciones sobre la naturaleza del enlace químico y en 1962 fue nuevamente galardonado, en este caso con el Premio Nobel de la Paz. Falleció en el año 1994, habiendo dejado un enorme legado a la ciencia.

Los valores de electronegatividad permiten predecir el tipo de unión química que se establecerá entre los elementos. Este criterio no es absoluto; hay también otros factores que determinan el tipo de enlace químico, pero es útil como forma de orientación.

Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen es grande, mayor que 2, se espera que el enlace sea **iónico**.

Cuando esta diferencia es menor que 2 el enlace será predominantemente **covalente**.

➤ Por ejemplo, podríamos predecir el tipo de enlace entre flúor y sodio:

Electronegatividad del flúor (F): 4

Electronegatividad del sodio (Na): 0,9

Diferencia de electronegatividades: $4 - 0,9 = 3,1$

Como la diferencia de electronegatividades es mayor que 2, el enlace será iónico.

➤ En el caso de la unión entre hidrógeno (H) y oxígeno (O), para formar la molécula de agua:

Electronegatividad del hidrógeno (H): 2,1

Electronegatividad del oxígeno (O): 3,5

Diferencia de electronegatividades: $3,5 - 2,1 = 1,4$

Con una diferencia de electronegatividades menor que 2, se espera que el enlace sea covalente.

Con estos datos, puede también predecirse la polaridad de los enlaces covalentes:

Diferencia de electronegatividad	Tipo de unión química
De 0 a 0,4	Covalente no polar o covalente pura
De 0,4 a 2	Covalente polar
Más de 2	Iónica

→ Radio atómico disminuye → Energía de ionización aumenta → Electronegatividad aumenta

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Período																		
1	H 2.1																	He
2	Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0	Ne
3	Na 0.9	Mg 1.2											Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0	Ar
4	K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.9	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8	Kr
5	Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5	Xe
6	Cs 0.7	Ba 0.9	Lu 1.3	Hf 1.3	Ta 1.5	W 1.7	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.9	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2	Rn
7	Fr 0.7	Ra 0.7	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Fl	Uup	Lv	Uus	Uuo

Tabla de electronegatividad de Pauling.

CLASIFICACIÓN DE LAS UNIONES O ENLACES QUÍMICOS

Conocer los distintos tipos de enlaces o uniones químicas es muy importante para comprender las propiedades físicoquímicas de las sustancias.

Las propiedades y características de los materiales, como su dureza, puntos de fusión y ebullición, conductividad eléctrica, etc., dependen no solo de los átomos que los constituyen, sino también del tipo de enlace que se establece entre ellos.

Existen tres tipos de uniones o enlaces entre átomos, que dependen básicamente de la electronegatividad, es decir de la capacidad de los átomos para "arrancar" o atraer hacia sí electrones de otros elementos.

Enlace o unión iónica: ocurre entre átomos de marcada diferencia de electronegatividad, es decir entre metales y no metales.

Enlace o unión covalente: ocurre entre átomos de alta electronegatividad (no metales) entre sí, o átomos de sustancias no metálicas con el hidrógeno.

Enlace o unión metálica: ocurre entre átomos de baja electronegatividad (metales).

EL ENLACE IÓNICO

El enlace iónico consiste en una transferencia de electrones del átomo menos electronegativo (metal) al más electronegativo (no metal). Esto origina la formación de iones de carga opuesta que se mantienen unidos por **fuerzas de atracción electrostática**.

Tomemos como ejemplo la formación del cloruro de sodio (sal de mesa), una sustancia conocida por todos, compuesta por la unión entre un átomo de sodio y un átomo de cloro:



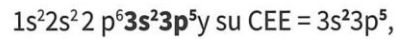
Químicamente la sal común es una sustancia iónica llamada cloruro de sodio (NaCl).

La configuración electrónica del sodio es:



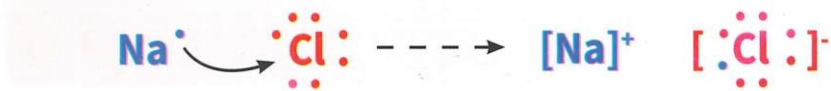
significa que en su nivel más externo, el sodio tiene un electrón.

La configuración electrónica del cloro es:



significa que en su último nivel el cloro tiene en total siete electrones.

Utilizando las fórmulas de Lewis:



Fórmulas de Lewis del cloruro de sodio

Para adquirir la configuración electrónica del gas noble más próximo, el neón (Ne), el sodio deberá ceder un electrón.

En el caso del cloro deberá captar un electrón para alcanzar la configuración del argón (Ar).

Al ceder o captar electrones, los átomos se convierten en iones con cargas opuestas.

Ion sodio $[Na]^+$ (catión). El catión sodio es un átomo de sodio al cual le falta un electrón; entonces, la cantidad de protones es superior a la de electrones y por eso tiene carga positiva.

Según la notación de Lewis:



Ion cloro $[Cl]^-$ (anión). El anión cloruro es un átomo de cloro que tiene un electrón de más y por eso presenta carga negativa.

Según la notación de Lewis:



Vocabulario +

- **Ion:**
Átomo o grupo de átomos con carga eléctrica.
- **Catión:**
Ión con carga positiva.
- **Anión:**
Ión con carga negativa.

Ambos iones por tener cargas iguales y opuestas se unen fuertemente por atracción electrostática, formando un **compuesto iónico**.

Los iones se representan mediante el símbolo del elemento rodeado por los puntos que representan los electrones del último nivel energético más el, o los, electrones captados (en el caso de los aniones). Los cationes no llevan puntos porque han cedido sus electrones. Luego se encierra el conjunto entre corchetes indicando la carga del ion como superíndice.

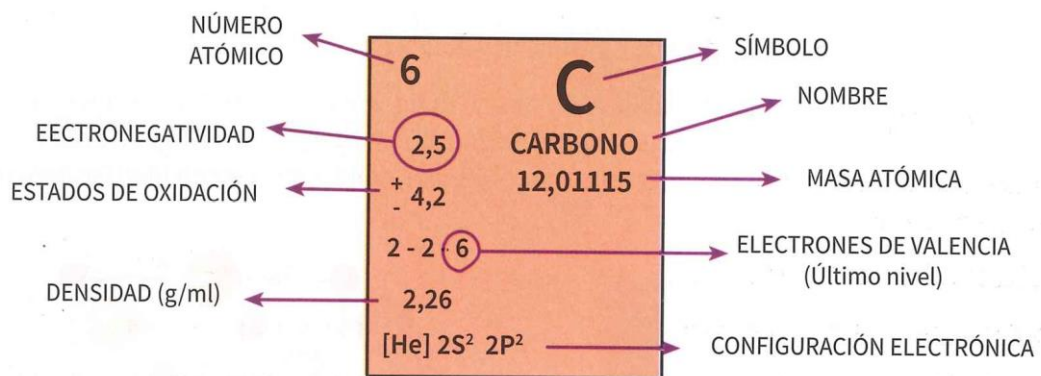
Los compuestos formados se representan por medio de las fórmulas químicas.

Para escribir la fórmula química del compuesto formado se colocan los símbolos de los elementos químicos y como subíndice la cantidad de iones de cada uno de los elementos que participan en la unión, en este caso:



El número uno (que correspondería a un ion $[\text{Na}]^+$ y un ion $[\text{Cl}]^-$) no se anota en las fórmulas químicas.

La tabla periódica nos brinda información adicional:



La tabla periódica nos ayuda a obtener información adicional. En la tabla periódica pueden encontrar los datos de electronegatividad y de la cantidad de electrones que los átomos tienen en el último nivel

Veamos otro ejemplo:

El caso de la **unión iónica** entre el magnesio (Mg) y el cloro (Cl):



En este caso el magnesio cede dos electrones. Cada átomo de cloro puede tomar solo un electrón (para completar su octeto), por eso son necesarios dos átomos de cloro para que se produzca el enlace químico, de manera que la fórmula química se escribe:



Lo que representa que se han unido un ion $[\text{Mg}]^{++}$ y dos iones $[\text{Cl}]^-$

Algunos aspectos para tener en cuenta:

Pueden observar que una condición necesaria para que se produzca el enlace químico es que debe haber igualdad entre los electrones “ganados” y “perdidos” en el proceso, esto significa que los electrones que cede un elemento deben ser los mismos que capta el o los otros elementos.

También es importante considerar que la unión iónica se produce en forma simultánea entre muchos átomos, dando como resultado una gigantesca **red cristalina iónica** formada por numerosos iones interrelacionados por atracción electrostática.

Las redes iónicas:

Los compuestos iónicos forman **redes tridimensionales**, en las cuales se logra la máxima atracción entre los cationes y aniones porque se ubican de forma alternada en las tres direcciones del espacio.

Las fuerzas de atracción entre los iones son muy grandes. Por esta razón, los compuestos iónicos son muy duros y tienen elevados puntos de fusión y ebullición.

Cuando se encuentran en estado sólido, los iones no pueden moverse dentro de la red cristalina, por ello los sólidos iónicos no conducen la electricidad, pero al disolverse en agua, la red cristalina se desarma permitiendo que los iones se muevan y puedan conducir la electricidad (se denominan por esto **electrolitos**).

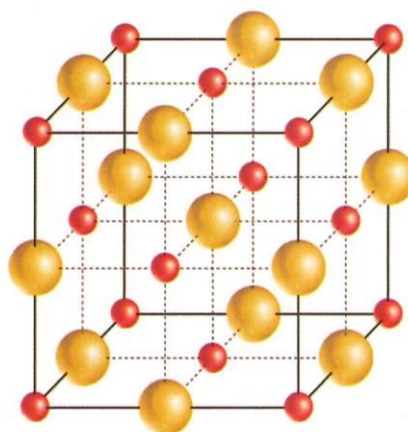
Para la netbook



- Para comprender mejor el proceso de unión iónica pueden mirar unas animaciones sobre el tema en¹:

<http://www.educ.ar/sitios/educar/recursos/ver?id=15088>

¹ Sitio: *Educar*. Ministerio de Educación, Presidencia de la Nación, Argentina.



Red de cloruro de sodio

Propiedades de los compuestos iónicos

Todas las sustancias que se forman por unión iónica se caracterizan por presentar las siguientes propiedades comunes:

- **No forman moléculas independientes** (se encuentran asociados formando redes).
- Poseen puntos de fusión y ebullición elevados (más de 700 °C).
- Son sólidos a temperatura ambiente.
- Son solubles en agua.
- Son sustancias duras y frágiles.
- No conducen la corriente eléctrica en estado sólido pero son buenos conductores cuando se encuentran fundidos o en solución (disueltos en agua).



¿Vamos al laboratorio?

¿Quieren ver unos bonitos cristales de cloruro de sodio?

Disuelvan en medio vaso de agua una cucharada de sal de mesa (cloruro de sodio).

Vuelquen un poco de la solución que prepararon en un recipiente amplio de bordes bajos, (podría ser la tapa de un frasco de mermelada).

Coloquen el recipiente en un lugar aireado y déjenlo varios días (sin moverlo) hasta que el agua se evapore completamente.

Ahora observen con una lupa los cristales cúbicos de cloruro de sodio.

Comparen con la imagen.



Cristales de cloruro de sodio

¿Sabías qué...?



El agua pura es un magnífico aislante, es decir, no conduce la corriente eléctrica. Sólo que el agua pura, a la que llaman desionizada, existe exclusivamente en los laboratorios. La que sale por la canilla, la de la piscina, la de los ríos, lagos, charcos y sobre todo la del mar, nada tiene de pura. En ella hay gran cantidad de minerales disueltos. El agua de lluvia es bastante pura, pero en cuanto toca nuestro cuerpo, enseguida disuelve el cloruro de sodio (sal de mesa) que tenemos a flor de piel debido al sudor y con eso basta para que pierda su pureza.

Cuando el agua disuelve cualquier sal, no sólo la de mesa, disocia una buena cantidad de sus moléculas en iones positivos y negativos, que la convierten en un conductor de la electricidad. Mientras más sales tenga disuelta el agua, mejor conductor se vuelve.

El agua encierra varios peligros. Uno de ellos consiste en que como cualquier otro conductor, puede terminar de cerrar un circuito eléctrico que pudiera parecerle abierto a algún descuidado. Otra es, que el agua mejora la calidad de cualquier contacto eléctrico con la piel, al aumentar el área efectiva de este. Es por eso que siempre se recomienda no manipular artefactos eléctricos con las manos húmedas.



Actividades

1. Relacionen los conceptos de la derecha con el tipo de unión química:

- | | |
|-------------------------------------|------------------|
| - Unión entre metales. | Unión iónica. |
| - Unión entre metales y no metales. | Anión. |
| - Unión entre no metales. | Unión covalente. |
| - Elemento que gana electrones. | Catión. |
| - Ion con carga positiva. | Unión metálica. |

2. Representen mediante fórmulas de Lewis y fórmulas químicas las uniones iónicas entre los siguientes pares de átomos:

- a) K / O b) Na / F c) Ca / S d) Sr / Cl

3. Dadas las siguientes afirmaciones, indiquen si son verdaderas o falsas.

Corrijan las falsas.

- La unión iónica se produce entre un elemento de baja electronegatividad y otro de alta electronegatividad.
- La electronegatividad es la capacidad de un átomo para compartir electrones.
- Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen es menor que 2, la unión será iónica.
- Los compuestos iónicos conducen la electricidad en estado sólido.
- La cantidad de electrones que produce estabilidad en los átomos es cuatro.
- Los gases inertes se unen con los metales mediante enlaces iónicos.
- Los electrones de todos los elementos son iguales.
- Los compuestos iónicos no forman moléculas aisladas.

EL ENLACE COVALENTE

Existen moléculas formadas por átomos que tienen valores de electronegatividad igual o muy similar.

En estos casos resulta evidente que no habrá un átomo capaz de “arrancar” electrones a otro, tampoco ninguno de los átomos estará en condiciones de ceder electrones; los elementos alcanzarán la configuración electrónica de un gas inerte, compartiendo entre sí uno o varios pares de electrones de su último nivel.

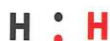
Este tipo de unión se observa entre átomos de no metales iguales unidos entre sí, como las moléculas biatómicas de gases simples [oxígeno (O_2), cloro (Cl_2), flúor (F_2) o hidrógeno (H_2)] o átomos diferentes, como los óxidos de carbono (CO y CO_2) y de azufre (SO , SO_2 y SO_3). También en las combinaciones de los no metales con hidrógeno.

Veamos el ejemplo de la formación de la **molécula de hidrógeno**.

El átomo de hidrógeno ($Z=1$) tiene un núcleo con un protón y un solo electrón ocupando el nivel $1s^1$.

Cuando dos átomos de hidrógeno se aproximan se generan fuerzas de repulsión (rechazo) núcleo-núcleo, por tener ambos núcleos carga positiva, fuerzas de repulsión electrón- electrón (ambos tienen carga negativa) y fuerzas de atracción núcleo electrón. Los átomos pueden acercarse hasta una distancia en la cual predominen las fuerzas de atracción sobre las fuerzas de repulsión. Así se produce la unión en la cual el par de electrones (uno de cada átomo) es compartido por ambos átomos de hidrógeno.

Se puede representar con las fórmulas de Lewis:



Fórmula de Lewis, unión H/H

Compartiendo los electrones, ambos átomos de hidrógeno alcanzan la configuración electrónica estable del helio (He), con dos electrones en su último nivel, estableciéndose un enlace covalente cuya fórmula molecular será:



El número **2** colocado como subíndice indica la cantidad de átomos que se unen para formar la molécula de hidrógeno.



El azúcar es una sustancia covalente. Su nombre químico es sacarosa y está formada por átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno

Otros ejemplos de unión covalente:

La molécula de flúor

Cada átomo de flúor ($Z = 9$), posee nueve electrones distribuidos de la siguiente forma:

$1s^2 2s^2 2p^5$, la CEE (electrones de valencia) indica que en su último nivel el flúor tiene siete electrones.

Usando la notación de Lewis:



Fórmula de Lewis, unión F/F

La unión se establece por un par de electrones compartido entre los dos átomos de flúor, de manera que cada uno de ellos completa los ocho electrones en su último nivel.

La fórmula molecular de la molécula de flúor será:



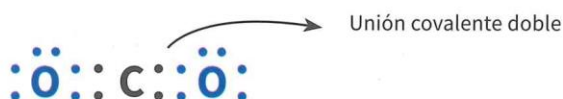
Se puede representar el par de electrones compartidos (electrones enlazantes), mediante una línea, constituyendo un nuevo tipo de fórmula, denominado **fórmula desarrollada**:



La molécula de dióxido de carbono

Esta molécula se forma por la unión entre un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.

El carbono tiene cuatro electrones en su nivel más externo, el oxígeno seis electrones de valencia. De manera que según la notación de Lewis:



Fórmula de Lewis CO_2 , unión C/O

En este caso, para que el oxígeno alcance su octeto de electrones que le da estabilidad, será necesario que comparta con el carbono dos pares de electrones. El carbono tendría así seis electrones en su último nivel, de manera que para completar su octeto, compartirá otros dos pares de electrones con otro átomo de oxígeno.

Cuando los pares de electrones compartidos entre dos átomos son dos, se forma un **enlace covalente doble**.

La fórmula molecular del dióxido de carbono será:

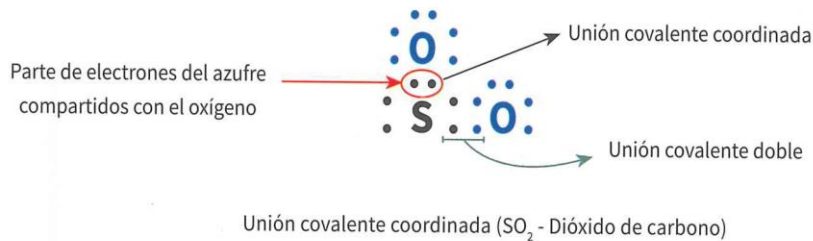


Y la fórmula desarrollada:



Un caso particular: enlace covalente coordinado

En algunos compuestos se observa un tipo especial de unión covalente, en la cual el par de electrones que se comparte, como en todas las uniones covalentes, es aportado solamente por uno de los átomos. Para entender este caso podemos analizar la formación de la molécula de dióxido de azufre (SO_2):



Como el azufre y el oxígeno tienen seis electrones en su último nivel, para completar sus octetos pueden compartir dos pares de electrones, formando un enlace covalente doble.

Al azufre le quedan dos pares de electrones no compartidos; entonces, utiliza uno de esos pares de electrones para unirse con otro oxígeno.

En este caso el azufre no puede tomar electrones del segundo átomo de oxígeno para compartir porque su octeto está completo, de manera que el azufre aporta el par completo para compartirlo con el segundo átomo de oxígeno, de forma que este pueda completar sus ocho electrones.

La fórmula molecular del dióxido de azufre es:



Y su fórmula desarrollada:



Las dos líneas entre el átomo de oxígeno y el átomo de azufre indican dos pares de electrones compartidos.

La flecha indica que el par de electrones es aportado por el azufre y compartido por ambos átomos.

Para resumir:

Tipo de enlace o unión covalente	Los electrones son aportados por:	Los electrones se comparten:
Pura	Ambos átomos	En forma equivalente
Polar	Ambos átomos	En forma desigual*
Coordinada (dativa)	Uno de los átomos	En forma equivalente

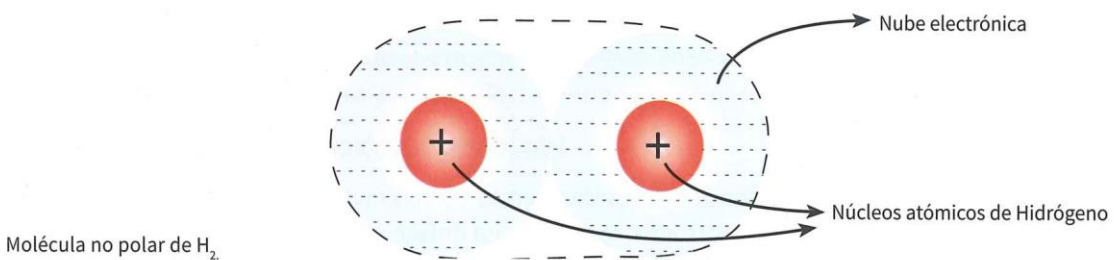
*El átomo más electronegativo atrae al par electrónico con mayor intensidad.

Polaridad de los enlaces

La electronegatividad no es una magnitud que pueda medirse en los átomos aislados: surge al producirse la unión entre los átomos.

Cuando se producen uniones covalentes, la nube de electrones compartidos puede distribuirse de forma simétrica o asimétrica.

En el caso de que los átomos tengan la misma electronegatividad, por ejemplo dos átomos de hidrógeno, evidentemente ambos presentan la misma capacidad para atraer hacia sí a los electrones que se comparten en forma equitativa. En consecuencia, la unión será covalente **no polar o pura** y la nube electrónica formada será **simétrica**.

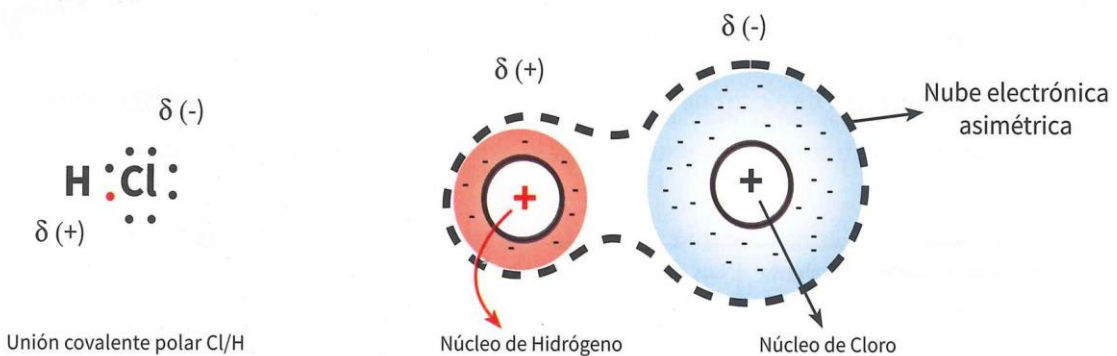


A medida que aumenta la diferencia de electronegatividad entre los átomos, se va incrementando la polaridad de la molécula formada, porque uno de los átomos, (el más electronegativo) atraerá con mayor fuerza al par de electrones compartido.

La carga electrónica se desplaza hacia el átomo más electronegativo, dando como resultado una **distribución asimétrica** de la nube de electrones.

En este tipo de moléculas se pueden distinguir claramente dos zonas: una de mayor densidad de electrones (zona de carga negativa δ^-) cerca del átomo más electronegativo y otra de menor densidad electrónica (zona de carga positiva δ^+) cerca del átomo menos electronegativo.

Este tipo de enlace se conoce como **enlace covalente polar** y la molécula polar se conoce como **dipolo** (por tener dos polos: el positivo y el negativo).



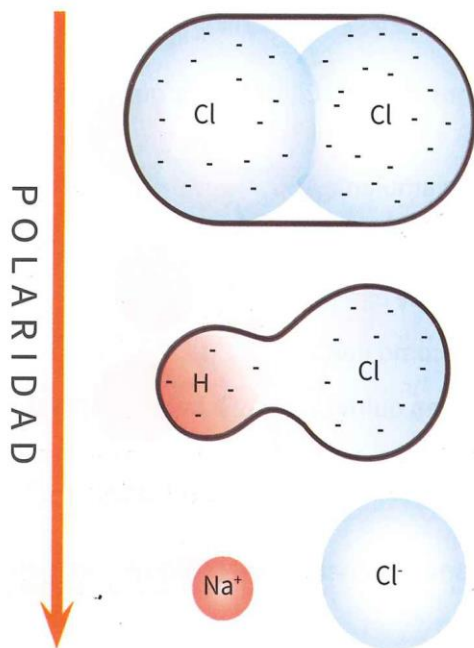
Nota:

δ^- indica densidad de carga negativa.

δ^+ indica densidad de carga positiva.

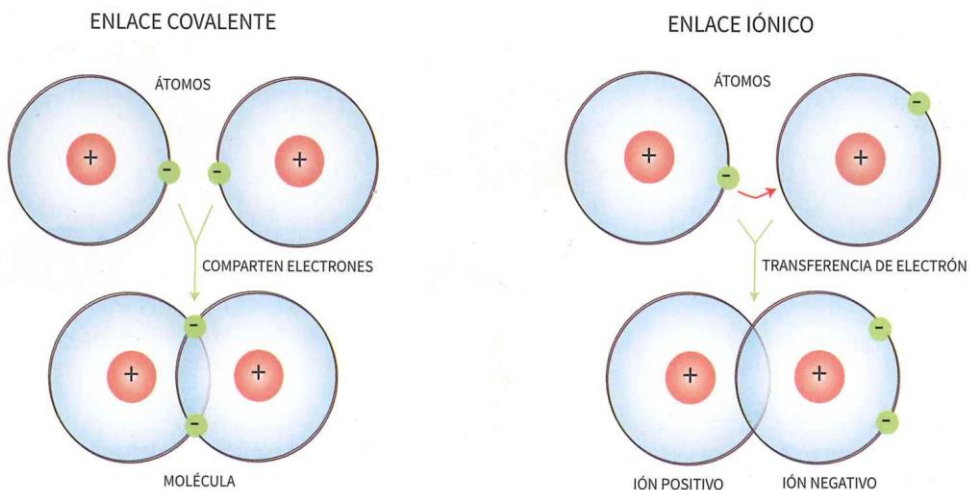
Si la diferencia de electronegatividad es muy grande (superior a 2), se presenta el caso de que el átomo más electronegativo directamente “arrancará” los electrones del átomo menos electronegativo y, entonces, la unión será **iónica**.

Así se puede graficar el desplazamiento de la nube electrónica según el tipo de unión química de la siguiente manera:



Desplazamiento de la nube de electrones

No es posible establecer una regla que permita definir con exactitud si un enlace es iónico o covalente, dado que en todo enlace covalente polar hay un cierto carácter iónico, es decir, solo podemos afirmar que una unión será **predominantemente covalente** o **predominantemente iónica**, según sea la diferencia de electronegatividad entre sus átomos.



Para la netbook



- Para comprender mejor el proceso de unión covalente pueden mirar una animación en¹:

www.educ.ar/recursos/ver?rec_id=70073

¹ Sitio: *Educar*. Ministerio de Educación, Presidencia de la Nación, Argentina.

PROPIEDADES DE LOS COMPUESTOS COVALENTES

Existen innumerables sustancias formadas por enlaces covalentes que podríamos clasificar dentro de dos grupos:

Sustancias moleculares

Constituidas por moléculas individuales formadas por átomos unidos en forma covalente, desde las más simples compuestas por dos o tres átomos, como el hidrógeno (H_2), o tres átomos, como el dióxido de carbono (CO_2), hasta las formadas por cientos de átomos, como las proteínas.

- Son estables.
- Poseen bajos puntos de fusión y ebullición (menos de $300\text{ }^\circ\text{C}$), debido a que las fuerzas que mantienen unidos los átomos entre sí son débiles.
- Muchas de ellas son gases o líquidos a temperatura ambiente.
- Las sustancias que son sólidas funden a baja temperatura.
- No conducen la corriente eléctrica en ningún estado de agregación.
- Son solubles en compuestos orgánicos no polares, como nafta, éter, etc.
- Son **termolábiles**, esto significa que se descomponen químicamente a bajas temperaturas.

Cristales covalentes

Están formados por conjuntos de átomos que componen un cristal o red tridimensional, en la cual los enlaces son covalentes.

Hay algunos ejemplos de estas sustancias que seguramente conocen:

El carbono, que puede presentarse en dos formas cristalinas: grafito y diamante, en las cuales la organización de los átomos es diferente, lo que confiere a ambas variedades del carbono propiedades muy distintas.

Otro ejemplo es el del dióxido de silicio (SiO_2), cuya forma cristalina más conocida es el cuarzo.

Los cristales covalentes no tienen propiedades comunes, dependen del tipo de estructura del cristal formado.



Diamante de carbono

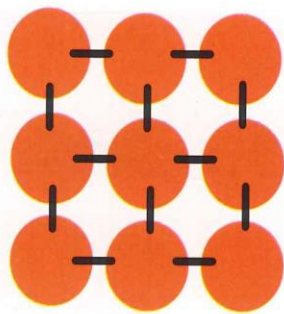


Grafito de carbono

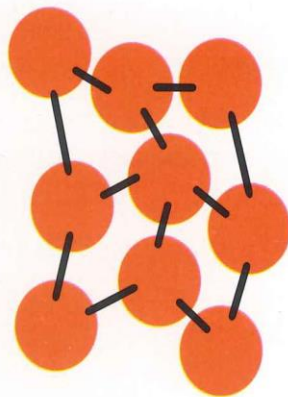


Cristal de cuarzo

El diamante está compuesto por átomos de carbono unidos entre sí de manera geométrica formando tetraedros, que le confieren gran dureza. El grafito tiene una estructura laminar que es menos rígida, por lo cual es un material blando.



Sólido cristalino



Sólido amorfo

Las sustancias amorfas, a diferencia de las cristalinas, no presentan entre sus átomos un orden definido.

¿Sabías qué...?



Los cristales

La **estructura cristalina** es la forma sólida en la cual se ordenan y empaquetan los átomos, moléculas, o iones. Estos se encuentran organizados de manera geométrica ordenada y con patrones de repetición que se extienden en las tres dimensiones del espacio. La **crystalografía** es el estudio científico de los cristales y su formación.

No sería correcto pensar que la materia es totalmente ordenada o desordenada (cristalina o no cristalina); encontramos una gradación continua del orden en que está organizada la materia (grados de cristalinidad), en donde los extremos serían materiales con estructura atómica perfectamente ordenada (cristalinos) y completamente desordenada (amorfos).



El opalo y el vidrio son sólidos cuya estructura interna es amorfa

Actividades

1 a) Predigan en base a la diferencia de electronegatividad cuáles de estos pares de átomos se unirán en forma covalente:

b) Representarlos mediante fórmulas de Lewis, desarrolladas y moleculares.

Si / O - F / Ca - P / O - P / H - O / K

2 Ordenen los siguientes compuestos químicos de acuerdo a su polaridad creciente:

a) PH_3 b) HF c) NaCl d) CH_4 e) ClH

(Calculen la diferencia de electronegatividad restando la de los dos átomos que forman el compuesto, sin tener en cuenta la cantidad de esos átomos que están presentes).

3 Señalen cuáles de estas propiedades corresponden a los compuestos covalentes:

- Solubles en agua.
- Alto punto de fusión.
- Solubles en nafta.
- Conductores de la corriente eléctrica.
- Estado gaseoso.
- Forman iones.
- Ceden o captan electrones.
- Comparten electrones.

4 Elijan dentro de esta lista de elementos dos elementos que, unidos químicamente, den como resultado:

a) Un compuesto de bajo punto de ebullición, soluble en solventes orgánicos y no conductor de la corriente eléctrica.

b) Un compuesto sólido de alto punto de fusión.

C, N, O, Ca, Li, H, Mg, P, S y K.

5 El carbono (C) y el oxígeno (O) forman el dióxido de carbono (CO_2) mediante:

- Unión covalente doble.
- Unión covalente simple.
- Unión iónica.
- Dos uniones covalentes dobles.
- Ninguna de las opciones.

Justifiquen la respuesta representando el compuesto mediante la fórmula de Lewis.

EL ENLACE METÁLICO

Los metales son los elementos que más abundan en la tabla periódica. Tienen propiedades fisicoquímicas bastante conocidas por todos: el brillo, cuando están pulidos, la conductividad eléctrica y térmica (son buenos conductores de la corriente eléctrica y del calor), la **ductilidad**, que es la capacidad de formar hilos o alambres y la **maleabilidad**, que es la posibilidad de ser estirados en forma de hojas o láminas.

Los metales tienen además baja electronegatividad, es decir, tienen una marcada tendencia a perder electrones para transformarse en cationes.

Estas propiedades sugieren que sus átomos deben unirse de una forma muy particular.

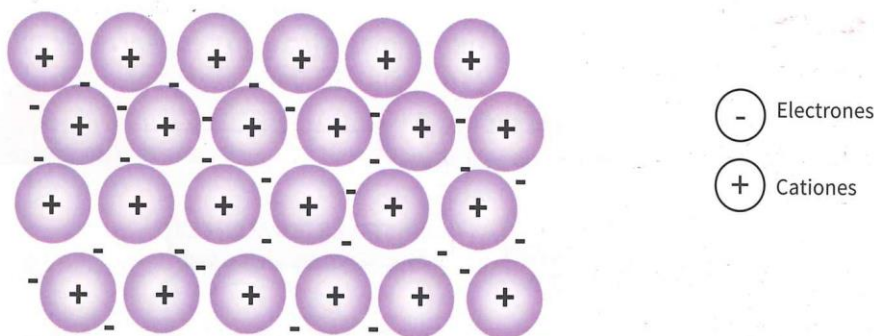
Cuando los átomos de los metales pierden sus electrones, no son captados por ningún otro átomo en particular. Los electrones pasan de un átomo neutro a otro que se había transformado en catión, que así vuelve a transformarse en un átomo neutro, que luego perderá sus electrones para convertirse nuevamente en un catión.

Las teorías actuales consideran que el metal está formado por una red de cationes, entre los cuales se mueven libremente los electrones.

La unión se establece entre los iones positivos y la nube electrónica, de carga negativa.

Una imagen bastante gráfica es la de un “mar de electrones” que se mueve entre los cationes.

Las características de conductividad térmica y eléctrica se deben a la libertad de movimiento que tienen los electrones.



Unión metálica

Las aleaciones

Las aleaciones son mezclas homogéneas de dos o más metales, o de un metal con otros elementos no metálicos, como por ejemplo el carbono.

Las aleaciones tienen propiedades que ofrecen ventajas frente a los metales puros. Por ejemplo, tienen en general mayor dureza, mayor resistencia a la corrosión y al desgaste.



Los metales fueron usados por el hombre desde la prehistoria. Actualmente, por su gran resistencia, versatilidad y relativa facilidad de utilización son uno de los materiales más elegidos en la construcción.

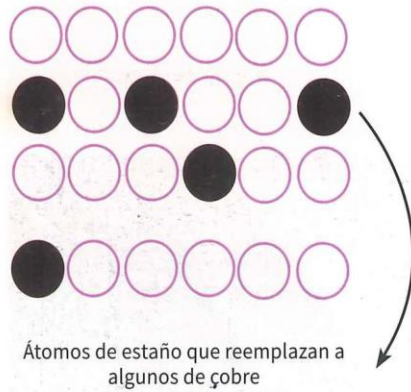


Muchos de los materiales y objetos que utilizamos cotidianamente están constituidos por distintas aleaciones, como el bronce (cobre/estaño), el acero (hierro/carbono), el latón (cobre/cinc), y el oro y plata empleados en joyería, que en estado puro serían demasiado blandos y poco resistentes al desgaste.

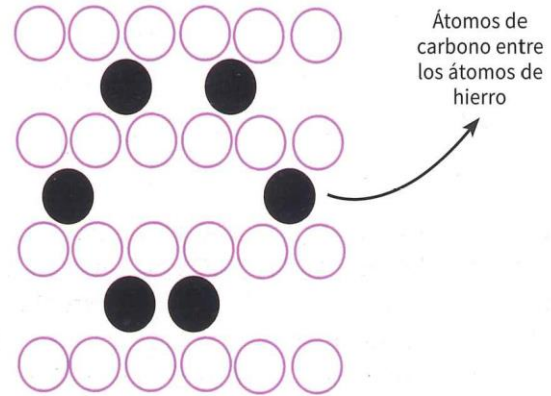
En las aleaciones los átomos de los elementos que están en menor proporción se colocan entre los átomos de los metales “base”, que son los que se encuentran en mayor proporción, o bien sustituyen a algunos de los átomos del metal base, generando así, un nuevo material con propiedades diferentes a los dos componentes iniciales.

Aleación metálica

Aleación de sustitución: Bronce

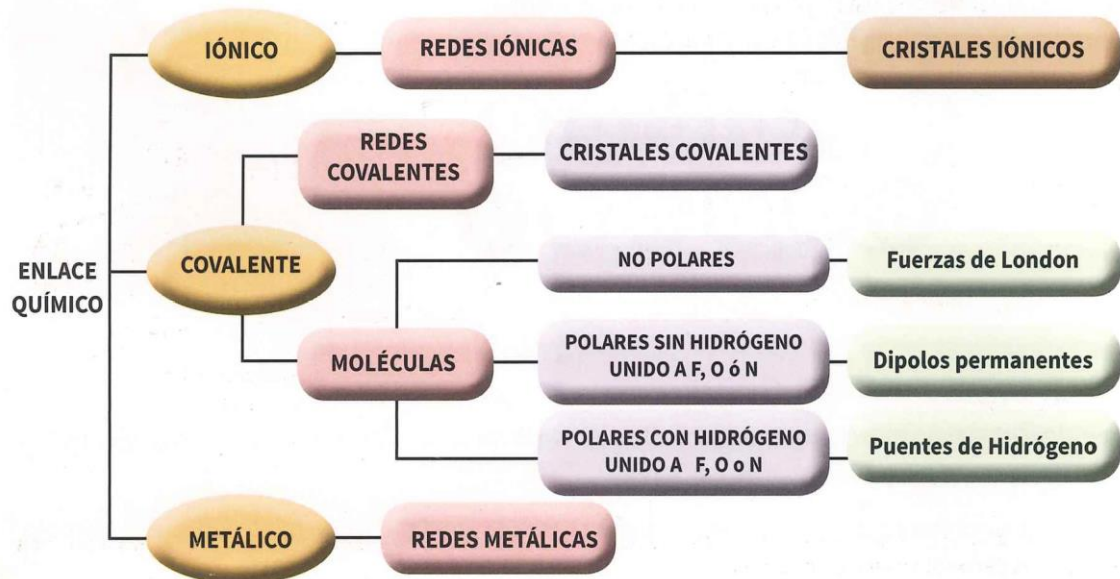


Aleaciones intersticiales: Acero



A modo de resumen podemos clasificar las uniones o enlaces químicos de la siguiente manera:

Cuadro clasificación de uniones químicas



FUERZAS O UNIONES INTERMOLECULARES

Ya vimos que los compuestos iónicos se mantienen asociados formando redes cristalinas, algo similar ocurre en los compuestos que forman redes covalentes. En los metales, los átomos forman una red cristalina muy especial, en la cual los iones positivos mantienen posiciones fijas mientras que los electrones tienen independencia de movimiento.

Las moléculas covalentes de las diferentes sustancias existen en forma independiente y presentan distintas estructuras, lo que determinará que entre ellas se produzcan diversas **fuerzas de atracción intermoleculares** conocidas como fuerzas de **Van der Waals**.

Estas fuerzas, de naturaleza eléctrica, mantienen a las moléculas unidas en mayor o menor grado entre sí, determinando algunas de las propiedades que caracterizan a las sustancias, como el punto de fusión o ebullición, la solubilidad, el estado de agregación, etc.

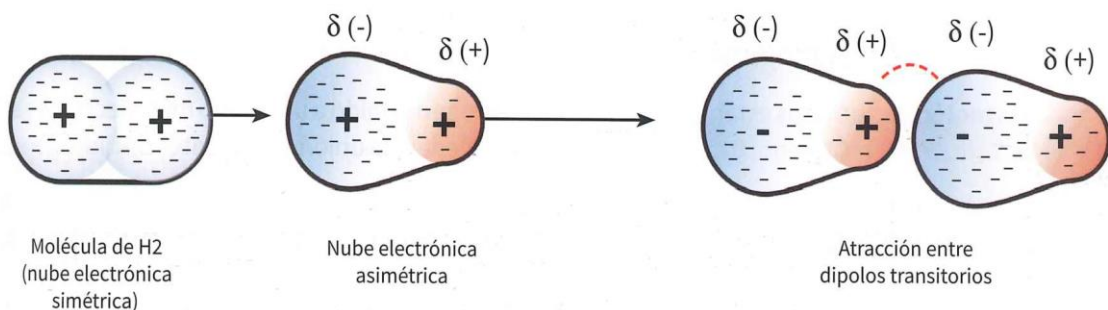
Cuanto mayor es la intensidad de estas fuerzas, más energía se requiere para separar las moléculas y producir la fusión o el pasaje al estado de vapor.

Vamos a estudiar las más importantes fuerzas intermoleculares o fuerzas de Van der Waals.

Fuerzas de London

En las moléculas **no polares** se observó en forma experimental que puede producirse una polaridad transitoria por corrimiento o desplazamiento de los electrones. Esto origina un polo de mayor densidad electrónica (polo negativo) y en consecuencia también un polo positivo.

Este **dipolo transitorio** origina la atracción de una molécula con otra (se atraen las zonas donde las polaridades son opuestas). Estas fuerzas son muy débiles, pero suficientes como para mantener unidas a las moléculas de los gases inertes a muy bajas temperaturas, permitiendo que estos gases, como así también el hidrógeno o el oxígeno, puedan pasar al estado líquido por descenso de temperatura.

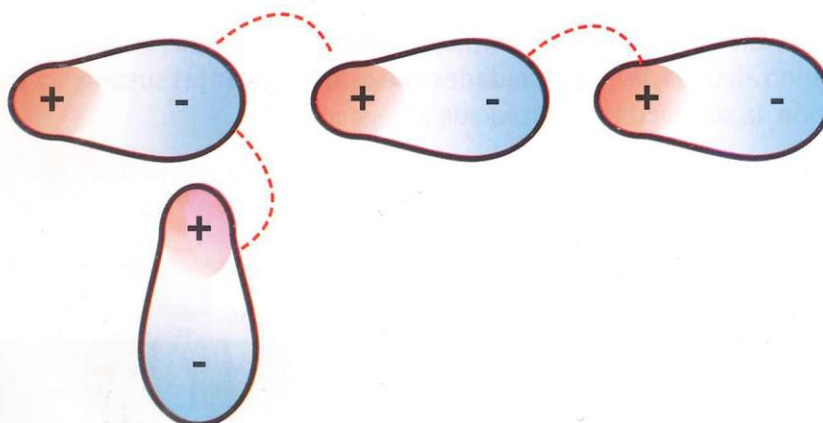


Todas las moléculas presentan fuerzas de London, pero cuando la molécula posee además algún otro tipo de fuerzas más intensas, las de London no tienen influencia.

Fuerzas dipolo-dipolo (dipolo permanente)

Cuando dos **moléculas** son **polares** se produce atracción electrostática entre el polo positivo de una y el polo negativo de la otra. Estas fuerzas son más intensas que las de London y se van incrementando a medida que aumenta la diferencia de electronegatividad entre los átomos que componen las moléculas.

Estas fuerzas son importantes para determinar la solubilidad de las sustancias. Todas las sustancias polares son solubles en solventes polares como el agua; sus moléculas, al ser polares, son atraídas por otros dipolos, como los de las moléculas de agua.



Las moléculas de cloruro de hidrógeno (HCl) son polares, la nube electrónica es asimétrica y se generan entre ellas dipolos permanentes.

Fuerzas dipolo-dipolo inducido

En algunas ocasiones, las **moléculas polares** se aproximan a otras **moléculas no polares**. En estos casos, la molécula polar induce en ellas una polaridad opuesta transitoria, generando la atracción intermolecular llamada **dipolo-dipolo inducido**.

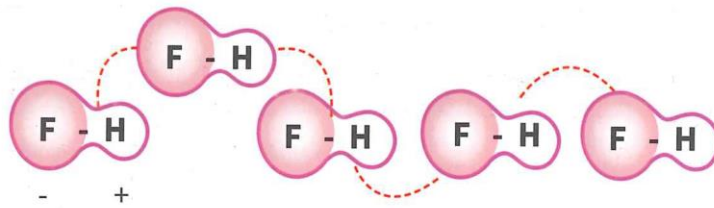
Esta es la razón por la cual algunas sustancias no polares como el oxígeno (O_2) y el dióxido de carbono (CO_2) se disuelven ligeramente en agua, que es una sustancia polar.

Unión puente de hidrógeno

Cuando las **moléculas polares** están formadas por el **hidrógeno** unido a un átomo muy electronegativo, como el flúor (**F**), el oxígeno (**O**), o el nitrógeno (**N**), se genera la unión por puentes de hidrógeno.

Es un tipo especial de las fuerzas dipolo-dipolo entre el hidrógeno y el átomo electronegativo de la molécula vecina, en la cual el hidrógeno actúa como **puente** entre dos átomos electronegativos, formando cadenas de moléculas.

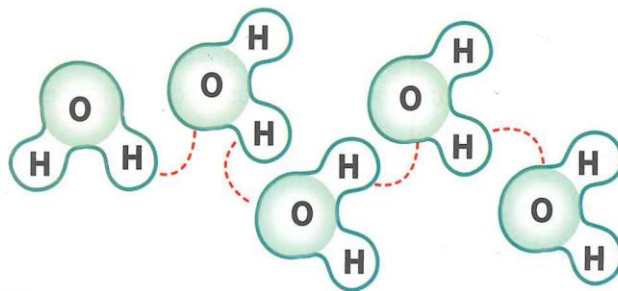
Las uniones puente de hidrógeno son responsables de los altos puntos de ebullición del NH_3 , FH_2 y H_2O con respecto a otras sustancias formadas por elementos de los mismos grupos que el N, F y O.



Fuerzas puente de hidrógeno.

EL AGUA Y SUS PUENTES DE HIDRÓGENO

Las moléculas de agua son dipolos unidos por puentes de hidrógeno. Estas fuerzas son responsables de las curiosas y atípicas propiedades del agua.



Los puentes de hidrógeno del agua

La densidad del hielo

Cuando el agua se congela, el número de uniones puente de hidrógeno aumenta, y se forman retículos tridimensionales hexagonales que tienen espacios vacíos adentro, por lo cual el agua sólida tiene una estructura porosa y de menor densidad que el agua líquida. Esto explica que el hielo flote (generalmente las sustancias tienen mayor densidad en estado sólido).

Al aumentar la temperatura, se van rompiendo algunos de los enlaces de hidrógeno, y cuando el agua se convierte en vapor, las moléculas están separadas unas de otras.



Tensión superficial

La tensión superficial es el fenómeno en el cual la superficie de un líquido se comporta como una película fina elástica.

Las fuerzas de atracción entre las moléculas vecinas, debidas a los puentes de hidrógeno, son responsables de este fenómeno.



Una consecuencia de este fenómeno es que las gotas pequeñas de agua tiendan a adoptar forma esférica. Otra, que algunos insectos puedan posarse sobre el agua sin hundirse.



Poder disolvente

El agua es llamada **solvente universal** porque disuelve mejor que cualquier otro líquido a muchísimos sólidos, líquidos y gases. Sus moléculas pequeñas y cargadas eléctricamente hacen posible establecer fuerzas dipolo-dipolo y puentes de hidrógeno con otras partículas.

Es importante pensar que gracias a esta propiedad del agua existe la vida, ya que cumple importantes funciones en los organismos vivos como: disolver y transportar sustancias, actuar como medio en el cual ocurren los metabolismos, brindar consistencia a las células y estructuras, amortiguar el roce entre los huesos (líquido sinovial), y regular la temperatura corporal por los mecanismos de circulación y transpiración.

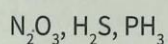
Actividades

- 1 Ordenen los átomos de los elementos siguientes según su electronegatividad creciente: P, S, Mg, Cl, Br, O, K y Al.
- 2 Indiquen qué tipo de enlace químico predominará en los siguientes compuestos: NaF, Cl₂, HCl, O₂, PCl₃
- 3 Dadas las siguientes moléculas: HF; HI; HCl
 - a) Escriban las fórmulas de Lewis.
 - b) Representen la densidad de carga positiva o negativa sobre el átomo correspondiente.
 - c) Clasifiquen las moléculas en orden de polaridad creciente.
- 4 ¿Qué tipo de interacciones o fuerzas moleculares existirán entre las siguientes moléculas?:
CCl₄, SO₂, HF, HBr, H₂

5 Para completar:

Elemento 1	Símbolo	Elemento 2	Símbolo	Tipo de unión	Fórmula de Lewis	Fórmula
Oxígeno	O	Flúor	F			
Carbono		Hidrógeno				
Potasio		Oxígeno				
Nitrógeno		Nitrógeno				
Azufre		Sodio				

6 Escriban las fórmulas de Lewis y las fórmulas desarrolladas de las siguientes sustancias:



7 Respondan las siguientes cuestiones:

- ¿Por qué los compuestos iónicos son buenos conductores de la electricidad?
- ¿Qué son las moléculas polares y qué importancia tienen?
- ¿Por qué los metales son buenos conductores del calor?
- ¿Por qué los compuestos polares son solubles en agua?
- ¿Qué elementos químicos tienen tendencia a ceder electrones?

8 Respondan con verdadero o falso y corrijan las opciones falsas.

- Los iones pueden tener carga positiva o negativa.
- Los aniones tienen menos electrones que los átomos neutros del mismo elemento.
- El átomo que gana electrones se convierte en catión.
- En la unión covalente los átomos que se unen siempre son diferentes.
- Cuando se unen el azufre con el oxígeno lo hacen por unión iónica.
- Los átomos se unen por enlace iónico cuando tienen mucha diferencia de electronegatividad.
- Cuando los valores de electronegatividad de los átomos que se unen son muy bajos, la unión es covalente.

9 Hay algunos elementos químicos cuyos iones son muy importantes para los organismos vivos, dado que cumplen papeles fundamentales en procesos biológicos.

Investiguen en Internet qué función cumplen los siguientes iones: $[\text{Ca}]^{+2}$ y $[\text{Fe}]^{+3}$

10 Justifiquen la siguiente afirmación teniendo en cuenta las uniones o fuerzas intermoleculares:

El amoníaco (NH_3) es soluble en agua (H_2O), mientras que el metano (CH_4) no se disuelve en agua, pero sí en solventes no polares, como el benceno.

LA GEOMETRÍA DE LAS MOLÉCULAS

Como vimos, los átomos se relacionan de distintas maneras para formar moléculas.

Las fórmulas de Lewis, permiten visualizar el modo en que los electrones se vinculan en una molécula. Pero hasta ahora hemos considerado a las moléculas o unidades fórmula, en el plano, sin tener en cuenta que, tanto los átomos y partículas, como así también los compuestos que ellos forman son tridimensionales. Es decir, tienen una estructura espacial.

La forma de la molécula, junto con su polaridad, es esencial para determinar las propiedades de las sustancias, como por ejemplo, su solubilidad o su punto de ebullición.

En la década de 1940, dos químicos ingleses, **Nevil V. Sidgwick** y **Herbert Powell**, habiendo podido comprobar en forma experimental la forma de algunas moléculas, elaboraron un modelo teórico para representar la geometría molecular y lo llamaron **Teoría de Repulsión de los Pares de electrones de Valencia: TRePEV**.

En 1957, dos químicos: el canadiense **Ronald J. Gillespie** y el australiano **Ronald S. Nyholm**, que trabajaban en Londres, perfeccionaron la TRePEV, construyendo una teoría detallada que permite elegir, entre varias alternativas, la geometría más adecuada para una molécula determinada.

Esta teoría tiene cuatro postulados fundamentales:

- Los electrones de valencia de los átomos que componen la molécula o ion se distribuyen en pares, alrededor de un átomo central.
- Como los pares de electrones se repelen entre sí, ocupan en el espacio posiciones en las cuales la repulsión sea mínima (lo más alejados que sea posible).
- Los pares de electrones no compartidos (pares de electrones libres), se repelen con mayor intensidad, por lo cual ocupan mayor espacio.
- Los enlaces dobles o triples se indican como simples (se considera que el efecto que producen es equivalente).

La idea que plantea esta teoría es que los electrones se orientan en el espacio, de manera que la **distancia entre ellos sea máxima**, para que la **repulsión** de sus nubes electrónicas **sea mínima**.


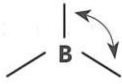
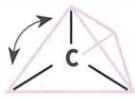
Lo que se logra de esta manera es la distribución más estable, que determinará la geometría probable de la molécula.

A pesar de la inmensa variedad de sustancias que existen, sus moléculas tienen un número reducido de formas geométricas.

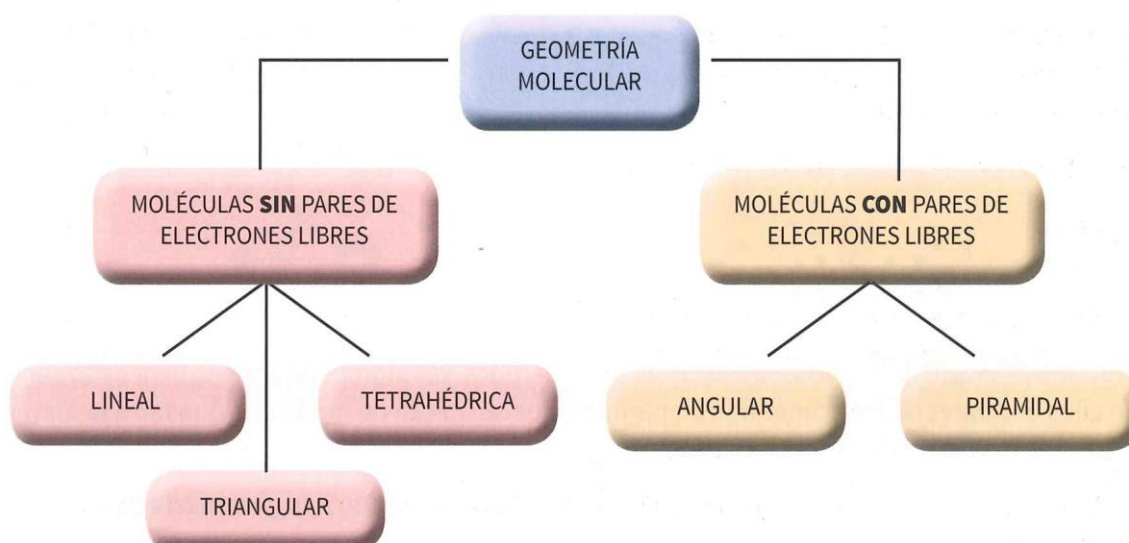
Para determinar la geometría de una molécula se pueden seguir los siguientes pasos:

1. Escribir la estructura de Lewis.
2. Distinguir los pares de electrones libres de los electrones compartidos.
3. Distribuir los electrones de valencia de acuerdo a los postulados de TRPEV.

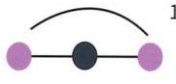
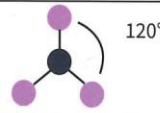
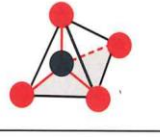

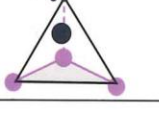
Según el segundo postulado de TRPEV, los pares de electrones que rodean a un átomo central ocupan todo el espacio disponible. Si el espacio disponible fuera una esfera alrededor del átomo central, las disposiciones serían:

Pares de electrones	Ubicación alrededor del átomo central	Ángulo que forman	Representación gráfica
Dos pares	: A :	180°	
Tres pares	: B :	120°	
Cuatro pares	: C :	109,5°	

Podríamos resumir las posibles geometrías moleculares de la siguiente manera:



Entonces las formas posibles de las moléculas serán:

Tipo de geometría	Fórmula de Lewis	Geometría molecular
Lineal	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{C}}\text{:}\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$	
Plana triangular	$\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \\ \text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:}\text{B}\text{:}\ddot{\text{Cl}}\text{:} \end{array}$	
Tetraédrica	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\text{C}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	
Angular plana	$\text{H}:\ddot{\text{O}}:\text{H}$	
Piramidal	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H}:\text{N}:\text{H} \\ \text{H} \end{array}$	

Veamos algunos ejemplos:

Moléculas sin pares de electrones libres

- La molécula de bromo (Br_2):

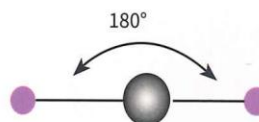
La molécula está formada solo por dos átomos, por lo tanto la única posibilidad es que se encuentren uno al lado del otro en una línea recta, por lo tanto su **geometría** será **lineal**.



Toda molécula diatómica es lineal

- La molécula de CO_2 :

Su estructura de Lewis es:

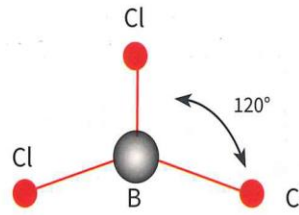
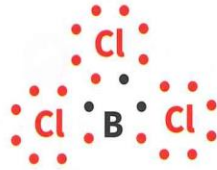


El átomo central (C) tiene todos sus electrones compartidos. Los átomos de oxígeno tienen cada uno de ellos dos pares de electrones no compartidos, que se ubican de modo que quedan a la mayor distancia posible para evitar la repulsión.

De esta manera, los átomos se ubican en línea recta (ángulo de 180°), la **geometría** de esta molécula es **lineal**.

- La molécula de tricloruro de boro (BCl_3):

Su estructura de Lewis es:



En este caso, el boro es el átomo central y comparte tres pares de electrones con los átomos de cloro.

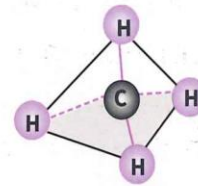
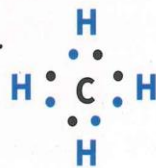
Para que la repulsión electrónica sea mínima, la forma más adecuada sería con los tres enlaces covalentes ubicados hacia los vértices de un triángulo equilátero, con el átomo de boro en el centro. Esta **geometría** se llama **triangular**.

- La molécula de metano (CH_4):

En esta molécula el átomo de carbono es central, y se encuentra compartiendo cuatro pares de electrones con cuatro átomos de hidrógeno.

La mínima se logra si el átomo central se ubica en el centro de un tetraedro regular, con los cuatro enlaces orientados hacia los cuatro vértices del tetraedro.

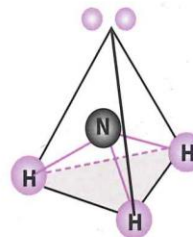
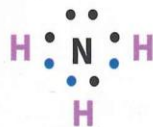
Este tipo de **geometría** se denomina **tetraédrica**.



Moléculas con pares de electrones libres

- La molécula de amoníaco (NH_3):

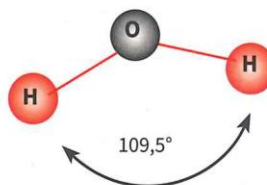
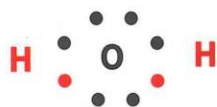
Su estructura de Lewis es:



El nitrógeno es el átomo central, comparte tres pares de electrones con el hidrógeno y tiene un par de electrones no compartido. Como son cuatro pares de electrones en total, según TRePEV, la forma espacial que origina la menor repulsión será una pirámide de base triangular con el nitrógeno en el centro y los tres átomos de hidrógeno ubicados en los tres vértices de la base de la pirámide. La **geometría** de esta molécula es **piramidal**.

- La molécula de agua (H₂O):

Su estructura de Lewis es:



El oxígeno, que es el átomo central, tiene dos pares de electrones compartidos con los átomos de hidrógeno y dos pares de electrones libres.

Según TRePEV, los pares de electrones no compartidos se van a ubicar formando un ángulo de 109,5° en el plano, por lo cual la molécula de agua tiene **geometría angular**.

¿Sabías qué...?



En una estructura perfectamente tetraédrica el ángulo de enlace debería ser 109,5°. Esto sucede en el agua en estado sólido (hielo).

Sin embargo, en una molécula aislada, (estado gaseoso), los electrones no enlazantes presentan cierta repulsión, y en consecuencia, el ángulo es de 104,5°.

En el agua en estado líquido el ángulo es aproximadamente de 105-106°

Actividades

- 1 Predigan la forma geométrica de las siguientes moléculas según TRePEV:
a) CF₄ b) PH₃ c) AlH₃ d) O₃
- 2 Cuando el cloro se une con el hidrógeno, forma un compuesto covalente llamado cloruro de hidrógeno,
a) Escriban la estructura de Lewis.
b) ¿Qué geometría se espera que tenga según TRePEV?
- 3 Utilizando algunos de los siguientes elementos (As, O, S, y Si), representen:
a) Una molécula de geometría plana triangular.
b) Una molécula de geometría plana angular.
c) Una molécula de geometría lineal.



Lectura

Los científicos se inspiran en las arañas para desarrollar nanotecnología

Los científicos han descubierto que la manera en que las arañas se pegan a los cielorrasos podría ser la clave para hacer que los papelitos para notas tipo Post-it® no se despeguen, incluso cuando se los moja. Un equipo de Alemania y Suiza ha hecho el primer análisis detallado del “pie” de una araña saltarina (*Salticidae*, arañas que cazan insectos dando saltos sobre ellos) y ha descubierto que lo que pega a la araña a casi cualquier cosa es la fuerza molecular. Esta fuerza es tan fuerte que estas arañas podrían llevar una carga de 170 veces su peso corporal cuando están paradas en el cielorraso.

Esta es la primera vez que alguien mide en detalle cómo se pegan las arañas a las superficies y cuán potente es la fuerza de la adherencia. El equipo utilizó un microscopio electrónico de exploración (SEM) para tomar imágenes del pie de una araña saltarina, la *Evarcha arcuata* (*Araneae: Salticidae*). En el extremo de la pata de la araña hay un penacho de pelos y cada pelo individual está cubierto de más pelitos. Estos pelos más pequeños se llaman “setules” y son los que hacen que la araña se adhiera.

El artículo sobre este trabajo revela que la fuerza que utilizan estas arañas para pegarse a

las superficies es la llamada “**fuerza de Van der Waals**”, que actúa entre las moléculas individuales ubicadas a un nanómetro o menos una de otra a (un nanómetro es más o menos diez mil veces más pequeño que el grosor de un pelo humano). El equipo utilizó una técnica llamada Microscopía de Fuerza Atómica (AFM) para medir esta fuerza. Las extremidades de contacto flexibles de los setules son triangulares y tienen una fuerza adhesiva asombrosamente alta en la superficie inferior.

Andrew Martin, del instituto de Zoología Técnica y Biónica de Alemania, dijo: “Descubrimos que cuando los 600.000 extremos están en contacto con una superficie la araña puede lograr una fuerza adhesiva de 170 veces su propio peso. ¡Eso es como si *Spiderman* se aferrara en la superficie plana de una ventana en un edificio con las yemas de sus dedos de manos y pies mientras rescata a 170 adultos que estuvieran colgando de su espalda!”.

Lo que hace que la fuerza de Van der Waals sea una forma interesante de adherencia es que, a diferencia de muchos pegamentos, no es afectada por el ambiente circundante. Lo único que la afecta es la distancia entre los dos objetos.

“Un uso posible del resultado de nuestra investigación sería el desarrollo de notas Post-it® basadas en la fuerza de Van der Waals, que se pegarían incluso estando mojadas o engrasadas”, dijo la profesora Antonia Kesel, jefa del grupo de investigación en Bremen. “Se podría también imaginar astronautas usando trajes espaciales que les ayudasen a pegarse a las paredes de una nave espacial, igual que una araña en el techo”.

La fuerza total de Van der Waals en las patas de la araña es muy fuerte, aunque es la suma de muchas fuerzas muy pequeñas en cada molécula. Los investigadores dicen que la araña levanta su pata de tal modo que separa los setules uno por vez, sucesivamente, no todos juntos, de modo que no necesita ser muy fuerte para hacer eso. Lo que uno tendría que hacer para despegar una de esas futuras notas Post-it® es sacarla lentamente, tomándola de una esquina.

La fuerza de Van der Waals existe porque el movimiento de los electrones en los átomos y moléculas hace que estas sean dipolares. Un átomo o una molécula dipolar tienen un “polo positivo” y un “polo negativo”. El polo positivo de un átomo o molécula será atraído por el negativo de otra. Esta particular atracción electrostática se llama la fuerza de Van der Waals y es, de alguna manera, similar a la atracción magnética entre los polos norte y sur de los imanes.

La profesora Kesel dijo que realizaron esa investigación para descubrir cómo evolucionaron estas arañas para lograr pegarse a las superficies, encontrando que se trata del aprovechamiento de la fuerza microscópica entre las moléculas. Ahora esperan que esta investigación básica abra camino a nuevas e innovadoras tecnologías.

Fuente: Sitio *Insectos de Argentina y el Mundo* de Eduardo Carletti.

Disponible en: <http://axxon.com.ar/mus/Insectos.htm>. Publicado el 26 de abril de 2014.

Actividades

Análisis de la lectura de la página anterior:

- 1 ¿A cuál de las fuerzas de Van der Waals se refiere específicamente el artículo?
- 2 ¿Por qué son tan poderosas las fuerzas de las patas de las arañas, si las fuerzas de Van der Waals son débiles?
- 3 ¿Cuáles son las posibles aplicaciones de esta investigación que nombra el texto?
¿Se les ocurre alguna otra utilidad?
- 4 ¿Qué harían si dispusieran de un adhesivo con las mismas propiedades del que investigan estos científicos?



¿Vamos al laboratorio?

Propiedades de los compuestos iónicos y covalentes:

De acuerdo con lo que hemos estudiado, la solubilidad y la conductividad eléctrica son dos propiedades de las sustancias que dependen del enlace químico entre ellas.

Podemos comprobar experimentalmente estas relaciones en algunas sustancias conocidas.

Para ello primero tendremos que armar un circuito eléctrico abierto simple.

Materiales:

- Una batería de 9 volt (pueden utilizar también una pila grande o dos pilas chicas tipo AA, con un porta pilas).
- Tres trozos de cable de 10 cm aproximadamente, con los extremos pelados (de manera que queden los alambres de cobre descubiertos).
- Una lamparita para 9 volt (para usar con la batería de 9 V.) o un led o lamparita de 2,5 o 3 volt (para utilizar con las pilas).
- Cinta aisladora.



Para armar el circuito:

Conecten un cable a cada borne de la batería (o del porta pilas) y sujeten con cinta aisladora.

Conecten el otro extremo de uno de los cables a la lamparita y luego conecten también el tercer trozo de cable a la lámpara.

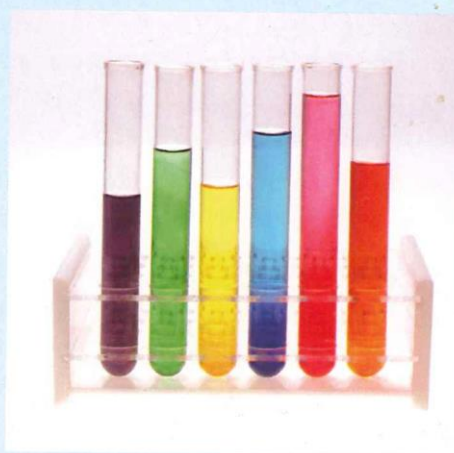
¡Ya tienen un circuito eléctrico de prueba!

Experimento N° 1: solubilidad**Objetivo:**

Investigar la solubilidad de distintas sustancias y relacionar con el tipo de enlace químico existente entre sus átomos.

Materiales:

- Tubos de ensayos.
- Gradilla.
- Vaso de precipitados pequeño (50 ml).
- Pipeta.
- Espátula o cucharita.
- Varilla de vidrio.
- Mortero de laboratorio.

**Reactivos:**

- Agua destilada.
- Cloruro de sodio (sal de mesa).
- Naftalina molida (pueden usar un mortero).
- Parafina (o un trocito de vela).
- Hidróxido de sodio (sodá cáustica).
- Azúcar.
- Solvente orgánico no polar (benceno, tolueno).

Procedimiento:

Rotular los tubos de ensayo con el nombre de cada sustancia.

Tomar con la espátula una pequeña cantidad de cada una de las sustancias y luego con una pipeta colocar agua destilada en todos los tubos para formar una solución.

Agitar cuidadosamente con la varilla y observar registrando los resultados.

Importante: no descartar las soluciones que prepararon porque se utilizarán en el experimento N° 2.

Repetir el experimento, pero en este caso usar como disolvente benceno, tolueno u otro solvente orgánico.

Registrar los datos obtenidos.

Experimento N° 2: conductividad eléctrica

Objetivo:

Investigar la conductividad eléctrica de distintas sustancias en solución y relacionar con el tipo de enlace químico existente entre sus átomos.

Materiales:

- Los mismos materiales del experimento N° 1.
- Un circuito eléctrico abierto.

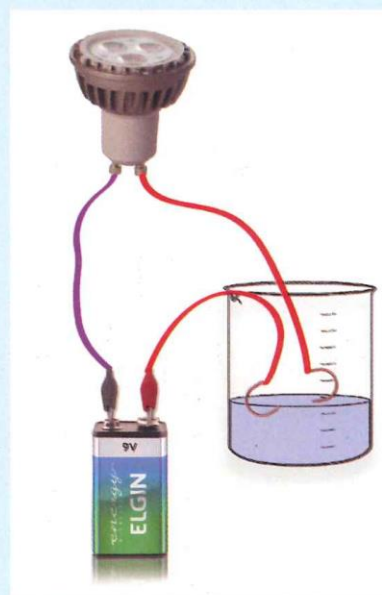
Procedimiento:

Tomen las soluciones acuosas (en las que utilizaron agua destilada como disolvente) preparadas en el experimento N° 1. De a una por vez, viértanlas en el vaso de precipitados.

Coloquen los extremos del circuito de prueba en el vaso, cuidando que no se toquen.

Observen y registren.

Repitan el experimento con las otras soluciones, enjuagando el vaso y las terminales del circuito con agua destilada entre una y otra prueba.



Registro de datos:

Completen el cuadro:

Sustancia	Solubilidad en agua	Solubilidad en solvente no polar	Conductividad eléctrica	Tipo de enlace probable
Cloruro de sodio				
Naftalina				
Parafina				
Hidróxido de sodio				
Azúcar				

Conclusiones:

¿Por qué el agua que se utiliza para realizar las soluciones debe ser destilada y no agua común (de la canilla)?

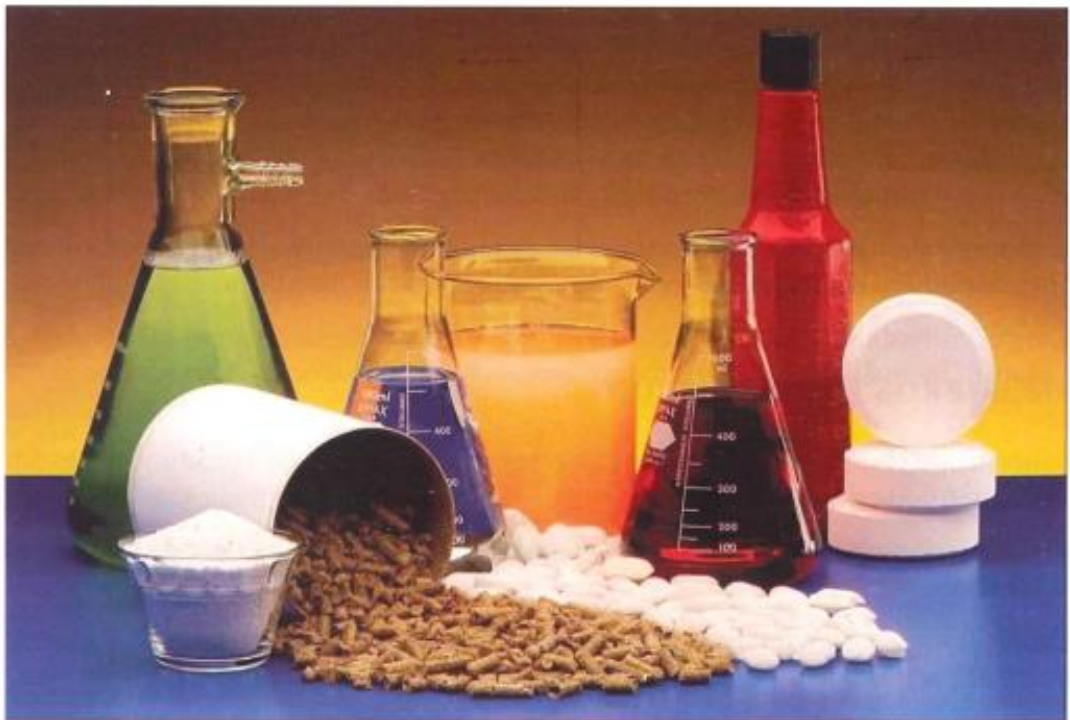
Cuando la sustancia es conductora, la lámpara se enciende ¿Por qué ocurre esto?

¿Cuál puede ser la razón por la cual el azúcar se disuelve en agua? Tengan en cuenta que en la fórmula del azúcar existen varias uniones H-O.

¿Qué fuerzas de Van der Waals podrán actuar cuando el azúcar se pone en contacto con el H₂O?

Unidad 3

Los compuestos químicos



Cuando los átomos se unen forman nuevas sustancias. Si todos los átomos que constituyen un compuesto son iguales entre sí, la sustancia formada será una **sustancia simple**. Algunos ejemplos de sustancias simples son: el oxígeno (O_2), el hidrógeno (H_2) y el ozono (O_3).

En el caso de que la unión o enlace se establezca entre átomos diferentes, se formará una **sustancia compuesta**, como por ejemplo: el amoníaco (NH_3), el trióxido de azufre (SO_3) o el dióxido de carbono (CO_2).

Además de clasificar a las sustancias por el tipo de átomos que las forman, también se las puede clasificar por la cantidad de átomos diferentes que intervienen en su composición. Así las podríamos dividir en: **compuestos binarios**, que son los formados por dos tipos de átomos; **ternarios**, formados por tres clases de átomos; y **cuaternarios**, que son aquellos constituidos por cuatro tipos de átomos diferentes.

Todas las sustancias pueden representarse e identificarse mediante sus **fórmulas químicas**, que se escriben utilizando los símbolos químicos de los átomos que las componen y también por medio de su nombre o **nomenclatura química**.

En el lenguaje de la química se emplean una serie de procedimientos sistemáticos para escribir las fórmulas y los nombres de los compuestos. De esta manera, existe un "idioma" universal para comunicarse en el mundo de la química.

Hay diversos sistemas de nomenclatura: el Sistema Tradicional o Antiguo, el Sistema de Stock y el Sistema Sistemático comúnmente llamado **estequiométrico** (recomendado por la IUPAC). Estos sistemas están constituidos por reglas, mediante las cuales se puede asignar un nombre unívoco a cualquier sustancia simple o compuesta. La principal aspiración de la IUPAC ha sido siempre presentar al público reglas que ofrezcan nombres claros y aceptables para tantos compuestos inorgánicos como sea posible.

La IUPAC recomienda, hace ya muchos años, una forma para nombrar a las diferentes sustancias, pero, el uso y la costumbre hacen que algunos compuestos sean conocidos por su nombre clásico o tradicional. La IUPAC ha permitido conservar algunos de los nombres tradicionales, esta es la razón por la cual vamos a presentar también, además de la nomenclatura IUPAC o sistemática, la nomenclatura tradicional, sin perder de vista la recomendación de tratar de imponer la primera.

Para poder escribir correctamente las fórmulas de los compuestos químicos, resulta muy útil el concepto de **número de oxidación**.

LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN

El número de oxidación es un número positivo o negativo que se asigna a cada uno de los átomos, cuando forman parte de un compuesto.

Este número representa la carga eléctrica neta que **adquiere** un átomo **cuando forma parte de una sustancia**.

Esto significa considerar cuál sería la carga de un átomo, suponiendo que los electrones de enlace se transfieren completamente del átomo más electropositivo al átomo más electronegativo.

Tomemos como ejemplo la molécula de agua H_2O .

El oxígeno al formar la molécula de agua, completa ocho electrones, dos más que los que tiene cuando se presenta como un átomo aislado (seis electrones en el último nivel), de esta manera:

El número de oxidación del oxígeno en la molécula de agua es -2 (significa dos cargas negativas o dos electrones "de más").

Los átomos de hidrógeno al transferir parcialmente su electrón al oxígeno, quedan con un electrón menos que el que tenían cuando se presentaban como un átomo aislado, entonces:

El número de oxidación del hidrógeno en la molécula de agua es $+1$ (significa un electrón menos).

Por convención, se asigna el signo negativo al átomo más electronegativo de los que forman parte de un enlace.

En la tabla periódica, podemos encontrar los **números o estados de oxidación** posibles para cada elemento:

1A																	8A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
H																	He																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A																	8A																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																										
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne																	Ne																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar																	Ar																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																									
19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36																	36																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr																	Kr																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe																	Xe																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																															
Cs	Ba	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn																	Rn																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
Fr	Ra	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Uut	Ff	Uup	Lv	Uus	Uuo																	Uuo																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
Lantánidos		57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86	87	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388	389	390	391	392	393	394	395	396	397	398	399	400	401	402	403	404	405	406	407	408	409	410	411	412	413	414	415	416	417	418	419	420	421	422	423	424	425	426	427	428	429	430	431	432	433	434	435	436	437	438	439	440	441	442	443	444	445	446	447	448	449	450	451	452	453	454	455	456	457	458	459	460	461	462	463	464	465	466	467	468	469	470	471	472	473	474	475	476	477	478	479	480	481	482	483	484	485	486	487	488	489	490	491	492	493	494	495	496	497	498	499	500	501	502	503	504	505	506	507	508	509	510	511	512	513	514	515	516	517	518	519	520	521	522	523	524	525	526	527	528	529	530	531	532	533	534	535	536	537	538	539	540	541	542	543	544	545	546	547	548	549	550	551	552	553	554	555	556	557	558	559	560	561	562	563	564	565	566	567	568	569	570	571	572	573	574	575	576	577	578	579	580	581	582	583	584	585	586	587	588	589	590	591	592	593	594	595	596	597	598	599	600	601	602	603	604	605	606	607	608	609	610	611	612	613	614	615	616	617	618	619	620	621	622	623	624	625	626	627	628	629	630	631	632	633	634	635	636	637	638	639	640	641	642	643	644	645	646	647	648	649	650	651	652	653	654	655	656	657	658	659	660	661	662	663	664	665	666	667	668	669	670	671	672	673	674	675	676	677	678	679	680	681	682	683	684	685	686	687	688	689	690	691	692	693	694	695	696	697	698	699	700	701	702	703	704	705	706	707	708	709	710	711	712	713	714	715	716	717	718	719	720	721	722	723	724	725	726	727	728	729	730	731	732	733	734	735	736	737	738	739	740	741	742	743	744	745	746	747	748	749	750	751	752	753	754	755	756	757	758	759	760	761	762	763	764	765	766	767	768	769	770	771	772	773	774	775	776	777	778	779	780	781	782	783	784	785	786	787	788	789	790	791	792	793	794	795	796	797	798	799	800	801	802	803	804	805	806	807	808	809	810	811	812	813	814	815	816	817	818	819	820	821	822	823	824	825	826	827	828	829	830	831	832	833	834	835	836	837	838	839	840	841	842	843	844	845	846	847	848	849	850	851	852	853	854	855	856	857	858	859	860	861	862	863	864	865	866	867	868	869	870	871	872	873	874	875	876	877	878	879	880	881	882	883	884	885	886	887	888	889	890	891	892	893	894	895	896	897	898	899	900	901	902	903	904	905	906	907	908	909	910	911	912	913	914	915	916	917	918	919	920	921	922	923	924	925	926	927	928	929	930	931	932	933	934	935	936	937	938	939	940	941	942	943	944	945	946	947	948	949	950	951	952	953	954	955	956	957	958	959	960	961	962	963	964	965	966	967	968	969	970	971	972	973	974	975	976	977	978	979	980	981	982	983	984	985	986	987	988	989	990	991	992	993	994	995	996	997	998	999	1000
Actínidos		89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118	119	120	121	122	123	124	125	126	127	128	129	130	131	132	133	134	135	136	137	138	139	140	141	142	143	144	145	146	147	148	149	150	151	152	153	154	155	156	157	158	159	160	161	162	163	164	165	166	167	168	169	170	171	172	173	174	175	176	177	178	179	180	181	182	183	184	185	186	187	188	189	190	191	192	193	194	195	196	197	198	199	200	201	202	203	204	205	206	207	208	209	210	211	212	213	214	215	216	217	218	219	220	221	222	223	224	225	226	227	228	229	230	231	232	233	234	235	236	237	238	239	240	241	242	243	244	245	246	247	248	249	250	251	252	253	254	255	256	257	258	259	260	261	262	263	264	265	266	267	268	269	270	271	272	273	274	275	276	277	278	279	280	281	282	283	284	285	286	287	288	289	290	291	292	293	294	295	296	297	298	299	300	301	302	303	304	305	306	307	308	309	310	311	312	313	314	315	316	317	318	319	320	321	322	323	324	325	326	327	328	329	330	331	332	333	334	335	336	337	338	339	340	341	342	343	344	345	346	347	348	349	350	351	352	353	354	355	356	357	358	359	360	361	362	363	364	365	366	367	368	369	370	371	372	373	374	375	376	377	378	379	380	381	382	383	384	385	386	387	388																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																				

Para resumir:

Especie	Número de oxidación	Ejemplo
Sustancia elemental	0	$\text{Cl}_2, \text{H}_2, \text{Fe}, \text{Ca}, \text{Li}, \text{H}_2, \text{O}_2$
Flúor	-1	NaF, HF
Oxígeno	-2	$\text{H}_2\text{O}, \text{CaO}$
Hidrógeno	+1	$\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}$
Metales alcalinos	+1	KBr, NaCl
Metales alcalinotérreos	+2	$\text{Ca}, \text{O}, \text{MgBr}_2$
Halógenos (en compuestos binarios)	-1	HI, KCl
Moléculas	0	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{O}$
Iones	La carga del ion (+3,-1, +2)	$\text{Al}^{+3}, \text{Cl}^{-1}, \text{Ca}^{+2}$

LOS COMPUESTOS BINARIOS

Podemos clasificar los compuestos binarios dentro de tres grandes grupos,



Combinaciones de los no metales con hidrógeno

No metales de los grupos 16 y 17

Las combinaciones de los elementos no metálicos de los grupos 16 y 17 con el hidrógeno forman compuestos gaseosos, que cuando se disuelven en agua, se llaman **hidrácidos**. Este nombre deriva de que estos compuestos, en solución acuosa, se comportan químicamente como ácidos (con excepción del H_2O , que no se comporta como ácido y conserva además, según IUPAC, su nombre tradicional: agua).

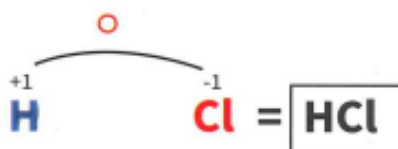
Formulación:

Para escribir la fórmula, se coloca a la izquierda el hidrógeno y a la derecha el no metal, (salvo excepciones, **el elemento más electronegativo se escribe siempre a la derecha**).

Se coloca el número de oxidación de cada uno de los elementos, según las reglas.

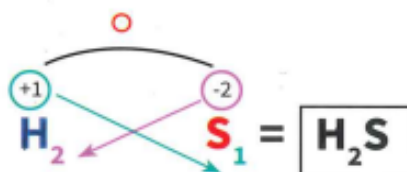
Por ejemplo:

Para escribir la fórmula del cloruro de hidrógeno:



$$\begin{array}{l} \text{Número de oxidación del hidrógeno} = +1 \\ \text{Número de oxidación del cloro} = -1 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Número de oxidación del hidrógeno} = +1 \\ \text{Número de oxidación del cloro} = -1 \end{array}} \right\} +1 - 1 = 0$$

Veamos el caso de la combinación de azufre (S) con hidrógeno, donde el compuesto que se obtiene es el sulfuro de hidrógeno:



*Se intercambian los números en valor absoluto (sin signo) para balancear la carga. Al intercambiar los números de oxidación se colocan como subíndice del otro elemento y en caso de ser posible se simplifica.

$$\begin{array}{l} \text{Número de oxidación del hidrógeno} = +1; +1 \times 2 = +2 \\ \text{Número de oxidación del azufre} = -2 \end{array} \quad \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Número de oxidación del hidrógeno} = +1; +1 \times 2 = +2 \\ \text{Número de oxidación del azufre} = -2 \end{array}} \right\} +2 - 2 = 0$$

Al escribir las fórmulas químicas el número uno (1) no se escribe, ya que al anotar el símbolo el elemento, se está indicando que en el compuesto formado hay un átomo del mismo.

Aplicando esta metodología se pueden escribir las fórmulas de todas las combinaciones binarias, teniendo en cuenta en cada caso las reglas establecidas para la asignación de los números de oxidación.

Nomenclatura

La nomenclatura tradicional se utiliza habitualmente para denominar a las soluciones acuosas, que son de uso muy frecuente. Los compuestos puros, que son gaseosos, **se deben nombrar** según la nomenclatura propuesta por IUPAC.

Según la nomenclatura sistemática IUPAC, las combinaciones de no metales de los grupos 16 y 17 se nombran como:

*.....**uro** de hidrógeno, utilizando prefijos que indican la atomicidad, es decir la cantidad de átomos de cada elemento que forman el compuesto.

*Sobre la línea de puntos se escribe el comienzo del nombre del no metal (raíz del nombre).

Compuesto	Ejemplo	Nomenclatura IUPAC	Nomenclatura tradicional (soluciones acuosas)
Hidruros no metálicos	HF	Fluoruro de hidrógeno	Ácido fluorhídrico
	HCl	Cloruro de hidrógeno	Ácido clorhídrico
	H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Ácido sulfhídrico
	H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno	Ácido selenhídrico
	H ₂ Te	Teluro de hidrógeno	Ácido telurhídrico

¿Sabías qué...?



Los huevos son alimentos ricos en proteínas. Las proteínas están formadas por unidades más sencillas llamadas aminoácidos.

Los aminoácidos son moléculas formadas básicamente por carbono, hidrógeno, oxígeno y nitrógeno. Algunos aminoácidos contienen átomos de azufre, como la metionina y la cisteína.

Cuando el huevo envejece, el azufre de la metionina y la cisteína se transforma en sulfuro de hidrógeno, un compuesto gaseoso de olor muy desagradable que se acumula aumentando la cámara de aire que naturalmente tiene el huevo. Esta acumulación de gases hace que el huevo flote al ser sumergido en un vaso con agua.

Pueden comprobar que un huevo "fresco," en buen estado de conservación se deposita y permanece en el fondo del vaso.

¡Este es un buen truco para comprobar la frescura de un huevo antes de utilizarlo!

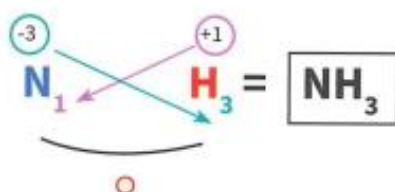
En general la descomposición del material orgánico causado por la acción bacteriana da lugar a la formación de un gas con un olor característico a "huevo podrido": el ácido sulfhídrico (H₂S), también llamado de sulfuro de hidrógeno. Los efectos de ese gas en nuestro organismo son peligrosos, afecta a las mucosas respiratoria y ocular provocando fuertes irritaciones y compromete la salud del individuo que tiene contacto con el gas. El ácido sulfhídrico solo es formado en la ausencia del oxígeno, y puede ser encontrado en cursos de agua contaminados y plantas de tratamiento de aguas residuales, como resultado de los procesos de biodegradación.



Combinaciones de los no metales de los grupos 13, 14 y 15 con hidrógeno

Para escribir la fórmula se coloca a la **izquierda el no metal y a la derecha el hidrógeno**. Esta es una **excepción** que se hace por ser compuestos "especiales". En su formulación la IUPAC utiliza la recomendación de considerar el número de átomos de hidrógeno unidos al átomo central. Son conocidos por sus nombres tradicionales, **no utilizándose para ellos la nomenclatura sistemática**.

Tomemos como ejemplo el amoníaco, cuya fórmula química es NH_3 :



Número de oxidación del nitrógeno = -3

Número de oxidación del hidrógeno = +1, entonces; $+1 \times 3 = +3$

$$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} -3 + 3 = 0$$

Los hidruros de estos grupos son:

Grupo del no metal	No metal que se combina con H	Fórmula química	Nombre tradicional aceptado por IUPAC
13	Boro (B)	BH_3	Borano
14	Carbono (C)	CH_4	Metano
14	Silicio (Si)	SiH_4	Silano
15	Nitrógeno (N)	NH_3	Amoníaco o azano
15	Fósforo (P)	PH_3	Fosfano
15	Arsénico (As)	AsH_3	Arsano
15	Antimonio (Sb)	SbH_3	Estibano

*No se aceptan, a partir de 2005, las denominaciones: fosfina (PH_3), arsina (AsH_3) y estibina (SbH_3), que todavía figuran en muchos textos.

Ayuda memoria



Los prefijos más utilizados

Número de átomos	Prefijo
1	mono
2	di o bi
3	tri
4	tera
5	penta
6	hexa
7	hepta



El amoníaco (NH_3), es un gas de olor penetrante, tóxico para los seres vivos, pero que tiene numerosas aplicaciones industriales y domésticas.

Disuelto en agua, se lo utiliza en muchos productos para la limpieza del hogar debido a que cuenta con propiedades desengrasantes y es un disolvente de las manchas. También forma parte de tinturas para el cabello y productos cosméticos. Tiene además una importante aplicación en la elaboración de abonos y fertilizantes, y es materia prima para muchas industrias.

Combinaciones de los metales con hidrógeno

Los **hidruros metálicos** resultan de la combinación de los metales con el hidrógeno.

En estos compuestos el hidrógeno actúa con número de oxidación = -1 y el metal con alguno de sus números de oxidación positivos.

Estos hidruros contienen siempre un átomo de metal y uno o varios átomos de hidrógeno.

Según la IUPAC, se nombrarán:

(Prefijo de cantidad) **Hidruro de***

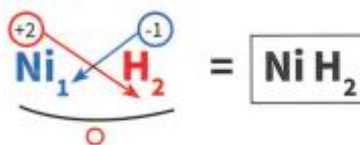
*Sobre la línea de puntos se coloca el nombre del metal.

En la nomenclatura tradicional, se coloca la **terminación oso** al nombre del metal si el elemento actúa con el menor número de oxidación, y la terminación **ico** cuando actúa con el mayor número de oxidación.

Por ejemplo el níquel, tiene dos números de oxidación: +1 y +2. Entonces formará dos hidruros:

Para escribir las fórmulas se sigue la convención y se coloca el elemento más electronegativo a la derecha.

En este caso el elemento más electronegativo es el hidrógeno que actúa con número de oxidación = -1.



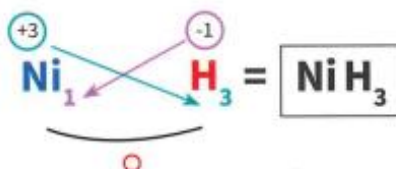
Número de oxidación del níquel = +2

Número de oxidación del hidrógeno = -1; -1 x 2 = -2

$$\left. \begin{array}{l} +2 \\ -2 \end{array} \right\} +2 - 2 = 0$$

Como el níquel actúa en este caso con número de oxidación +2, y este es el **menor** número de oxidación (entre +3 y +2), corresponde, según la nomenclatura tradicional, la terminación **oso**: hidruro níquel**oso**.

En el caso de que el níquel actúe con su mayor número de oxidación (+3):



Número de oxidación del níquel +3

Número de oxidación del hidrógeno -1, entonces $-1 \times 3 = -3$

$$\left. \begin{array}{l} \text{Número de oxidación del níquel +3} \\ \text{Número de oxidación del hidrógeno -1, entonces } -1 \times 3 = -3 \end{array} \right\} +3 - 3 = 0$$

Actuando con su **mayor** número de oxidación el hidruro de níquel se nombrará como: hidruro níquelico, en el sistema tradicional!

Algunos ejemplos de hidruros metálicos:

Grupo del metal	Símbolo del metal	Fórmula química del hidruro	Nomenclatura Stock	Nomenclatura tradicional
1	Na	NaH	Hidruro de sodio*	Hidruro de sodio*
2	Ca	CaH ₂	hidruro de calcio	Hidruro de calcio*
8	Fe	FeH ₂	Hidruro de hierro (II)	Hidruro ferroso
8	Fe	FeH ₃	Hidruro de hierro (III)	Hidruro férrico
11	Au	AuH	Hidruro de Oro (I)	Hidruro auroso
11	Au	AuH ₃	Hidruro de Oro (III)	Hidruro áurico
12	Zn	ZnH ₂	hidruro de cinc	Hidruro de cinc

*En el caso de los hidruros de metales que tienen un solo número de oxidación, no es necesario colocar terminaciones "oso" o "ico".

Combinaciones de los metales y no metales con oxígeno: óxidos

Se denominan óxidos a las combinaciones de oxígeno con otro elemento, metálico o no metálico, a **excepción de los halógenos**.

En estos compuestos el número de oxidación del oxígeno es -2, mientras que el otro elemento actúa con número de oxidación positivo.

Algunos óxidos son conocidos por todos, como el óxido de hierro que deteriora las rejas, o el óxido de calcio que es la cal que se utiliza en construcción.

Los óxidos de cobre, de cinc y titanio se utilizan como pigmentos en pinturas y cerámicas; uno de los óxidos de nitrógeno se emplea como combustible de motores convencionales y de cohetes; el dióxido de carbono se usa para gasificar soda y bebidas gaseosas, y el óxido de silicio es el principal componente de la arena.



Los óxidos

Los óxidos son compuestos binarios formados por *oxígeno* y otro elemento químico. Si este elemento es un *no metal* resulta ser un **óxido ácido**; por el contrario, si es un *metal* constituye un **óxido básico**.

Como el oxígeno es un elemento muy abundante y reactivo, en la Naturaleza existe un elevado número de **óxidos**. Algunos son muy comunes, tales como el dióxido de carbono (CO_2), el óxido de hierro (II) (FeO), el dióxido de silicio (SiO_2), el óxido de calcio (CaO), etcétera.

El *número de oxidación* que se le asigna al oxígeno en los óxidos es -2, con excepción del compuesto que forma con el flúor en donde se considera +2, porque este elemento es más electronegativo.

En condiciones especiales se forman los **peróxidos**, como el peróxido de hidrógeno (H_2O_2), conocido con el nombre de “agua oxigenada”, en los cuales el oxígeno presenta el número de oxidación -1.

Los óxidos ácidos

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del **oxígeno** con un **no metal**.

Entre estos compuestos se encuentra el gas dióxido de carbono, muy conocido por liberarse durante la respiración de los seres vivos y por ser uno de los productos que se desprende en la mayoría de las

combustiones. Otro óxido ácido es el dióxido de azufre que se forma durante la combustión del azufre. Es un gas blanquecino, de olor sofocante y desagradable.

El dióxido de silicio es uno de los óxidos ácidos más comunes, siendo el principal componente de la arena. Puro, constituye el mineral cuarzo.

Los óxidos del nitrógeno, que se eliminan durante la marcha de los automotores, provocan “smog” y causan afecciones respiratorias, también son óxidos ácidos.



Los automotores eliminan diversos óxidos ácidos del carbono y del nitrógeno.



Los óxidos ácidos son compuestos covalentes.

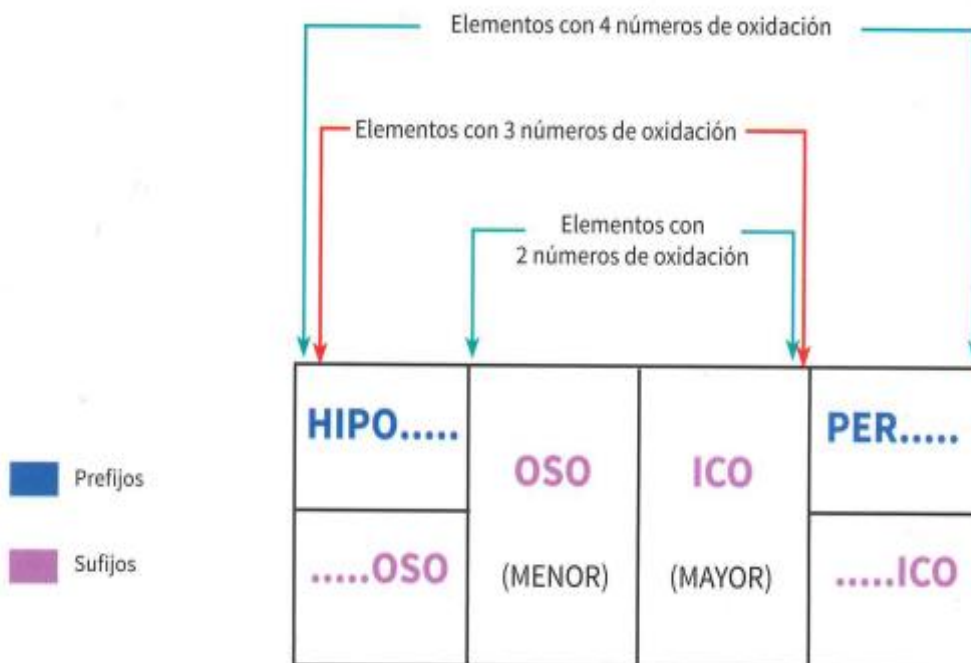
Nomenclatura de los óxidos ácidos

Antiguamente los óxidos ácidos se denominaban **anhídridos** y para designar a cada uno de ellos se empleaba la palabra **anhídrido** seguida por el nombre del no metal terminado en *oso* o *ico*, según correspondiera a la menor o mayor valencia. Así, los óxidos del nitrógeno que vimos anteriormente se llamaban **anhídrido nitroso** y **nítrico**, respectivamente.

Actualmente, uno de los sistemas de nomenclatura más utilizado es el que se basa en el número de átomos de los elementos que forman la molécula, es decir, por **atomicidad**. Dicho número de átomos se expresa por medio de los prefijos griegos **mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta**, etcétera, que corresponden a *uno, dos, tres, cuatro, cinco, seis, siete*, etcétera. Así, el óxido ácido cuya fórmula es Cl_2O se denomina **monóxido de dicloro** porque la molécula está formada por un átomo de oxígeno y dos de cloro; el compuesto N_2O_5 se llama **pentóxido de dinitrógeno** por estar constituido por cinco átomos de oxígeno y dos de nitrógeno.

¿Cómo se leen y escriben los nombres tradicionales?

Hay elementos que tienen tres o cuatro números de oxidación, en estos casos se utilizará para la nomenclatura tradicional el esquema siguiente:

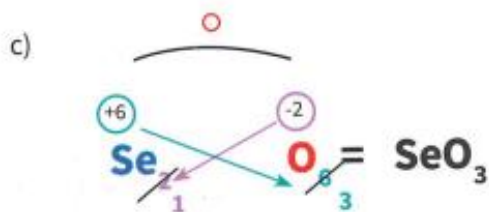
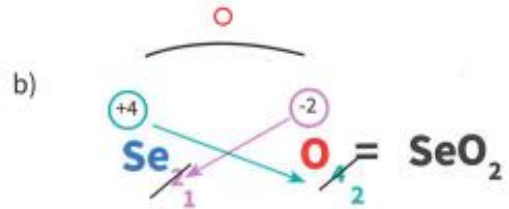
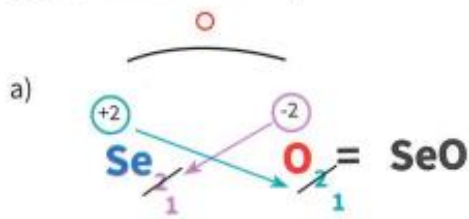


Según la nomenclatura tradicional, se utiliza una combinación de prefijos/sufijos para nombrar los óxidos y todos los compuestos de los elementos que tienen dos, tres, o cuatro números de oxidación,

Como vimos anteriormente (para los hidruros metálicos), cuando los números de oxidación son dos, se considera a uno el menor y al otro el mayor, y se utilizan los sufijos o "terminaciones" de la parte central de la tabla (oso-ico).

Cuando el elemento en cuestión tiene tres o cuatro números de oxidación, se utilizarán los nombres (utilizando prefijo/sufijo) de izquierda a derecha según indica la tabla.

En los siguientes casos las fórmulas de los óxidos surgen de intercambiar y simplificar los números de oxidación del azufre y el selenio:



Analizamos el caso de los óxidos que forman el selenio (Se):

Elemento	Número de oxidación	Fórmula	Nomenclatura tradicional
a) Se	+2	Se O	Óxido hipo selenioso
b) Se	+4	SeO ₂	Óxido selenioso
c) Se	+6	SeO ₃	Óxido selénico

Veamos algunos casos de combinaciones de elementos metálicos con oxígeno:

Símbolo del elemento	Fórmula del óxido	Nomenclatura tradicional
Na	Na ₂ O	Óxido de sodio
Mg	MgO	Óxido de magnesio
Al	Al ₂ O ₃	Óxido de aluminio
Fe (II)	FeO	Óxido ferroso
Fe(III)	Fe ₂ O ₃	Óxido férrico

¿Cuáles son los óxidos básicos?

Son compuestos binarios que resultan de la combinación del **oxígeno** con un **metal**.

Estos compuestos se encuentran en abundancia. Así, el producto comercial denominado “cal viva”, utilizado como material de construcción, es un óxido básico: el óxido de calcio. La herrumbre que se forma en el hierro y que es causa de grandes perjuicios económicos, también es un óxido básico: el óxido de hierro (III) hidratado. El principal ingrediente de las pinturas anticorrosivas, usadas para evitar la corrosión del hierro, es un óxido de plomo, conocido con el nombre de “minio”.

El pigmento blanco utilizado para fabricar pinturas y goma blanca es el óxido de cinc. El óxido de cobre, llamado “cuprita”, es uno de los minerales empleados para obtener cobre. El óxido de aluminio, con impurezas que le comunican colores característicos, constituye las piedras preciosas llamadas rubí, zafiro, esmeralda cristal y turquesa.



Los perjuicios que provoca la corrosión hacen necesario el uso de pinturas anticorrosivas.

Nomenclatura de los óxidos básicos

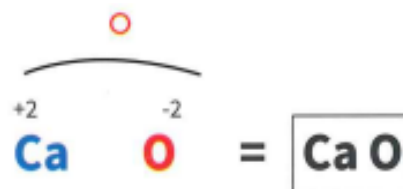
La IUPAC recomienda para los óxidos básicos la nomenclatura por **numerales de Stock**. Consiste en denominar al óxido con el nombre del metal correspondiente, seguido por el número de oxidación entre paréntesis y en números romanos. Así, al Cu_2O se lo llama **óxido de cobre (I)**, porque en este compuesto el cobre tiene número de oxidación +1; en cambio, al CuO , donde el número de oxidación del cobre es +2, se lo denomina **óxido de cobre (II)**. De un modo similar, teniendo en cuenta los números de oxidación, al FeO se le da el nombre de **óxido de hierro (II)** y al Fe_2O_3 , **óxido de hierro (III)**.

A pesar de esta recomendación aún se usa la nomenclatura antigua que establecía:

- Si el metal que constituye al óxido tiene un solo número de oxidación, se antepone al nombre del metal la palabra **óxido**. Por ejemplo: **óxido de sodio**, **óxido de potasio**, **óxido de calcio**, etcétera.
- Cuando el metal que forma al óxido tiene números de oxidación diferentes, se añade al nombre del metal el sufijo **oso** para el número menor e **ico** para el mayor. Así, el Cu_2O se llama **óxido cuproso** y el CuO **óxido cúprico**.

Los óxidos básicos son compuestos iónicos.

Para escribir la fórmula del óxido de calcio:



Número de oxidación del calcio = +2
Número de oxidación del oxígeno = -2
} +2 - 2 = 0



Las salinas, salares o minas de sal, son grandes depósitos de cloruro de sodio. Para ser consumida en el mercado hogareño, la sal pasa por una serie de procesos que incluyen la purificación, molienda y agregado de aditivos.

COMBINACIONES DE NO METAL CON METAL: SALES BINARIAS

Estos compuestos son sustancias iónicas típicas. Es decir, están formados por un **anión**, que proviene de un elemento no metálico, un **catión**, que proviene de un elemento metálico.

Seguramente la palabra “sal” haga que piensen inmediatamente en el condimento que se usa habitualmente para saborizar las comidas, que es efectivamente una sal binaria: el cloruro de sodio (NaCl). Pero existen muchos otros ejemplos de sales binarias que también son conocidas por formar parte de nuestra vida cotidiana.

Por ejemplo el fluoruro de sodio (Na F), presente en las pastas dentífricas, que se usa como agente anticaries debido a que ayuda a endurecer el esmalte dental.

Otro ejemplo es el cloruro de potasio (KCl), que se utiliza como sustituto de la sal para personas hipertensas, dado que no contiene el ion sodio (Na) responsable de la hipertensión arterial, pero tiene un sabor ligeramente similar a la sal corriente.

El cloruro de magnesio (MgCl) y el cloruro de litio (LiCl), se emplean en la formulación de medicamentos y suplementos dietarios.

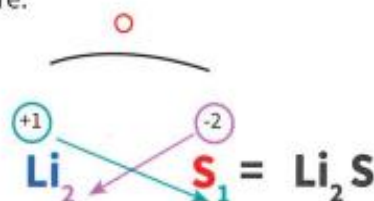
Para anotar las fórmulas de estas sales, se escribirá en primer lugar (a la izquierda), el elemento menos electronegativo, seguido por el más electronegativo, que siempre se escribe a la derecha.



Como es habitual, a la hora de nombrarlos se empieza por el **más electronegativo**, es decir por la derecha, con la terminación “-uro”, y tras la partícula “de” se nombra al elemento **menos electronegativo**.

Algunos ejemplos de sales binarias:

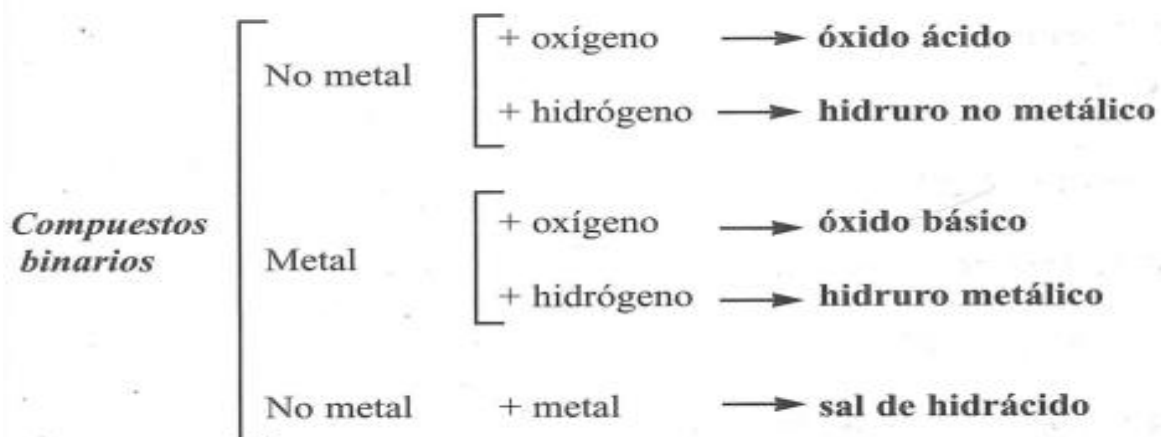
La combinación de litio con azufre:



Otros ejemplos de sales binarias:

Metal (catión)	No metal (anión)	Fórmula de la sal binaria	Nomenclatura IUPAC
Na (Na ⁺)	Cl (Cl ⁻)	NaCl	Cloruro de sodio
Ca (Ca) ⁺²	S (S) ⁻²	CaS	Sulfuro de calcio
Mg (Mg) ⁺²	Br (Br) ⁻¹	MgBr ₂	bromuro de magnesio
K (K) ⁺	I (I) ⁻	KI	Yoduro de potasio
Al (AL) ⁺³	F (F) ⁻	AlF ₃	fluoruro de aluminio

En síntesis:



Actividades

1 Escriban la fórmula química y el nombre de los compuestos que forman los siguientes elementos con el hidrógeno:

- a) Br:
- b) Ca:
- c) S:
- d) Mg:
- e) Li:
- f) I:
- g) Se:

2 Escriban las fórmulas químicas y el nombre de las combinaciones de los siguientes elementos con el oxígeno:

- a) Ba:
- b) Cl (II):
- c) K:
- d) S (IV):
- e) Al:
- f) Cu (I):
- g) N (V):

Nota: el número de oxidación se indica entre paréntesis cuando el elemento posee varios números de oxidación; deberán buscar en la tabla periódica los números de oxidación no informados.

3 Dados los siguientes elementos químicos:

Mg, Cl, Zn, Sr, S, Se, Ca, F, Br y Li,

- a) Clasifiquenlos en dos columnas: metales y no metales (hallen los cationes y aniones correspondientes).
- b) Escriban la fórmula química de cinco sales binarias.
- c) Nombren las sales obtenidas.

- 4 Completen la tabla siguiente, respondiendo en la columna "tipo de compuesto" si se trata de un hidruro, un hidrácido, un óxido metálico, un óxido no metálico o una sal.

Fórmula	Nombre IUPAC	Nombre tradicional	Tipo de compuesto
NaH			
	Dicloruro de oxígeno (monóxido de dicloro)		
		Amoniaco	
HCl			
Cl ₂ O ₇			
		Hidróxido ferroso	
KCl			

COMPUESTOS TERNARIOS

Podemos clasificar a los compuestos ternarios en tres grandes grupos:



H: Hidrógeno

NoM: No Metal

O: Oxígeno

M: Metal



Soda cáustica



Cal



Anión hidróxido

Hidróxidos

Los **hidróxidos**, también conocidos como **bases** y antiguamente como **álcalis**, son compuestos que provienen de la reacción de los óxidos metálicos (óxidos básicos), con el agua.

- Presentan sabor a lejía (amargo como el jabón).
- Son resbaladizas al tacto.
- Conducen la corriente eléctrica en disolución acuosa (son electrólitos).
- Generalmente son corrosivos.
- Poseen propiedades detergentes y jabonosas.
- Disuelven los aceites y el azufre.
- Reaccionan con los ácidos para producir sales.

Algunos hidróxidos forman parte de nuestra vida cotidiana, por ejemplo:

El **hidróxido de sodio**: conocido como **soda cáustica**: tiene aplicaciones domésticas. Se encuentra en los productos utilizados para destapar cañerías y limpiar hornos y cocinas. Pero tiene también innumerables usos en la industria, como materia prima en la elaboración de papel, jabón, crayones, pinturas, fibras textiles y muchos otros.

El **dihidróxido de calcio** o **cal apagada**: se obtiene naturalmente por hidratación del óxido de calcio (cal viva) y tiene numerosos usos en la construcción, la industria metalúrgica, la elaboración de pesticidas y como aditivo en las industrias petroquímica, láctea, azucarera, etc.

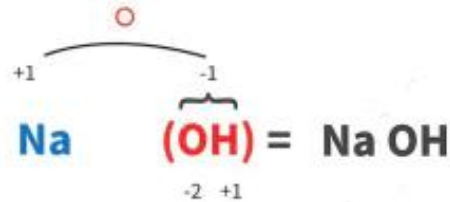
Los **hidróxidos de aluminio y magnesio**: se utilizan en la industria farmacéutica para la elaboración de **antiácidos y otros medicamentos**.

Químicamente, los hidróxidos son combinaciones ternarias en las que el **anión hidróxido**, también llamado **hidroxilo** u **oxhidrilo**, OH^- , se combina con cationes metálicos.

En la fórmula de estos compuestos, el número de iones OH^- coincide con el número de oxidación del catión metálico, para que la suma total de las cargas sea cero.

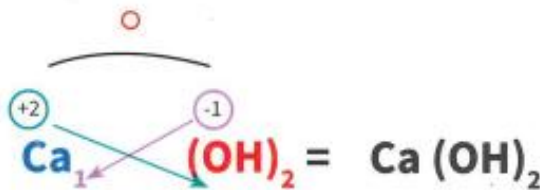
Cuando hay más de un ion hidróxido, estos se colocan entre paréntesis, indicando que el subíndice se refiere a todo el ion.

Por ejemplo:



Se nombra según IUPAC: hidróxido de sodio.

En el caso del calcio:



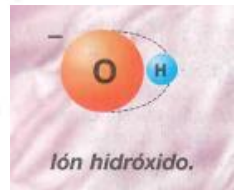
Se nombra según IUPAC: hidróxido de calcio.

- mediante fórmulas moleculares:



Todos los hidróxidos se caracterizan por presentar el grupo o ión **hidróxido** = OH^- . Este grupo está constituido por un átomo de oxígeno y otro de hidrógeno, unidos fuertemente entre sí y actuando como si fueran un solo átomo. Su estructura electrónica es la siguiente:

••
 $[\text{:O:H}]^-$ Este ión presenta una carga negativa por lo cual es un *anión monovalente*.



Nomenclatura de los hidróxidos

Se designan igual que los óxidos básicos pero reemplazando la palabra **óxido** por **hidróxido**. Así, aplicando numerales de Stock, el Cu(OH) se llama *hidróxido de cobre (I)* y con la nomenclatura tradicional *hidróxido cuproso*.

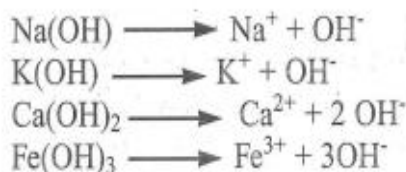
Metal	Número de oxidación	Fórmula molecular	Nomenclatura	
			Tradicional	Stock
Sodio	+1	Na(OH)	Hidróxido de sodio	Hidróxido de sodio
Bario	+2	Ba(OH) ₂	Hidróxido de bario	Hidróxido de bario
Aluminio	+3	Al(OH) ₃	Hidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio
Cobre	+1	Cu(OH)	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre (I)
Cobre	+2	Cu(OH) ₂	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)
Hierro	+2	Fe(OH) ₂	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)
Hierro	+3	Fe(OH) ₃	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)
Plomo	+2	Pb(OH) ₂	Hidróxido plumboso	Hidróxido de plomo (II)
Plomo	+4	Pb(OH) ₄	Hidróxido plúmbico	Hidróxido de plomo (IV)

La solubilidad de los hidróxidos disminuye a medida que aumenta el número del grupo de la Tabla Periódica al que pertenece el catión metálico. Los hidróxidos de los metales alcalinos son muy solubles en agua.

Los hidróxidos fuertes, como los de sodio y potasio, se llaman cáusticos porque causan quemaduras en los tejidos. En contacto con la piel y los ojos producen lesiones de importancia.

Disociación iónica de los hidróxidos

Los hidróxidos son sustancias que fundidos o disueltos en agua se disocian en iones, es decir, se ionizan. A modo de ejemplo:



En todos los casos se forma un catión metálico y la cantidad necesaria de aniones hidróxido para neutralizar las cargas de dicho catión. Por lo tanto se puede establecer que:

Hidróxido es todo compuesto capaz de liberar aniones hidróxido.

Propiedades generales de los hidróxidos

Los hidróxidos o bases tienen una serie de propiedades comunes, denominadas *propiedades básicas o alcalinas*, tales como:

- Presentan sabor amargo.
- Son cáusticos para la piel y untuosos al tacto.
- Muchos son solubles en agua, liberando aniones hidróxido.
- Cambian el color de los indicadores (el tornasol rojo vira al azul).
- Son electrolitos (conducen la corriente eléctrica descomponiéndose).

Oxácidos u oxoácidos

Los oxácidos pertenecen, junto con los hidrácidos, a un importante grupo de compuestos denominados **ácidos**.

- Tienen sabor agrio.
- Son corrosivos.
- Producen quemaduras de la piel.
- Son buenos conductores de electricidad en disoluciones acuosas.
- Reaccionan con metales formando una sal e hidrógeno.
- Reaccionan con bases para formar una sal más agua.
- Reaccionan con óxidos metálicos para formar una sal más agua.

Algunos oxácidos conocidos son:

El ácido sulfúrico (H_2SO_4) es utilizado en las baterías de los automóviles, los ácidos carbónico (H_2CO_3) y sulfúrico (H_2SO_4) que forman parte de la lluvia ácida y el ácido fosfórico (H_3PO_4) se usa en la industria alimentaria.

Los oxácidos son ácidos que contienen oxígeno, que derivan de la reacción química de:

- los óxidos no metálicos (óxidos ácidos) y el agua.
- los compuestos binarios de oxígeno con los halógenos, (grupo 17: haluros de oxígeno), con el agua.

Por lo tanto en su fórmula tendrá los elementos: hidrógeno, no metal, y oxígeno:



El hidrógeno actúa con número de oxidación +1 y el oxígeno -2.

Nomenclatura común (tradicional o clásica)

Para nombrarlos de este modo, es necesario conocer todos los números de oxidación que puede presentar el elemento que actúa como átomo central en la formación de oxácidos.

Luego, hay que conocer el número de oxidación que presenta en el **compuesto concreto** que queremos nombrar.

El nombre se indica mediante sufijo y/o prefijos. Para esto utilizaremos la tabla de nomenclatura tradicional, como explicamos para los óxidos.

Se puede conocer el número de oxidación del átomo central aplicando las reglas de los números de oxidación.

Tomemos el caso del siguiente oxácido:



Dónde el hidrógeno actúa con número de oxidación = +1

Como hay dos átomos de hidrógeno

$$+1 \times 2 = +2$$

El oxígeno actúa con número de oxidación = -2

Como en la molécula hay cuatro átomos de oxígeno

$$-2 \times 4 = -8$$

$$+2 - 8 = -6$$

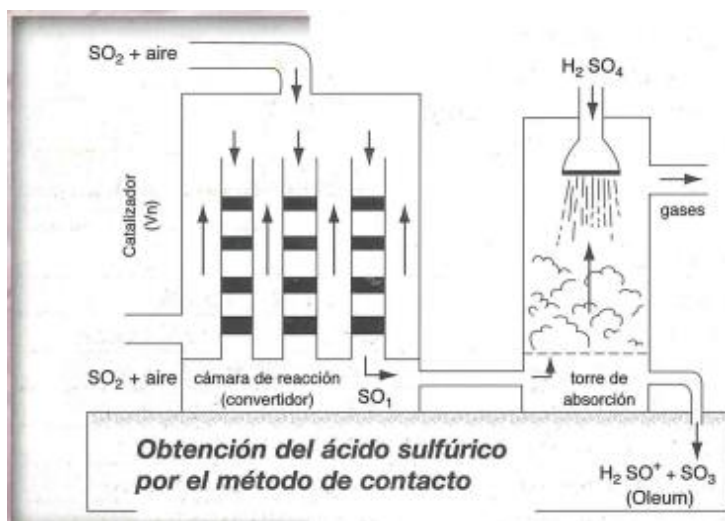
Como el número de oxidación de la molécula de $H_2SO_4 = 0$, el número de oxidación con que actúa el azufre en la molécula de H_2SO_4 es = +6

$$+2 + 6 - 8 = 0$$



Conociendo los números de oxidación del azufre que son +2, +4 y +6, observamos que en este compuesto actúa con el mayor número de oxidación: +6

Así el nombre que le corresponde a este ácido es: ácido **sulfúrico**.



IMPORTANTE

No debe volcarse agua sobre el ácido sulfúrico concentrado porque existe el riesgo de que éste se proyecte hacia el exterior del recipiente que lo contiene. Esto sucede por la gran atracción que el ácido tiene por el agua.

Nomenclatura de los oxoácidos

Entre los distintos sistemas de nomenclatura existentes, el más utilizado es el que se ha aplicado en los ejemplos anteriores, denominado tradicional.

De acuerdo con este sistema de nomenclatura, los oxoácidos que están formados por elementos que tienen un solo número de oxidación (por ejemplo: carbono +4) se nombran del siguiente modo: primero, la palabra **ácido**, luego la **raíz del nombre del no metal** que acompaña al hidrógeno y al oxígeno, y, por último el sufijo **ico** (**ácido carbónico** para carbono +4).

Cuando el no metal tiene dos números de oxidación diferentes (por ejemplo: nitrógeno +3 y +5) se utilizan los sufijos **oso** para el número menor e **ico** para el mayor (**ácido nitroso**, para nitrógeno +3 y **ácido nítrico**, para nitrógeno +5).

En caso de que el no metal pueda presentar tres números de oxidación diferentes (por ejemplo: azufre +2, +4 y +6) se nombran usando el prefijo **hipo** y el sufijo **oso** para el menor de todos (**ácido hiposulfuroso**, azufre +2); el sufijo **oso** para el de valor intermedio (**ácido sulfuroso**, azufre +4), y el sufijo **ico** para el número mayor (**ácido sulfúrico**, azufre +6).

Finalmente, si el elemento puede actuar con cuatro números de oxidación distintos (por ejemplo: cloro +1, +3, +5 y +7) se utiliza el prefijo **hipo** y el sufijo **oso** para el menor (**ácido hipocloroso**, cloro +1); el sufijo **oso** para el segundo número (**ácido cloroso**, cloro +3); el sufijo **ico** para el tercero (**ácido clórico**, cloro +5), y el prefijo **per** y el sufijo **ico** para el cuarto (**ácido perclórico**, cloro +7).

Veamos otros casos:

Elemento (no metal)	Nº de oxidación	Fórmula del oxácido	Nomenclatura tradicional
Cl	+1	HClO	Ácido hipocloroso
Cl	+3	HClO ₂	Ácido cloroso
Cl	+5	HClO ₃	Ácido clórico
Cl	+7	HClO ₄	Ácido perclórico
C	+2	H ₂ CO ₂	Ácido carbonoso
C	+4	H ₂ CO ₃	Ácido carbónico

¿Sabías qué...?



Las bebidas gaseosas y el ácido fosfórico

Algunas bebidas gaseosas contienen un ingrediente llamado ácido fosfórico, cuya fórmula química es: HPO_3 , que es un oxácido. Cuando se toman gaseosas con este ingrediente, los niveles de fosfato (PO_3^-) en sangre aumentan.

Niveles muy altos de fosfato arrastran el calcio de los huesos hacia el torrente sanguíneo, aumentando el riesgo de osteoporosis y fracturas por estrés. Se ha encontrado que el riesgo de sufrir fracturas por descalcificación aumenta de tres a cuatro veces cuando una persona incluye diariamente gaseosas con ácido fosfórico en su dieta.

El ácido carbónico (H_2CO_3) y ácido fosfórico presentes en las bebidas gaseosas disuelven el calcio de los dientes, favoreciendo la aparición de caries. A su vez, puede derivar en la aparición de bacterias en la boca que transforman el azúcar de la gaseosa en ácido. Este daño también se aplica en las gaseosas light, pues tienen la misma cantidad de dichos ácidos que las gaseosas comunes.

Es muy fácil obtener la fórmula de los oxácidos a partir de la ecuación de reacción entre el óxido ácido y el agua, por ejemplo:



Observen que el resultado o producto de la reacción, resulta de la suma de los átomos de los reactivos (se suman los símbolos iguales).

Se ordenan los elementos de acuerdo a la electronegatividad, por eso siempre el **oxígeno se escribe a la derecha**, por ser el más electronegativo y el **hidrógeno a la izquierda**, por ser el menos electronegativo.

En algunos casos es posible simplificar una vez obtenido el resultado:



y simplificando: $\text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2$

el resultado será: **HClO**

Nomenclatura de los oxoaniones

En la nomenclatura tradicional, el nombre de los oxoaniones se forma a partir del nombre del oxoácido del siguiente modo:

a) el sufijo **oso** se cambia por **ito**. A modo de ejemplos:

Ácido *nitroso* → anión *nitrito*. Ácido *hipocloroso* → anión *hipoclorito*

b) el sufijo **ico** se reemplaza por **ato**. Por ejemplo:

Ácido *nitrico* → anión *nitrato*. Ácido *perclórico* → anión *perclorato*

Cuando se aplican las nomenclaturas de Stock y por atomicidad, los oxoaniones toman el nombre del ácido que los origina. A modo de ejemplo:

Para recordar el cambio de sufijos puede resultar útil la siguiente regla mnemotécnica:
- *pico de pato*.
- *oso chiquito*.

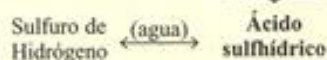
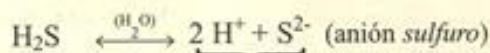
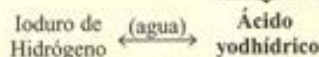
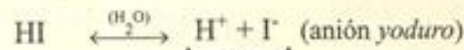
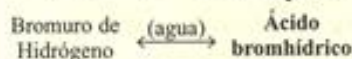
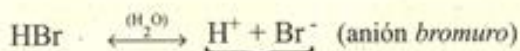
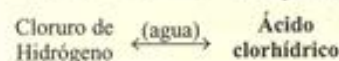
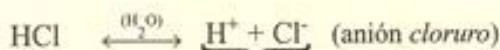
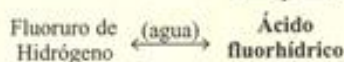
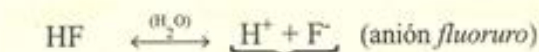
Fórmula molecular	Nomenclatura	
	Tradicional	
CO ₃ ²⁻	Carbonato	
NO ₂ ⁻	Nitrito	
NO ₃ ⁻	Nitrato	
SO ₂ ²⁻	Hiposulfito	
SO ₃ ²⁻	Sulfito	
SO ₄ ²⁻	Sulfato	
ClO ⁻	Hipoclorito	
ClO ₂ ⁻	Clorito	
ClO ₃ ⁻	Clorato	
ClO ₄ ⁻	Perclorato	

2.2.2. Los hidrácidos

Existen cinco hidruros no metálicos correspondientes a elementos de los grupos 16 y 17 de la Tabla Periódica que al disolverse en agua adquieren propiedades ácidas. Ellos son: *fluoruro de hidrógeno (HF)*, *cloruro de hidrógeno (HCl)*, *bromuro de hidrógeno (HBr)*, *yoduro de hidrógeno (HI)* y *sulfuro de hidrógeno (H₂S)*.

Las soluciones acuosas de estos compuestos gaseosos constituyen el grupo de ácidos denominados **hidrácidos**.

Las propiedades ácidas de estos hidruros se deben al hecho de que, al disolverse en agua, liberan **cationes hidrógeno H⁺ (protones)**:





Las bebidas gaseosas son ligeramente ácidas porque el CO_2 que se le agrega reacciona con el agua formando un ácido muy débil: H_2CO_3 .

Los hidrácidos se suelen nombrar con la nomenclatura tradicional: primero, la palabra **ácido** y luego la *raíz del nombre del elemento* que acompaña al hidrógeno con la terminación **hídrico**. Por ejemplo: $\text{HF}(\text{aq}) = \text{ácido fluorhídrico}$; $\text{HCl}(\text{aq}) = \text{ácido clorhídrico}$.

Los ácidos y el catión hidronio

Tanto los oxoácidos como los hidrácidos son compuestos covalentes que tienen la capacidad de liberar cationes H^+ (protones) al disolverse en agua. Por lo tanto, puede establecerse que:

Ácido es toda sustancia capaz de ceder protones.

La disociación de los ácidos puede tener diferentes grados. Cuando es total o casi total se trata de un **ácido fuerte**, como por ejemplo: ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido clorhídrico, ácido perclórico, etcétera. En cambio, si la disociación es sólo parcial, nos encontramos frente a un **ácido débil**, como, por ejemplo, ácido carbónico, ácido fosfórico, ácido sulfhídrico, etcétera.

Cuando se comparan oxoácidos de un mismo elemento se comprueba que la fuerza ácida aumenta con el número de oxidación. Así, el ácido nítrico ($\text{N} = +5$) es más fuerte que el ácido nitroso ($\text{N} = +3$).

En general, cuando un ácido libera más de un catión hidrógeno H^+ (protón), la disociación iónica se realiza por etapas:

a) Ácido sulfúrico:



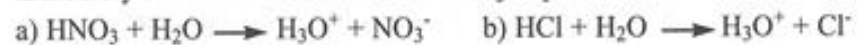
b) Ácido sulfhídrico:



Los ácidos sulfúrico (H_2SO_4) y sulfhídrico (H_2S) son **ácidos dipróticos** porque tienen la capacidad de ceder dos protones. Durante mucho tiempo se aceptó que los cationes hidrógeno o protones pueden existir en estado libre. Sin embargo, en la actualidad se sostiene que se combinan con las moléculas de agua formando iones complejos denominados **hidronios**:



Entonces, cuando los ácidos se disuelven en agua originan cationes hidronio y diversos aniones. A modo de ejemplo:



2.2.3. Propiedades generales de los ácidos

Los ácidos presentan propiedades comunes que les son características y que se denominan **propiedades ácidas**. Entre ellas podemos señalar:

- Presentan sabor agrio (vinagre, limones).
- La mayoría son solubles en agua, liberando cationes hidrógeno (protones).
- Cambian el color de ciertas sustancias llamadas indicadores (enrojecen el tornasol azul).
- En solución acuosa conducen la corriente eléctrica, comportándose como electrolitos.
- Reaccionan con ciertos metales (Zn, Fe, Al, Pb, Sn, etcétera), desprendiendo gas hidrógeno.
- No atacan el oro, la plata, el platino y el cobre.

2.2.4. ¿Qué es el pH?

Entre los **ácidos** se encuentran algunos que son **fuertes**, como el sulfúrico, el nítrico o el clorhídrico y otros que son **débiles**, como el acético, el cítrico o el péricico.

Los ácidos fuertes son aquellos cuyas moléculas se disocian completamente al disolverse en agua, liberando un elevado número de cationes hidrógeno o **hidrogeniones** (H^+). En cambio, en los ácidos débiles la disociación es leve.

En el caso de las **bases**, también se distinguen las **fuertes**, como el hidróxido de sodio o de potasio, y las **débiles**, como los hidróxidos de calcio o de magnesio. Las primeras, al disolverse en agua, liberan un elevado número de aniones oxhidrilo o hidroxilo (OH^-) porque la casi totalidad de sus moléculas se disocian, en tanto que las bases débiles producen una cantidad mucho menor de esos aniones.

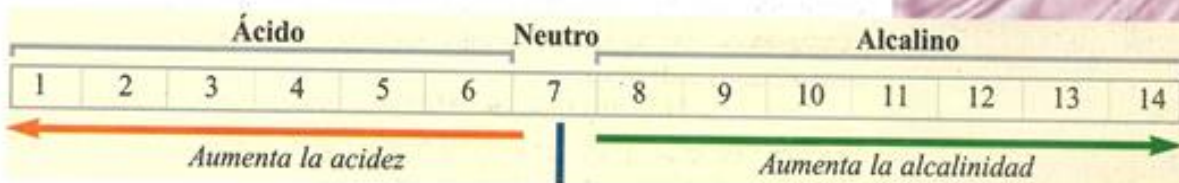
Además de los ácidos y las bases, existen otras sustancias que no liberan ni cationes hidrógeno ni aniones hidroxilo y que se denominan **sustancias neutras**. Entre éstas tienen especial importancia las **sales**. Para expresar estas características, en 1.909 **Sörensen** propuso una forma numérica de indicar la concentración de hidrogeniones que llamó **potencial de hidrógeno (pH)** y cuya expresión matemática es:

$$pH = \log \frac{1}{[H^+]} =$$

o sea, que el pH es igual a la inversa del logaritmo de la concentración de cationes hidrógeno.

Aplicando este cálculo a distintas sustancias, permitió obtener una escala numérica cuyos valores varían de 0 a 14. Las soluciones ácidas tienen valores de pH que va. de 0 a 7; las neutras presentan un pH de 7, y en las alcalinas o básicas el pH varía entre 7 y 14.

Gráficamente:



- Los ácidos tienen un pH inferior a 7 y son más fuertes a medida que el pH disminuye.
- Los hidróxidos presentan un pH superior a 7 y son más alcalinos a medida que aumenta el pH.
- Las sustancias neutras sólo manifiestan un valor de pH de 7.

A modo de ejemplo:

pH	Reacción	Ejemplo
0	Muy ácida	Ácido sulfúrico.
3	Bastante ácida	Vinagre.
5	Poco ácida	Tomate.
7	Neutra	Agua destilada
9	Poco básica	Agua de mar.
11	Bastante alcalina	Agua de cal.
14	Muy alcalina	Soda cáustica.



El pH es muy importante en los organismos humanos.

Importancia del pH

El pH es muy importante tanto desde el punto de vista biológico como desde el industrial. En los seres vivos, los valores de pH permanecen constantes, en equilibrio dinámico, debido a diversos mecanismos de regulación. Así, en la sangre humana el pH es de alrededor de 7,4 y sólo admite muy pequeñas variaciones; de lo contrario, se vuelve incompatible con la vida.

Para que no afecten nuestra piel, los líquidos deben tener un pH entre 4 y 9.

Cada especie vegetal requiere un determinado valor de pH del suelo para su mejor desarrollo. En general, los valores más apropiados son los ligeramente ácidos.

La leche de vaca es ligeramente ácida (pH = 6,6) y el aumento ácido produce la coagulación de las proteínas, transformándose en leche cuajada.

El jugo gástrico del estómago es fuertemente ácido (pH = 0,9 a 1,5) lo cual facilita el proceso digestivo.

Las frutas cítricas son todas ácidas por su contenido de ácido cítrico. El pH de los limones es de 2,3 y el de las naranjas de 3,5.

En otros alimentos encontramos los siguientes valores de pH: vinagre = 2,8; manzana = 3,1; tomate = 4,2; huevos = 7,8.

El agua pura (destilada) tiene un pH de 7, mientras que el agua de mar es ligeramente alcalina (pH = 8,5) debido a las sustancias que contiene en solución.

En la elaboración del vino es muy importante la acidez que presenta el mosto de uva utilizado, por lo cual se lo controla cuidadosamente.

En el proceso de obtención del azúcar es necesario neutralizar la acidez natural del jugo que suministra la molienda de la caña.

Los indicadores ácido-base

Para determinar si una sustancia es ácida o alcalina se usan ciertas sustancias que cambian de color según el medio en que se encuentran y que se denominan **indicadores ácido-base**.

Uno de los más utilizados es el *tornasol*. Este indicador que se extrae de ciertos líquenes contiene un colorante, denominado *eritrolitmina*, que se torna rojo frente a los ácidos y azul frente a las bases (medio alcalino).

Los indicadores ácido-base, tales como la eritrolitmina, son sustancias que modifican su estructura química en presencia de ácidos y bases, lo cual produce un cambio de su color. Ciertos colorantes vegetales, tales como los pétalos de flores, hojas de repollo colorado, la parte roja de las hojas de la remolacha, etcétera, también se pueden utilizar como indicadores. Algunos de los pigmentos de las flores, como las *antocianinas*, son indicadores ácido-base ya que presentan distinto color en medio ácido y en

medio alcalino. Estos colorantes se pueden extraer fácilmente de los pétalos con alcohol etílico.

Además de los indicadores de origen natural, existen otros artificiales como la *fenolftaleína*, el *naranja de metilo* y la *heliantina*.



Muchos colorantes de las flores actúan como indicadores ácido-base.

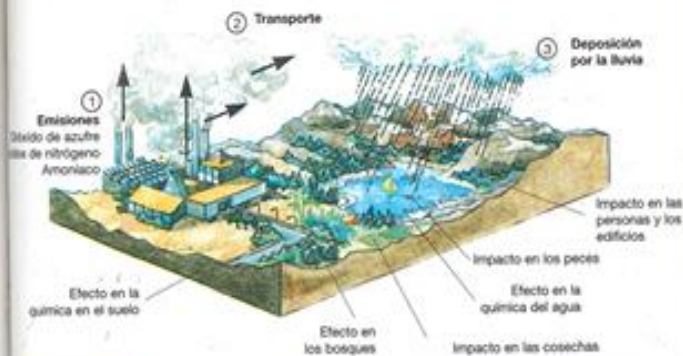
Lectura complementaria

LA LLUVIA ÁCIDA VA EN AUMENTO

La lluvia ácida es el resultado de la emisión de ciertos gases contaminantes, principalmente el dióxido de azufre (SO_2) y los óxidos del nitrógeno (NO). Estas emisiones son consecuencia de la utilización de los combustibles fósiles como fuentes de energía en las industrias, en los hogares y en el transporte automotor. Los gases que se originan, en su mayor parte, en las ciudades y en las zonas fabriles suelen sobrevolar grandes extensiones territoriales. A veces, incluso, atraviesan fronteras para, finalmente, caer junto con la lluvia.

Tanto el dióxido de azufre como los óxidos de nitrógeno producen profundos daños a la salud humana, a los suelos y a las aguas. Pero eso no es todo: el poder de acción se potencia cuando estos gases se combinan con otros contaminantes presentes en la atmósfera.

El circuito de contaminación



Los habitantes de grandes ciudades, como San Pablo, Montevideo o Buenos Aires, son quienes se encuentran más cerca del peligro. Según la Organización Mundial de la Salud los niños, los ancianos y, especialmente, todos aquellos que padecen de problemas pulmonares llevan la peor parte. Es que **los gases acidificantes irritan las vías respiratorias, agudizando las enfermedades preexistentes o generando otras nuevas.**

Un chaparrón inquietante

Cuando la lluvia ácida se deposita en los suelos produce daños. Entre ellos se

cuentan **la disminución de la productividad de las cosechas y la desaparición de los bosques.**

Una vez que los suelos han sido acidificados, las sustancias contaminantes se desplazan hacia los ríos y los lagos. Estos **cambios en la química de las aguas** puede tener efectos devastadores: **a medida que el nivel de acidez (pH) desciende a menos de 6,5 algunos seres vivos empiezan a desaparecer.** Finalmente, **toda la vida normal muere cuando el pH se ubica por debajo de los 5 puntos.**

Un párrafo aparte merece la corrosión que estos gases han provocado en los edificios más importantes de ciudades de Europa y de América del Norte. En América Latina, estos gases podrían tener efectos aún más corrosivos por la mayor temperatura y humedad de la región.

Gracias a la medidas adoptadas en el Segundo Protocolo sobre el Azufre, los europeos esperan una importante reducción en el futuro inmediato de las emisiones de gases dañinos. Por el contrario, **en América Latina, como resultado del incremento demográfico, de la industrialización y del incremento del tráfico automotor, las emisiones previstas para el año 2025 serán dos veces mayores que las de 1990.**

(Artículo de Sebastián A. Ríos, publicado en el diario LA NACIÓN. Adaptado por el autor.)

Cuestionario

- 1) ¿Cómo se produce la lluvia ácida?
- 2) ¿Cuáles son los principales daños que ocasionan:
 - a) los gases acidificantes a la salud humana?
 - b) la lluvia ácida a los suelos y las aguas?
- 3) ¿De qué modo se puede reducir o evitar la formación de lluvia ácida?

2.3. Las sales

En el lenguaje corriente, cuando hablamos de sal, nos referimos a la sal común de mesa cuyo nombre científico es *cloruro de sodio*; sin embargo, son abundantes los compuestos que desde el punto de vista químico constituyen las **sales**.



El mármol está constituido por la sal carbonato de calcio.

La cáscara de los huevos de gallina está compuesta por una sal que se denomina *carbonato de calcio*. Químicamente, esta misma sal constituye el mármol de las estatuas, la piedra caliza usada para la obtención de “cal viva”, así como las estalactitas, las estalagmitas, las perlas, el coral y las valvas de los crustáceos. El carbonato de calcio es uno de los minerales más abundantes en la corteza terrestre y constituye una parte importante de muchas montañas.

La solidez de los huesos de los vertebrados es conferida por otra sal de calcio, el *fosfato tricálcico*, que también se encuentra en forma de grandes depósitos naturales en las rocas.

El jabón de lavar es también una sal, el *estearato de sodio*, y se obtiene a partir del ácido esteárico que se encuentra en el sebo animal y la “soda cáustica” que es una base fuerte.

El polvo de hornear es una mezcla de dos sales, una de ellas es el *bicarbonato de sodio* y la otra suele ser el *tartrato ácido de potasio*. Cuando esta mezcla se pone en contacto con agua, se produce una reacción química que desprende gas dióxido de carbono. Las burbujas de este gas hacen “levantar” la masa y le confieren a las tortas una consistencia porosa y suave.

El principal componente del yeso utilizado en ornamentación y en medicina es la sal denominada *sulfato de calcio*.

El *carbonato de sodio* es una sal que tiene diversas aplicaciones: en la industria jabonera, en la fabricación del vidrio y en la cerámica, en el lavado de lanas y fibras



El agua de mar tiene un alto contenido de cloruro de sodio.

textiles, en la industria del papel, etcétera. Para la fabricación del vidrio es muy importante una de sus variedades comerciales conocidas con el nombre de “soda Solvay”.

El *sulfato de magnesio*, denominado comúnmente “sal inglesa”, es usado en medicina como purgante y en el curtido de cueros.

El *bromuro de plata* presta mucha utilidad para la obtención de los negativos en fotografía por su sensibilidad a la luz.

El *nitrate de potasio* es utilizado en el laboratorio como oxidante y en la industria para la fabricación de fertilizantes y de pólvora negra.



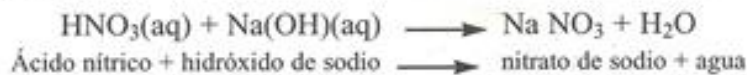
En las piletas de natación se usa el sulfato de cobre (II) por su acción fungicida.

Desde el punto de vista químico, existen dos clases de sales: **oxosales** y **sales de hidrácidos**, según que se obtengan a partir de oxoácidos o de hidrácidos, respectivamente.

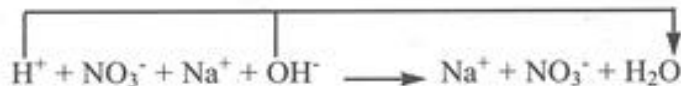
2.3.1. Las oxosales

Son compuestos ternarios que resultan de la reacción de un oxoácido con un hidróxido.

Por ejemplo:



Si se tiene en cuenta sus disociaciones iónicas:



El catión H^+ del ácido se une al anión OH^- del hidróxido originando una molécula de H_2O (agua) y, entonces, el anión NO_3^- y el catión Na^+ se atraen entre sí formando la *oxosal* NaNO_3 , denominada **nitrato de sodio**.

Como se observa en este caso, las oxosales resultan de la sustitución del catión hidrógeno de los oxoácidos por cationes metálicos.

A modo de ejemplo:

- **NaNO_2 (Nitrito de sodio)**: formado por un catión Na^+ (sodio) y un oxoanión NO_2^- (nitrito).
- **KNO_3 (nitrato de potasio)**: constituido por un catión K^+ (potasio) y un oxoanión NO_3^- (nitrato).
- **$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (nitrato de calcio)**: compuesto por un catión Ca^{2+} (calcio) y dos oxoaniones NO_3^- (nitrato).
- **FeCO_3 (carbonato ferroso)**: resulta de la unión de un catión Fe^{2+} (ferroso) y un oxoanión CO_3^{2-} (carbonato).
- **$\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ (carbonato férrico)**: se compone de dos cationes Fe^{3+} (férrico) y tres oxoaniones CO_3^{2-} (carbonato).
- **CaSO_4 (sulfato de calcio)**: integrado por un catión Ca^{2+} (calcio) y un oxoanión SO_4^{2-} (sulfato).
- **Na_2SO_4 (sulfato de sodio)**: formado por dos cationes Na^+ (sodio) y un oxoanión SO_4^{2-} (sulfato).
- **$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (sulfato de aluminio)**: está constituido por dos cationes Al^{3+} (aluminio) y tres oxoaniones SO_4^{2-} (sulfato).
- **NaClO (hipoclorito de sodio)**: es el resultado de la unión de un catión Na^+ (sodio) y un oxoanión ClO^- (hipoclorito).
- **KClO_4 (perclorato de potasio)**: se forma por la unión de un catión K^+ (potasio) y un anión ClO_4^- (perclorato).

La observación de estos ejemplos nos muestra que las oxosales tienen el mismo número de cargas positivas y negativas y, por lo tanto, son eléctricamente neutras.

Entonces, se puede establecer que:

Las oxosales son compuestos iónicos constituidos por uno o más oxoaniones y cationes metálicos en cantidad suficiente para que se neutralicen las cargas eléctricas.

Nomenclatura de las oxosales

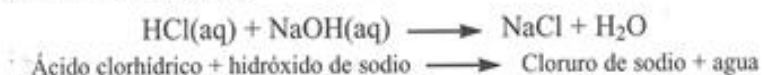
Las oxosales se nombran uniendo el nombre del oxoanión con el del catión metálico.

Cuadro comparativo sobre la nomenclatura de las oxosales

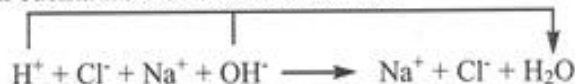
Fórmula	Nomenclatura
Molecular	Tradicional
Li ₂ CO ₃	Carbonato de litio
Cu(NO ₂)	Nitrito cuproso
Cu(NO ₃) ₂	Nitrato cúprico
Li ₂ SO ₂	Hiposulfito de litio
FeSO ₃	Sulfito ferroso
Fe ₂ (SO ₄) ₃	Sulfato férrico
KClO	Hipoclorito de potasio
Al(ClO ₂) ₃	Clorito de aluminio
Ba(ClO ₃) ₂	Clorato de bario
KClO ₄	Perclorato de potasio

2.3.2. Las sales de hidrácidos

Son compuestos que resultan de las reacción entre un hidrácido y un hidróxido. Por ejemplo:



Teniendo en cuenta las disociaciones iónicas:



El catión H^+ del ácido se une al anión OH^- formando H_2O (agua) y, consecuentemente, el anión Cl^- y el catión Na^+ se atraen entre sí originando la *sal de hidrácido* NaCl , denominada **cloruro de sodio**. Las sales de hidrácidos están compuestas por cationes metálicos y aniones no metálicos. En su constitución no intervienen ni el oxígeno ni el hidrógeno. A modo de ejemplo:

- **KCl (Cloruro de potasio)**: está compuesto por un catión K^+ (potasio) y un anión Cl^- (cloruro).
- **CaCl₂ (Cloruro de calcio)**: está formado por un catión Ca^{2+} (calcio) y dos aniones Cl^- (cloruro).
- **AlCl₃ (Cloruro de aluminio)**: resulta de la unión de un catión Al^{3+} y tres aniones Cl^- (cloruro).
- **Na₂S (Sulfuro de sodio)**: se compone de dos cationes Na^+ (sodio) y un anión S^{2-} (sulfuro).
- **CaS (Sulfuro de calcio)**: está constituido por un catión Ca^{2+} (calcio) y un anión S^{2-} (sulfuro).
- **Fe₂S₃ (Sulfuro de hierro (III))**: está integrado por dos cationes Fe^{3+} (hierro) y tres aniones S^{2-} (sulfuro).

En cada ejemplo se puede constatar que tienen el mismo número de cargas eléctricas positivas y negativas, por lo cual se deduce que las sales de hidrácidos son eléctricamente neutras.

En consecuencia, se puede establecer que:

Las sales de hidrácidos son compuestos iónicos que resultan de la unión de cationes metálicos y aniones no metálicos en cantidad suficiente para que resulten eléctricamente neutros.

2.3.3. ¿Cuáles son las características generales de las sales?

Las sales (oxosales y sales de hidrácidos) son compuestos iónicos formados por aniones de ácidos y cationes metálicos.

El número de sales es mucho mayor que el de los ácidos, porque los distintos cationes metálicos conocidos (más de setenta) pueden remplazar al o a los cationes hidrógeno de los ácidos y formar las respectivas sales. Así, a partir del ácido sulfúrico se pueden obtener los sulfatos de sodio, de litio, de potasio, de calcio, de magnesio, de bario, de cobre, de cinc, de hierro (II), de hierro (III), de cromo, etcétera. Entonces, *por cada ácido existe la posibilidad de que haya más de setenta sales.*

En razón de presentar enlaces iónicos son compuestos sólidos de elevado punto de fusión.

Las fuertes interacciones entre los aniones y cationes que las forman, así como su tamaño relativo determinan que formen **estructuras cristalinas ordenadas**. Así, por ejemplo, el *cloruro de sodio* forma la estructura cúbica de caras centradas.

Con cierta frecuencia, moléculas de agua participan en la estructura cristalina de las sales, modificando las características del sólido. Así, por ejemplo, cuando se evapora en forma lenta una solución acuosa de *sulfato de cobre (II)* (CuSO_4) se obtienen cristales azules, que presentan cinco moléculas de agua por cada anión sulfato y catión cobre (II) y que se denomina *sulfato de cobre (II) pentahidratado*. Si estos cristales son sometidos a altas temperaturas pierden el agua, adquieren color blanco y constituyen el *sulfato de cobre (II) anhidro*.

Estas sales que cristalizan con agua se denominan **sales hidratadas o hidratos** y al escribir sus fórmulas se agrega, después de un punto, el número de moléculas de agua que atraen. Por ejemplo:

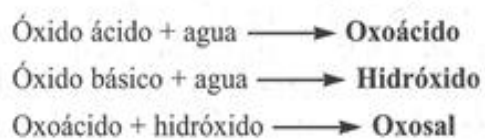
- *Sulfato de cobre (II) pentahidratado* = $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$.
- *Cloruro de hierro (III) hexahidratado* = $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$.
- *Cloruro de bario dihidratado* = $\text{BaCl}_2 \cdot 2 \text{H}_2\text{O}$.

Cuando las sales se encuentran en estado sólido, los iones no pueden moverse y, por lo tanto, no conducen la corriente eléctrica. En cambio, si se calientan las sales hasta su fusión o se disuelven en agua, los iones pueden desplazarse y conducir la corriente eléctrica. Pero, cuando esto ocurre, se produce la descomposición de la sal.

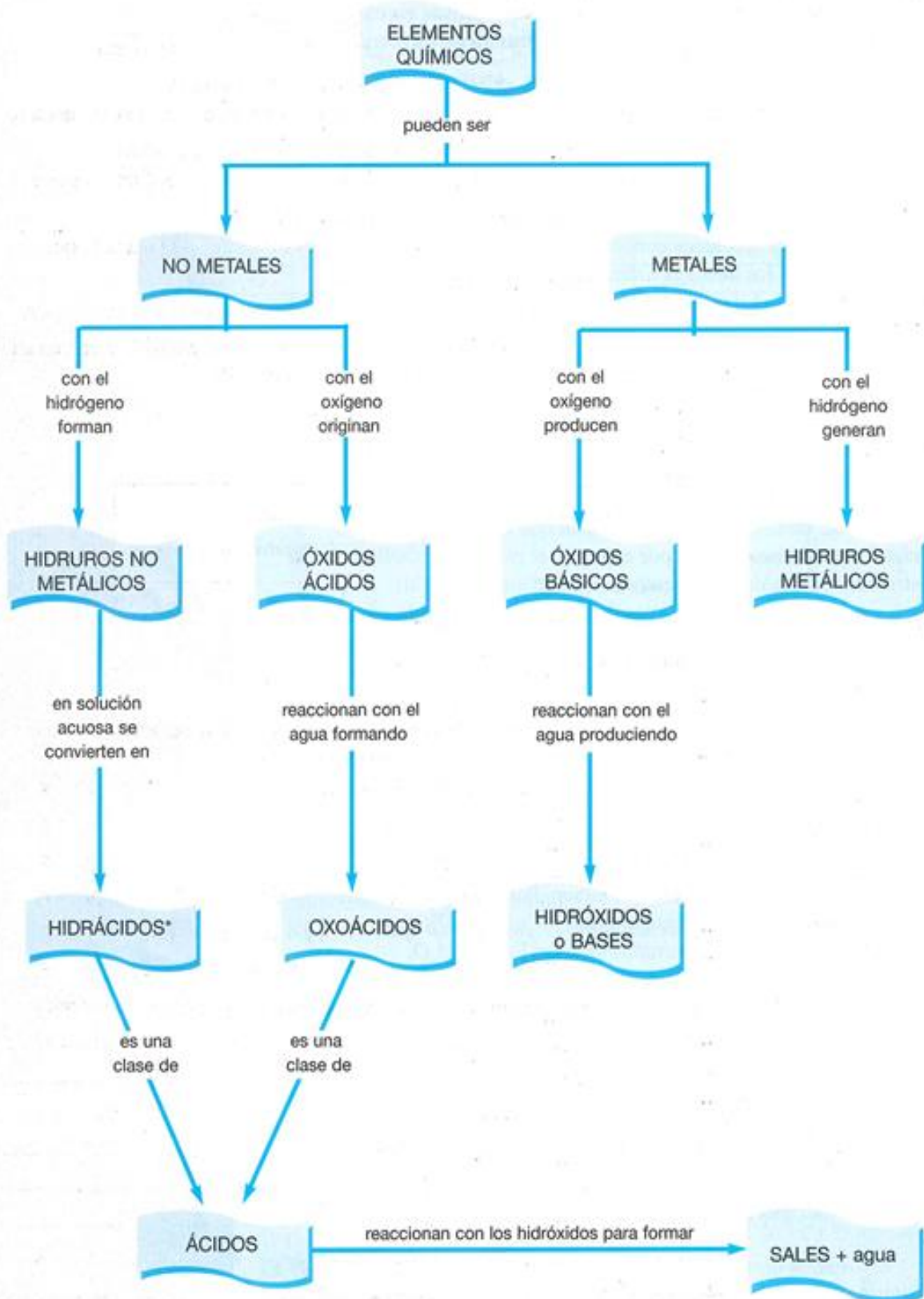
A todas las sustancias que se descomponen por el paso de la corriente eléctrica continua, como las sales, se las denomina **electrolitos**.

En síntesis:

Compuestos ternarios



Red conceptual COMPUESTOS INORGÁNICOS



* No todos los hidruros no metálicos forman hidrácidos.

Actividades de fijación

1) Marca con una X la respuesta correcta:

- Cuando un óxido ácido se combina con agua se forma un:
a) hidrácido. b) hidróxido. c) oxoácido. d) oxosal.
- Los hidróxidos o bases resultan de la combinación del agua con un:
a) óxido básico. b) óxido ácido. c) hidruro no metálico. d) hidruro metálico.
- Las soluciones acuosas de los hidruros de halógenos y del azufre son:
a) hidróxidos. b) hidrácidos. c) oxoácidos. d) óxidos ácidos.
- Las oxosales se forman por la reacción de un oxoácido con un:
a) hidrácido. b) hidruro no metálico. c) hidróxido. d) óxido ácido.
- Las sales de hidrácido están constituidas por un metal y:
a) oxígeno. b) hidrógeno. c) anión OH^- . d) no metal (menos H y O).

2) Lee atentamente el listado de propiedades de la columna de la izquierda y coloca en el paréntesis la letra de la derecha (A o B) que le corresponde:

Propiedades

- () Sabor agrio.
- () Liberan aniones HO^- .
- () Viran el tornasol rojo a azul.
- () Sabor amargo.
- () Viran el tornasol azul a rojo.
- () Reaccionan con Zn desprendiendo H_2 .
- () Liberan cationes H^+ .
- () Son cáusticos.

A. Ácidos
B. Hidróxidos o bases

3) Lee atentamente las siguientes afirmaciones. Cuando son correctas encierra en un círculo la V; en caso contrario, haz lo mismo con la F.

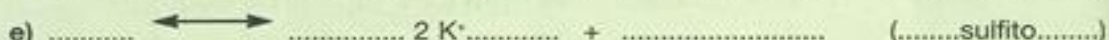
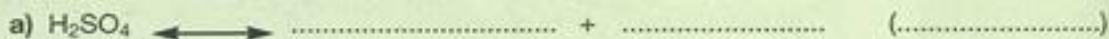
- Cuando un medio es alcalino el pH es menor a 7. V F
- Las sustancias neutras tienen pH igual a 7: V F
- El tornasol es un indicador ácido-base. V F
- El agua de mar, cuyo pH es de 8,5, es ligeramente ácida. V F
- Los indicadores ácido-base cambian de color según el pH del medio. V F
- El pH del suelo no influye en el crecimiento de las plantas. V F

4) Escribe sobre la línea de puntos el nombre de los siguientes compuestos ternarios:

- a) $\text{K}(\text{OH}) =$
- b) $\text{HNO}_2 =$
- c) $\text{HNO}_3 =$
- d) $\text{KNO}_3 =$
- e) $\text{Zn}(\text{OH})_2 =$
- f) $\text{ZnSO}_4 =$
- g) $\text{Na}_2\text{CO}_3 =$
- h) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 =$
- i) $\text{BaSO}_3 =$

Actividades de aplicación

1) **Completa** las ecuaciones de disociación iónica de los siguientes compuestos, dando el nombre del anión:



2) Sabiendo que la molécula de una oxosal está constituida por dos átomos de Na, un átomo de S y cuatro átomos de O:

a) **Escribe** su fórmula molecular:

b) **Señala** cuál es su nombre:.....

c) **Indica** a partir de qué hidróxido y ácido se obtiene:.....

d) **Menciona** el nombre del oxoanión que la constituye:

3) **Completa** el siguiente cuadro sobre compuestos inorgánicos.

FÓRMULA MOLECULAR	DENOMINACIÓN	FUNCIÓN QUÍMICA
HClO_3		
	Hipoclorito de sodio	
		Oxosal
Hg(OH)_2		
	Ácido sulfúrico	
		Hidróxido
H_2CO_3		
	Hidróxido de magnesio	
		Oxoácido
CaSO_4		

4) **Escribe** las fórmulas moleculares de los siguientes compuestos:

a) Hidróxido de cobre (I):

b) Hidróxido de calcio:.....

c) Ácido hipocloroso:.....

d) Ácido sulfúrico:.....

e) Hipoclorito de sodio:.....

f) Clorato de potasio:.....

Las reacciones químicas

Todo a nuestro alrededor cambia. Algunas veces podemos advertir transformaciones muy rápidas, vistosas y espectaculares, como cuando un volcán entra en erupción, cuando las llamas de un incendio convierten en cenizas todo lo que alcanzan, o disfrutamos de un bonito espectáculo de fuegos artificiales. Otros cambios son lentos y los notamos luego de un tiempo, como el crecimiento de las plantas, la variación de color de las hojas de los árboles en el otoño, o la oxidación de los metales. Todos estos ejemplos pertenecen a **reacciones químicas** y tienen en común las siguientes características:



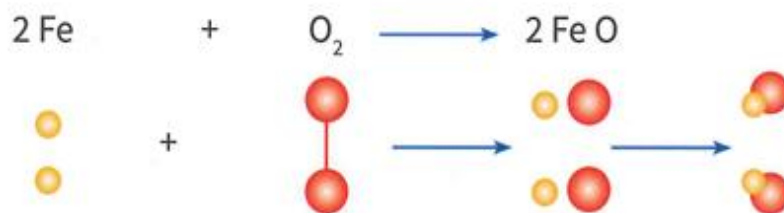
- Durante una reacción química ocurre una **transformación**, en la cual unas sustancias desaparecen y otras se forman.
- Las sustancias que están presentes cuando se inicia la reacción, llamadas **reactivos**, son diferentes a las que se encuentran una vez producida la reacción, que se denominan **productos**.
- Durante el transcurso de la reacción química se absorbe o libera energía en forma de calor, luz o electricidad.
- A nivel atómico, las reacciones químicas consisten en la ruptura de los enlaces entre los átomos que constituyen una molécula para formar nuevos enlaces, que darán origen a otras moléculas.

El hombre a través del tiempo ha estudiado y analizado los fenómenos que ocurren a su alrededor para poder manejarlos y modificarlos con el objeto de obtener productos y soluciones que demanda la sociedad.

Veamos cómo ocurren las reacciones químicas:

En la oxidación del hierro, ocurre una reacción química entre el hierro y el oxígeno del aire que se puede representar por medio de una ecuación química de la siguiente manera:





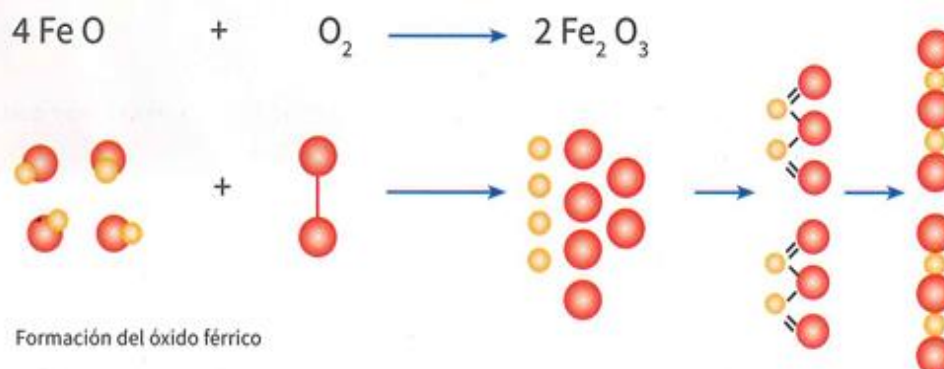
Formación del óxido ferroso

El proceso implica la ruptura del enlace O-O y la formación de enlaces Fe-O.

En una segunda etapa el óxido de hierro formado reacciona nuevamente con el oxígeno del aire de la siguiente manera:



Donde se producen nuevas rupturas y formaciones de enlaces químicos, dando como resultado la formación de Fe_2O_3 , que es el trióxido de dihierro, el más conocido de los óxidos de hierro, con su característico color ocre-rojizo.



Formación del óxido férrico



Óxido de hierro

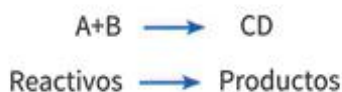
ECUACIONES Y REACCIONES

Las reacciones químicas se representan por medio de **ecuaciones químicas**, que son expresiones que indican la cantidad y el tipo de reactivos y productos que intervienen en una transformación química.

Las reacciones químicas se escriben por convención, anotando a la izquierda las fórmulas químicas de los reactivos, separadas por el signo más (+), que indica: "se combina con ...o reacciona con...", y a la derecha las fórmulas químicas de los productos.

En lugar del signo igual (=), se coloca una flecha que indica el sentido de la reacción y significa: "produce o para dar...".

Cada sustancia se representa por medio de su fórmula química.



Por ejemplo:



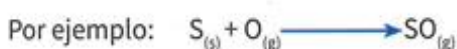
Que se lee: "el azufre reacciona con el oxígeno para dar dióxido de azufre".

Ley de conservación de la masa o ley de Lavoisier



"En un sistema cerrado la masa se conserva, es decir, la masa de los reactivos es igual a la masa de los productos formados".

En muchas ocasiones se indican simbólicamente los estados de agregación de las sustancias o se incluyen símbolos que expresan la emisión o absorción de energía.



Cuando se escribe una ecuación química hay que tener en cuenta que la reacción que simboliza debe cumplir con la **ley de conservación de la masa**, por lo tanto en muchas ocasiones es necesario **balancear** la ecuación, para que represente lo que realmente ocurre en el proceso.

Veamos los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1:

La combustión del gas metano (CH_4), en presencia del oxígeno del aire genera energía en forma de calor y produce dióxido de carbono (CO_2) y agua, según la reacción:



*Con el símbolo Q se representa calor.

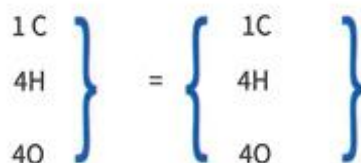
En esta ecuación vemos que no hay el mismo número de átomos de carbono, oxígeno e hidrógeno en ambos lados de la flecha; por lo tanto, las masas tampoco estarán igualadas entre reactivos y productos.

De manera que para que se cumpla la ley de conservación de la masa hay que **balancear** la ecuación, utilizando coeficientes estequiométricos.

Los **coeficientes estequiométricos** son números (pequeños, enteros o fraccionarios), que **multiplican** a el o los átomos o moléculas que se encuentran detrás de ellos.

Los coeficientes se colocan **siempre delante de la sustancia**, de otra manera modificarían la fórmula y esta ya no representaría el mismo compuesto químico.

Entonces, colocando los coeficientes (en este caso el número 2):



se cumple la ley de conservación de la masa

Actividades

1 Ajusten (balanceen) las siguientes ecuaciones químicas:

- $\text{Si} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SiO}_4$
- $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \longrightarrow \text{HCl}$
- $\text{Br}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Br}_2\text{O}_7$
- $\text{C} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_4$
- $\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{HNO}_2$
- $\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$

2 Indiquen si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas y justifiquen sus decisiones:

- Las sustancias que se originan en una reacción química se llaman reactivos.
- Ecuación química y reacción química son sinónimos.
- Todas las reacciones químicas liberan energía en forma de calor.
- Durante las reacciones químicas se rompen enlaces químicos.
- En las reacciones químicas la materia se transforma.

Ejemplo 2:

La fabricación industrial de amoníaco se realiza mediante la reacción química entre dos gases muy abundantes en la atmósfera, el hidrógeno y el nitrógeno, en condiciones especiales de trabajo:

Se puede representar mediante la siguiente ecuación:



Es necesario balancear la ecuación para que haya igualdad entre el tipo y cantidad de átomos de los elementos a ambos lados de la flecha:

Comenzamos colocando el coeficiente dos (2) en el producto, lo que significa que hay dos átomos de nitrógeno y seis de hidrógeno, luego buscamos los coeficientes necesarios para igualar las cantidades de cada reactivo, que serán: (1)* para el nitrógeno y (3) para el hidrógeno.

*Cuando el coeficiente es uno no hace falta indicarlo.



De esta manera queda balanceada o "ajustada" la ecuación.

Por lo tanto ajustar, balancear o igualar una ecuación, significa encontrar los coeficientes (números) que permitan que aparezcan la misma cantidad de átomos de cada elemento en ambos lados de la ecuación.

¿CÓMO OCURRE UNA REACCIÓN QUÍMICA?

Cuando entran en contacto las unidades elementales de los reactivos: moléculas, iones o átomos (las llamaremos partículas), "chocan" entre sí, estos choques originan transferencia de energía, que permite que se produzca la ruptura y formación de nuevos enlaces químicos.

La energía necesaria para la ruptura y formación de enlaces se la denomina **energía de activación**.

Las partículas se mueven con gran velocidad, esto haría suponer que el número de choques entre ellas es muy grande. Si todos los choques fueran **efectivos**, es decir, si condujesen a la formación de productos, las reacciones serían prácticamente instantáneas.

En la realidad ocurre que no todos los choques producen este resultado ya que algunas veces la orientación o la distancia a la que se encuentran las partículas hacen que el choque no sea efectivo; en otras palabras, no genera la energía suficiente para producir la ruptura de un enlace químico y la formación de nuevas sustancias. Esta es una de las razones por la cual las reacciones químicas tienen diferentes velocidades.

Teoría de las colisiones

La teoría actualmente más aceptada sobre la forma en que ocurre una reacción química es la **teoría de las colisiones** (choques), que se basa en tres postulados fundamentales:

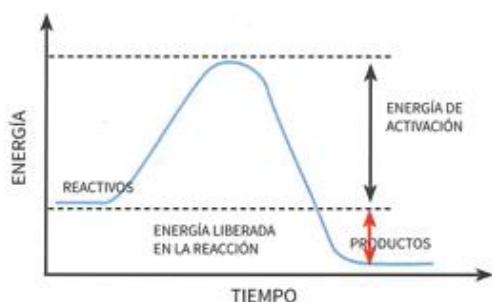
Para que las moléculas, iones o átomos de diferentes sustancias reaccionen:

- Deben chocar entre sí.
- Al chocar deben orientarse en el espacio de manera conveniente.
- El choque debe ser efectivo; esto significa que debe aportar la energía necesaria para romper y formar enlaces.

En todas las reacciones químicas los productos que se forman tienen menor energía que los reactivos, y por eso son más estables.

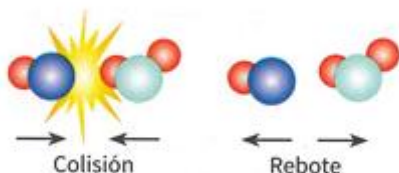
Esta teoría se completa con la **teoría del complejo activado**, que propone que entre la ruptura de enlaces de los reactivos y la formación de un producto se genera un compuesto intermedio extremadamente inestable, llamado **complejo activado**. Este compuesto intermedio, que tiene una energía mayor que la de los reactivos, se transforma rápidamente en producto para estabilizarse.

La diferencia entre la energía de los reactivos y la del complejo activado es la energía de activación.



REACCIÓN EXOTÉRMICA

El gráfico muestra la forma en que varía la energía a medida que avanza una reacción química. Cuando los choques son efectivos, las partículas alcanzan la energía de activación y se produce la reacción. Cuando los choques no son efectivos, las partículas se separan sin reaccionar.



Reacciones químicas con orientación correcta (colisión) y con energía insuficiente (rebote)

Podemos comprobar que la energía de activación es necesaria para que se inicie una reacción con un ejemplo muy sencillo.

Ya sabemos que la combustión es una reacción de combinación entre un combustible y el oxígeno que genera energía en forma de luz y calor.

Supongamos para nuestro ejemplo que el combustible es el alcohol.

Al dejar abierta una botella de alcohol, este combustible entra en contacto con el oxígeno del aire.

¿Se produce la reacción al poner en contacto los reactivos?

Evidentemente no, porque de ser así el alcohol ardería espontáneamente.

Al acercar un fósforo encendido comenzará la reacción, que proseguirá por sí sola hasta que se agote el combustible. El calor de la llama proporcionó la energía de activación necesaria para que comience la reacción de combustión.

Sin embargo existen también reacciones que tienen energía de activación muy baja; muchas veces la temperatura ambiente es suficiente para que se inicien. Estos procesos se denominan **reacciones espontáneas**.

LA VELOCIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Algunas reacciones químicas pueden ser muy rápidas, como la explosión de una bomba. En cambio, otras son tan lentas que casi no podemos advertir que suceden, como por ejemplo la digestión de los alimentos.

La velocidad es la **rapidez** con que ocurre un fenómeno o un proceso y está relacionada con el tiempo, por lo tanto se puede medir la velocidad con la que ocurre una reacción midiendo la cantidad de producto que se forma en un determinado tiempo o la cantidad de reactivo que se consume en ese tiempo.

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{cantidad de producto formado}}{\text{tiempo}} = \frac{\text{cantidad de reactivo consumido}}{\text{tiempo}}$$

Por ejemplo en la siguiente reacción química:



$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{masa de HI formada}}{\text{tiempo}}$$

También resulta posible medir la velocidad en función de la desaparición de los reactivos:

$$\text{Velocidad de reacción} = \frac{\text{masa de iodo consumido}}{\text{tiempo}} = \frac{\text{masa de hidrógeno consumido}}{\text{tiempo}}$$

Para cada reacción química se utilizará una u otra expresión, según cuál sea la sustancia más fácil de medir.

Para estudiar la velocidad de las reacciones se usan algunas variables físicas que ponen en evidencia el consumo de un reactivo o la formación del producto y son observables a simple vista o fácilmente medibles: por ejemplo, un cambio de color, la desaparición o formación de un sólido o los cambios de presión en un sistema cerrado.

¿Para qué sirve medir la velocidad de una reacción?

Conocer el tiempo que tarda en producirse un proceso es fundamental para la industria, ya que es una de las condiciones de la rentabilidad. Un proceso demasiado lento no sería viable en términos económicos.

En la vida cotidiana es importante saber cuánto tiempo tardará un medicamento en hacer efecto o una comida en cocinarse. Conservamos en la heladera los alimentos para que nos duren más tiempo porque sabemos que el frío hace más lentas las reacciones de descomposición. En la peluquería hay que respetar los tiempos de reacción de los tratamientos químicos, como la coloración o el alisado, para evitar resultados indeseados.

La velocidad de las reacciones, sus causas, consecuencias y factores que las modifican, son estudiados por una rama de la química denominada **cinética química**.

Algunas variables que influyen en la velocidad de las reacciones

La probabilidad de que se produzcan choques eficaces aumenta al aumentar la energía de las partículas. Esta energía depende de muchos factores, como por ejemplo:

- **Naturaleza o tipo de reactivos:** cada reacción ocurre con una velocidad propia en determinadas condiciones. La oxidación del sodio es espontánea; es decir, ocurre rápidamente al exponer el metal al aire. En cambio, la oxidación del hierro, en las mismas condiciones, es lenta.

Ambas son reacciones de combinación de elementos metálicos con el oxígeno, pero tienen velocidades muy diferentes que dependen exclusivamente de la sustancia en cuestión.

- **La cantidad o concentración de reactivos:** al aumentar la cantidad de moléculas, átomos o iones de reactivos, mayor será la probabilidad de choques entre ellos y mayor la velocidad de reacción y la cantidad de producto que se formará en un determinado tiempo.
- **El estado físico y la superficie de contacto entre los reactivos:** las reacciones en estado gaseoso son muy rápidas, esto se debe a la gran movilidad de las partículas que aumenta la posibilidad de choques entre ellas, algo similar ocurre en las reacciones en un medio líquido.

Cuando las sustancias reaccionantes se encuentran en estado sólido, mientras más pequeñas sean las partículas, mayor será la superficie de contacto entre ellas, lo que aumenta la oportunidad de que choquen y en consecuencia la velocidad de la reacción. La experiencia nos indica que para disminuir el tiempo de cocción de un alimento, se lo debe cortar en porciones pequeñas; de esta manera, las reacciones químicas que ocurren en la cocción serán más rápidas que si se encuentra en un único trozo.

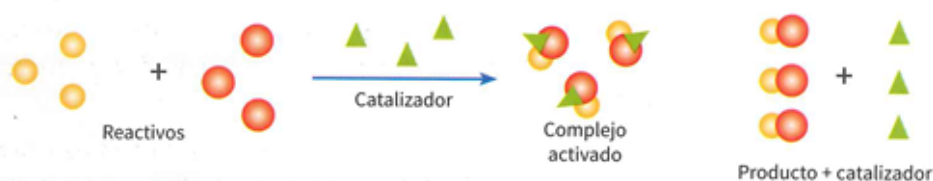
- **La temperatura:** al aumentar la temperatura, aumenta la energía cinética de las partículas, lo que incrementa el número de choques y les permite alcanzar más fácilmente la energía de activación.

- **La luz:** es también una forma de energía, algunos tipos de reacciones son aceleradas por la luz, son las llamadas **reacciones fotoquímicas**. La fotosíntesis es un ejemplo de estas reacciones, por esta razón las plantas realizan este proceso en las horas de luz diurna y no durante la noche.

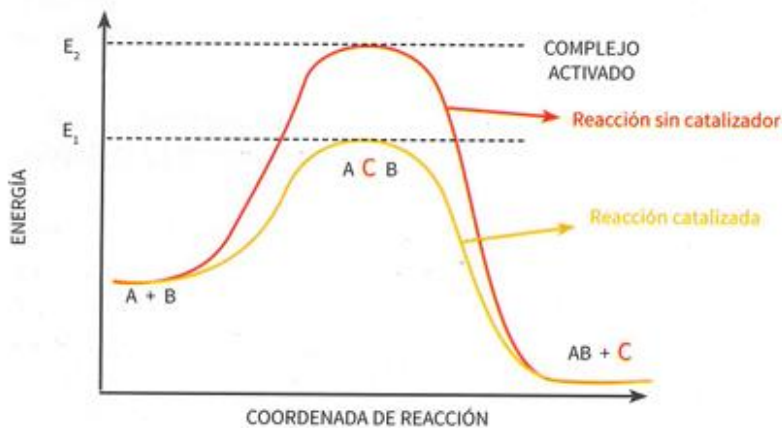
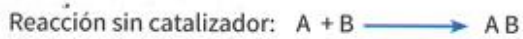
- **Los catalizadores:** son sustancias que actúan como **intermediarios**; es decir, forman con los reactivos **complejos activados** de menor energía de activación que los que se formarían entre los reactivos solos. Una vez que actúan se separan y recuperan sus propiedades, por lo que al inicio y al final de la reacción se encuentran en la misma cantidad y con la misma composición.

Por mucho tiempo se creyó que los catalizadores solamente actuaban por estar “presentes” en la reacción. Los estudios posteriores demostraron que intervienen en los procesos de manera activa, colaborando al bajar la energía de activación y acelerando las reacciones.

No siempre se desea que las reacciones sean más rápidas, por eso, existen también **catalizadores negativos o inhibidores**, que son sustancias que tienen la función de disminuir la velocidad de algunas reacciones. Un ejemplo son los conservantes y estabilizantes que se utilizan en la industria alimentaria con el fin de que los alimentos duren más tiempo.



El catalizador facilita la formación del complejo activado.



REFERENCIAS

C: Catalizador

A - B: Reactivos

ACB: Complejo intermedio

AB: Producto

E₁: Energía de activación de la reacción catalizada

E₂: Energía de activación de la reacción sin catalizador

El gráfico muestra que el "camino" que lleva de reactivos a productos es más corto en la reacción catalizada y por esto la velocidad es mayor.

- **Las enzimas:** son catalizadores biológicos que permiten que las reacciones en los organismos vivos ocurran a una velocidad relativamente alta a pesar de las bajas temperaturas de reacción.

En la digestión de los alimentos actúan cientos de enzimas diferentes, dado que son catalizadores específicos. Esto quiere decir que cada reacción tiene su enzima que la posibilita y acelera.

La función de las enzimas digestivas es la de "romper" las moléculas gigantes de los alimentos (macromoléculas), para transformarlas en otras más simples y pequeñas que luego son utilizadas por el organismo.

Para la netbook

- No dejen de ver los maravillosos videos sobre reacciones en¹:

<http://beautifulchemistry.net/>

¹ Sitio: *BeautifulChemistry.net*.

ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

La **estequiometría** es la rama de la química que estudia las relaciones numéricas según las cuales reaccionan químicamente las sustancias; es decir, las proporciones en que se combinan para dar determinada cantidad de producto.

Para realizar un proceso químico industrial es de vital importancia conocer la cantidad de materia prima necesaria, el rendimiento de la reacción y las cantidades de productos que se obtendrán.

Todos los laboratorios e industrias, realizan cálculos estequiométricos para planificar su producción. Pero estos cálculos están presentes también en nuestra vida cotidiana de manera simplificada. Los realizamos cuando modificamos una receta para preparar una comida, al aumentar o disminuir el número de porciones, cuando calculamos la dosis de un medicamento en base al peso corporal, preparamos una pintura o calculamos la cantidad de cloro que hay que incorporar a una piscina de acuerdo al volumen de agua que contiene.

La estequiometría se basa en la **ley de conservación de la masa**, por esta razón el primer paso para realizar un problema estequiométrico es balancear o ajustar la ecuación, para luego poder proceder a realizar los cálculos correspondientes.

Por ejemplo:

Se desea saber qué masa de óxido de calcio se obtendrá a partir de la reacción entre 200 gramos de calcio y la masa de oxígeno que sea necesaria.

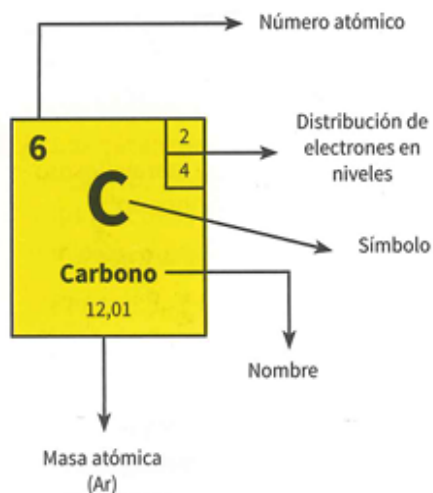
En primer lugar hay que escribir la ecuación química que representa esta reacción y balancearla para conocer las proporciones en que se combinan los reactivos para formar el producto:



La ecuación balanceada será:



Balanza de laboratorio



Se buscará luego la relación entre las **masas moleculares relativas** (M_r) de los reactivos y productos.

Las masas moleculares relativas (M_r) se calculan utilizando los datos de las **masas atómicas relativas** (A_r) de los átomos que forman las moléculas; estos datos figuran en la tabla periódica (al sumar las masas atómicas hay que tener en cuenta la cantidad de átomos que forman cada molécula).

Ar del Ca = 20,08 g

2Ca = 40,16 g

Ar de O = 16 g

Mr de CaO = (Ar Ca + Ar O) = 20,08 g + 16 g = 36,08 g

2CaO = 72,16 g

Con estos datos se sabe que 40,16 g de calcio producirán 72,16 g de CaO y se podrá establecer una proporcionalidad directa de la siguiente manera:

Masa de Ca	Masa de O ₂	Masa de CaO
40,16 g	32 g	72,16 g
200 g		X g

Si con 40,16 g de Ca $\xrightarrow{\text{se obtienen}}$ 72,16 g de CaO

Con 200 g de Ca $\xrightarrow{\text{se obtendrán}}$ X g de CaO

$$X = \frac{200 \text{ g de Ca} \cdot 72,16 \text{ g de CaO}}{40,16 \text{ g de Ca}} = 359,36 \text{ g de CaO}$$

Si quisiéramos saber cuál fue la masa de oxígeno consumida en el proceso podríamos realizar el siguiente cálculo:

Masa de Ca	Masa de O ₂	Masa de CaO
40,16 g	32 g	72,16 g
200 g	X g	

Si 40,16 g de Ca $\xrightarrow{\text{se combinan con}}$ 32 g de O₂

200 g de Ca $\xrightarrow{\text{se combinarán con}}$ Xg de O₂

$$X = \frac{200 \text{ g de Ca} \cdot 32 \text{ g de O}_2}{40,16 \text{ g de Ca}} = 159,36 \text{ g de O}_2$$

Podemos comprobar que a este resultado también se puede llegar si se restan a los 359,36 g del producto (CaO) los 200 g de Ca.

Se puede resumir el procedimiento para trabajar en forma organizada:

1. Escribir la ecuación que representa el proceso.
2. Balancear o ajustar la ecuación química.
3. Calcular las Mr de los reactivos y/o productos.
4. Plantear la proporcionalidad directa (regla de tres) y resolver.

Actividades

1. Completen el cuadro hallando la masa molecular relativa (Mr) de las siguientes sustancias de uso cotidiano e investiguen para qué se utilizan:

Sustancia	Fórmula	Mr	Uso
Soda cáustica	NaOH		
Cloruro de sodio	NaCl		
Agua oxigenada	H ₂ O ₂		
Hipoclorito de sodio	NaClO		
Amoniaco	NH ₃		
Bicarbonato de sodio	NaHCO ₃		
Dióxido de carbono	CO ₂		
Glucosa	C ₆ H ₁₂ O ₆		

2 Resuelvan los siguientes problemas. Recuerden balancear las ecuaciones.

(Al final del Capítulo 4 encontrarán las respuestas para comprobar sus resultados).

2.1. Un trozo de magnesio (Mg) reacciona con 15,63 g de oxígeno (O₂).

- Calcular la masa de magnesio (Mg) que reacciona.
- ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio (MgO) se formarán?



2.2. Se deben preparar 5,40 g de FeCl₃ según la siguiente reacción:



- ¿Qué masa de Fe(OH)₃ se necesita?
- ¿Qué masa de HCl se utilizará?

2.3. Para obtener 2,5 g de Na₂SO₄ se hicieron reaccionar H₂SO₄ y NaOH según la siguiente reacción:



Calculen:

- ¿Cuántos gramos de ácido (H₂SO₄) se utilizaron?
- ¿Qué masa de NaOH se necesitan?

2.4. Se desea preparar 1 g de CaBr:

- ¿Qué masa de HBr se necesita?
- ¿Qué masa de Ca(OH)₂ se utiliza?

