

Libros de **Cátedra**

Las raíces de la química

Química para el curso de ingreso
de la FCAyF, UNLP

Paula Carasi, Natalia Soledad Fagali
y Alejandra Viviana Quiroga (coordinadoras)

n
naturales

FACULTAD DE
CIENCIAS AGRARIAS Y FORESTALES


EDITORIAL DE LA UNLP



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA

LAS RAÍCES DE LA QUÍMICA

QUÍMICA PARA EL CURSO DE INGRESO DE LA FCAYF, UNLP

Paula Carasi
Natalia Soledad Fagali
Alejandra Viviana Quiroga
(coordinadoras)

Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA


EDITORIAL DE LA UNLP

*A las/os alumnas/os que compartieron nuestro camino
en estos años de aprendizaje y las/os que vendrán*

Agradecimientos

A la Universidad Pública, Gratuita y de Calidad que nos formó y hoy nos permite continuar con su legado.

*Hermana duda,
pasarán los discos,
subirán las aguas,
cambiarán las crisis
pagarán los mismos
y ojalá que tú
sigas mordiendo mi lengua*

—Jorge Drexler, *Hermana duda*

Índice

Agradecimientos	4
Introducción	7
Capítulo 1	
Sistemas materiales	8
<i>Natalia Argel, Carlos Alberto Manassero y Alejandra Viviana Quiroga</i>	
Capítulo 2	
Estructura atómica	20
<i>Natalia Soledad Fagali</i>	
Capítulo 3	
Tabla periódica.....	29
<i>Carlos Alberto Manassero</i>	
Capítulo 4	
Uniones químicas	37
<i>Paula Andrea Conforti</i>	
Capítulo 5	
Cantidades Químicas	49
<i>Vanesa S. Marin Viegas</i>	
Capítulo 6	
Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.....	66
<i>Paula Carasi</i>	
Bibliografía	85
Autores/as	86

Introducción

Este libro nace de la necesidad de contar con un texto que reúna los contenidos que se desarrollan durante el curso introductorio de química de la Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales (FCAyF) de la Universidad Nacional de La Plata (UNLP). Sin embargo, no se limita a las carreras de esta Facultad, ya que estos contenidos son comunes a muchas carreras que tienen química entre las materias básicas de los distintos diseños curriculares.

Los contenidos del Curso de Nivelación de Química de la FCAyF se dictan también en los diferentes años de la Escuela Secundaria Básica (ESB) (1°, 2° y 3° año). Sin embargo, muchos/as estudiantes llegan a la facultad sin haber visto algunos de ellos y, es necesario abordarlos para que puedan luego cursar las materias basadas en las ciencias químicas, incluidas en los actuales planes de estudio. Por tratarse de contenidos desarrollados de manera atomizada en los diferentes años de ESB, no hay textos introductorios que los reúnan y profundicen sobre ellos. Los libros de química general clásicos abordan estos temas en una profundidad que escapa al objetivo de un curso propedéutico de química destinado a futuros/as ingenieros/as agrónomos/as y forestales.

La posibilidad de tener disponible un libro digital de descarga libre es fundamental a la hora de brindar iguales oportunidades a todos/as los/as estudiantes que llegan a la UNLP.

Esperamos que este libro sea un material de estudio y consulta de fácil comprensión y ayude tanto a estudiantes como a docentes en el camino del aprendizaje de la química.

CAPÍTULO 1

Sistemas materiales

*Natalia Argel, Carlos Alberto Manassero
y Alejandra Viviana Quiroga*

En este capítulo empezaremos a adentrarnos en algunos conceptos sencillos, aunque no por eso menos importantes, de la química. Los mismos nos ayudarán a comprender muchos fenómenos habituales que nos rodean y sentarán las bases para el desarrollo posterior de temas cuya complejidad irá en aumento. Comenzaremos con el estudio de la materia, sus estados de agregación y los cambios que experimenta para finalmente concluir con el estudio y la clasificación de los sistemas materiales.

De la materia y sus estados de agregación

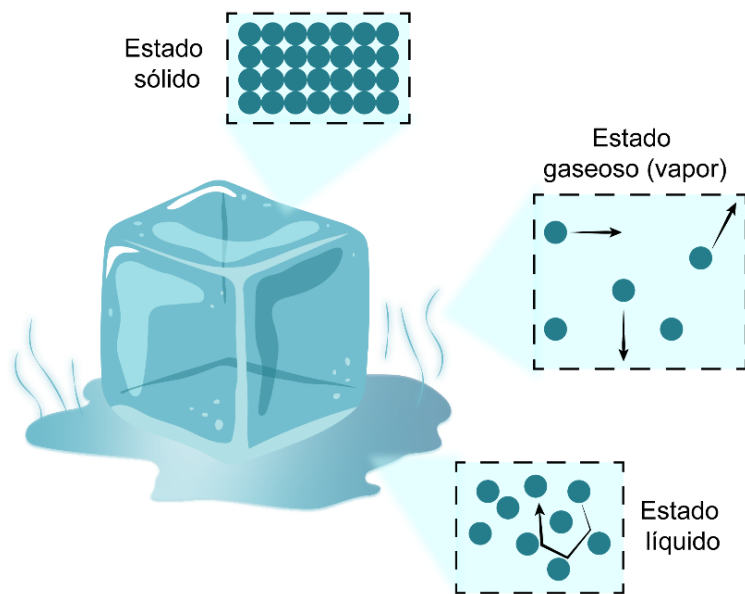
El primer problema que se nos plantea a la hora de comenzar el estudio de la química radica en tratar de explicar con nuestras palabras los términos técnicos asociados a este campo disciplinar. Por ejemplo, es común que hablemos de materia, formas de materia, transformación de la materia... pero, ¿qué entendemos por materia? Una definición simple y útil, que probablemente sea ya conocida por ustedes, es aquella que sostiene que **materia** es cualquier cosa que tenga masa y ocupe un lugar en el espacio. Cuando hacemos referencia a una porción limitada de materia con características definidas hablamos de **cuerpo**. En consecuencia, la cantidad de materia de un cuerpo queda determinada por su **masa**. La masa es una magnitud básica cuya unidad fundamental en el sistema cegesimal (C.G.S.) es el gramo (g) y en el sistema internacional de unidades (SI) es el kilogramo (kg). Noten que el kg es un ejemplo de unidad múltiplo del g; el miligramo (mg) sería un ejemplo de unidad submúltiplo. Un término que suele usarse indistintamente con el de masa, pero que en sentido estricto expresa distinto significado, es el de **peso**. El peso da cuenta de la fuerza que ejerce la gravedad sobre un cuerpo. Si la fuerza de gravedad varía (por ejemplo, considerando distintos puntos de la Tierra o, más aún, otro planeta) el peso del cuerpo será diferente pero no su masa.

La materia se nos presenta en diversos estados de agregación o estados físicos, todos con propiedades y características diferentes, y aunque los más conocidos y observables cotidianamente son tres, las llamadas fases sólida, líquida y gaseosa, también existen otros estados observables bajo condiciones extremas de presión y temperatura. Cada estado de agregación es

el resultado del balance de las fuerzas de interacción que existen entre las partículas. Las fuerzas de interacción que experimentan las partículas se denominan fuerzas intermoleculares. Más adelante desarrollaremos el concepto de [molécula](#), mientras tanto usaremos el término partícula y molécula como sinónimos. En esencia, existen dos tipos de fuerzas intermoleculares: las de atracción (que tienden a unir las moléculas ocupando el menor espacio posible), y las de repulsión (que tienden a separar las moléculas maximizando el espacio ocupado). Estas fuerzas actúan en sentido opuesto y simultáneamente sobre las moléculas en continuo movimiento. El estado (o fase) **sólido** se caracteriza por presentar forma y volumen propio. Son rígidos e incompresibles (es decir no son afectados apreciablemente por el aumento de presión). Las partículas que los constituyen están ordenadas en posiciones fijas y sólo pueden vibrar en torno a su ubicación, por ende, no son capaces de fluir (Figura 1.1). Las fuerzas de atracción superan considerablemente a las de repulsión. Los **líquidos** presentan volumen propio, pero no forma propia, adoptan la del recipiente que los contiene. Cuando están en reposo presentan una superficie plana horizontal. Son prácticamente incompresibles. Las fuerzas de atracción son menos intensas que en los sólidos, esto permite que las partículas presenten mayor movimiento dotando a los líquidos de su capacidad de fluir (Figura 1.1). El estado **gaseoso** se caracteriza por no presentar forma ni volumen propio. Los gases se expanden libremente ocupando la totalidad del recipiente que los contenga. Se comprimen y fluyen con suma facilidad (Figura 1.1). A altas temperaturas y bajas presiones no existen entre sus partículas fuerzas atractivas.

Figura 1.1.

Representación gráfica de la materia en estado sólido, líquido y gaseoso a nivel macroscópico y a nivel molecular



De los cambios de estado de la materia

El cambio de estado es el proceso mediante el cual las sustancias pasan de un estado de agregación a otro, intercambiando energía bajo la forma de calor con el medio ambiente, en forma reversible. Como fue discutido en párrafos anteriores, el balance entre las fuerzas atractivas y repulsivas define el estado de agregación de una sustancia, entonces un cambio en la intensidad de dichas fuerzas por efecto de la variación de la presión y/o la temperatura provocará que la sustancia cambie su estado de agregación (Figura 1.2).

Figura 1.2

Representación gráfica de las fuerzas atractivas y repulsivas que experimentan las moléculas

Predominio de fuerzas atractivas



Predominio de fuerzas repulsivas



El paso de un estado de agregación más ordenado, donde las moléculas constitutivas tienen limitado su movimiento, a uno más desordenado se produce cuando la sustancia recibe calor. Como consecuencia de ello, las moléculas adquieren mayor energía, logran moverse con mayor libertad y el sistema aumenta su desorden, se vuelve más caótico. Son ejemplos de estos cambios de estado (Figura 1.3):

- **Fusión:** pasaje del estado sólido al estado líquido.
- **Vaporización:** pasaje del estado líquido al estado vapor. Si el fenómeno ocurre sólo en la superficie libre del líquido, el cambio de estado recibe el nombre particular de **evaporación**. Por el contrario, si la vaporización ocurre en toda la masa del líquido considerado recibe el nombre de **ebullición**. Es importante notar que la **evaporación** ocurre a cualquier temperatura mientras que la **ebullición** ocurre a una temperatura determinada, la cual dependerá de la presión externa.
- **Sublimación:** pasaje del estado sólido al estado vapor sin pasar por el estado líquido.

Ahora bien, si enfriamos la sustancia (le quitamos calor), las partículas se moverán más lentamente, las fuerzas atractivas empezarán a tener mayor importancia y se logrará un mayor orden en el sistema. Son ejemplos de estos cambios de estado:

- **Solidificación:** pasaje del estado líquido al estado sólido.

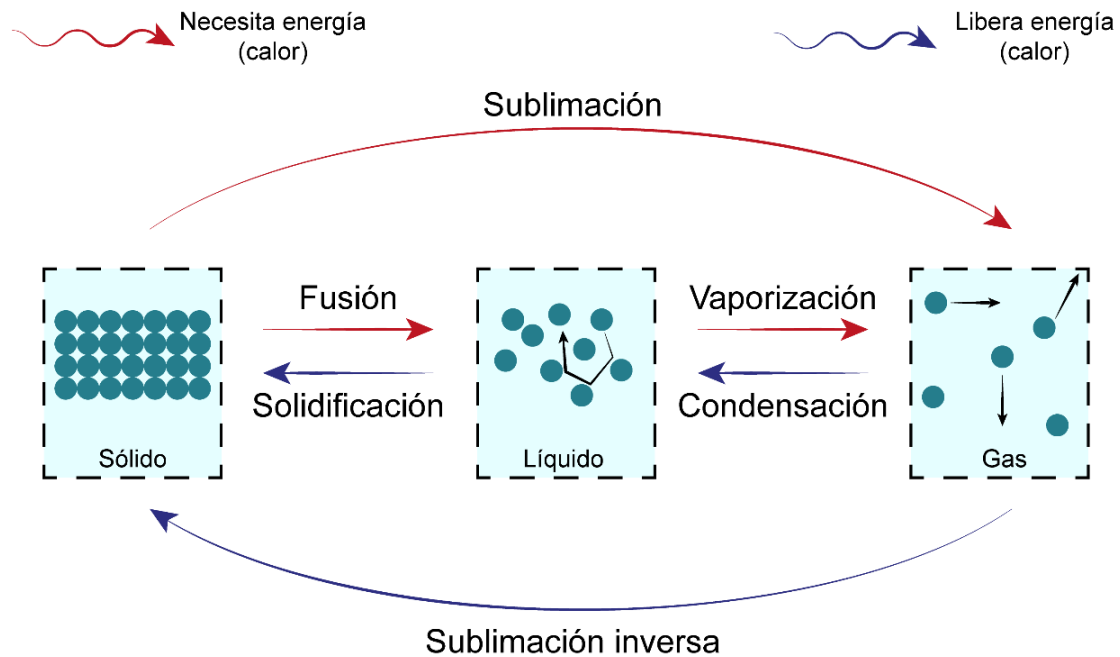
- **Condensación:** pasaje del estado vapor al estado líquido. El pasaje del estado gaseoso al estado líquido recibe el nombre de **licuación o licuefacción**.

A esta altura es necesario hacer una distinción entre dos términos que se usan frecuentemente como sinónimos, pero hacen referencia a estados de la materia diferentes: vapor y gas. Cuando el estado de agregación de una sustancia es normalmente sólido o líquido (a presión y temperatura ambiente) llamamos vapor a su estado gaseoso. Por ejemplo, a temperatura ambiente y presión normal (1 atmósfera) el agua se presenta como líquida y el yodo como sólido, por lo tanto, al entregarles calor su estado gaseoso se denominará vapor. Por otra parte, en las mismas condiciones de presión y temperatura algunas sustancias como el hidrógeno, oxígeno o el nitrógeno, entre otros, se presentan en estado gaseoso y por ello se denominan gases.

- **Sublimación inversa o deposición:** pasaje del estado vapor al estado sólido sin pasar por el estado líquido.

Figura 1.3

Cambios de estado de agregación de la materia



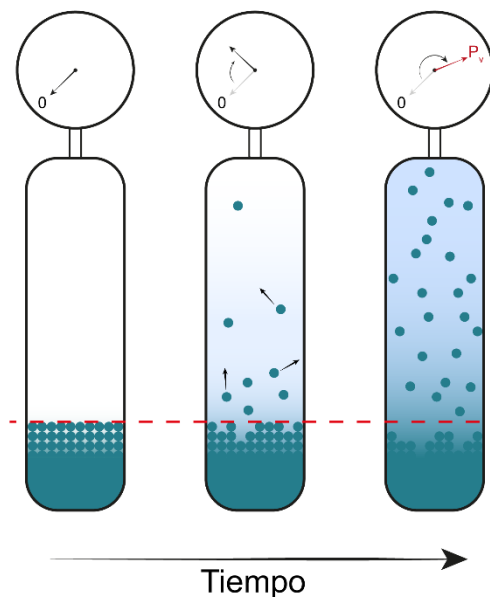
Del concepto de presión de vapor al de temperatura de ebullición

Introduciremos brevemente el concepto de presión de vapor de un líquido para poder acercarnos de manera más precisa al fenómeno de ebullición. Supongamos que introducimos un volumen de líquido dentro de un recipiente al cual cerramos herméticamente y le hacemos vacío (eliminamos todas las moléculas de gas que pudieran estar comprendidas

entre el líquido y la tapa del recipiente). Si mantenemos constante la temperatura iremos observando que el nivel de líquido en el recipiente desciende inicialmente hasta alcanzar un valor constante luego de un cierto tiempo. Al inicio del proceso, las moléculas del líquido son capaces de escapar de la superficie libre del mismo (es decir ocurre la evaporación). Al mismo tiempo, algunas moléculas en la fase vapor regresan al líquido nuevamente (condensación). Llega un momento en el cual el número de moléculas que escapan del líquido igualan a las de vapor que regresan al mismo, siempre y cuando la temperatura permanezca constante. Se dice en este caso que el sistema alcanza un equilibrio dinámico. Bajo dicha situación de equilibrio el vapor ejerce una cierta presión sobre la superficie libre del líquido y sobre las paredes del recipiente que contiene dicho sistema. Esta presión se denomina **presión de vapor** del líquido (Figura 1.4). Es decir, que la presión de vapor de un líquido es la presión que ejercen sus vapores cuando se ha establecido un equilibrio dinámico con ese líquido a **una cierta temperatura**. Pueden imaginarse que dicha presión de vapor se incrementará con el aumento de la temperatura ya que existirá un mayor número de moléculas capaces de abandonar el líquido y pasar a la fase vapor.

Figura 1.4

Presión de vapor de un líquido



Habiendo introducido el concepto de presión de vapor podemos decir que un líquido entrará en ebullición cuando su presión de vapor iguale a la presión externa (podemos suponer que la presión externa será la presión atmosférica). La temperatura a la cual se produce dicho fenómeno la llamamos punto de ebullición del líquido. En el caso particular que la presión exterior sea de 1 atmósfera, la temperatura de ebullición recibe el nombre de punto de ebullición normal del líquido.

De los sistemas materiales, sus propiedades y clasificación

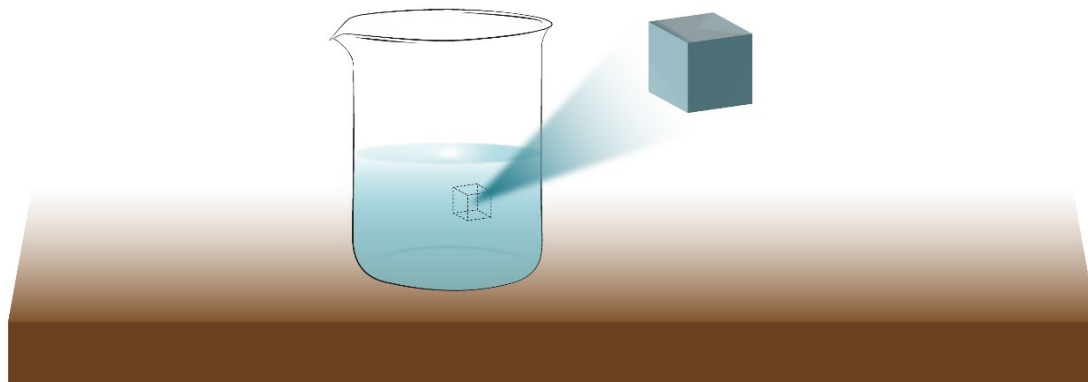
Después de tener en claro todas las definiciones y conceptos anteriores, que seguramente ya habías oído y hasta probablemente estudiado para algún examen, podemos darle un sentido más completo a la definición de sistemas materiales.

¿Qué es un sistema material?

Para estudiar experimentalmente la composición o cualquier propiedad de la materia, es necesario tomar y aislar una porción limitada de la misma a partir del medio que nos rodea. Esa porción de materia se denomina **sistema material**. Entonces, se define a un sistema material como una porción del Universo que se aísla para su estudio. Sus límites pueden ser reales o imaginarios. Por ejemplo, en un vaso de agua completamente lleno, si el sistema a estudiar es el contenido del mismo, el límite será la pared interior del envase; pero también podemos estudiar un pequeño cubo dentro del contenido del vaso, cuyos límites sean imaginarios (Figura 1.5).

Figura 1.5

Sistema material aislado para su estudio



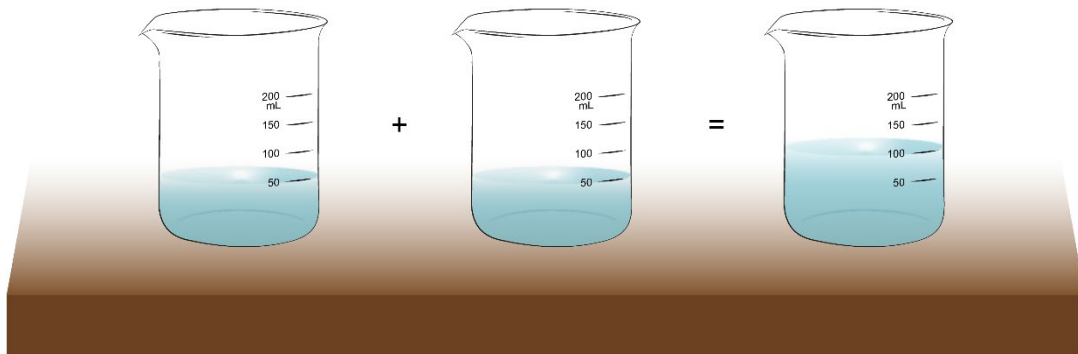
Propiedades de los sistemas materiales

En general, para estudiar un sistema material se analizan las propiedades físicas de la materia que lo constituye o los procesos químicos que tienen lugar sobre esa porción de materia. Las propiedades físicas pueden ser determinadas sin que ocurra ningún cambio en la composición del sistema, es decir en las sustancias que forman el sistema material. Algunos ejemplos de propiedades físicas son la temperatura de fusión, el volumen, la masa, entre otros. Estas propiedades se clasifican en dos grandes grupos: propiedades extensivas e intensivas.

Las **propiedades extensivas**, dependen de la cantidad de materia presente en el sistema analizado. Por ejemplo, la masa, el volumen, el peso, la superficie, etc. La masa es una propiedad extensiva, más materia significa más masa. Los valores de una misma propiedad extensiva pueden sumarse. Por ejemplo, en la Figura 1.6 observamos que el volumen de agua total obtenido luego de la mezcla (100 mL) es igual a la suma del volumen contenido en cada uno de los vasos antes de la mezcla (50 mL).

Figura 1.6

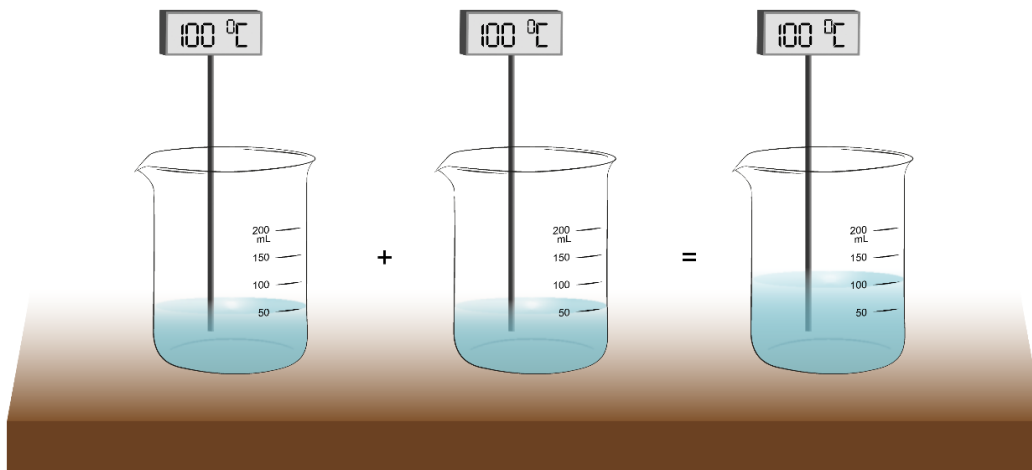
Representación gráfica de una propiedad extensiva, el volumen y su aditividad



Las **propiedades intensivas**, son aquellas que no varían con la cantidad de materia (masa) considerada. Ejemplos: la dureza, la densidad, la concentración, el peso específico, el punto de fusión, el punto de ebullición, la conductividad térmica. La temperatura es otro ejemplo. Supongamos que se tienen dos vasos llenos de agua que están a la misma temperatura. Si se combinan para tener un solo volumen de agua en un vaso más grande, la temperatura de este mayor volumen de agua será la misma que en los dos vasos separados (Figura 1.7). A diferencia de la masa y el volumen de este nuevo sistema (que son propiedades extensivas), la temperatura (así como las demás propiedades intensivas) no son aditivas.

Figura 1.7

Representación gráfica de una propiedad intensiva, la temperatura y su no aditividad



Mientras que los cambios en las propiedades físicas que analizamos anteriormente no producen cambios sobre la identidad de las sustancias que forman el sistema material, los procesos, cambios o fenómenos químicos que ocurren sobre nuestro sistema material modifican las sustancias que lo componen. Algunos ejemplos de procesos químicos que pueden ocurrir en un sistema material son la combustión de las sustancias y la oxidación, entre otros.

Clasificación de los sistemas materiales

Los sistemas materiales que vamos a estudiar pueden estar formados por una única sustancia o por una mezcla de distintas sustancias. Dependiendo de cuál sea el caso, se clasifican en **sustancias puras y mezclas**.

Las **sustancias puras** son aquellas que tienen una composición química definida y constante y no pueden fraccionarse sin perder su identidad química. Las sustancias puras están representadas por una **fórmula química**, por ejemplo: H_2O (agua), $NaCl$ (sal de mesa o cloruro de sodio), C_2H_6O (alcohol etílico) y O_2 (oxígeno, presente en el aire). En esta fórmula química la proporción de átomos de cada elemento será siempre la misma, por eso decimos que la composición es definida y constante. Por ejemplo, la sustancia pura agua siempre tendrá asociada la fórmula H_2O sin importar si fue extraída en China o en Argentina, siempre habrá el doble de átomos de hidrógeno que de oxígeno.

Las sustancias puras pueden a su vez estar formadas por un único elemento (**sustancias puras simples**) o bien pueden estar formadas por dos o más elementos diferentes (**sustancias puras compuestas o compuestos**). Las sustancias puras compuestas, pueden descomponerse químicamente en dos o más elementos. Por ejemplo, al romper la molécula de agua (H_2O), obtendremos átomos de hidrógeno (H) y de oxígeno (O); la sal de mesa o cloruro de sodio ($NaCl$), genera sodio (Na) y cloro (Cl); el alcohol etílico (C_2H_6O), dará carbono (C), hidrógeno (H) y oxígeno (O). Las sustancias puras simples en cambio, al estar formadas por un solo tipo de elemento, cuando se descomponen lo hacen en átomos del mismo elemento. Por ejemplo, la ruptura de una molécula de hidrógeno (H_2) genera átomos de hidrógeno (H), la molécula de ozono (O_3) genera átomos de O , la molécula de cloro (Cl_2) genera átomos de Cl .

Los elementos (como oro, sodio, carbono, magnesio) no pueden descomponerse químicamente en otras sustancias más sencillas. Actualmente se conocen 118 elementos químicos que están ordenados en la tabla periódica de los elementos.

Las **mezclas**, por su parte, no poseen una composición química definida y constante (por lo tanto, no les podemos asociar una fórmula química) y pueden ser fraccionadas en las sustancias puras que las forman por medios mecánicos o físicos (filtración, decantación, destilación, etc.).

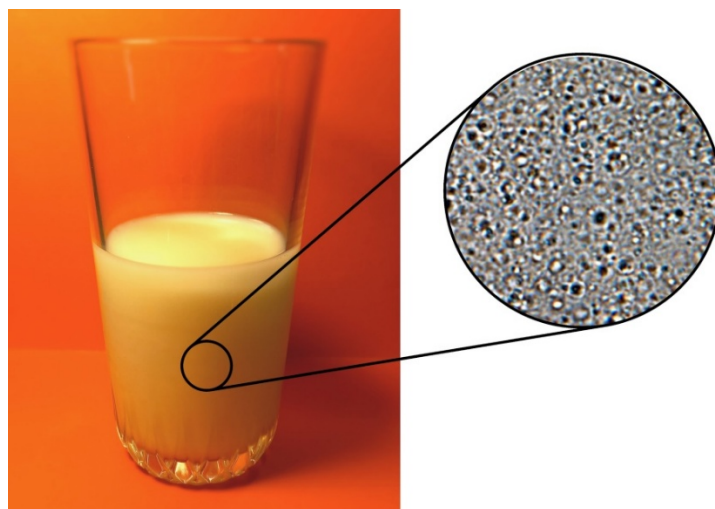
Los sistemas materiales constituidos por **mezclas** pueden clasificarse en mezclas o **sistemas homogéneos** (también llamados soluciones) y mezclas o **sistemas heterogéneos** (también llamadas dispersiones). Los sistemas homogéneos se caracterizan por tener las mismas propiedades intensivas en todos los puntos del sistema. Presentan continuidad en sus propiedades cuando se los observa con ayuda de instrumentos como el microscopio óptico y el

ultramicroscopio. Por lo tanto, cualquier porción que se tome en un sistema homogéneo tendrá la misma composición y propiedades. Son sistemas homogéneos: agua azucarada, agua con sal disuelta, el acero (aleación de hierro y carbono), un anillo de oro de pocos kilates (aleación de oro y cobre), el aire (mezcla de nitrógeno, oxígeno y otros gases), etc.

Si bien algunos sistemas materiales podrían ser clasificados a simple vista como homogéneos o heterogéneos, el hecho de no ver discontinuidades con el ojo desnudo (sin instrumentos) no alcanza para poder clasificar a un sistema material como homogéneo. Muchas veces las discontinuidades son tan pequeñas que necesitamos de un instrumento más poderoso que el ojo humano para poder distinguirlos. Por esta razón, sistemas materiales como la leche, mayonesa, tinta china, entre otros, que a simple vista parecen homogéneos, al mirarlos con el ultramicroscopio, resultan ser sistemas heterogéneos. En la imagen de la leche bajo el microscopio (Figura 1.8) vemos gotitas de grasa dispersas en una fase líquida continua acuosa que no podríamos distinguir con el ojo desnudo. Las gotitas de grasa tienen propiedades diferentes a las de la fase líquida acuosa que las contiene, por eso decimos que la leche se clasifica como un sistema heterogéneo.

Figura 1.8

Un vaso de leche visto con el ojo desnudo y una gota de leche vista al microscopio óptico



Los sistemas heterogéneos se caracterizan por tener distintas propiedades intensivas en distintas porciones o puntos de éste. Por ejemplo, si analizamos un sistema constituido por agua y aceite comprobamos que no es homogéneo pues pueden distinguirse cada uno de los líquidos. Pero en este sistema encontramos distintas porciones en donde las propiedades intensivas son constantes; se trata de las diferentes **fases** del sistema heterogéneo. Entonces, llamamos **fase** a cada una de las partes homogéneas que constituye un sistema heterogéneo, separadas de las otras partes por límites físicos. De acuerdo con esta definición, los sistemas heterogéneos tienen necesariamente más de una fase, por lo tanto, presentan superficies de separación o interfases entre las fases que lo forman. Por el contrario, los sistemas homogéneos tienen una sola fase (monofásicos).

En la siguiente tabla (Tabla 1.1) se resumen las características de los sistemas homogéneos y heterogéneos

Tabla 1.1

Resumen de las diferencias entre los sistemas materiales

Sistema Homogéneo	Sistema Heterogéneo
Número de fases = 1.	Número de fases = 2 o más.
Tiene las mismas propiedades intensivas en todos los puntos de su masa.	Tiene diferentes propiedades intensivas en dos o más puntos de su masa (fases).
Las partículas que lo forman no se observan ni aún ante el ultramicroscopio.	Pueden observarse las partículas que lo forman con diferentes instrumentos de observación.
No presentan superficies de discontinuidad.	Presentan superficies de discontinuidad.

Cada una de las fases de un sistema material está formada por uno o más **componentes**, es decir, llamamos componente a cada una de las sustancias puras que forman parte de las distintas fases.

Análisis de diferentes sistemas materiales

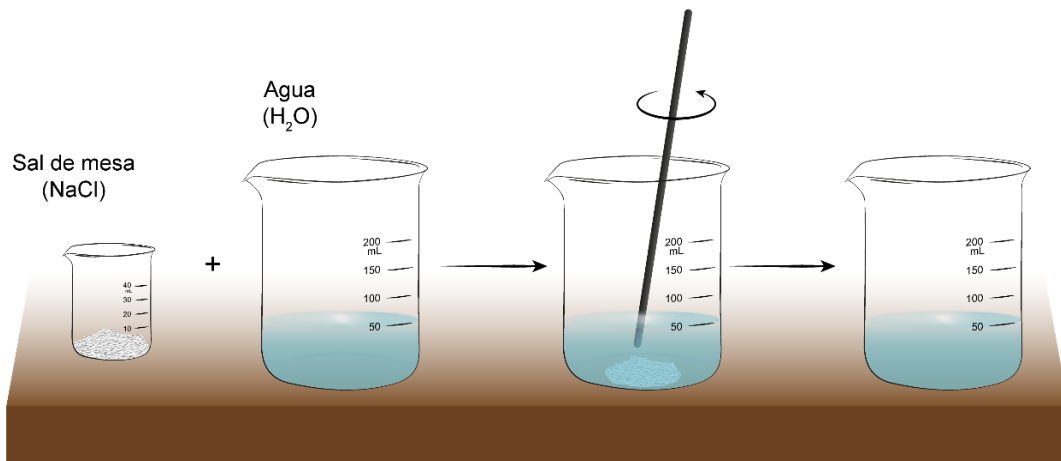
Analicemos los siguientes sistemas materiales. Vamos a detallar para cada sistema las fases y los componentes que tienen.

Sistema material 1

En la Figura 1.9, vemos un sistema material formado por agua en estado de agregación líquido en la que se ha disuelto la sal de mesa ($NaCl$) en estado de agregación sólido.

Figura 1.9

Sistema material formado por la mezcla de sal de mesa ($NaCl$) y agua (H_2O)



¿Cuántas fases tiene?

Con el ojo desnudo solo observamos una fase, toda la sal se ha disuelto en el agua. Aún si ponemos una porción de este sistema bajo un microscopio no veremos más que una fase. Por lo tanto, tenemos un sistema homogéneo.

¿Cuántos componentes tiene?

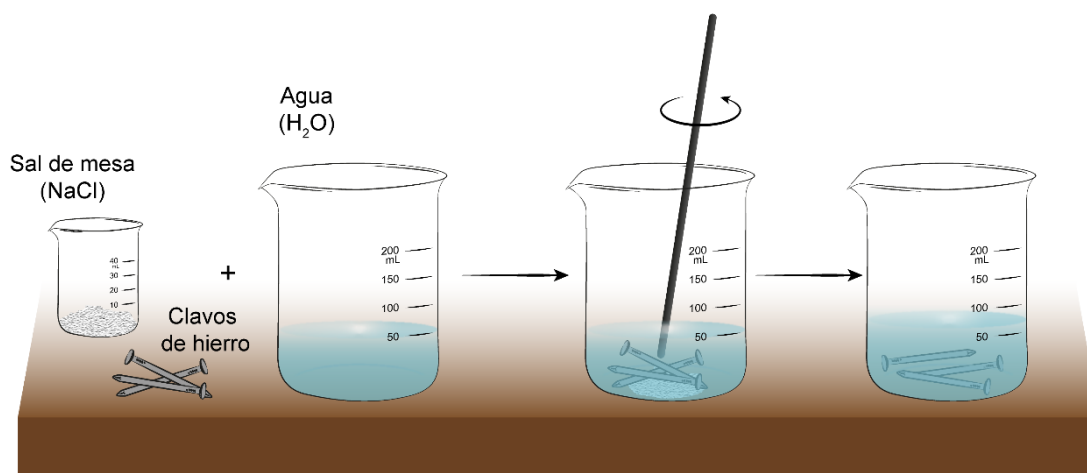
Teniendo en cuenta que los componentes son las sustancias puras que forman al sistema material, este sistema tendrá dos componentes el agua y la sal. Podemos reconocer a los componentes de un sistema material porque tienen asociada una fórmula química que podemos escribir con los elementos de la tabla periódica, agua (H_2O), sal de mesa ($NaCl$).

Sistema material 2

En la Figura 1.10 vemos un sistema formado por agua líquida en la que se ha disuelto sal de mesa ($NaCl$) y se agregaron 3 clavos de hierro (Fe).

Figura 1.10

Sistema material formado por la mezcla de sal de mesa ($NaCl$), agua (H_2O) y 3 clavos de hierro

*¿Cuántas fases tiene?*

Pensemos en la definición de fase: “cada una de las partes homogéneas que constituye un sistema heterogéneo, está separada de las otras partes por límites físicos” entonces veremos que tiene dos fases: una fase líquida y una fase sólida. La fase líquida está formada por el agua con la sal disuelta y la fase sólida por los clavos de hierro. Si bien hay 3 clavos de hierro separados unos de otros y podemos distinguir interfases entre ellos, todos los clavos tienen las mismas propiedades intensivas por lo tanto constituyen una única fase. En este caso tenemos un sistema heterogéneo.

¿Cuántos componentes tiene?

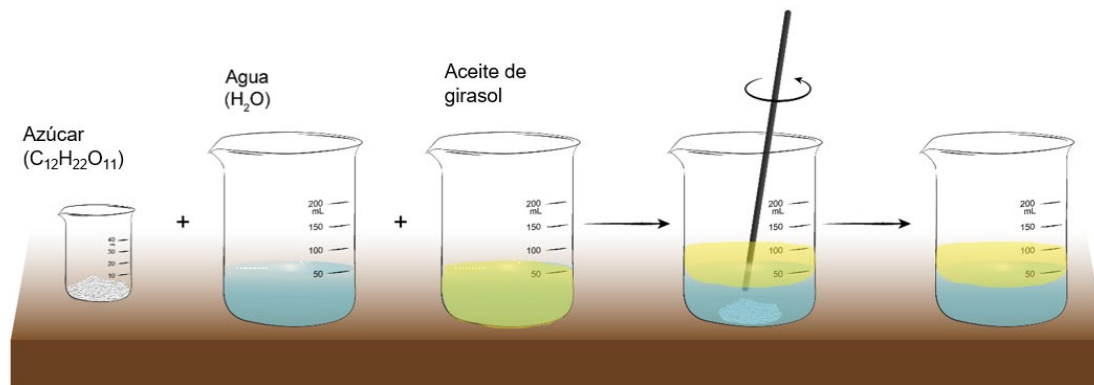
La fase líquida tendrá dos componentes, el agua (H_2O) y la sal ($NaCl$). La fase sólida tendrá un solo componente, el hierro (Fe). Por lo tanto, este sistema material tendrá tres componentes en total, está formado por tres sustancias puras distintas.

Sistema material 3

En la Figura 1.11, vemos un sistema material formado por agua líquida en la que se ha disuelto la azúcar sólida ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y aceite de girasol (líquido).

Figura 1.11

Sistema material formado por la mezcla de azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$), agua (H_2O) y aceite de girasol.



¿Cuántas fases tiene?

Tiene dos fases líquidas, una fase líquida acuosa formada por el agua con azúcar disuelta y una segunda fase líquida formada por el aceite. Tenemos un sistema heterogéneo (más de una fase).

¿Cuántos componentes tiene?

La fase líquida acuosa tiene dos componentes, el agua (H_2O) y el azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$). La fase líquida aceite está formada por muchos componentes. El aceite de girasol está formado por diferentes ácidos grasos cada uno con una fórmula química característica: ácido palmítico ($C_{16}H_{32}O_2$), ácido esteárico ($C_{18}H_{36}O_2$), ácido linoleico ($C_{18}H_{32}O_2$), ácido oleico ($C_{18}H_{34}O_2$), etc. La composición del aceite de girasol además dependerá de si es refinado o no, si corresponde a la variedad alto oleico, etc. Por lo tanto, podemos decir que el aceite en sí mismo no es una sustancia pura. Está formado por muchas sustancias puras. En este sistema material no podemos especificar con exactitud un número de componentes, sabemos que alguno de los componentes son agua (H_2O), azúcar ($C_{12}H_{22}O_{11}$) y las sustancias puras que componen al aceite (ácido palmítico ($C_{16}H_{32}O_2$), ácido esteárico ($C_{18}H_{36}O_2$), ácido linoleico ($C_{18}H_{32}O_2$), ácido oleico ($C_{18}H_{34}O_2$), etc.).

Referencias

Martínez J., Donati E. (1999). *Principios básicos de Química*. Edición del Autor, Argentina.

CAPÍTULO 2

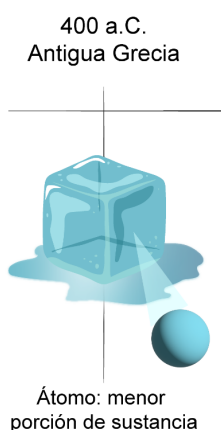
Estructura atómica

Natalia Soledad Fagali

En la primera unidad vimos los conceptos fundamentales de los sistemas materiales y su clasificación. Hemos definido a las sustancias puras que comprenden a su vez a los elementos y a los compuestos, conceptos que vamos a retomar en esta unidad. También hemos discutido sobre las propiedades físicas y químicas que pueden presentar los sistemas materiales y los cambios en las propiedades de estos sistemas.

Ahora surgen nuevas preguntas que necesitan encontrar respuesta: Los compuestos, moléculas, están formados por elementos, átomos, pero estos últimos ¿Cómo están formados? ¿Por qué se combinan para formar compuestos? ¿Por qué ocurren las reacciones químicas? Estas son algunas de las preguntas que vamos a tratar de responder cuando estudiemos la estructura atómica.

La gran historia del pequeño átomo



Desde épocas remotas la humanidad se pregunta acerca de la naturaleza de la materia. La primera idea de cómo está formada la materia surgió en la antigua Grecia, donde los filósofos imaginaron un experimento en el que, si dividían la materia en pedacitos cada vez más chicos, llegaría un punto en el que se obtendría una porción que ya no podría fragmentarse. A esta porción la llamaron **átomo**. El término proviene del latín *atōmus*, unión de *a*, (que significa «sin»), y *tōmos* («sección»), que literalmente es «que no se puede cortar, indivisible».

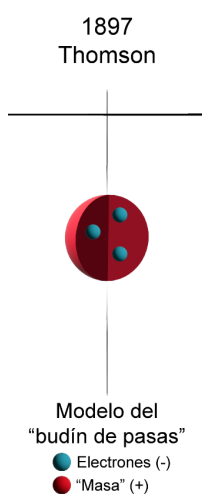
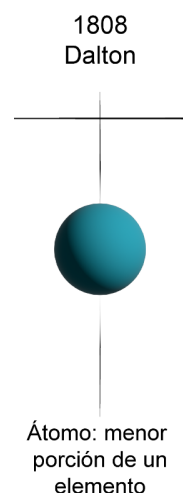
Este concepto no sufrió modificaciones importantes hasta que en el siglo XIX (año 1808), luego de tener ciertas evidencias experimentales, **John Dalton** formuló una definición más precisa de las unidades con las que está formada la materia y que actualmente llamamos átomos. El trabajo de Dalton marcó el principio de la era de la química moderna. A diferencia de los griegos que erróneamente pensaban que existía un “átomo de agua”, Dalton estableció la diferencia entre **elementos** (donde todos los átomos que los conformaban se consideraban iguales) y **compuestos** (que estaban formados por moléculas, agrupaciones de átomos de distintos elementos). Es decir que la *molécula* de agua, H_2O , en realidad

estaba formada por distintos *átomos* de los *elementos* oxígeno e hidrógeno. Las hipótesis sobre la naturaleza de la materia, en las que se basó la teoría atómica de Dalton, pueden resumirse como sigue:

1. Los **elementos** están formados por partículas extremadamente pequeñas llamadas átomos.

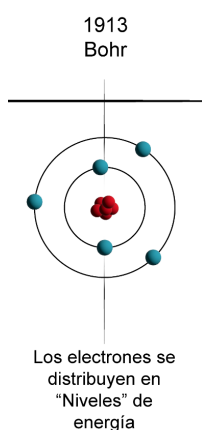
2. Todos los átomos de un mismo **elemento** son idénticos, tienen igual tamaño, masa y propiedades químicas. Los átomos de un elemento son diferentes a los átomos de todos los demás elementos. Por ejemplo, Dalton planteaba que los átomos presentes en un clavo de hierro son todos idénticos, y son diferentes a todos los átomos presentes en el grafito de un lápiz que tiene todos átomos de carbono. Más adelante veremos que esta hipótesis de Dalton era, en parte, errónea.

3. Los **compuestos** están formados por átomos de más de un elemento. Por ejemplo: si miramos una porción de agua, los átomos presentes son *H* y *O*. La relación entre el número de estos átomos es siempre 2 a 1, y esto se debe a que el agua está formada por **moléculas** de agua cuya fórmula química es H_2O (la menor porción de agua es la **molécula**: H_2O ; que está formada por 2 **átomos** de *H* y un **átomo** de *O*).



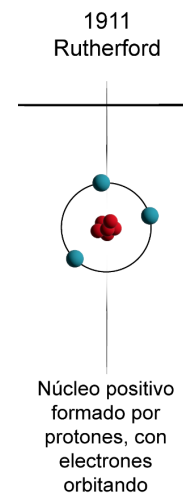
Entonces... el modelo atómico de Dalton y el actual coinciden en que *átomo es la partícula más pequeña de un elemento que conserva su identidad química*. O, dicho en otras palabras, un átomo es el "ladrillo" con el que se construye toda la materia que nos rodea. Pero ¿es el átomo realmente una partícula indivisible como creían los antiguos griegos y el mismo Dalton?

Hacia finales del siglo XIX, **J.J. Thomson** descubre el electrón: la primera partícula subatómica, un "corpúsculo" de carga negativa mucho más pequeño que el átomo. Thomson supone entonces que el átomo no es una partícula indivisible como se creía. Propone el modelo del "budín con pasas" donde los átomos son como una masa de carga positiva con electrones (como si fueran pasas de uva) inmersos en su interior.



El átomo recibe su núcleo de parte de **Ernest Rutherford**, un discípulo de Thomson. Rutherford propuso un modelo de átomo con un núcleo central y electrones girando alrededor. Luego de encontrar al núcleo, comprobó la existencia del protón. Es decir, había una partícula *primera* (en griego, protón) con la que se podían construir todos los elementos. El protón tiene carga positiva, y atrae los electrones negativos que están alrededor del núcleo.

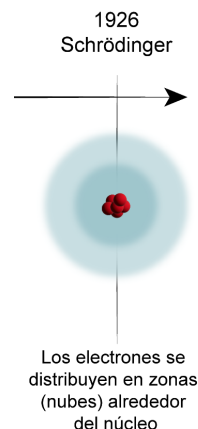
Niels Bohr aplica la mecánica cuántica al modelo de átomo y propone que los electrones solamente se pueden mover en órbitas específicas, cada una de las cuales está



caracterizada por su nivel energético. Esta propuesta constituyó un gran avance, ya que justificaba algunas observaciones experimentales, aunque también era incompleto: sólo aplicaba para el átomo de Hidrógeno.

El átomo moderno responde a la ecuación de **Schrödinger**, en el que no se sabe exactamente en dónde están los electrones, sino donde es probable encontrarlos (lo que llamamos “nubes de electrones”). Para describir esta nube utilizó una ecuación bastante compleja que no veremos en este libro, pero más adelante utilizaremos la idea principal (los números cuánticos) que nos dará información sobre la probable ubicación de los electrones y su estrecha relación con las propiedades del elemento.

En 1932, **James Chadwick** encuentra al neutrón. Esta partícula tiene una masa similar a la del protón, pero no tiene carga eléctrica (es neutra). Con este descubrimiento es posible armar el modelo que se mantiene hoy en día: un núcleo atómico constituido por nucleones (protones positivos y neutrones sin carga) y una nube formada por electrones negativos que rodea al núcleo. Debemos tener en cuenta que las partículas subatómicas conocidas actualmente son muchas más, pero no serán tratadas en este libro.



Carga y masa de protones, neutrones y electrones

Ya mencionamos que los electrones tienen carga negativa, los protones carga positiva y los neutrones no están cargados. Por una cuestión de simplicidad la carga del protón se asigna como +1 y la del electrón como -1. Los átomos tienen igual número de protones y electrones, por lo tanto, son eléctricamente neutros.

Los protones y los neutrones residen juntos en el núcleo del átomo que es extremadamente pequeño. Las masas del protón y del neutrón son casi iguales, y ambas son mucho mayores que la del electrón. Dado que el átomo es tan chiquito, es imposible pesarlo con instrumentos comunes como una balanza. Para hacernos una idea de la masa de un átomo se asigna a protones y neutrones una masa similar y cercana a la unidad de masa atómica (la “uma”, que veremos en el [capítulo 5 \(Cantidades Químicas\)](#)). Un protón tiene una masa de 1,0073 uma, un neutrón 1,0087 uma, y un electrón 0,0005 uma (en notación científica: $5,486 \times 10^{-4}$ uma), por lo que la masa de los electrones se considera despreciable y el núcleo contiene casi toda la masa del átomo. Es decir, *la suma de los protones y los neutrones del núcleo constituyen la masa del átomo.*

La identidad de los átomos y sus “parientes”: los isótopos

Según Dalton todos los átomos de un mismo elemento son iguales. Resulta que tiene razón... pero no del todo. Veamos...

The diagram shows a portion of the periodic table with Carbon (C) highlighted in a green box. A magnifying glass is positioned over the Carbon box. Inside the magnifying glass, the atomic number '6' is circled in red and labeled 'Z', and the relative atomic mass '12,0108' is circled in red and labeled 'PAR'. The name 'Carbono' is written below the symbol 'C'.

Podemos decir que el **número de protones** determina la *identidad del elemento químico*. Si un átomo tiene 6 protones en su núcleo, ese átomo es de carbono (C) sin lugar a duda. Si buscamos al carbono en la tabla periódica, la información del número de protones está dada por el **número atómico (Z)**.

Dalton tenía razón en que *todos los átomos del mismo elemento tienen el mismo número de protones* (o, dicho de otra forma, si dos átomos tienen distinto número de protones, son elementos distintos). Sin embargo, Dalton se equivocaba al decir que todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales. Imaginemos dos átomos con 6 protones cada uno, pero con distinto número de neutrones. No hay dudas de que ambos átomos son de carbono (tienen igual Z) pero como vimos antes, al tener diferente número de neutrones uno de los átomos tendrá más masa (será más pesado). A estos dos átomos con el mismo número de protones y diferente número de neutrones se los denomina **isótopos**.

La masa de un elemento surge de la suma del número de protones y neutrones que contiene en el núcleo. El resultado final siempre es un número entero positivo, su **número másico (A)**. Entonces, ¿por qué en la tabla periódica el peso atómico de los elementos tiene decimales? La existencia de los isótopos es la causa de los decimales en el **Peso Atómico Relativo (PAR)** que se encuentra en la tabla periódica. Para calcular el PAR se tiene en cuenta la abundancia relativa de cada isótopo en la corteza terrestre, lo que modifica el valor de la masa de los átomos, siendo más parecida a la del isótopo más abundante.

Un ejemplo de isótopos lo constituyen el carbono-12 (6 protones y 6 neutrones en el núcleo; 6 electrones fuera del núcleo) y el carbono-14 (6 protones y 8 neutrones en el núcleo; 6 electrones fuera del núcleo). El isótopo más común del C es el que “pesa” 12. Mientras que el carbono-14 es mucho menos abundante en la naturaleza, pero es muy útil, por ejemplo, para conocer la edad de los fósiles.

Una forma práctica de representar a los elementos y a sus isótopos es a través de los **símbolos nucleares**. Estos están formados por el símbolo químico (C en el caso del carbono), el número másico (A) como superíndice y al número atómico (Z) como subíndice. Para carbono-12 y carbono-14 sus símbolos nucleares serían respectivamente:



Debemos tener en cuenta que al ser símbolos nucleares sólo contienen la información del número de protones y neutrones. Pero el átomo es eléctricamente neutro así que, conociendo el Z, podemos deducir el número de electrones ¿Cuántos electrones tendrá el ${}^{12}_6\text{C}$? ¿y el ${}^{14}_6\text{C}$?

Otra rama de “parientes” es la de las denominadas **variedades alotrópicas**. Si pensamos en un trocito de grafito (como la mina del lápiz) y un trocito de diamante podemos darnos cuenta de

que tienen propiedades muy diferentes (aspecto, dureza, brillo, conductividad, y ¡ni hablar del precio!), aunque ambos están formados por el mismo tipo de átomos de carbono. Entonces ¿a qué se deben estas diferencias? Como dijimos anteriormente, las propiedades de una sustancia están dadas no sólo por los átomos que las componen sino también por su estructura. Esto es, en la forma que sus átomos se unen y su disposición espacial. En el caso del grafito la estructura formada son láminas que pueden desplazarse unas sobre otras (por eso el lápiz puede escribir) y en el caso del diamante los átomos están firmemente unidos formando una red rígida. Otro ejemplo de variedades alotrópicas son el oxígeno (O_2) y el ozono (O_3).

Configuración electrónica

Ya hablamos bastante del núcleo del átomo, pero excepto en el caso de los reactores nucleares, no son los núcleos los que participan de las **reacciones químicas** comunes sino los electrones. Desde la época de Bohr para acá sabemos que los electrones no se ubican de cualquier manera en el átomo, sino que lo hacen en determinados **niveles de energía** u **órbitas**. Para explicar cómo se ubican los electrones fue necesario el desarrollo de la mecánica cuántica, que es un área muy compleja y de la que sólo utilizaremos los conceptos fundamentales: los números cuánticos.

- Cada **nivel de energía, órbita** o **capa** está representado por el número cuántico principal n . Este número puede tomar valores enteros positivos: 1, 2, 3... etc. Al aumentar n , aumenta la energía del electrón que se encuentra en ese nivel.

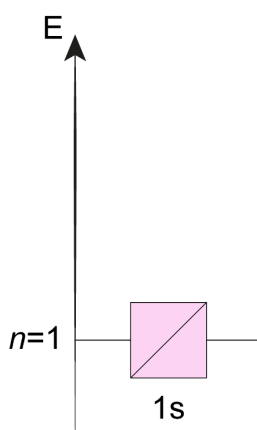
El modelo cuántico, además del n , utiliza tres números cuánticos más: el l , el m_l y el m_s .

- El número l puede tomar valores enteros de 0 hasta $n-1$ para cada valor de n . Según el valor que tome l será la forma del **orbital** (zona del espacio en el que es más probable encontrar al electrón). Todos los orbitales con el mismo valor de l corresponden a un **subnivel** o **subcapa** de energía.

Por ejemplo: si $n=4$ (el átomo tiene 4 capas), l puede tomar los valores: 0, 1, 2 y 3. A cada uno de estos orbitales se los denomina con las letras: s , p , d y f y cada uno de ellos tiene una determinada forma.

- El número m_l puede tomar valores enteros entre $-l$ y $+l$. Estos números indican la orientación en el espacio de cada orbital. Por ejemplo, si $l=2$, m_l podrá tomar los valores -2 , -1 , 0 , $+1$ y $+2$, es decir que el subnivel $l=2$ puede tener 5 orbitales d posibles donde se pueden ubicar los electrones.

- Finalmente, el número cuántico m_s se denomina número cuántico de *spin* y da idea del sentido de rotación del electrón. Sólo puede tomar dos valores posibles: $+1/2$ y $-1/2$.



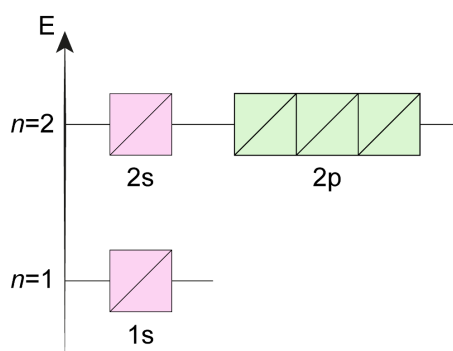
Entonces con esta información ya podemos construir las “cajas” donde se van a ubicar los electrones en cada nivel de energía del átomo.

Esto se puede graficar así:

Si n vale 1 (el átomo tiene una sola capa), l valdrá 0 (orbital s) y m_l valdrá 0.

En cada “caja” pueden alojarse hasta dos electrones y deben cumplir con la condición de que estén girando hacia distintos lados, es decir que un electrón tendrá un $m_s=+1/2$ y el otro un $m_s=-1/2$.

Si el átomo tiene $n=2$ quiere decir que tendrá dos capas; la primera capa tendrá el orbital 1s como ya vimos y para la segunda capa l puede valer 0 y 1 (tendrá un subnivel s y uno p). El subnivel p a su vez, puede tener tres orientaciones posibles en el espacio ($m_l = -1, 0, +1$)



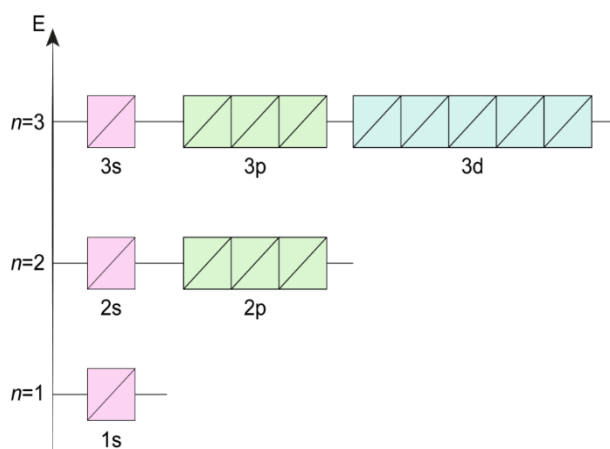
Existe una fórmula sencilla para predecir cuántos electrones pueden ser alojados en cada nivel:

$$2n^2$$

Así, el primer nivel de energía ($n=1$) puede alojar hasta dos electrones. Y eso se escribe así: $1s^2$ (se lee: uno-ese-dos). El nivel 2 ($n=2$) puede alojar hasta 8 electrones: 2 en el subnivel s y 2 en cada uno de los tres orbitales p, o sea: $2s^2 2p^6$.

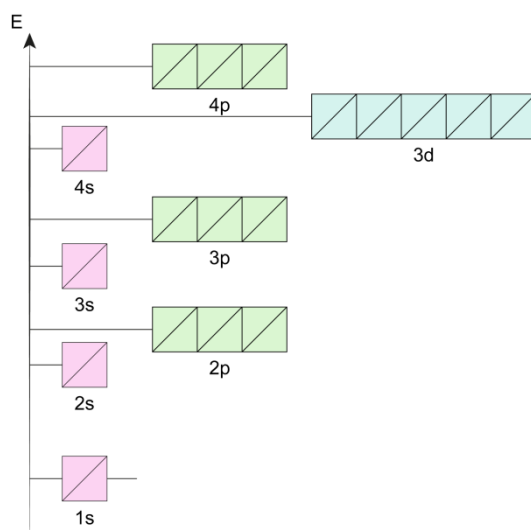
¿Vemos un ejemplo más?

Si el átomo tiene 3 capas, la primera y segunda capa se organizarán como vimos anteriormente. La tercera capa ($n=3$) tendrá 3 subniveles ($l=0, 1$ y 2: el s, el p y el d). Ya sabemos cuántos orbitales s y p se formarán. ¿Te animarías a predecir cuántos orbitales d tendrá este átomo? Una ayuda: si $l=2$ ¿Qué valores puede tomar m_l ? La respuesta se ve así:

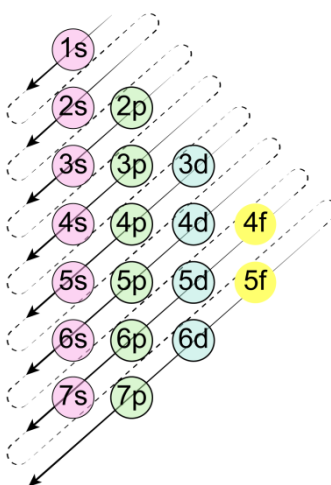


¿Y cuántos electrones se pueden alojar en este nuevo nivel? Si $n=3$, entonces $2n^2$ nos da 18 electrones. Si todos los orbitales del nivel 3 estuvieran llenos de electrones, esto se escribiría así: $3s^2 3p^6 3d^{10}$.

El esquema de cajas visto hasta aquí sirve para describir el átomo de hidrógeno (que sólo tiene un electrón), pero a medida que vamos intentando imaginar átomos más grandes, hay variaciones en las energías relativas de cada subnivel. Esto sucede porque la presencia de más de un electrón produce nuevas interacciones entre ellos (nuevas repulsiones, apantallamiento, etc). Teniendo en cuenta los efectos producidos por la interacción de electrones, el esquema se modifica y queda así:



Podemos ver que, por ejemplo, el subnivel 3d tiene en realidad más energía que el subnivel 4s. Esto quiere decir que luego de llenar el subnivel 3p, se llenará el 4s y luego el 3d. Para no tener que memorizar este orden de llenado existe un diagrama muy útil:



Si seguimos el orden de llenado, el orden sería: 1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p...

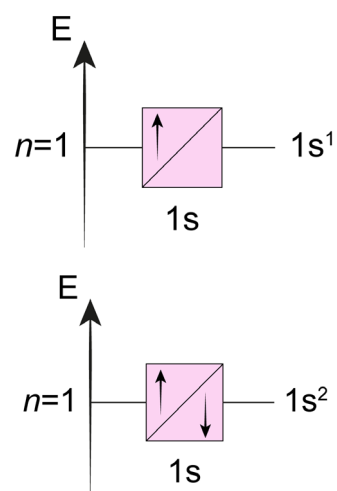
Ya estamos en condiciones de ordenar los electrones en los orbitales y conocer así la configuración electrónica de cada átomo. En la próxima unidad veremos la gran dependencia que tienen las propiedades de los elementos químicos con esta configuración.

Comencemos con el **hidrógeno (H)** ($Z=1$; 1 protón, 1 electrón). El H tiene un solo electrón para ubicar. Lo representaremos como una flecha y ocupará el primer nivel de energía.

Su configuración electrónica será: **1s¹**.

El siguiente elemento, el **helio (He)**, tiene 2 electrones para ubicar y su configuración electrónica será: **1s²**. Con estos dos electrones se completa el primer nivel de energía. Tener este nivel completo le dará una gran estabilidad al He, haciendo que tenga muy poca reactividad. Como dijimos antes, el segundo electrón no puede girar en el mismo sentido que el primero, por lo que lo representaremos como una flecha hacia abajo.

La configuración electrónica de los siguientes elementos se completará así:



Elemento	Total de electrones	Diagrama de orbitales				Configuración electrónica
		1s	2s	2p	3s	
Li	3					1s ² 2s ¹
Be	4					1s ² 2s ²
B	5					1s ² 2s ² 2p ¹
C	6					1s ² 2s ² 2p ²
N	7					1s ² 2s ² 2p ³
Ne	10					1s ² 2s ² 2p ⁶
Na	11					1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ¹

El tercer electrón del **litio (Li)** “inaugura” una nueva capa o nivel de energía, que se completa con el elemento **neón (Ne)**. El Ne posee sus niveles completos, con 8 electrones en el último nivel (octeto), lo que le brinda elevada estabilidad. El He y Ne pertenecen al grupo de los denominados gases nobles, también llamados inertes, y todos poseen muy baja reactividad.

El **sodio (Na)** necesita un nuevo nivel de energía. Si prestamos atención, su configuración electrónica es la misma que la del Ne más un electrón extra. Por ello su configuración electrónica puede abreviarse como **[Ne] 3s¹**. Los electrones que coinciden con la configuración electrónica

del gas noble se denominan **electrones internos**, mientras que el resto (el $3s^1$ para el Na) se denominan **electrones de valencia** o electrones de la última capa. Estos son muy importantes porque son los que intervienen en las reacciones químicas.

Referencias

Enlaces de interés

Si querés saber más de todo lo que tratamos en este capítulo te recomendamos hacer una búsqueda en la página “elgatoylajaja.com”. Además, de tener mucha información, los artículos son amenos y divertidos. Entre los muchos que hay te recomendamos éstos:

<https://elgatoylajaja.com/es-lo-que-es> (Ianina Violi)

La autora cuenta la historia de la evolución de los modelos atómicos, con más personajes de los que tratamos en este capítulo (como Marie-Anne Pierrette Paulze, Marie Curie, Lavoisier, Planck y más), descripción de los experimentos y anécdotas históricas.

<https://elgatoylajaja.com/a-darle-atomos> (Marcos Tacca)

Además del resumen de la historia de los modelos atómicos, el autor cuenta un poco acerca del uso de los isótopos radiactivos, los reactores nucleares y la bomba atómica.

Videos

<https://ed.ted.com/lessons/the-2-400-year-search-for-the-atom-theresa-doud>

2400 años de historia en la búsqueda del mejor modelo atómico en 5 minutos de video.

CAPÍTULO 3

Tabla periódica

Carlos Alberto Manassero

Toda la materia que nos rodea está formada por alguna combinación de tan sólo un centenar de elementos. Los elementos que existen hasta el momento están organizados en una tabla denominada “tabla periódica de los elementos”. Seguramente, al verla por primera vez, te preguntaste por qué tiene esa estructura tan particular ¿No hubiera sido más prolijo ubicarlos en una cuadrícula de filas y columnas? En este capítulo daremos respuesta a dichos interrogantes. Intentaremos comprender el ordenamiento de los elementos en grupos de familias con características similares y exploraremos la variación de algunas propiedades en función de su ubicación en la tabla periódica.

Un poco de historia: los primeros intentos por ordenar los elementos

El primer intento de sistematizar y ordenar los elementos químicos fue propuesto por Antoine-Laurent de Lavoisier en 1789. El reconocido químico, biólogo y economista francés – considerado el “padre de la química moderna” – publicó una lista de 33 elementos químicos organizados en cuatro grupos a los que llamó gases, metales, no metales y tierras. Sin embargo, dicho ordenamiento rápidamente fue rechazado ya que dentro de cada grupo existían muchas diferencias entre los elementos. Con el auge de la experimentación química a partir de la segunda mitad del siglo XIX, apoyada en numerosas teorías atómicas anteriores, se realizaron importantes avances en el estudio del comportamiento químico de los elementos. A medida que aumentaban los elementos conocidos se buscaba la forma de agruparlos de acuerdo a su utilidad. Hacia 1862, Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois fue el primero en ordenar los elementos químicos según su masa atómica, evidenciando de esta manera una cierta periodicidad entre los elementos. Sin embargo, no fue hasta 1869 que su trabajo fuera reconocido. En 1869, Dmitri Ivánovich Mendeléyev en Rusia y Julius Lothar Meyer en Alemania publicaron esquemas de clasificación similares en función de la masa atómica de cada elemento. Pero... ¿por qué la tabla periódica tiene esa forma, a primera vista tan caprichosa? ¿No habría sido más simple hacer un ordenamiento de elementos químicos del estilo “lista del supermercado”? Sucede que Mendeléyev y Meyer observaron que las propiedades químicas y físicas de los elementos se repetían o se asemejaban

periódicamente (de ahí su nombre de tabla **periódica**) en función de su **masa atómica**. Ambos esquemas, aún con falencias, fueron los precursores de la tabla periódica moderna (aunque los mayores créditos se los otorgaron a Mendeléyev por expresar ideas más audaces y publicar mayor número de investigaciones relacionadas). A su vez, Mendeléyev predijo la existencia de elementos desconocidos en su época pero que debían presentar propiedades similares a los miembros de su familia. Los mayores problemas que presentaba la tabla de Mendeléyev eran que algunos elementos parecían no estar ubicados correctamente. Esto condujo a que los científicos de la época empezaran a cuestionar el uso de la masa atómica como base para organizar los elementos en la tabla. Fue así como a principios del siglo XX, con ayuda de la espectrometría de rayos X, Henry Moseley pudo inferir el **número atómico** de los elementos. Pronto se descubrió que las propiedades químicas y físicas de los elementos siguen un patrón repetitivo uniforme en la tabla periódica si están organizados de acuerdo con el número atómico, lo que actualmente se conoce como **ley periódica**.

La tabla periódica

En la tabla periódica moderna (Figura 3.1) los elementos se acomodan en filas horizontales (llamadas **períodos**) y en columnas verticales (llamadas **grupos**) de acuerdo a su número atómico. Básicamente, se puede dividir en las siguientes zonas, a saber:

- **Elementos representativos:** componen los llamados grupos "A", desde el IA (conocidos como metales alcalinos) hasta el grupo VIIIA (conocidos como gases nobles o inertes). Actualmente, algunas tablas han cambiado la forma de indicar dichos grupos y en lugar de usar números romanos y letras utilizan números enteros. En este caso, los elementos ocuparían los grupos 1 y 2 y del 13 al 18. A excepción del grupo 18, los elementos representativos se caracterizan por tener el nivel electrónico externo incompleto, pero todos los niveles y subniveles internos completos.

- **Gases nobles o inertes:** así llamados dada su casi nula reactividad química. Se encuentran al final de cada período, grupo VIIIA (o 18). Presentan lo que se conoce como estructura de capa completa (es decir el máximo de electrones permitidos en el nivel electrónico más externo) lo que les confiere su gran estabilidad química. Son también considerados elementos representativos, por lo cual los gases nobles no constituyen una región en sí misma, sino una subregión.

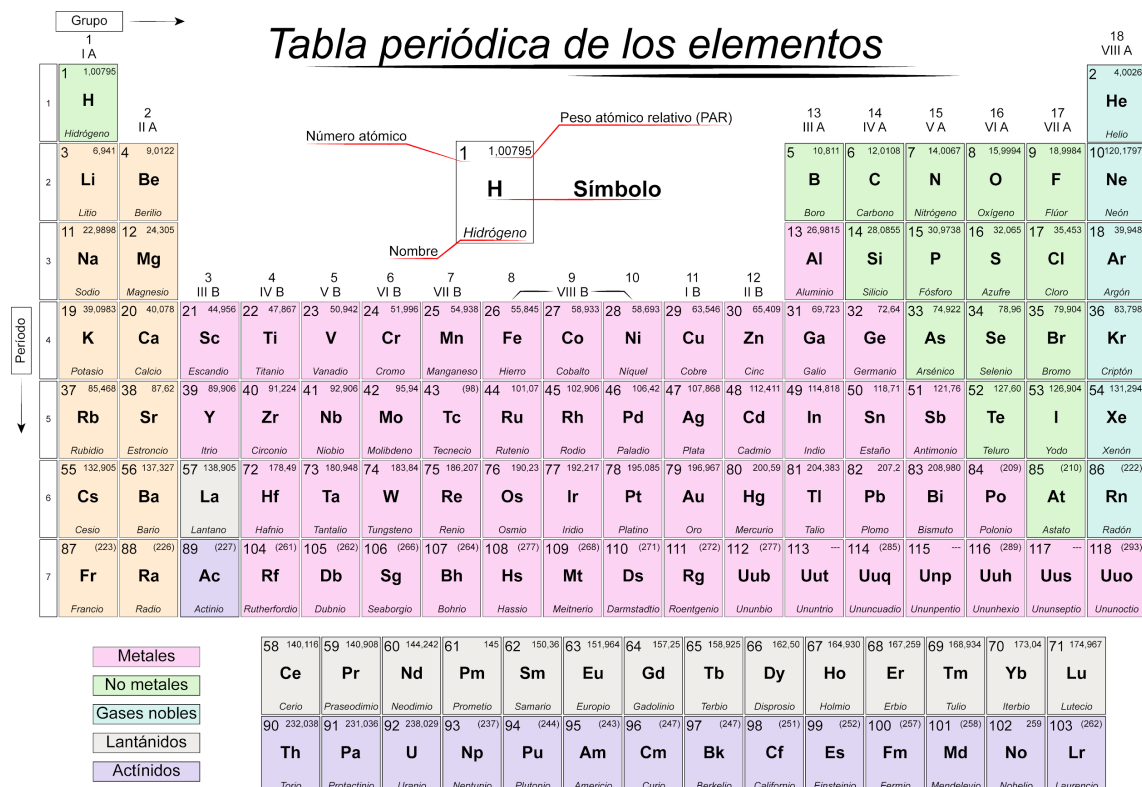
- **Elementos de transición:** se encuentran en la parte central de la tabla periódica ocupando los grupos B (o del 3 al 12). Se caracterizan por utilizar electrones de niveles electrónicos internos en las uniones químicas.

- **Elementos de transición interna:** se indican en forma separada en la tabla periódica, sin embargo, siguen en orden previo al grupo IIIB (o 3). A la primera fila de este bloque, que comienza con el elemento lantano (número atómico 57), se la conoce como lantanoides o

“lantánidos”. Por su parte, la segunda fila comienza con el elemento actinio (número atómico 89) y está compuesta por los actinoides o “actínidos”.

Figura 3.1

Tabla periódica de los elementos. Metales, no metales, gases nobles, lantánidos y actínidos.



Ubicación de los elementos en la tabla periódica

Como mencionamos en los párrafos anteriores, al ordenar los elementos en la tabla periódica según su número atómico creciente se observa que las propiedades físicas y químicas de los mismos exhiben un patrón repetitivo o periódico. Si recordamos, llamamos *grupos* a las columnas de la tabla periódica. Los elementos pertenecientes al mismo grupo presentan similitudes en cuanto a sus propiedades fisicoquímicas. Esto está directamente relacionado con la **distribución de los electrones** en sus niveles más externos. Para los elementos representativos, el número de grupo coincide con el número de electrones en el último nivel energético (por ejemplo, si observan los elementos incluidos en el grupo IIA (o 2) verán que todos finalizan su configuración electrónica en ns^2 , siendo n el número cuántico principal). A su vez, las filas reciben el nombre de *períodos*, los cuales indican el número de niveles de energía que presentan los átomos. Por ejemplo, el átomo de sodio (*Na*) se encuentra en el período 3 (es decir que posee electrones en

el nivel cuántico principal 3) y grupo IA (o 1) (un solo electrón en su nivel energético más externo). Con esta información se puede deducir la distribución electrónica del *Na* en los niveles y orbitales: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$.

Si volvemos a observar, ahora con más atención, la tabla de la Figura 3.1 vemos que se puede dividir en dos grandes partes o zonas: a la izquierda o a la derecha de la línea diagonal escalonada. Todos los elementos (a excepción del hidrógeno que es considerado un no metal dado su comportamiento químico) ubicados en la parte izquierda de la línea diagonal son **elementos metálicos** (en general presentan elevada conductividad térmica y eléctrica, brillo metálico, son maleables y dúctiles). A la derecha de la línea diagonal encontramos a los **elementos no metálicos**, cuyas propiedades son opuestas a la de los metales. Es importante destacar que la transición de las propiedades características de un metal a las de un no metal es gradual. Por este motivo, a los elementos que flanquean la línea diagonal se los denomina **metaloides** (posee la apariencia y algunas de las propiedades características de un metal, pero su comportamiento químico es similar al de los no metales). Son ejemplos de metaloides el boro (*B*), silicio (*Si*), germanio (*Ge*), arsénico (*As*), antimonio (*Sb*), telurio (*Te*) y polonio (*Po*).

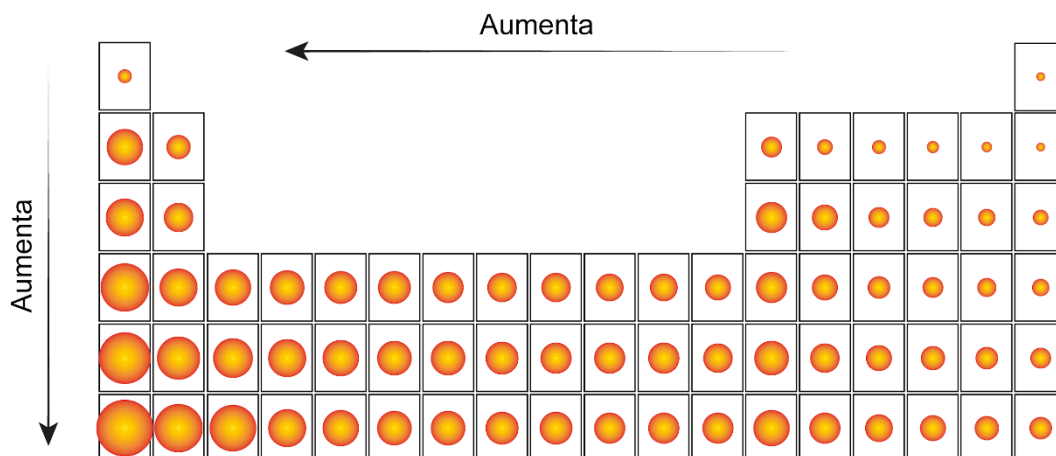
Propiedades periódicas

Saber utilizar la tabla periódica para predecir las propiedades que exhibirá un determinado elemento es un aspecto crucial a la hora de pronosticar el comportamiento de un átomo en una reacción química. Hasta el momento hablamos en términos generales de que la disposición de los elementos en la tabla muestra cierta periodicidad en cuanto a sus propiedades. Veamos con un poco de detenimiento a qué estamos haciendo referencia...

Una de las características fundamentales que define las propiedades de un átomo es su tamaño. En este sentido, en forma simple, llamamos **radio atómico** a la distancia que separa al núcleo de la capa electrónica más externa. Analizando la variación del radio atómico a medida que nos movemos sobre la tabla periódica se observa una disminución de éste con el aumento del número atómico a lo largo de un período (Figura 3.2). En este caso, a medida que aumenta el número atómico iremos agregando la misma cantidad de electrones en los niveles más externos que de protones dentro del núcleo. Como consecuencia de esto último, la fuerza de atracción que ejerce el núcleo sobre los electrones supera a la fuerza de repulsión que opera entre ellos, provocando así una contracción en el átomo con la consecuente disminución de su tamaño. Por otra parte, si nos movemos a lo largo de un grupo en forma descendente se observa un aumento en el radio atómico. Esto es una consecuencia directa del agregado de capas o niveles electrónicos a medida que aumenta el período en el cual se encuentra el átomo (Figura 3.2).

Figura 3.2

Tendencia general de los radios atómicos en función de la clasificación periódica

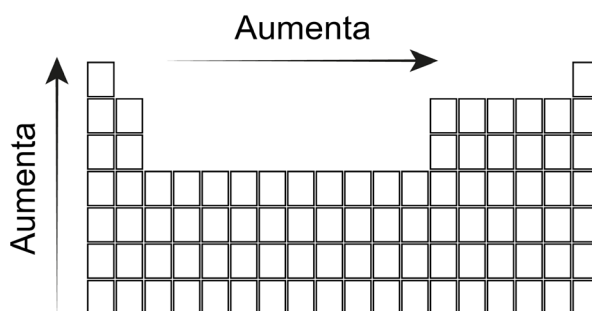


Cuando un átomo se transforma en un catión (por pérdida de uno o más electrones) su radio disminuye (en este caso hacemos referencia al **radio iónico**). Esto se debe a la pérdida de un nivel electrónico completo y/o a una mayor contracción de éste debido a la fuerza que ejerce el núcleo sobre los electrones restantes. Por lo tanto, cuanto mayor sea la carga del catión menor será su radio. Por otra parte, si el átomo se transforma en un anión (por ganancia de uno o más electrones) tendrá mayor tamaño que el átomo del cual proviene. La ganancia de electrones aumenta la repulsión entre ellos, lo que se traduce en una expansión de la capa electrónica donde se alojaron el o los electrones adicionales.

Otra propiedad importante, que está íntimamente relacionada con el radio atómico es la **energía de ionización**. La misma puede definirse como la energía mínima necesaria para quitar un electrón de la capa externa de un átomo aislado en estado gaseoso. Cuanto mayor sea el radio atómico más fácilmente puede ser removido un electrón, dado que se encuentra más alejado y menos atraído por el núcleo. Por consiguiente, cuanto mayor sea el radio atómico menor será su energía de ionización. En consecuencia, la variación que muestra la energía de ionización es la inversa de la mostrada por el radio atómico (Figura 3.3).

Figura 3.3

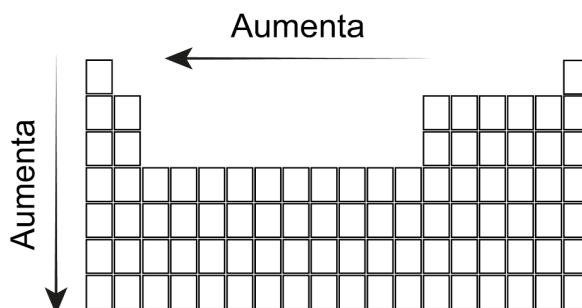
Tendencia general de la energía de ionización en función de la clasificación periódica



Como mencionamos al final de la sección anterior los elementos pueden ser agrupados a groso modo en metales, no metales y metaloides (elementos con propiedades intermedias o comunes a ambos). Otra propiedad periódica es el **carácter metálico** que nos indica la tendencia a perder electrones y formar cationes. Esta propiedad puede ser relacionada fácilmente con el radio atómico, con la energía de ionización e incluso la electroafinidad (que será explicada posteriormente). Como se puede observar en la Figura 3.4, el carácter metálico aumenta al descender en un grupo y al movernos de derecha a izquierda (sentido decreciente de número atómico) en un período. Pueden notar que el carácter metálico se incrementa en el mismo sentido que el radio atómico, pero en sentido inverso al aumento de la energía de ionización. Es decir, cuanto mayor sea el tamaño del átomo menor será la energía de ionización, y como consecuencia de ello, mayor será su carácter metálico.

Figura 3.4

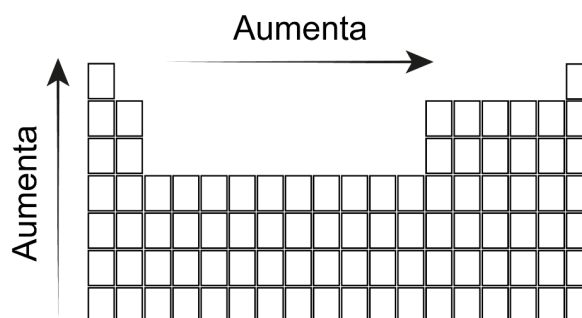
Tendencia general del carácter metálico en función de la clasificación periódica



Otra propiedad periódica muy importante es la **electronegatividad**. Se refiere a la tendencia o capacidad relativa que posee un átomo para atraer hacia sí los electrones intervinientes en una unión química con otro átomo. Los elementos con valores elevados de electronegatividad (no metales) suelen “ganar” electrones para formar aniones. Cuando más electronegativo sea el átomo de partida más estable será el anión formado. En contrapartida, los elementos con valores bajos de electronegatividad (metales) suelen “perder” electrones al transformarse en cationes. Si pensamos en las premisas anteriores podemos predecir un aumento de la electronegatividad al movernos de izquierda a derecha en un período (sentido creciente del número atómico) y al ascender en un grupo. Esto destaca al flúor (*F*) como el elemento más electronegativo de la tabla periódica (Figura 3.5).

Figura 3.5

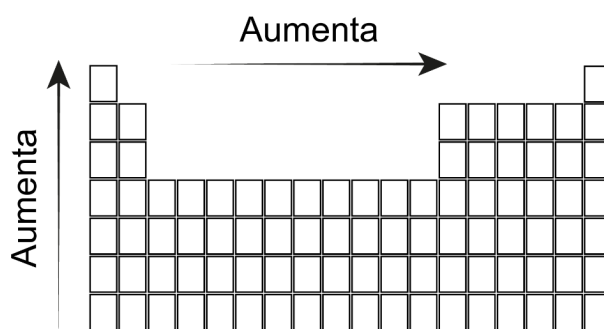
Tendencia general de la electronegatividad en función de la clasificación periódica



La última propiedad periódica de la que haremos una breve mención es la **afinidad electrónica** o **electroafinidad**. Así como la energía de ionización nos indicaba la energía involucrada en la formación de un catión, la afinidad electrónica mide la energía puesta en juego en la formación de un anión. La podemos definir como el cambio de energía que ocurre cuando se agrega un electrón a un átomo neutro en estado gaseoso. Cuanto más positivo sea el valor de la afinidad electrónica más favorecido estará la formación del anión. Es por ello que las mayores afinidades electrónicas se encuentran en el extremo superior derecho de la tabla periódica, coincidente con el mayor carácter no metálico de los elementos (Figura 3.6).

Figura 3.6

Tendencia general de la afinidad electrónica en función de la clasificación periódica



Regla del octeto y reacciones químicas

Ya estamos en condiciones de entender por qué se producen las reacciones químicas. Todo átomo “quiere” lograr estabilidad; la observación de que todos los gases nobles tienen 8 electrones (excepto el *He* que tiene 2) en su capa de valencia (capa electrónica externa) y que esto es lo que produce su elevada estabilidad dio origen a la regla del octeto. En otras palabras, los gases nobles están “satisfechos” con sus 8 electrones en el último nivel.

La regla del octeto establece que los átomos ganan, pierden o comparten electrones intentando alcanzar la configuración electrónica de los gases nobles más cercanos a ellos en la tabla periódica, es decir, los átomos reaccionan con otros para completar 8 electrones en su última capa.

Si un átomo le quita uno o más electrones a otro átomo con el fin de completar su octeto, va a formar un ion negativo (anión). El átomo que sufrió la pérdida de electrones forma un ion positivo (catión). ¿Cómo pasa esto? Si recordamos, el átomo es eléctricamente neutro porque posee el mismo número de protones positivos que de electrones negativos. Si un átomo gana un electrón se produce un desbalance de cargas entre protones y electrones, por lo que ahora tenemos una carga neta negativa y el átomo pasa a llamarse ion. Acerca de este tema profundizaremos más en el capítulo de uniones químicas.

Referencias

Goldschmidt Javier (25 de julio de 2019). Tabla Periódica de los Elementos.

<https://elgatoylacaja.com/tabla-periodica-de-los-elementos>

Éste es un libro donde hay un artículo para cada elemento. Si en el buscador de la página se introduce la palabra “átomo” aparecen cada uno de los elementos y podés leerlos en forma gratuita.

Marchini Timoteo (14 de octubre de 2019). Sinfonía. <https://elgatoylacaja.com/sinfonia-periodica>.

En este artículo podrás ver la evolución de la tabla periódica en el tiempo y repasar las propiedades periódicas.

Rosado Eric. Solving the puzzle of the periodic table.

Serico, Lou. The genius of Mendeleev’s periodic table.

<https://ed.ted.com/lessons/the-genius-of-mendeleev-s-periodic-table-lou-serico>

En este video (en inglés pero subtulado) se muestra más en detalle cuál fue el verdadero aporte de Mendeléyev a la tabla periódica que sus colegas ya habían esbozado con anterioridad.

Tablas periódicas interactivas:

- Dayah Michael. <https://ptable.com/#Propiedades>
- Royal Society of Chemistry. <https://www.rsc.org/periodic-table/>
- American Chemical Society
<https://www.acs.org/content/acs/en/education/whatischemistry/periodictable/periodic-table-gallery.html>

CAPÍTULO 4

Uniones químicas

Paula Andrea Conforti

En la naturaleza, toda la materia que nos rodea está conformada por **átomos**, desde el aire que respiramos y el suelo que pisamos, hasta dentro de cada célula que compone nuestro cuerpo. Los átomos se unen formando **moléculas** o **redes de átomos** (metálicas y cristalinas) siendo los gases nobles (*He, Ne, Ar*) los únicos elementos que se encuentran como átomos aislados sin unirse. Las moléculas pueden estar formadas por uniones entre átomos del mismo elemento (*H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂, Br₂, I₂*) o entre átomos de elementos distintos (*CO, CO₂, SO₂, NO₂, H₂O, HNO₃*). Además, las moléculas, pueden reaccionar entre sí y formar moléculas más grandes, dando origen a polímeros cuando se unen moléculas iguales (celulosa, caucho, silicatos), o macromoléculas si se unen moléculas distintas (proteínas, polisacáridos, ácidos nucleicos, etc).

Pero... ¿por qué se unen los átomos?

Como ya vimos en los [Capítulos 2 y 3](#), la configuración electrónica, es decir la distribución de los electrones de un elemento, se relaciona estrechamente con la posición del elemento en la **tabla periódica** y con sus propiedades. Los gases nobles, como mencionamos antes, permanecen sin unirse entre sí o a otros elementos, debido a su elevada estabilidad (poca reactividad), por tener completo su último nivel electrónico con 8 electrones (salvo el *He* que completa su orbital 1s con 2 electrones). G. N. Lewis y I. Langmuir formularon una importante explicación: *los átomos se combinan para adquirir configuraciones electrónicas más estables como las de los gases nobles*. Esta regla es conocida como la "**regla del octeto**". Al combinarse los átomos, la disposición resultante de los núcleos y los electrones tiene una energía menor que la energía total de los átomos por separado.

Según lo que ocurra con los electrones, tendremos tres tipos de enlace

- si se *comparten electrones* entre dos átomos: **enlace covalente**
- si ocurre una *transferencia completa* de electrones de un átomo a otro: **unión iónica**
- si se *comparten electrones entre un gran grupo de cationes*: **unión metálica**

Enlace covalente

Este tipo de unión se da *entre elementos no metálicos* que, al tener elevada energía de ionización y alta electronegatividad, difícilmente pierden electrones. Los elementos no metálicos

comparten electrones con el objetivo de adquirir cada uno la estructura electrónica estable de un gas noble y forman **moléculas**. De esta manera, los átomos enlazados son más estables que los átomos por separado. En la figura 4.1 se muestran ejemplos de sustancias químicas covalentes sólidas y líquidas.

Figura 4.1

Sustancias químicas covalentes: urea (NH_2CONH_2), D(+)-maltosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$), ácido nítrico (HNO_3), ácido clorhídrico (HCl)



La distancia entre los átomos unidos mediante enlace covalente se denomina *longitud del enlace*, como son distancias muy pequeñas se expresan en nanómetros, nm (10^{-9} m) o en angstrom, Å (10^{-10} m). Por ejemplo, la distancia de enlace $H - Cl$ es de 1,27 Å, y entre $H - I$ es 1,608 Å.

Cada par de electrones compartidos forman un enlace donde cada átomo puede aportar uno o ambos electrones del enlace. Según la cantidad de electrones compartidos entre dos átomos, se formarán uniones simples al compartir 2 electrones (como en el caso de H_2, F_2, HF, H_2O), uniones dobles al compartir 4 electrones (O_2, CO_2) o uniones triples si son 6 los electrones compartidos (O_2, HCN). A mayor cantidad de electrones compartidos, la longitud del enlace es menor y será necesaria una mayor energía para romper dicho enlace. Por ejemplo, la distancia entre dos átomos de carbono es de 1,54 Å (simple), mientras que si la unión es doble, la distancia entre los átomos es de 1,34 Å.

Cuando la diferencia de electronegatividad entre los átomos que se unen es muy baja, los electrones se compartirán de igual manera entre los átomos y se dice que el enlace es *covalente no polar*, como ocurre en las moléculas formadas por átomos del mismo elemento como $H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, S_8$. Por otro lado, cuando la diferencia de electronegatividad es grande, los electrones del enlace estarán más atraídos por el núcleo del átomo más electronegativo, y el enlace será *covalente polar*. Esta distribución asimétrica de los electrones del enlace permite que se forme un dipolo eléctrico, donde se denota como δ^+ (densidad electrónica positiva) al átomo menos electronegativo y δ^- (densidad electrónica negativa) al de mayor electronegatividad. Por

ejemplo, en los halogenuros de hidrógeno: HF, HCl, HBr, HI , la densidad positiva se encuentra sobre el H , y la negativa en los halógenos.

La polaridad global de una molécula es el resultado de varios factores: tipo de enlaces entre los átomos, presencia de electrones no compartidos y de la geometría espacial. Pero este tema no será desarrollado ya que excede a los objetivos de este libro.

Representación de enlaces covalentes mediante estructuras de Lewis

Los símbolos de Lewis son representaciones gráficas útiles de los átomos y sus uniones. Para ello, se escriben los símbolos químicos de los elementos rodeados por puntos, que representan los electrones de la capa externa (electrones de valencia) que son los que se ponen en juego en los enlaces. Este tipo de representaciones se utilizan para los elementos representativos (grupos A), y los electrones de valencia coinciden con el número de grupo. Tomemos como ejemplo el elemento hidrógeno (H) que pertenece al grupo 1, período 1, su configuración electrónica es $1s^1$. Se representa el símbolo H con un punto que representa su único electrón. Si tomamos como ejemplo al oxígeno (O) que pertenece al grupo VIA o 16, período 2, su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^4$, entonces su símbolo deberá tener 6 puntos correspondientes a los 6 electrones del último nivel (el nivel 2). En la figura 4.2 se ejemplifican sus símbolos de Lewis.

Figura 4.2

Símbolo de Lewis del hidrógeno (H) y oxígeno (O)



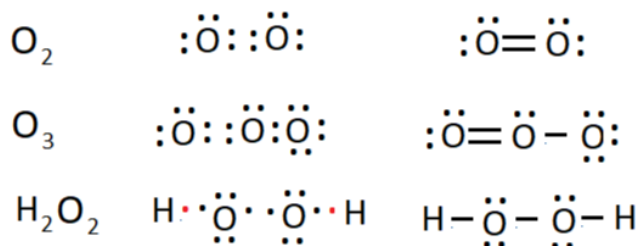
Para facilitar la tarea de deducir la estructura de una molécula a través de las representaciones de Lewis, se establecieron algunas convenciones:

- El par de electrones compartidos entre dos átomos se puede representar como un par de puntos o como un guion o línea entre los símbolos de Lewis. Dos guiones o cuatro puntos representan una unión doble, y tres guiones o 6 puntos una unión triple.
- Los pares de electrones que no forman parte de ningún enlace, los *pares libres*, pueden escribirse o no.
- Para armar la estructura de estos compuestos, se deben distribuir los átomos de la manera más simétrica posible, colocando al no metal menos electronegativo en el centro. Se debe tener en cuenta que como el H sólo forma un enlace simple, nunca será el átomo central. - Si hay átomos de H y de O , se establecerán uniones entre ellos.
- Los átomos de O se unen entre sí sólo en tres casos representados en la figura 4.3; en la molécula de O_2 gaseoso, en la molécula de ozono (O_3) y en los peróxidos (donde dos O se unen por unión simple y cada O queda con valencia -1 (aceptando un electrón de otro átomo).

- En el resto de las moléculas que contengan O , se distribuirán alrededor de otros elementos, como P , S , N con los que se unirá ya sea por uniones simples o uniones dobles.

Figura 4.3

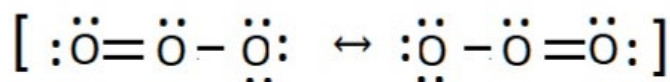
Estructura de Lewis de moléculas donde hay unión entre átomos de oxígeno: oxígeno gaseoso, $O_{2(g)}$, ozono, $O_{3(g)}$, y peróxido de hidrógeno (o agua oxigenada), H_2O_2



En la Figura 4.3, para la molécula de O_3 se estableció un doble enlace entre dos átomos de O , el de la izquierda y el O central, pero en realidad, también puede darse entre el átomo central y el de la derecha. Al medir la longitud del enlace, se encuentra que ambos son iguales y con una longitud intermedia entre un enlace simple y un enlace doble. Cuando ocurre esto, se dice que la molécula es un *híbrido de resonancia*, y cada estructura es una forma resonante, donde el esqueleto es el mismo, pero cambia la ubicación de los enlaces. Las estructuras posibles se escriben entre corchetes y una doble flecha que indica que ambas estructuras son necesarias para describir adecuadamente a la molécula (Figura 4.4).

Figura 4.4

Resonancia entre estructuras de la molécula de ozono, $O_{3(g)}$



Al igual que el O_3 , moléculas como SO_2 y SO_3 son híbridos de resonancia. En la Figura 4.5 se muestran las estructuras resonantes para la molécula SO_2 , mientras que en la Figura 4.6 se presentan las estructuras resonantes de la molécula SO_3 .

Figura 4.5

Estructuras de resonancia de la molécula de SO_2

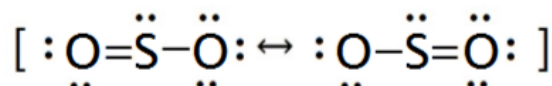
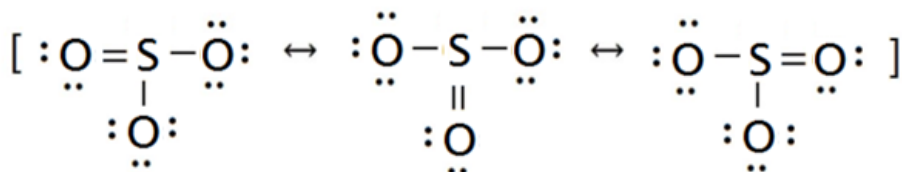


Figura 4.6

Estructuras de resonancia posibles de la molécula de SO_3



Una forma sencilla de armar la estructura de Lewis en un compuesto covalente es calcular la cantidad de enlaces que se formarán mediante la ecuación 1, que surge de considerar que todos los átomos se unen para cumplir la regla del octeto.

$$C = N - D \quad (\text{Ecuación 1})$$

Siendo:

C: es el número de electrones **compartidos**.

N: es el número de electrones de valencia **necesarios** para que los átomos adquieran la estructura electrónica del gas noble más cercano. Se calcula multiplicando el número de átomos de la fórmula molecular por 8, excepto si contiene átomos de H , estos se multiplican por 2 (recordar que el H necesita 2 electrones para adquirir la configuración del He).

D: es el número de electrones **disponibles** o de valencia. Para calcularlo se suma el número de electrones que aporta cada uno de los átomos que forman la molécula. Este número coincide con el número de grupo de cada átomo como vimos en el [capítulo 3](#). Si la estructura corresponde a un ion, D se ajusta sumando los electrones extra para los aniones, o restando los electrones cedidos para el caso de los cationes.

Para calcular el *número de enlaces* vamos a dividir **C** a la mitad, ya que cada enlace está formado por 2 electrones compartidos.

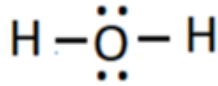
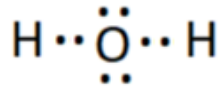
Finalmente, para calcular los electrones **no compartidos (NC)**, que no intervienen en los enlaces, basta con restar a los electrones disponibles los electrones compartidos según la ecuación 2,

$$NC = D - C \quad (\text{Ecuación 2})$$

A continuación, veremos algunos ejemplos en los cuales se aplican las reglas para el armado de estructuras de Lewis para las moléculas de agua (H_2O , Figura 4.7), ácido sulfúrico (H_2SO_4 , Figura 4.8) y ácido nitroso (HNO_2 , Figura 4.9).

Figura 4.7

Cálculos para construir la estructura de Lewis de la molécula de agua, H₂O



$$\text{N: } 8(\text{O}) + 2 \times 2(\text{H}) = 12$$

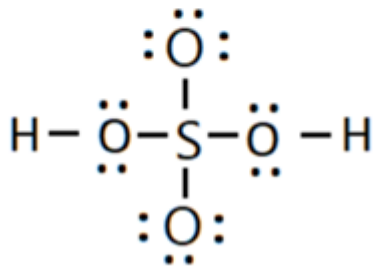
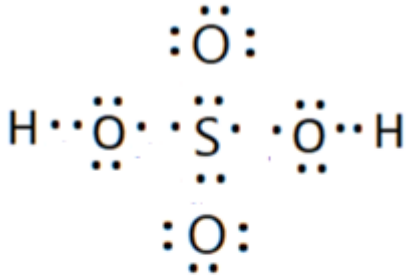
$$\text{D: } 6(\text{O}) + 2 \times 1(\text{H}) = 8$$

$$\text{C: } 12 - 8 = 4 \text{ (2 enlaces)}$$

$$\text{NC: } \text{D} - \text{C} = 8 - 4 = 4 \text{ (2 pares de e-)}$$

Figura 4.8

Cálculos para construir la estructura de Lewis de la molécula de ácido sulfúrico, H₂SO₄



$$\text{N: } 8(\text{S}) + 4 \times 8(\text{O}) + 2 \times 2(\text{H}) = 44$$

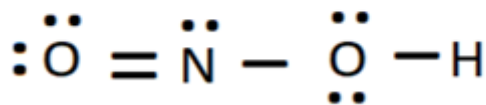
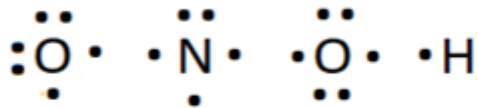
$$\text{D: } 6(\text{S}) + 4 \times 6(\text{O}) + 2 \times 1(\text{H}) = 32$$

$$\text{C: } 44 - 32 = 12 \text{ (6 enlaces)}$$

$$\text{NC: } 32 - 12 = 20 \text{ (10 pares de e-)}$$

Figura 4.9

Cálculos para construir la estructura de Lewis de la molécula de ácido nitroso, HNO₂



$$\text{N: } 8(\text{N}) + 2 \times 8(\text{O}) + 2(\text{H}) = 26$$

$$\text{D: } 5(\text{N}) + 2 \times 6(\text{O}) + 1(\text{H}) = 18$$

$$\text{C: } 26 - 18 = 8 \text{ (4 enlaces)}$$

$$\text{NC: } 18 - 8 = 10 \text{ (5 pares de e-)}$$

Propiedades de las moléculas covalentes

Podemos encontrar moléculas en los tres [estados de agregación](#) (sólido, líquido o gas), según las interacciones que se pueden establecer entre las moléculas (fuerzas intermoleculares). Las *moléculas no polares* se atraen entre sí de manera muy débil y por ello suelen ser, a temperatura ambiente, gases o líquidos muy volátiles. En cambio, las *moléculas polares*, pueden atraerse mediante fuerzas intermoleculares generadas por atracción entre dipolos que son de mayor intensidad que la simple interacción entre moléculas no polares. Podrán ser gases, líquidos o sólidos, presentando mayores puntos de fusión y ebullición que las moléculas no polares y serán solubles en solventes polares.

En las moléculas que tienen átomos de hidrógenos unidos a átomos muy electronegativos como *N*, *O* y *F*, con pares de electrones no enlazados, los hidrógenos quedan parcialmente con carga positiva y tienden acercarse a un par de electrones libres de los átomos electronegativos de una molécula vecina (puentes de hidrógeno). Este tipo de interacción entre moléculas es muy intenso por lo que los compuestos serán líquidos con altos puntos de ebullición (Ejemplo: el agua).

Algunos compuestos forman estructuras cristalinas gigantes con gran cantidad de átomos unidos por enlaces *covalentes*, presentando propiedades similares a la de los compuestos iónicos tales como: elevada dureza, altos puntos de fusión y no conducen la corriente eléctrica. Ejemplos de estos compuestos son el cuarzo (SiO_2) y el diamante (*C*).

Cuando los átomos de un elemento se unen entre sí de diferentes maneras, generan diferentes estructuras que, a su vez, presentan propiedades muy distintas. Por ejemplo, en el caso del *C*, si un átomo de *C* se une a otros 4 átomos de *C* formando tetraedros que se repiten por todo el cristal, esta estructura se llama diamante y es un sólido transparente de gran dureza, que se forma en condiciones de alta presión. En cambio, si cada átomo de *C* se une a otros 3 *C* en un mismo plano, se forma una estructura hexagonal llamada grafito, que es un sólido gris blando, que conduce la corriente eléctrica (las láminas pueden desplazarse una sobre otra). Estas sustancias puras simples (formadas íntegramente por átomos del mismo elemento) con estructuras diferentes, se denominan alótropos.

Unión iónica o electrovalente

Este tipo de unión, se da *entre elementos metálicos y elementos no metálicos*. La característica es que, debido a la gran diferencia de electronegatividad entre dichos átomos, se produce una transferencia neta de electrones del metal al no metal. El metal (*M*) tiene baja electronegatividad, y baja energía de ionización, entonces este metal cede “*x*” electrones, adquiriendo la configuración del gas noble anterior en la tabla periódica, convirtiéndose en un catión M^{+x} (la carga positiva indica el número de electrones cedidos). Por otro lado, el elemento no metálico (*N*) con alta electronegatividad y gran afinidad electrónica, gana un número “*y*” electrones, que necesita para completar el octeto, convirtiéndose en un anión N^{-y} (la carga negativa indica la cantidad de electrones ganados). Así, se

generan muchos cationes y muchos aniones que se mantienen unidos entre sí por una *atracción electrostática*, formando un “sólido o cristal iónico” muy ordenado. Para que el compuesto formado sea eléctricamente neutro debe existir la misma cantidad de cargas negativas y positivas. Su composición se describe con una fórmula química empírica (M_yN_x), pero no se forman moléculas individuales, sino ordenamientos tridimensionales gigantes de cationes (M^{+x}) y aniones (N^{-y}). Este ordenamiento origina redes cristalinas. La formación del cristal iónico conduce a un estado energético más estable que los átomos e incluso, que los iones por separado.

Propiedades de los compuestos iónicos

La fuerza de atracción entre iones de carga opuesta se rige por la Ley de Coulomb que es proporcional a la carga de los iones e inversamente proporcional al cuadrado de la distancia de separación entre ellas. De esta manera, iones pequeños y con carga elevada, se atraen con mayor fuerza que iones voluminosos y con poca carga. Los cristales iónicos son sólidos de alto punto de fusión (p.f. CaO 2580°C, p.f. $NaCl$ 801°C), de gran dureza, difíciles de rayar, pero quebradizos (friables) ante un golpe, debido a las repulsiones generadas entre iones de la misma carga al ser desplazados de su posición original. En estado sólido (Figura 4.10) no conducen la corriente eléctrica porque los iones ocupan posiciones fijas, pero sí conducen la corriente cuando los iones tienen movilidad, ya sea por estar fundidos o por estar en solución acuosa. La solubilidad se determina experimentalmente, pero generalmente son solubles en solventes polares como el agua.

Figura 4.10

Sustancias químicas iónicas: KBr (bromuro de potasio) Cr_2O_3 (óxido de cromo (III)), Cu_2O (óxido de cobre (I))

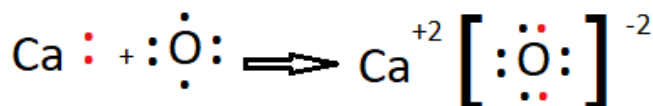


Representación de uniones iónicas mediante estructuras de Lewis

Consideremos la unión entre el elemento metálico *Ca* (calcio), y el *O* (oxígeno) no metálico. El elemento metálico perderá fácilmente sus 2 electrones de la última capa adquiriendo la configuración del gas noble *Ar* (argón) y formando el catión divalente Ca^{+2} . El no metal *O*, aceptará los electrones cedidos por el metal y formará el anión O^{-2} que completa el octeto en el 2 nivel adquiriendo la configuración del *Ne* (neón). Las cargas de los iones se escriben a la derecha del elemento y como superíndice, el anión se escribe entre corchetes. La representación mediante símbolos de Lewis se muestra en la Figura 4.11. Los electrones del elemento calcio se indican como puntos rojos y los del oxígeno en negro para ayudar a visualizar el traspaso de electrones, pero no hay diferencia entre los electrones de distintos elementos. La fórmula para representar el compuesto formado es CaO , pero recordemos que se trata de una red cristalina, no de una molécula. Para este caso, es una red cúbica, donde a excepción de la superficie, cada Ca^{+2} se halla rodeado por 6 O^{-2} y viceversa. En el empaquetamiento influye el tamaño de los cationes y aniones (recordar que el [radio del catión](#) es menor que el radio del elemento neutro mientras que, el radio del anión es mayor al radio del elemento neutro).

Figura 4.11

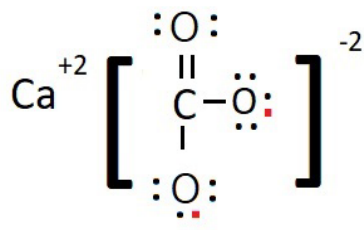
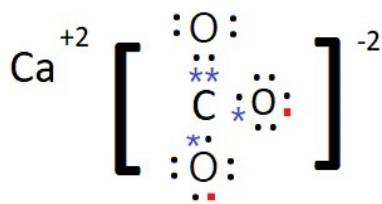
Formación de un compuesto iónico con símbolos de Lewis. A izquierda detalle de la ubicación de los elementos en la tabla periódica



Hay compuestos iónicos en los cuales tendremos una unión iónica entre un catión metálico y un anión poliatómico. Dentro del anión, los átomos se unen por uniones covalentes. Para estos casos, al querer realizar la estructura de Lewis del anión, se debe sumar la carga negativa del anión al cálculo de electrones disponibles D. Veamos como ejemplo el $CaCO_3$ (Figura 4.12).

Figura 4.12

Estructura de Lewis del carbonato de calcio, CaCO₃



Para el anión carbonato

$$\text{N: } 8(\text{C}) + 3 \times 8(\text{O}) = 32$$

$$\text{D: } 4(\text{C}) + 3 \times 6(\text{O}) + 2 (\text{carga}-2) = 24$$

$$\text{C: } 32 - 24 = 8 \text{ (4 enlaces)}$$

$$\text{NC: } 24 - 8 = 16 \text{ (8 pares de e-)}$$

Hay una unión doble entre el carbono y algún O, y dos uniones simples.

Como indicamos previamente, esta estructura presenta híbridos de resonancia, ya que no se puede distinguir con cuál oxígeno se produce la unión doble, pero excede el objetivo de este libro.

Unión metálica

Si analizamos un trozo de metal, es un sólido formado por átomos del mismo elemento, donde los núcleos no atraen fuertemente los electrones. Podemos imaginar que el sólido se compone por cationes que ocupan los sitios de una red de empaquetamiento compacto y los electrones de la última capa forman una nube que se comparten entre los cationes metálicos, de manera que cada átomo complete el octeto. En este tipo de unión, es la nube de electrones que actúa uniendo a los cationes, y esa atracción ocurre en todas direcciones, es decir, no se limita a unir a cationes contiguos, sino a muchos cationes, en todas direcciones. Para este tipo de unión, no se realizan estructuras de Lewis.

Propiedades de los cristales metálicos

La unión metálica confiere ciertas propiedades a los metales como conducir la corriente eléctrica (debido a la movilidad de la nube electrónica); conducir el calor (al excitar los electrones); brillo (debido a que los electrones pueden absorber energía radiante y luego emiten fotones (radiación de luz) al volver a su estado de menor energía). Al deformar un cristal metálico, como todos los cationes son iguales, si se desplaza uno sobre otro, como siguen rodeados por la nube de electrones, no hay repulsión entre los cationes, el entorno no cambia, por ello se pueden deformar fácilmente formando láminas (maleabilidad) o formando hilos o alambres (ductilidad). Sus puntos de fusión y ebullición son altos, a excepción del mercurio (Hg) que es líquido a temperatura ambiente.

Figura 4.13

Sustancias químicas metálicas: aluminio (Al) en polvo y granallas de zinc (Zn)



Resumen del capítulo

Resumiendo, los tres tipos de uniones que pueden darse entre dos átomos son iónicas, metálicas y covalentes. Hablamos de moléculas, cuando las uniones son covalentes, mientras que, si las uniones son iónicas o metálicas, se forman estructuras cristalinas. En la Tabla 4.1 se indican las propiedades características de las sustancias de acuerdo con el tipo de uniones.

Tabla 4.1

Características de los compuestos de acuerdo al tipo de uniones que presentan

Tipo de compo- tos	Átomos	Interacción, enlace	Propiedades
Molécula covalente	no metal - no metal (puede o no existir diferencia de elec- tronegatividad)	se comparten electrones, enlace covalente	bajos puntos de fusión y ebullición. Si son sólidos, son blandos y malos con- ductores de calor y electricidad
Cristal iónico	metal - no metal (gran diferencia de electronegatividad)	el metal transfiere electro- nes al no metal, enlace ió- nico	son sólidos a tempera- tura ambiente, duros pero frágiles. Altos puntos de fusión y ebullición. Buenos conductores de electricidad al estar disueltos o fundidos
Cristal metálico	metal - metal (sin diferencia de electronegatividad)	se comparten electrones, los cationes quedan rodea- dos de una gran nube de electrones, enlace metálico	buenos conductores de calor y electricidad, maleables, dúctiles

Referencias

Puppo, M.C., Cerruti, C.F. y Quiroga A. V. (2017). *Química General para Agronomía*. Edulp.
<https://libros.unlp.edu.ar/index.php/unlp/catalog/book/877>

Videos

Hatch Harrison, K. [Socratica Español] (26 oct 2014). *Química: Enlaces Iónicos* [Video]. Youtube.
https://www.youtube.com/watch?v=hLxC_aPQMHA&t=5s

En este video (en español) se muestran características de los compuestos iónicos.

Hatch Harrison, K. [Socratica Español] (7 sept 2015). *Química: Enlaces covalentes polares y no polares* [Video]. Youtube.

<https://www.youtube.com/watch?v=ign6-bbOqF4&t=1s>

En este video se muestran características de las uniones covalentes

Hatch Harrison, K. [Socratica Español] (7 dic 2014). *Química: Metales y Enlaces Metálicos* [Video]. Youtube.
https://www.youtube.com/watch?v=x7E_h_rwpI

En este video (en español) se explican las características de los metales

Zaidan, G. y Morton, C. [Ted-Ed] (15 oct 2013). *Cómo se unen los átomos* [Video]. Youtube.
<https://www.youtube.com/watch?v=NgD9yHSJ29I>

En este video (en inglés pero subtulado) se muestran cómo se establecen las uniones entre átomos, para uniones iónicas y covalentes.

CAPÍTULO 5

Cantidades Químicas

Vanesa S. Marin Viegas

Hasta este capítulo hemos visto qué son los sistemas materiales y cómo es la estructura de los átomos. También cómo se ubican en la tabla periódica y sus propiedades. Vimos de qué forma se unen entre sí los diferentes átomos y cuáles son las propiedades de la materia que forman luego de la unión, entre otros contenidos. En este recorrido hemos nombrado átomos y moléculas, pero no hemos definido formalmente su tamaño. Surgen nuevas preguntas que necesitan respuesta: ¿Los átomos y moléculas tienen masa? ¿Cuánto pesa un átomo? ¿Se puede medir la masa de un solo átomo o de una sola molécula? En esta unidad vamos a tratar de contestar esas preguntas.

Entonces... ¿Qué es un átomo? Actualmente la comunidad científica está de acuerdo en que un átomo se define como la unidad básica de un elemento que puede intervenir en una reacción química. Los átomos están compuestos por *partículas subatómicas*. Estas partículas subatómicas se denominan protones, neutrones y electrones, como ya vimos. Ahora bien, si el átomo es la unidad que forma la materia, es razonable imaginar que es muy pequeño. Pero ¿cuánto? Bueno, es realmente *muy* pequeño. Para que puedan tener una idea de su tamaño hacemos la invitación a imaginarse lo siguiente:

Si un pomelo tuviera todos sus átomos del tamaño de un arándano, entonces el pomelo tendría un tamaño similar al del planeta tierra.

Este ejemplo es bastante utilizado y nos demuestra que los átomos son mucho más pequeños que lo que la mayoría de las personas en general se imagina.

Átomos y moléculas

¿Cuál es la diferencia entre átomo y molécula? Ya estudiamos lo que es un átomo, sin embargo, la mayoría de ellos no se encuentran libres en la naturaleza, sino que existen como moléculas o iones. Una molécula es un grupo de, al menos, dos átomos en una posición definida que se mantienen unidos a través de enlaces químicos, como vimos en el capítulo anterior. Decimos entonces que, *una molécula son al menos 2 átomos unidos químicamente, pudiendo ser átomos iguales o diferentes.*

La unidad de masa atómica o uma

La masa de un átomo está determinada por su **número másico (A)**, que es el número de protones y neutrones en el núcleo.

Si un átomo es tan pequeño como dicen que es, ¿tiene masa? ¿tiene peso? En primer lugar, aclaramos que, aunque las **definiciones de masa** y de *peso* no son estrictamente iguales (como se mencionó en el [capítulo 1](#)), en este libro no plantearemos diferencias entre ambos conceptos. Volviendo a la pregunta, pensemos que los átomos son las unidades que forman toda la materia. Si la materia tiene peso (como la silla, un árbol o tu celular) entonces podemos pensar que las unidades que la forman deberían pesar algo. Dado que los átomos son tan pequeños, el peso de cada uno es también muy pequeño.

Es probable que cuando una persona piensa en el peso de algo se lo imagine en gramos o kilos. Eso sucede porque es la escala de tamaño que estamos acostumbrados a manejar. Pero, por ejemplo, si hablamos de cuánto maíz vendió una empresa agrícola este año, la unidad gramos queda pequeña por lo que resulta poco apropiada. Para estas cantidades de materia se definió la unidad tonelada. Algo similar sucede con la masa de los átomos. Si utilizamos la unidad gramo nos queda muy grande por lo que también resulta poco apropiada. En este caso necesitamos una unidad mucho más pequeña. Para poder pensar en la masa de los átomos, la comunidad científica definió una unidad denominada “*uma*” (*unidad de masa atómica*). Para ello, se tomó como referencia el isótopo de carbono con masa atómica 12, que es el isótopo de carbono más abundante. La *unidad uma* se define como la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12. Establecido así, un átomo de carbono que contiene 12 partículas en el núcleo (6 protones y 6 neutrones) pesa 12 umas. Para pensarlo de una manera simplificada, podemos decir que **se asigna un valor aproximado de 1 uma al peso de un protón o de un neutrón**. Los **electrones**, por su parte, tienen una masa muy inferior a la de un protón o un neutrón y por lo tanto no los consideramos en el peso total de un átomo.

Peso atómico relativo (PAR)

Conociendo el concepto de uma, se puede establecer comparativamente el peso de los diferentes átomos. Surge así lo que se conoce como *peso atómico relativo (PAR)*. El PAR es un número adimensional (sin unidades), que representa *la cantidad de veces que un átomo determinado es más pesado que la uma*.

A raíz de la definición podemos saber cuánto pesa un átomo de carbono de masa atómica 12 (^{12}C). En este caso el PAR es igual a 12, ya que es 12 veces mayor que la doceava parte de su peso.

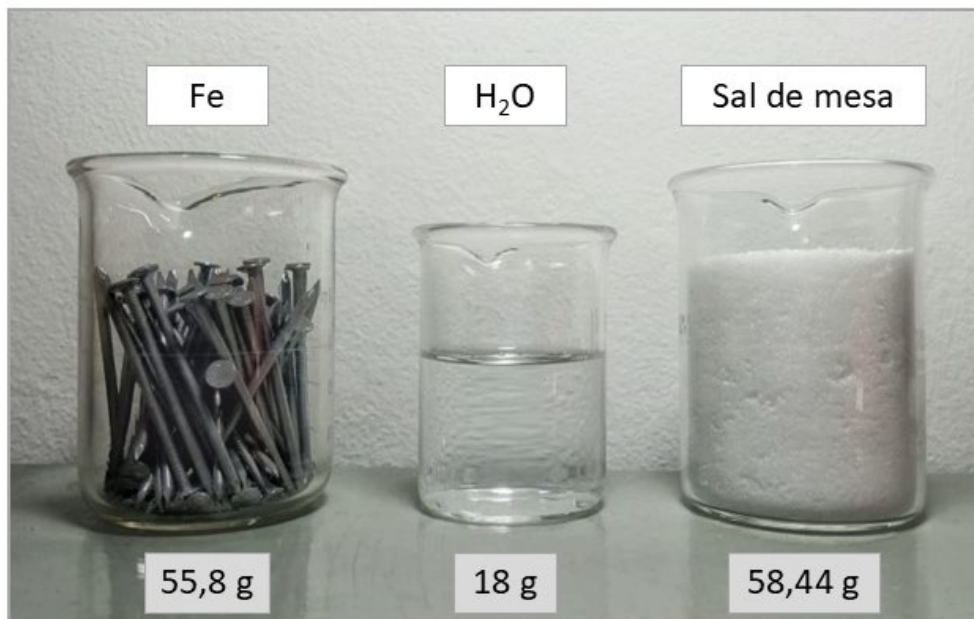
El PAR de todos los átomos lo podemos encontrar en la **tabla periódica**. Al mirar la tabla periódica, notamos que los PAR no son números enteros, es decir, tienen cifras decimales. Este hecho tiene una íntima relación con la existencia de los isótopos, como vimos en el [capítulo 2](#). El

PAR de un átomo se calcula como un peso promedio entre los diferentes isótopos de un átomo, multiplicado por su abundancia relativa. Calcular el PAR de esta manera, desemboca en la concepción más actual de PAR que nos indica que NO es un valor constante, sino que varía. Esta variación contempla que una muestra de un origen específico tiene un PAR que depende de la composición relativa de los diferentes isótopos que la conforman, y que puede ser diferente a la muestra obtenida en otro sitio con diferente composición relativa de isótopos. Teniendo en cuenta esto, desde 2009 la Comisión sobre Abundancia de Isótopos y Pesos Atómicos, comité especializado de la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada), comenzó a definir los PAR como rangos de pesos posibles, de manera de tener en cuenta todos los PAR promedio que pueden existir en la actualidad.

El mol

Si bien es sabido que nos resulta atractivo trabajar con el peso de una sustancia, lo cierto es que no es físicamente posible pesar un átomo, aún si se pudiera usar la mejor balanza del planeta. De ahí surge un problema, y es que si queremos hablar de una cantidad de *unidades* que podamos pesar en una balanza de un elemento tendríamos que decir, por ejemplo: $7,23 \times 10^{24}$ umas de ^{12}C , lo cual resulta bastante tedioso. Para simplificar el trabajo con los átomos hace muchos años la comunidad científica **definió una unidad** que nos permite trabajar más cómodamente en el orden atómico cuyo nombre es **mol**. Para ello, se tomó el valor numérico de la masa atómica del ^{12}C , cuyo valor es 12 como dijimos antes, pero expresado en gramos. Luego se determinó el número de átomos de ^{12}C presentes en esos 12 gramos. ¿Cuántos átomos se imaginan que hay en estos 12 gramos de carbono? ¿1 millón? ¿1 billón? En realidad, son muchos más... aproximadamente 602.200 TRILLONES de átomos. Por supuesto que resulta muy incómodo trabajar con ese número escrito de esa forma, por lo cual lo escribimos en notación científica como $6,0221367 \times 10^{23}$. Este número enorme se llama *número de Avogadro* en homenaje al científico italiano Amadeo Avogadro.

El conjunto de $6,0221367 \times 10^{23}$ unidades, en este caso átomos, se denomina *mol*. Dicho de otra manera, el mol está definido como la cantidad de unidades contables contenidas en 12 gramos de ^{12}C , que es igual a $6,022 \times 10^{23}$ átomos. Este número es un valor fijo (una constante), por lo tanto, vale para todos los átomos y moléculas (Ej: en 1 mol de átomos de Na hay $6,022 \times 10^{23}$ átomos de Na ; en 1 mol de moléculas de H_2O hay $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de agua). Sin embargo, dado que los diferentes átomos tienen distintos tamaños, resulta evidente que un mol de diferentes átomos o moléculas tiene diferentes pesos. La Figura 5.1 nos muestra un mol de átomos de hierro (Fe), un mol de moléculas de agua (H_2O) y un mol de moléculas de sal de mesa. En los 3 casos hay $6,022 \times 10^{23}$ unidades, sin embargo, el peso de cada mol va a depender del peso de las unidades que lo conforman.

Figura 5.1*Peso de un mol de diferentes sustancias*

Noción de mol

Aprender a usar una unidad nueva puede resultar más sencillo si comprendemos sus ventajas en comparación con las otras opciones. En este sentido, podrían preguntarse:

¿Para qué se inventó el mol? Bueno, tiene que ver con lo siguiente: Si una persona quisiera comprar un melón, 5 manzanas y 3 limones, puede pedirlos con esta sencilla manera de indicar las cantidades. Pero ¿qué ocurre si quisiera comprar 5000 garbanzos o 7200 granos de arroz? Nadie le vendería ese pedido. Por este tipo de situaciones se definieron las unidades de masa como el gramo, la onza y la libra. Este mismo conflicto se les presentó a las personas que trabajan con sustancias químicas al intentar manejar números de átomos o moléculas. Sería imposible poder contar millones, billones o trillones de estas unidades. De aquí surge la necesidad de encontrar una relación entre una unidad de masa y una cantidad de unidades de sustancia. Para ello se definió esta nueva unidad, el *mol*. La palabra mol viene del latín y significa “montón”. Como dijimos anteriormente, un mol son $6,022 \times 10^{23}$ unidades de alguna cosa, pero ¿te imaginas cuánto es $6,022 \times 10^{23}$ unidades de algo? Para tener una noción de qué tan grande es el número de Avogadro imaginemos 3 situaciones:

- Supongamos que tenemos un mol de rosquillas. Ese mol de rosquillas, son tantas que formarían una capa de 8 kilómetros de profundidad que cubriría todo el planeta.
- Si tuviéramos un mol de pelotas de básquet, podríamos crear con ellas un nuevo planeta del tamaño de La Tierra.
- Si recibieras un mol de centavos al nacer, y gastaras un millón de pesos por segundo desde

ese momento hasta tus 100 años, aún te quedaría el 99,99% de tu dinero sin gastar.

Como vemos, el tamaño de un mol es enorme, probablemente más de lo que imaginabas antes de estos ejemplos. Su enorme tamaño es lo que lo hace tan apropiado para trabajar con números de átomos o moléculas que son tan pequeñas.

El peso atómico absoluto (PAA) y peso de un mol

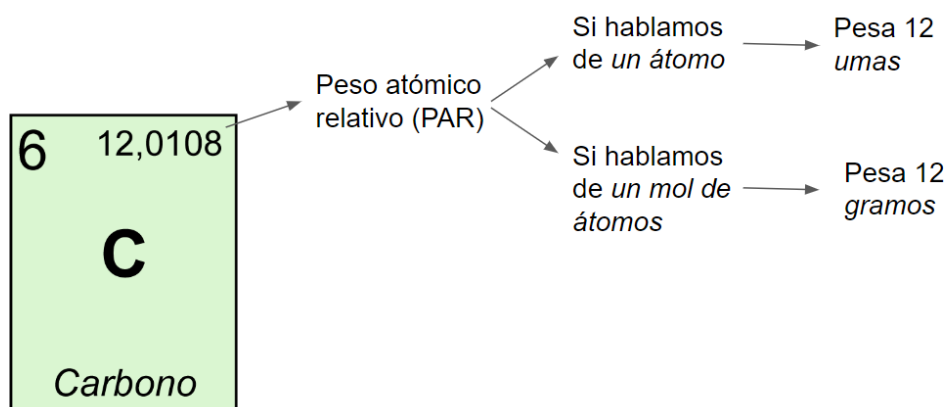
Si hablamos del peso de un átomo de manera absoluta, entonces estamos hablando del *peso atómico absoluto* (PAA), que nos indica cuánto pesa un solo átomo. El PAA es numéricamente igual al PAR, pero expresado en unidades de uma. Esto significa que, por ejemplo, el **PAA del C es 12 umas**.

De manera similar, podemos definir el *peso de un mol de átomos* como el PAR expresado en gramos, que nos indica cuánto pesa un mol de sustancia. Para el ejemplo del C, **el peso de un mol de átomos es 12 gramos**.

Vemos entonces que al PAR lo podemos usar para conocer, por un lado, el *peso de un solo átomo* si utilizamos la unidad uma (convirtiéndose en el PAA) y, por otro lado, podemos conocer el *peso de un mol de átomos* si utilizamos la unidad gramos (Figura 5.2).

Figura 5.2

PAR del ^{12}C



Las relaciones conocidas que se desprenden de definiciones como el PAR o el mol las podemos organizar según la Tabla 5.1 utilizando como ejemplo al ^{12}C , que de aquí en adelante llamaremos C.

Tabla 5.1

Relaciones conocidas para ^{12}C

Número de átomos	Número de moles	Peso en gramos
$6,023 \times 10^{23}$	1	12

Según la Tabla 5.1 podemos establecer diferentes relaciones. Por ejemplo, podemos decir que:

- 1 mol de *C*, contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C*; o lo inverso, $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C* están contenidos en 1 mol de *C*.

- 1 mol de *C* pesa 12 g; o lo inverso, 12 g de *C* equivalen a 1 mol de *C*.

- $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C* pesan 12 g; o lo inverso, 12 g de *C* contienen $6,023 \times 10^{23}$ átomos de *C*.

Notemos que en la Tabla 5.1 se menciona que un mol contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos en lugar de $6,022 \times 10^{23}$ como se mencionaba en la sección anterior. Esta diferencia se debe a que muchas personas en su inicio en este tipo de cálculos tienden a confundir el número “22” del decimal con el “23” del exponencial. Dado que el valor del exponencial resulta más importante para nuestros cálculos, se tiende a trabajar con el número “23” tanto en el decimal como el exponencial para evitar errores.

Muchas veces vamos a necesitar calcular incógnitas, por ejemplo, la cantidad de átomos presentes en 3 g de *C* o los moles que representan esa cantidad. Esto es lo que llamamos *caso particular*. Cuando tengamos este tipo de problemas vamos a utilizar una relación conocida (como las que se encuentran en la Tabla 5.2) para calcular las incógnitas del caso particular.

Tabla 5.2

Relaciones conocidas y una condición particular para C

Número de átomos	Número de moles	Peso en gramos
$6,023 \times 10^{23}$	1	12
¿?	¿?	3

Antes de pensar este cálculo, repasemos un concepto matemático: Si a un número “A” lo multiplico y divido por el mismo número “B”, se obtiene como resultado el número “A”. Veamos un ejemplo sencillo:

$$3 \times \frac{12}{12} = 3$$

Veamos ahora el mismo concepto aplicando la noción de “grupos”, como la docena. En este caso queremos averiguar a cuántas docenas equivalen 3 manzanas, entonces vamos a partir de una cantidad inicial (3 manzanas) y vamos a utilizar una relación conocida para cambiar su unidad a “docena”.

En primer lugar, podemos tomar el valor de 3 manzanas y multiplicarlo y dividirlo por un mismo valor, veremos que no cambia el valor inicial. Esto escrito en lenguaje matemático es:

$$3 \text{ manzanas} \times \frac{1 \text{ docena de manzanas}}{1 \text{ docena de manzanas}} = 3 \text{ manzanas}$$

Pero la relación "1 docena de manzanas/1 docena de manzanas" también puede escribirse como "1 docena de manzanas/12 manzanas". En este caso la relación conocida que utilizamos es que 1 docena de manzanas representa 12 manzanas. Escribirlo de esta manera, ubicando la unidad "manzanas" en el denominador, nos permite simplificar las unidades por lo que la unidad del resultado será "docenas". La expresión queda de la siguiente manera:

$$3 \text{ manzanas} \times \frac{1 \text{ docena de manzanas}}{12 \text{ manzanas}} = 0,25 \text{ docenas de manzanas}$$

Si quisiéramos hacer el mismo cálculo, pero con reglas de tres simples, deberíamos usar la relación conocida en el renglón superior de la expresión matemática, y nuestro caso particular en el inferior. Quedando de la siguiente manera:

$$12 \text{ manzanas} \rightarrow 1 \text{ docena de manzanas}$$

$$3 \text{ manzanas} \rightarrow X = \frac{3 \text{ manzanas} \times 1 \text{ docena de manzanas}}{12 \text{ manzanas}} = 0,25 \text{ docenas de manzana}$$

Obteniendo de esta manera el mismo resultado que antes. Ambas formas de cálculo son correctas, por lo que podemos hacerlo como mejor lo comprendamos.

Cálculos de cantidades químicas

Veamos ahora el mismo concepto, pero aplicado a cantidades químicas. En este caso vamos a trabajar con 3 gramos de *C* y nuestro objetivo es calcular su equivalencia en "moles". Para ello, necesitaremos una relación conocida entre ambas unidades. Esta relación debe tener la unidad "gramos de *C*" para poder simplificar con la unidad de la cantidad inicial, y también la unidad final a la que deseamos llegar, que en este caso es "moles". Para relacionar estas dos unidades hacemos uso del PAR: 1 mol de *C* pesa 12 g de *C*. Debemos ubicar a los gramos de *C* en el denominador para poder simplificar la unidad:

$$3 \text{ gramos de } C \times \frac{1 \text{ mol de } C}{12 \text{ gramos de } C} = 0,25 \text{ moles de } C$$

Relación conocida
↓

o calculado con regla de tres simple:

$$\text{Relación conocida} \rightarrow \boxed{12 \text{ gramos de } C \rightarrow 1 \text{ mol de } C}$$

$$3 \text{ gramos de } C \rightarrow X = 0,25 \text{ moles de } C$$

Al escribir la relación de esta manera, las unidades “gramos de C” se simplifican, y el resultado tiene como unidad “moles de C”. Con este cálculo ya podemos completar en la Tabla 5.2 los moles que representan los 3 gramos (g) de C. Nos resta calcular el número de átomos de C contenidos en esos 3 g o 0,25 moles. Se puede calcular utilizando cualquiera de las 2 formas de expresar la misma cantidad de C, y obtendremos el mismo resultado.

Cálculo de número de átomos de C a partir de los moles de C

Para ello necesitamos una relación conocida entre los moles y los átomos de C. Podemos usar el número de Avogadro, que es el número de átomos contenido en un mol ($6,023 \times 10^{23}$ átomos de C por cada mol). El cálculo nos quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{c}
 \text{Relación conocida} \\
 \downarrow \\
 0,25 \text{ moles de C} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de C}
 \end{array}$$

Si lo calculamos con reglas de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{l}
 \text{Relación conocida} \rightarrow \quad 1 \text{ mol de C} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \\
 \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad \quad 0,25 \text{ moles de C} \rightarrow x = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de C}
 \end{array}$$

Cálculo de número de átomos de C a partir de los gramos de C

Para hacer este cambio de unidades necesitamos una relación conocida que tenga como unidades los gramos y átomos de C. Hay 2 opciones posibles.

Opción 1: Podemos usar la relación entre el número de Avogadro y el mol como antes y agregar la relación entre 1 mol de C y los gramos que pesa (PAR: 1 mol de C pesa 12 g de C). El cálculo nos quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{c}
 \begin{array}{cc}
 \text{Relación conocida} & \text{Relación conocida} \\
 (\text{mol C/g C}) & (\text{átomos C/mol C}) \\
 \downarrow & \downarrow
 \end{array} \\
 3 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C}}{1 \text{ mol de C}} = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de C}
 \end{array}$$

Si lo calculamos con reglas de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{array}{l}
 12 \text{ g de C} \rightarrow 1 \text{ mol de C} \\
 3 \text{ g de C} \rightarrow x = 0,25 \text{ moles de C}
 \end{array}$$

Luego,

$$1 \text{ mol de } C \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

$$0,25 \text{ moles de } C \rightarrow x = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

Opción 2: Podemos utilizar la relación del inciso anterior (que 1 mol de C contiene $6,023 \times 10^{23}$ átomos de C) pero en lugar de poner un mol de C , reemplazamos por *lo que pesa* un mol de C (12 g). El cálculo nos quedaría de la siguiente manera:

Relación conocida
(átomos C/g C)

↓

$$3 \text{ g de } C \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C}{12 \text{ g de } C} = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

Si lo calculamos con reglas de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$12 \text{ g de } C \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

$$3 \text{ g de } C \rightarrow x = 1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C$$

El resultado obtenido mediante los diferentes abordajes es el mismo porque, en definitiva, estamos realizando los mismos cálculos.

Cálculo de las umas que pesan un determinado número de átomos de C

¿Podríamos calcular también las umas que representan el número de átomos de C calculados en el inciso anterior? Si, por supuesto. Para ello, ¿qué tendríamos que utilizar como relación conocida? El PAA del C que ya conocemos, ya que sabemos que 1 átomo (át.) de C pesa 12 umas.

$$1,506 \times 10^{23} \text{ át. de } C \times \frac{12 \text{ umas de } C}{1 \text{ át. de } C} = 1,807 \times 10^{24} \text{ umas de } C$$

Calculado en reglas de tres simple:

$$1 \text{ átomo de } C \rightarrow 12 \text{ umas de } C$$

$$1,506 \times 10^{23} \text{ átomos de } C \rightarrow x = 1,807 \times 10^{24} \text{ umas de } C$$

Con estas cuentas podemos expresar una misma cantidad de materia en distintas unidades y transformar de una a otra utilizando relaciones conocidas.

Peso de las moléculas

El peso molecular relativo (PMR)

Como vimos antes, las moléculas son átomos unidos por enlaces químicos. ¿Cuánto pesa una molécula? Bueno, depende de qué molécula se trate y de qué átomos la compongan. Para conocer el peso de las moléculas, vamos a definir el *Peso Molecular Relativo* o *PMR* de manera similar a como definimos el PAR. El PMR de una sustancia nos indica cuántas veces más pesada que la uma, es una molécula de esa sustancia. De manera práctica, se calcula como la suma de los PAR de los átomos que integran a la molécula.

Usaremos como ejemplo el agua, cuya fórmula química es H_2O . Una molécula de H_2O está constituida por 2 átomos de H y un átomo de O . Para calcular el peso de una molécula de H_2O deberíamos sumar el PAR de los átomos que la componen, obteniendo de esta forma su PMR. Veámoslo para este ejemplo:

$$\text{Peso Molecular Relativo de } H_2O = \text{PAR de } H + \text{PAR de } H + \text{PAR de } O =$$

$$\text{Peso Molecular Relativo de } H_2O = 1 + 1 + 16 = 18$$

Entonces, el PMR de H_2O es 18.

El peso molecular absoluto (PMA)

Así como podemos hablar del peso de un átomo de manera absoluta, también podemos hacerlo para las moléculas. El peso molecular absoluto (PMA) nos indica el peso de 1 molécula de la sustancia en cuestión. El PMA es numéricamente igual al PMR, pero expresado en unidades de uma. Para el caso del agua, como vimos en el párrafo anterior, su PMR es 18 y por lo tanto el PMA es 18 umas (es lo que pesa *una sola molécula* de agua).

De manera similar a lo que vimos con el peso de los átomos, podemos definir el *peso de un mol de moléculas* como el PMR expresado en gramos. Siguiendo con el ejemplo, para el caso del agua, *un mol de moléculas* de H_2O (es decir $6,023 \times 10^{23}$ moléculas) pesa 18 gramos.

Tal como vimos para el PAR, el PMR lo podemos usar para conocer, por un lado, el *peso de un átomo* si le agregamos la unidad uma (convirtiéndose en el PMA) y, por otro lado, puedo conocer el *peso de un mol de moléculas* si utilizamos la unidad gramos.

Más relaciones conocidas

Pensemos ahora en algunas relaciones que se desprenden de lo que vimos hasta ahora:

El PMR del H_2O es 18, entonces:

- 1 molécula de H_2O = 18 umas de H_2O
- 1 mol de moléculas de H_2O = 18 gramos de H_2O = $6,023 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O

Podemos agregar otras relaciones que tienen que ver con la composición de la molécula. Por ejemplo,

- 1 molécula de H_2O contiene 1 átomo de O y 2 átomos de H .
- 1 mol de moléculas de H_2O contiene 1 mol de átomos de O y 2 moles de átomos de H .

Estas relaciones son las que vamos a usar para hacer los cálculos de cantidades químicas que nos interesa abordar en este capítulo.

Veamos un ejemplo utilizando el agua como modelo. En la Tabla 5.3 agrupamos una serie de datos conocidos obtenidos a partir de los conceptos abordados hasta ahora.

Tabla 5.3

Relaciones conocidas y una condición particular para H_2O

Número de moléculas de H_2O	Número de moles de H_2O	Peso en gramos de H_2O	Número de átomos de H
$6,023 \times 10^{23}$	1	18	$2 \times 6,023 \times 10^{23}$
¿?	0,2	¿?	¿?

Podríamos averiguar, por ejemplo, la cantidad de **moléculas** de H_2O presentes en esta *condición particular* que son 0,2 **moles** de agua. El primer paso es encontrar una relación conocida entre **moles** y **moléculas**. La Tabla 5.3 nos indica que un **mol de moléculas** de H_2O contiene $6,023 \times 10^{23}$ **moléculas** de H_2O .

El cálculo sería:

$$0,2 \text{ moles de } H_2O \times \frac{6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O$$

Si lo calculamos con regla de tres simple quedaría de la siguiente manera:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } H_2O &\rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O \\ 0,2 \text{ moles de } H_2O &\rightarrow X = 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O \end{aligned}$$

Supongamos que también nos interesa conocer el **peso de esos moles de H_2O** . Para ello también utilizamos una de las relaciones mencionadas anteriormente en la Tabla 5.3, que 1 **mol** de H_2O pesa 18 **g**. Entonces el cálculo sería:

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol de } H_2O &\rightarrow 18 \text{ gramos de } H_2O \\ 0,2 \text{ moles de } H_2O &\rightarrow X = 3,6 \text{ gramos de } H_2O \end{aligned}$$

También podríamos utilizar el dato del número de moléculas obtenidas en el primer ítem para hacer este cálculo. La relación conocida que nos serviría en este caso es que 1 mol de H_2O que pesa 18 g, contiene $6,023 \times 10^{23}$ **moléculas** de H_2O . En este caso el cálculo sería:

$$\begin{aligned} 6,023 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O &\rightarrow 18 \text{ gramos de } H_2O \\ 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O &\rightarrow X = 3,6 \text{ gramos de } H_2O \end{aligned}$$

El resultado obtenido es el mismo, como era de esperarse. Sin embargo, es usual cometer errores de cálculo al inicio de nuestro proceso de aprendizaje en este tema, por lo que puede resultar un camino más seguro utilizar los datos tal como se dan en la consigna (en este caso 0,2 moles), en lugar de los resultados calculados en pasos previos (en este caso $1,205 \times 10^{23}$ moléculas de H_2O).

Vemos que en este tipo de ejercicios suele haber varios caminos de resolución que son igualmente válidos, siempre y cuando las relaciones que elijamos sean correctas.

Otro dato que podríamos calcular es el **número de átomos de H** presentes en esa cantidad de H_2O (Tabla 5.3). Para ello deberíamos encontrar una relación entre moles, gramos o moléculas de H_2O (que son los datos que tenemos hasta ahora) con el número de átomos de H. Lo más simple de ver es que una molécula de H_2O contiene 2 átomos de H. Entonces podemos elegir las moléculas de H_2O como dato y usar esa relación:

$$\begin{aligned} 1 \text{ molécula de } H_2O &\rightarrow 2 \text{ átomos de } H \\ 1,205 \times 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O &\rightarrow X = 2,410 \times 10^{23} \text{ átomos de } H \end{aligned}$$

Así como calculamos el número de **moléculas** presentes en 0,2 moles de H_2O , podríamos calcular el número de **moles de átomos** de H o el número de **átomos** de O presentes. El proceso que hicimos a través de estos cálculos se denomina conversión, que es expresar una cantidad de sustancia en diferentes unidades. Estas conversiones son muy necesarias en química y se utilizan con gran frecuencia para diversos cálculos.

Composición centesimal

La *composición centesimal* es el porcentaje en masa que ocupa cada elemento que forma parte de un compuesto. Para calcularla se divide el peso que aporta cada elemento por el peso total de la molécula y se multiplica por 100. En el caso de que el átomo se encuentre más de una vez en la molécula, entonces se multiplica el aporte de cada átomo por el número de átomos que contiene. La suma de los porcentajes de todos los elementos debe ser 100%.

Veamos un ejemplo con el compuesto CO_2 :

En primer lugar, calculamos la masa que aporta cada elemento. Esto se calcula como el PAR multiplicado por el número de veces que se encuentra ese átomo en la molécula. La suma de estos aportes nos da el PMR de la molécula de interés.

$$\text{Aporte de C: } PAR_C = 12$$

$$\text{Aporte de O: } 2 \times PAR_O = 2 \times 16 = 32$$

$$\text{PMR}_{CO_2}: PAR_C + 2 \times PAR_O = 12 + 2 \times 16 = 44$$

En segundo lugar, tomamos el aporte de cada elemento, lo dividimos por el PMR, y lo multiplicamos por 100. De esta manera obtenemos la composición centesimal o porcentual de la molécula.

% del elemento C:

$$\frac{PAR_C \times 100}{PMR_{CO_2}} = \frac{12 \times 100}{44} = 27,27 \%$$

% del elemento O:

$$\frac{2 \times PAR_O \times 100}{PMR_{CO_2}} = \frac{2 \times 16 \times 100}{44} = 72,73 \%$$

El aporte del elemento C a la masa de la sustancia CO_2 es del 27,27%, mientras que el aporte del elemento O es del 72,73%. Comprobamos que al sumar los aportes porcentuales de los diferentes elementos obtenemos un 100% ($27,27\% + 72,73\% = 100\%$). Esto debe ocurrir siempre, pero puede que algunas veces se obtenga un número muy cercano, tal como 99,8% o 100,2%, que podemos redondear a 100%. Si esto no ocurriese, entonces deberíamos revisar los cálculos previos para encontrar el error.

Fórmula mínima y molecular

Conociendo la *composición centesimal* (los gramos de cada elemento cada 100 g de compuesto) o *composición elemental* (los gramos de cada elemento en una determinada masa del compuesto) de una molécula desconocida X, se puede deducir su *fórmula mínima* y, conociendo su PMR, también su *fórmula molecular*.

Ejemplo 1:

Se tienen 80 g de un compuesto desconocido y se determinó experimentalmente que su composición elemental es 41,7 g de C, 10,5 g de H, y 27,8 g de O.

El objetivo es conocer la *proporción mínima* en que se combinan los elementos en la molécula de interés, a partir de estos datos experimentales; es decir, el subíndice de cada átomo para obtener la *fórmula empírica* o *fórmula mínima*.

Para comenzar, vamos a calcular la *cantidad de moles* que tenemos de cada elemento en esa masa de sustancia X. Para ello vamos a dividir la cantidad de cada elemento por su PAR en gramos, como vemos a continuación (también se podrían utilizar reglas de tres simple, aunque no lo mostremos en este ejemplo):

$$C: 41,7 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3,475 \text{ mol de C}$$

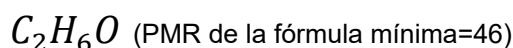
$$H: 10,5 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 10,5 \text{ mol de H}$$

$$O: 27,8 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 1,7375 \text{ mol de O}$$

De esta manera calculamos cuántos moles de cada elemento hay en 80 g de la sustancia X. Para intentar deducir su fórmula química, necesitamos saber cuál es la relación entre los moles de cada elemento. Entonces, el paso siguiente consiste en dividir a los números de moles obtenidos para cada elemento por el menor valor, que en este caso es el 1,7375 correspondiente al O. Obtendremos así un número entero o muy cercano a un número entero, que corresponderá al subíndice de cada elemento en la fórmula mínima de la molécula. Podría ocurrir que alguno de los valores no sea cercano a un número entero, por ejemplo 2,5, en cuyo caso se deberá multiplicar todos los valores obtenidos por 2. A continuación, vemos el cálculo mencionado:

<i>Paso 1</i>	<i>Paso 2</i>
$C: 41,7 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3,475 \text{ mol}$	$\rightarrow \frac{3,475 \text{ mol}}{1,7375 \text{ mol}} = 2$
$H: 10,5 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 10,5 \text{ mol}$	$\rightarrow \frac{10,5 \text{ mol}}{1,7375 \text{ mol}} \approx 6$
$O: 27,8 \text{ g de O} \times \frac{1 \text{ mol de O}}{16 \text{ g de O}} = 1,7375 \text{ mol}$	$\rightarrow \frac{1,7375 \text{ mol}}{1,7375 \text{ mol}} = 1$

Podemos ver en el cálculo que para el caso del H fue necesario hacer un redondeo para obtener el número entero. Utilizando el valor obtenido de cada elemento como subíndice, obtenemos la siguiente fórmula mínima:



La *fórmula mínima* obtenida, cuyo su PMR es 46, nos indica que esa es la mínima proporción en la que se combinan esos átomos para formar esa molécula. Esta fórmula mínima puede coincidir o no con la fórmula molecular. Esto se debe a que la fórmula molecular puede contener una o más veces a la fórmula mínima. Para conocer la *fórmula molecular* vamos a necesitar más

información. Si nos dieran como dato que, mediante otras determinaciones experimentales, se obtuvo que el peso de un mol de sustancia es 46 gramos, podríamos decir entonces que en este caso la *fórmula mínima* coincide con la *fórmula molecular*.

Ejemplo 2:

Se tienen 43 g de un compuesto desconocido (B). Se determinó experimentalmente que su composición elemental es 39,7 g de C y 3,3 g de H.

Para este nuevo compuesto B podemos realizar los mismos cálculos que en el ejemplo anterior y obtener la *fórmula mínima*. En un primer paso dividimos la cantidad de cada elemento por su PAR en gramos y en un segundo paso dividimos por el menor valor obtenido. Vemos ambos cálculos a continuación:

$$\begin{array}{l} \text{Paso 1} \\ C: 39,7 \text{ g de C} \times \frac{1 \text{ mol de C}}{12 \text{ g de C}} = 3,308 \text{ mol} \rightarrow \frac{3,308 \text{ mol}}{3,3 \text{ mol}} \approx 1 \\ \\ \text{Paso 2} \\ H: 3,3 \text{ g de H} \times \frac{1 \text{ mol de H}}{1 \text{ g de H}} = 3,3 \text{ mol} \rightarrow \frac{3,3 \text{ mol}}{3,3 \text{ mol}} = 1 \end{array}$$

En este caso obtuvimos una relación entre moles que nos indica que la cantidad de moles de cada elemento es la misma, por lo que al dividir obtenemos un subíndice 1 para ambos elementos. La *fórmula mínima* queda de la siguiente manera:



El peso relativo de la *fórmula mínima* es 13. Para saber si coincide con la *fórmula molecular* necesitamos el dato de su PMR. Experimentalmente se determinó que es 78. Podemos deducir que en este caso la *fórmula mínima* no coincide con la *fórmula molecular*.

Para obtener la *fórmula molecular* lo que deberíamos calcular es, cuántas veces la *fórmula molecular* contiene a la *fórmula mínima*. Para ello simplemente tenemos que dividir el PMR de la *fórmula molecular* por el PMR de la *fórmula mínima* como se muestra a continuación.

$$\frac{\text{PMR fórmula molecular}}{\text{PMR fórmula mínima}} = \frac{78}{13} = 6$$

Este resultado nos indica que la *fórmula molecular* contiene 6 veces la *fórmula mínima*, por lo que debemos multiplicar todos los subíndices por 6. Entonces la *fórmula molecular* tendrá 6 átomos de C y 6 átomos de H, como podemos ver a continuación:



De esta manera, conociendo el PMR de la molécula incógnita, podemos deducir su *fórmula molecular* a partir de su composición elemental o centesimal.

Volumen molar

El *volumen molar* es el *volumen que ocupa un mol de cualquier gas en condiciones normales de presión y temperatura (CNPT)*. Estas condiciones son 1 atmósfera de presión y 0 °C. En CNPT, 1 mol de cualquier sustancia gaseosa ocupa 22,4 litros.

Esta es una nueva relación que vamos a tener en cuenta a la hora de hacer cálculos, por ejemplo, para saber cuánto volumen de un reactivo gaseoso se debe colocar, o bien cuánto de un producto gaseoso se formará en una reacción química.

Ejemplo 3

Se encontró que 9,2 gramos de la sustancia *gaseosa* desconocida X del ejemplo 1, ocupan 4,4 litros en CNPT. Esta relación encontrada experimentalmente nos sirve para calcular el peso de un mol de la sustancia. Para ello, podemos utilizar como relación conocida el concepto de volumen molar.

$$\begin{aligned} 22,4 \text{ litros de } X &\rightarrow 1 \text{ mol de } X \\ 4,4 \text{ litros de } X &\rightarrow x = 0,2 \text{ moles de } X \end{aligned}$$

Ahora sabemos que 9,2 g de sustancia representarán 0,2 moles. Veamos ahora cuánto pesa un mol de la sustancia.

$$\begin{aligned} 0,2 \text{ moles de } X &\rightarrow 9,2 \text{ g de } X \\ 1 \text{ mol de } X &\rightarrow x = 46 \text{ g de } X \end{aligned}$$

Este cálculo nos indica que 1 mol de la sustancia pesa 46 gramos. Dado que el peso de la *fórmula mínima* es también 46, podemos deducir que en este caso la *fórmula mínima* es igual a la *fórmula molecular*, tal como vimos previamente.

Resumen del capítulo

Átomos

A la hora de trabajar con **átomos** vamos a utilizar el **PAR en umas**. Tomaremos como ejemplo el C, cuyo PAR es 12.

$$- \quad 1 \text{ átomo de C} \rightarrow 12 \text{ umas}$$

Mientras que, al trabajar con **moles de átomos**, vamos a utilizar el **PAR en gramos**.

$$- \quad 1 \text{ mol de átomos de C} \rightarrow 6,023 \times 10^{23} \text{ átomos de C} \rightarrow 12 \text{ gramos de C}$$

Moléculas

En el caso de las **moléculas** utilizaremos el **PMR en umas**. Tomaremos como ejemplo el CO_2 , cuyo PMR es 44.

- 1 molécula $\text{CO}_2 \rightarrow 44$ umas

Mientras que al trabajar con **moles de moléculas** vamos a utilizar su **PMR en gramos** para calcular su peso.

- 1 mol de moléculas $\text{CO}_2 \rightarrow 6,023 \times 10^{23}$ moléculas de $\text{CO}_2 \rightarrow 44$ gramos de CO_2

Estas relaciones las vamos a tener como referencia para expresar una cantidad química.

CAPÍTULO 6

Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos

Paula Carasi

En el desarrollo de los cinco capítulos previos, hemos estudiado los fundamentos de la química. Exploramos la estructura de los átomos, luego hemos visto cómo la Tabla Periódica permite organizar a los elementos de manera sistemática revelando las conexiones entre sus propiedades y estructuras atómicas. Además, vimos cómo los átomos, estos "ladrillos fundamentales" de la materia, se unen para formar moléculas y compuestos químicos con distintas propiedades y características. Estos capítulos son las bases esenciales para abordar la temática de este.

La formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos no son solo una convención de nombres, sino una extensión lógica de lo que hemos aprendido previamente. Nos permiten traducir el "lenguaje" de la química, basado en estructuras atómicas y enlaces, en un conjunto de reglas y nombres que hacen que la química sea más accesible y comprensible. Además, la formulación química es un lenguaje universal que trasciende las barreras de idioma, permitiendo a los científicos de todo el mundo comunicarse de manera efectiva y precisa.

En esta parte del libro estudiaremos cómo se nombran y se representan los compuestos inorgánicos. A medida que avancemos, observaremos cómo la nomenclatura y formulación no solo nos proporcionan una manera de etiquetar los compuestos, sino que también nos revelan información valiosa sobre su composición y estructura.

Breve historia de la nomenclatura química: desde el antiguo Egipto hasta la actualidad

La nomenclatura química, el sistema de nombrar y clasificar compuestos químicos, ha evolucionado a lo largo de miles de años.

Los primeros vestigios de nomenclatura química se remontan al antiguo Egipto, donde los alquimistas egipcios comenzaron a explorar las propiedades de los compuestos químicos. Sin embargo, sus métodos eran más místicos que científicos, y se centraban en la búsqueda de la piedra filosofal y la transmutación de metales en oro. En esta época se utilizaba el oro y la plata

para decorar templos y palacios de la clase alta, al oro se lo llama "NUB" en referencia al lugar donde era explotado.

Durante la Edad de Oro Islámica (siglos VIII al XIII), los científicos árabes como Jabir ibn Hayyan realizaron importantes avances en alquimia y química. Jabir introdujo el concepto de "especies químicas" y comenzó a utilizar símbolos para representar elementos y compuestos. Aunque su trabajo estaba impregnado de simbolismo y misticismo, sentó las bases para desarrollos posteriores en nomenclatura química.

La alquimia se extendió a Europa durante la Edad Media, donde los alquimistas como Paracelso continuaron explorando compuestos químicos. A pesar de la persistencia de conceptos mágicos, los alquimistas europeos comenzaron a desarrollar un lenguaje químico más estructurado y a utilizar términos como "azufre" y "mercurio" para describir elementos y compuestos.

El siglo XVIII marcó un punto de inflexión en la nomenclatura química. Guyton Morveau, Lavoisier, Berthollet y Fourcroy, cuatro eminentes químicos del siglo XVIII, desempeñaron un papel esencial en la creación de la nomenclatura química moderna. Su colaboración culminó el 18 de abril de 1787, cuando presentaron una memoria histórica ante la Academia de Ciencias de París, que marcó un hito en la evolución de la química y la nomenclatura.

En ese evento, Antoine Lavoisier, conocido como el "padre de la química moderna", tomó la palabra para destacar la necesidad urgente de reformar y perfeccionar la nomenclatura química de la época. La propuesta de estos visionarios científicos fue clara: era imperativo contar con un lenguaje químico coherente y unificado que permitiera nombrar los compuestos de manera precisa y comprensible para los químicos de todo el mundo.

Esta propuesta tenía como objetivo superar el caos y la incoherencia de la nomenclatura química previa, que estaba plagada de nombres vagos y subjetivos. En lugar de depender de nombres tradicionales que carecían de significado químico, se buscaba un sistema basado en las propiedades y composición de los compuestos, proporcionando un lenguaje propio para nombrar los compuestos inorgánicos. La memoria presentada por Guyton Morveau, Lavoisier, Berthollet y Fourcroy, estableció los cimientos de una nomenclatura química más racional y lógica. Su visión allanó el camino para una nomenclatura química internacional que permitiría a los científicos de todo el mundo comunicarse de manera efectiva.

Esta iniciativa dio lugar a la creación de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) en el siglo XX, que estableció las reglas y estándares globales para la nomenclatura química. Hoy, la nomenclatura química es una parte esencial de la química moderna, permitiendo a los científicos y a todas aquellas personas que utilicen compuestos químicos comunicarse de manera efectiva.

Fórmulas de las sustancias químicas

Una **fórmula química** es una representación simbólica escrita de la composición química, es decir, la proporción de átomos de cada elemento en una sustancia. Cada compuesto químico

tendrá una composición definida y constante. Esta fórmula contiene los símbolos de los elementos que forman la sustancia y unos subíndices que indican la relación numérica entre los elementos. Existen dos tipos principales de fórmulas químicas: fórmulas empíricas y fórmulas moleculares, y se utilizan para diferentes propósitos.

- **Fórmulas Empíricas:** Se utilizan para representar sustancias constituidas por redes cristalinas (es decir, que no se presentan como moléculas individuales) y representan la proporción más simple de átomos en un compuesto químico. Estas fórmulas no proporcionan información detallada sobre la estructura real de las sustancias. En cambio, muestran la relación más simple de átomos en un compuesto. Veremos dos ejemplos:
Cloruro de Sodio (Sal común): La fórmula empírica es $NaCl$, lo que indica que la relación más simple de átomos en esta sustancia es de un átomo de sodio por cada átomo de cloro. Óxido de Magnesio: La fórmula empírica es MgO , lo que significa que esta sustancia se compone de un átomo de magnesio por cada átomo de oxígeno.
- **Fórmulas Moleculares:** brindan información detallada sobre la estructura real de las moléculas en un compuesto. Estas fórmulas indican el número y tipo de átomos que componen una molécula individual. Veremos dos ejemplos:
Ácido Sulfúrico: su fórmula molecular es H_2SO_4 . Esto nos indica que, en una molécula encontramos dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. Esta fórmula revela la estructura real de esta sustancia.
Dióxido de Carbono: su fórmula molecular es CO_2 , indicando que una molécula contiene un átomo de carbono y dos átomos de oxígeno.

Número de oxidación de los elementos

El *número de oxidación* (o estado de oxidación) de un elemento en un compuesto es una asignación teórica, a modo de reparto, de los electrones que forman los enlaces entre los distintos átomos, de acuerdo con sus electronegatividades. La **electronegatividad** de un elemento depende, a su vez, de su estructura electrónica y está estrechamente relacionada con su ubicación en la tabla periódica. Para conocer el número de oxidación de un átomo en una molécula, debemos plantear su estructura de Lewis y asignar los electrones que forman el enlace al elemento más electronegativo. El estado de oxidación del elemento será negativo si posee más electrones asignados que los que tenía originalmente (**electrones de valencia**) y será positivo si en la asignación “perdió” electrones por ser el elemento menos electronegativo del enlace.

Afortunadamente, se puede llegar a los mismos resultados utilizando las reglas de generales de asignación de estado de oxidación que se enumeran a continuación:

1. El número de oxidación de todos los elementos libres es cero. Esto es válido para todos los elementos que no se encuentran combinados con un elemento distinto. Podemos citar los siguientes ejemplos: *Na metálico*, *Xe*, N_2 , O_2 , H_2

2. El número de oxidación del *O* en sus compuestos es -2 , excepto en los peróxidos, donde es -1 .
3. El número de oxidación del *H* en sus compuestos es $+1$, excepto en los hidruros metálicos, donde es -1 debido a que los metales son más electropositivos que el hidrógeno.
4. Los metales cuando están combinados siempre tienen estado de oxidación positivo. En el caso de los metales de los grupos I A, II A y III A, el número de oxidación coincide con el número de grupo.
5. El número de oxidación negativo con el que pueden actuar los elementos no metálicos se puede calcular restándole 8 al número de grupo al cual pertenecen. Por ejemplo, los halógenos (grupo VII A de la tabla periódica) cuando están combinados con un elemento menos electronegativo que ellos, presentan estado de oxidación -1 . En estas mismas condiciones, el azufre presenta estado de oxidación -2 (grupo VI A).
6. Todos los halógenos, excepto el flúor, pueden presentar estados de oxidación positivos $+1$, $+3$, $+5$ o $+7$ al estar combinados con oxígeno o algún elemento más electronegativo que ellos.
7. El número de oxidación de un ion monoatómico coincide con su carga. Podemos citar los siguientes ejemplos: Na^{+1} cuyo estado de oxidación es $+1$, Cu^{+2} estado de oxidación es $+2$, Cl^{-1} estado de oxidación es -1 y S^{-2} estado de oxidación es -2 .
8. La suma algebraica de los números de oxidación de los átomos que intervienen en la fórmula de una sustancia neutra debe ser cero.
9. En los iones poliatómicos la suma de los números de oxidación debe ser igual a la carga total, positiva o negativa, del ion.

Veremos a continuación algunos ejemplos en los que aplicaremos las reglas.:

- **H_2SO_4** En el caso de esta molécula covalente, aplicaremos las reglas 2, 3, 6 y 8.

$$2x (N^\circ \text{ de oxid } H) + (N^\circ \text{ de oxid } S) + 4x (N^\circ \text{ de oxid } O) = 0$$

La suma algebraica de los estados de oxidación es cero. El número de oxidación del *O* es -2 mientras que el número de oxidación del *H* es $+1$, con esta información podemos calcular el estado de oxidación del *S*:

$$2x (+1) + (N^\circ \text{ de oxid } S) + 4x (-2) = 0$$

$$N^\circ \text{ de oxid } S = 0 - 2 + 8 = +6$$

Por lo tanto, $N^\circ \text{ de oxid } H = +1$; $N^\circ \text{ de oxid } S = +6$; $N^\circ \text{ de oxid } O = -2$

- **$CaCO_3$** En el caso de este compuesto iónico, aplicaremos las reglas 2, 4, 5 y 8.

$$(N^\circ \text{ de oxid } Ca) + (N^\circ \text{ de oxid } C) + 3x (N^\circ \text{ de oxid } O) = 0$$

La suma algebraica de los estados de oxidación es cero. El número de oxidación del *O* es -2 , el número de oxidación del *Ca* es $+2$ por ser un elemento del grupo II A. Con esta información podemos calcular el estado de oxidación del *C*:

$$(+2) + (N^\circ \text{ de oxid } C) + 3x (-2) = 0$$

$$N^\circ \text{ de oxid } C = 0 - 2 + 6 = +4$$

Por lo tanto, N° de oxid $Ca = +2$; N° de oxid $C = +4$; N° de oxid $O = -2$

- SO_3^{2-} En el caso de este ion poliatómico aplicaremos las reglas 2, 6 y 9.

$$(N^\circ \text{ de oxid } S) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid } O) = -2$$

La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos en este ion es -2 y el número de oxidación del O es -2, con esta información podemos calcular el estado de oxidación del S :

$$(N^\circ \text{ de oxid } S) + 3 \times (-2) = -2$$

$$N^\circ \text{ de oxid } S = -2 + 6 = +4$$

Por lo tanto, N° de oxid $S = +4$; N° de oxid $O = -2$

- $AlCl_3$ En el caso de este compuesto iónico aplicaremos las reglas 4, 5 y 8

$$(N^\circ \text{ de oxid } Al) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid } Cl) = 0$$

La suma algebraica de los estados de oxidación de los elementos es cero. El Al es un metal del grupo III A por lo que su estado de oxidación es +3 y el halógeno Cl pertenece al grupo VII A y actuará con su estado de oxidación negativo -1.

$$N^\circ \text{ de oxid } Al = +3; N^\circ \text{ de oxid } Cl = -1$$

En la siguiente tabla se recopilan los estados de oxidación más frecuentes de los elementos que usaremos en este libro.

Tabla 6.1

Números de oxidación más frecuentes.

Número de oxidación de elementos representativos							
GRUPO	I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A
	H ±1						
	Li +1	Be +2	B +3	C +2/±4	N +1/+2/±3/+4/+5	O -1/-2	F -1
	Na +1	Mg +2	Al +3	Si ±4	P ±3/+5	S ±2/+4/+6	Cl ±1/+3/+5/+7
	K +1	Ca +2	Ga +3	Ge ±4	As ±3/+5	Se -2/+4/+6	Br ±1/+3/+5/+7
	Rb +1	Sr +2	In +3	Sn +2/+4	Sb ±3/+5	Te -2/+4/+6	I ±1/+3/+5/+7
Número de oxidación de algunos metales de transición							
	Cd +2	Au +1/+3	Fe +2/+3	Co +2/+3	Ni +2/+3/+4	Cu +1/+2	Cr +2/+3/+6
	Ag +1	Zn +2	Pb +2/+4		Mn +2/+3/+4/+6/+7		

Formulación y nomenclatura

Las reglas de formulación y nomenclatura que utilizaremos son las establecidas por IUPAC y algunos otros sistemas de nomenclatura relevantes por su frecuencia de uso. En general, en las fórmulas de los compuestos químicos la parte más positiva de la molécula se escribe primero, pero se nombra al final. Utilizaremos una metodología sistemática que surge de los estados de oxidación de los elementos y que permitirá nombrar el compuesto o llegar a su fórmula.

Compuestos binarios

Comenzaremos por los compuestos binarios que son sustancias químicas que están formadas por la combinación de dos elementos químicos diferentes. Dentro de este grupo estudiaremos compuestos binarios con oxígeno (óxidos y peróxidos), compuestos binarios con hidrógeno (hidruros metálicos y no metálicos) y sales binarias. La formulación de los compuestos binarios es bastante sencilla ya que la suma de los números de oxidación debe ser igual a cero. Veremos ejemplos para cada tipo de compuesto a continuación.

Óxidos

Los óxidos son compuestos en los que el estado de oxidación del oxígeno es -2. El otro elemento puede ser un metal o un no metal y tendrá un estado de oxidación positivo. Se indican a continuación las opciones posibles de óxidos según el estado de oxidación del elemento positivo (Tabla 6.2). En forma genérica usaremos el símbolo X para el elemento que acompaña al oxígeno. Se escribe a la izquierda el símbolo del metal o no metal y a la derecha el oxígeno. Se intercambian los números de oxidación, sin signo, como subíndices y se simplifica si es posible.

Tabla 6.2

Formulación de óxidos

Nº oxidación del metal o no metal (X)	Nº oxidación del oxígeno (O)	Fórmula del óxido
(+1)	(-2)	X_2O
(+2)	(-2)	$X_2O_2 \rightarrow XO$
(+3)	(-2)	X_2O_3
(+4)	(-2)	$X_2O_4 \rightarrow XO_2$
(+5)	(-2)	X_2O_5
(+6)	(-2)	$X_2O_6 \rightarrow XO_3$
(+7)	(-2)	X_2O_7

Empezaremos ahora a nombrar estos compuestos. Todas las nomenclaturas comienzan por poner el nombre de la parte negativa de la molécula y luego la parte positiva de la molécula. En el caso de los óxidos, la parte negativa es el oxígeno y se denominará “óxido” y la parte positiva será el otro elemento. Se utilizan más frecuentemente tres nomenclaturas para los óxidos:

- *Nomenclatura de Stock*: para utilizarla, debemos conocer el número o estado de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno. Genéricamente la nomenclatura será: ÓXIDO DE nombre del metal o no metal (estado de oxidación en números romanos)
En el caso de elementos que tienen un único estado de oxidación, por ejemplo, los metales alcalinos (grupo I A: estado de oxidación +1) y los alcalinotérreos (grupo II A: estado de oxidación +2), no hace falta indicarlo.
- *Nomenclatura de composición*: esta nomenclatura sólo consiste en indicar el número de átomos de cada uno de los elementos que estén incluidos en la fórmula del compuesto químico. En la siguiente tabla se indican los prefijos que se utilizan según el número de átomos de cada uno de los elementos que forman el óxido (Tabla 6.2). Si el elemento con estado de oxidación positivo tiene subíndice 1, el prefijo “mono” no se usa (ver el ejemplo del FeO en la Tabla 6.3).

Tabla 6.3

Prefijos y su significado numérico

Cantidad de átomos de un elemento	Prefijo
1	Mono
2	Di
3	Tri
4	Tetra
5	Penta
6	Hexa
7	Hepta

- *Nomenclatura clásica o funcional*: esta nomenclatura no es recomendada pero aún es muy utilizada por lo que la veremos en este capítulo. Para utilizarla, debemos conocer no sólo el número o estado de oxidación del elemento que acompaña al oxígeno, sino también los otros números de oxidación que puede presentar el elemento ya que debemos usar la terminación “ico” para el estado de oxidación más frecuente (habitualmente el más alto que presenta el elemento) u “oso” para el estado de oxidación más bajo. Genéricamente la nomenclatura será:
ÓXIDO DE nombre del metal o no metal (ico u oso)

Veremos varios ejemplos de óxidos nombrados utilizando las tres nomenclaturas (tabla 6.4).

Tabla 6.4

Ejemplos de nomenclatura de óxidos

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional
FeO	$Fe (+2)$ $O (-2)$	Óxido de hierro (II)	Monóxido de Fe - Fe hierro	Óxido ferroso
Fe_2O_3	$Fe (+3)$ $O (-2)$	Óxido de hierro (III)	Trióxido de dihierro	Óxido férrico
Br_2O_5	$Br (+5)$ $O (-2)$	Óxido de bromo (V)	Pentóxido de dibromo	Óxido brómico
Na_2O	$Na (+1)$ $O (-2)$	Óxido de sodio (I)	Monóxido de disodio	Óxido sódico
PbO	$Pb (+2)$ $O (-2)$	Óxido de plomo (II)	Monóxido de Pb - Pb plomo	Óxido plumboso
PbO_2	$Pb (+4)$ $O (-2)$	Óxido de plomo (IV)	Dióxido de plomo	Óxido plúmbico

Peróxidos

En estos compuestos binarios, el estado de oxidación del oxígeno es -1 y se presenta como la especie *peróxido* O_2^{-2} . El otro elemento puede ser un metal o un no metal y tendrá estado de oxidación positivo. Se escribe a la izquierda el símbolo del metal o no metal y a la derecha el grupo peróxido. Se nombrarán usando la nomenclatura de Stock, veremos algunos ejemplos (Tabla 6.5).

Tabla 6.5

Ejemplos de nomenclatura de peróxidos

Fórmula	N° de oxidación	Nomenclatura de Stock
Na_2O_2	$Na (+1)$ $O (-1)$	Peróxido de sodio
CaO_2	$Ca (+2)$ $O (-1)$	Peróxido de calcio
H_2O_2	$H (+1)$ $O (-1)$	Peróxido de hidrógeno (agua oxigenada)

Hidruros metálicos

Estos compuestos binarios contienen H con estado de oxidación -1 combinado con un metal con estado de oxidación positivo. Recuerden, que en el caso de los metales, el número de oxidación coincide con la carga del catión metálico. Se indican a continuación posibles fórmulas de hidruros metálicos según el estado de oxidación del elemento positivo (Tabla 6.6). En forma genérica usaremos el símbolo M para el metal. Se escribe a la izquierda el

símbolo del metal y a la derecha el hidrógeno. Se intercambian los números de oxidación, sin signo, como subíndices.

Tabla 6.6

Formulación de hidruros metálicos

Nº de oxidación del metal (<i>M</i>)	Nº de oxidación del <i>H</i>	Fórmula del hidruro
(+1)	(-1)	<i>MH</i>
(+2)	(-1)	<i>MH₂</i>
(+3)	(-1)	<i>MH₃</i>
(+4)	(-1)	<i>MH₄</i>

Nombraremos estos compuestos usando las nomenclaturas que vimos previamente, pero reemplazaremos la palabra “óxido” por “hidruro”. Veremos más adelante que la terminación *uro* se utiliza siempre que la parte negativa de la molécula no contenga oxígeno. En la tabla 6.7 veremos algunos ejemplos:

Tabla 6.7

Ejemplos de nomenclatura de hidruros metálicos

Fórmula	Nº de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional (en desuso)
<i>FeH₂</i>	<i>Fe</i> (+2) <i>H</i> (-1)	Hidruro de hierro (II)	Dihidruro de Fe - Fe hierro	Hidruro ferroso
<i>FeH₃</i>	<i>Fe</i> (+2) <i>H</i> (-1)	Hidruro de hierro (III)	Trihidruro de Fe - Fe hierro	Hidruro férrico
<i>NaH</i>	<i>Na</i> (+1) <i>H</i> (-1)	Hidruro de sodio- (H)	Hidruro de sodio	Hidruro sódico

Hidruros covalentes o no metálicos

Se trata de compuestos binarios contienen *H* combinado con un no metal de los grupos VI A (excepto el oxígeno) y VII A. Por este motivo, el estado de oxidación del *H* es +1 y el del no metal (utilizaremos el símbolo general *N*) es negativo pudiendo calcularse restándole 8 al número de grupo al cual pertenece. La terminación *-uro* se utiliza para nombrar la parte no metálica, negativa, de la molécula. En la formulación, se escribe a la izquierda el símbolo del hidrógeno y a la derecha el no metal. Se intercambian los números de oxidación, sin signo, como subíndices. Se indican a continuación las fórmulas y nombres de estas moléculas (Tabla 6.8).

Tabla 6.8*Ejemplos de nomenclatura de hidruros no metálicos o covalentes*

Fórmula	Nº de oxidación	Nomenclatura
HF	$F(-1)$ $H(+1)$	Fluoruro de hidrógeno
HCl	$Cl(-1)$ $H(+1)$	Cloruro de hidrógeno
HBr	$Br(-1)$ $H(+1)$	Bromuro de hidrógeno
HI	$I(-1)$ $H(+1)$	Ioduro de hidrógeno
H_2S	$S(-2)$ $H(+1)$	Sulfuro de hidrógeno

Es habitual encontrar otro tipo de nomenclatura asociada a estos compuestos que tiene en cuenta la propiedad que tienen estas moléculas al disolverse en agua. Se denominan de forma genérica "Ácido (no metal) hídrico" a las soluciones acuosas de los hidruros covalentes. A modo de ejemplo, el cloruro de hidrógeno en solución acuosa se denomina ácido clorhídrico y el sulfuro de hidrógeno en solución acuosa se nombra ácido sulfhídrico.

El hidrógeno se combina también con otros no metales como el boro (grupo III A), carbono y silicio (grupo IV A) y nitrógeno, fósforo, arsénico y estroncio (grupo V). Para estos compuestos suelen utilizarse sus nombres triviales. Sólo encontramos relevante en el contexto de este libro al amoníaco cuya fórmula es NH_3 .

Sales binarias

Estos compuestos iónicos son combinaciones binarias de un metal y un no metal. En su formulación se escribe a la izquierda el símbolo del metal y a la derecha el símbolo del no metal, intercambiando los números de oxidación, sin signo, como subíndices. Si es posible, se debe simplificar. Utilizaremos el símbolo genérico M para los metales y X para los no metales para los ejemplos de formulación que veremos en la tabla 6.9.

Tabla 6.9*Formulación de sales binarias*

Nº oxidación del metal (M)	Nº oxidación del no metal (X)	Fórmula de la sal
(+1)	(-1)	MX
(+1)	(-2)	M_2X
(+2)	(-1)	MX_2
(+2)	(-2)	MX
(+3)	(-1)	MX_3
(+3)	(-2)	M_2X_3
(+4)	(-1)	MX_4
(+4)	(-2)	MX_2

Para nombrar estas sales, utilizaremos las herramientas que hemos adquirido hasta el momento. El no metal se nombra primero y lleva la terminación *-uro*. La parte metálica la nombramos como hemos hecho en los óxidos e hidruros metálicos. Veremos algunos ejemplos en la tabla 6.10.

Tabla 6.10

Nomenclatura de sales binarias

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional (en desuso)
$FeCl_2$	$Fe (+2)$ $Cl (-1)$	Cloruro de hierro (II)	Dicloruro de no hierro	Cloruro ferroso
$FeBr_3$	$Fe (+3)$ $Br (-1)$	Bromuro de hierro (III)	Tribromuro de no hierro	Bromuro férrico
Al_2S_3	$Al (+3)$ $S (-2)$	Sulfuro de aluminio (III)	Trisulfuro de dialuminio	Sulfuro aluminico
Na_2S	$Na (+1)$ $S (-2)$	Sulfuro de sodio (II)	Sulfuro de disodio	Sulfuro sódico

Compuestos ternarios y cuaternarios

Los compuestos ternarios son sustancias químicas que están formadas por la combinación de tres elementos químicos diferentes. Dentro de este grupo estudiaremos a los hidróxidos, los oxoácidos y sales ternarias.

Hidróxidos

Los hidróxidos son compuestos formados por un metal y el anión OH^{-1} . La fórmula general de estos compuestos es $M(OH)_m$, donde m indica el estado de oxidación del metal. en los que el estado de oxidación del oxígeno es -2. Indicamos a continuación ejemplos de hidróxidos con su fórmula y nomenclatura (tabla 6.11).

Tabla 6.11

Ejemplos de nomenclatura de hidróxidos

Fórmula	N° de oxidación	Stock	Nomenclatura de composición	Clásica/funcional
$Fe(OH)_2$	$Fe (+2)$	Hidróxido de hierro (II)	Dihidróxido de hierro	Hidróxido ferroso
$Fe(OH)_3$	$Fe (+3)$	Hidróxido de hierro (III)	Trihidróxido de hierro	Hidróxido férrico
$Al(OH)_3$	$Al (+3)$	Hidróxido de aluminio (III)	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido aluminico
$Pb(OH)_4$	$Pb (+4)$	Hidróxido de plomo (IV)	Tetrahidróxido de plomo	Hidróxido plúmbico

Estos compuestos iónicos se disocian en solución acuosa en un catión metálico y el anión OH^{-1} . Otro compuesto que tiene esta misma propiedad es el amoníaco NH_3 en agua. En solución acuosa se disocia en el catión amonio NH_4^{+1} y el anión OH^{-1} por lo que se lo denomina hidróxido de amonio. El catión amonio tiene un comportamiento similar a otros cationes monovalentes y dada su relevancia agronómica, será utilizado en la formulación de diversos compuestos.

Oxoácidos

Estos compuestos químicos están formados por un no metal, oxígeno e hidrógeno. La fórmula general de estos compuestos es $H_yX_zO_x$. El estado de oxidación del oxígeno es -2, el del hidrógeno es +1 y el no metal que simbolizamos con la letra X tiene número de oxidación positivo.

La fórmula de los oxoácidos puede construirse siguiendo los siguientes pasos: conociendo el estado de oxidación del no metal X, se deben agregar la cantidad de átomos de oxígeno necesarios para superar la carga del no metal y alcanzar una carga negativa que permita luego adicionar átomos de hidrógeno hasta que la suma algebraica de los estados de oxidación sea cero.

Veamos algunos ejemplos:

- Construiremos la fórmula del oxoácido que contiene S + 4

Si agregamos un átomo de oxígeno, no logramos superar la carga positiva:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 1 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = +2$$

Si agregamos dos átomos de oxígeno, no logramos superar la carga positiva:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 2 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

Si agregamos tres átomos de oxígeno, superamos la carga positiva y obtenemos un anión con carga -2: $(N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 3 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = -2$

Finalmente agregamos dos átomos de H, para obtener un compuesto de carga cero:

$$2 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } H + 1) + (N^{\circ} \text{ de oxid } S + 4) + 3 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

La fórmula del compuesto es H_2SO_3

- Construiremos ahora la fórmula del oxoácido que contiene Cl + 3

Si agregamos un átomo de oxígeno, no logramos superar la carga positiva:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } Cl + 3) + 1 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = +1$$

Si agregamos dos átomos de oxígeno, superamos la carga positiva y obtenemos un anión con carga -1: $(N^{\circ} \text{ de oxid } Cl + 3) + 2 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = -1$

Finalmente agregamos un átomo de H, para obtener un compuesto de carga cero:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } H + 1) + (N^{\circ} \text{ de oxid } Cl + 3) + 1 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

La fórmula del compuesto es $HClO_2$

Nombraremos estos compuestos con la nomenclatura sistemática y la nomenclatura clásica o funcional ya que son las más utilizadas y aún aceptadas por IUPAC:

- En la nomenclatura sistemática, el nombre comienza con la palabra *ácido*, luego se indica el número de átomos de oxígeno utilizando los prefijos griegos (tabla 6.3) y la palabra

oxo, y se agrega el nombre del no metal con la terminación *ico* y el estado de oxidación entre paréntesis en números romanos.

- La nomenclatura funcional comienza con la palabra *ácido* y se coloca el nombre del no metal indicando su estado de oxidación mediante las terminaciones *oso* e *ico* y prefijos según corresponda (detalles en la tabla 6.12)

Tabla 6.12

Prefijos y terminaciones para la nombrar oxoácidos por la nomenclatura funcional

Grupo	IV A	V A	VI A	VII A	Prefijo/terminación
N° de oxidación				(+7)	per(no metal)ico
	(+4)	(+5)	(+6)	(+5)	(no metal) ico
	(+2)	(+3)	(+4)	(+3)	(no metal)oso
		(+1)	(+2)	(+1)	hipo(no metal)oso

A continuación, veremos ejemplos en los que compararemos los dos sistemas de nomenclatura para oxoácidos de no metales con distintos números de oxidación (tabla 6.13).

Tabla 6.13

Ejemplos de nomenclatura de oxoácidos

Fórmula	N° de oxidación del no metal	Nomenclatura	
		Clásica/funcional	Sistemática
$HClO$	$Cl (+1)$	Ácido hipocloroso	Ácido monoxoclórico (I)
$HClO_2$	$Cl (+3)$	Ácido cloroso	Ácido dioxoclórico (III)
$HClO_3$	$Cl (+5)$	Ácido clórico	Ácido trioxoclórico (V)
$HClO_4$	$Cl (+7)$	Ácido perclórico	Ácido tetraoxoclórico (VII)
H_2SO_3	$S (+4)$	Ácido sulfuroso	Ácido trioxosulfúrico (IV)
H_2SO_4	$S (+6)$	Ácido sulfúrico	Ácido tetraoxosulfúrico (VI)

Vale la pena destacar a un grupo de oxoácidos que no pueden construirse como vimos previamente. Se trata de los oxoácidos que contienen fósforo (P), arsénico (As), silicio (Si) o boro (B) en cualquiera de sus estados de oxidación. Estos oxoácidos que forman tienden a absorber agua. Para construir el oxoácido de $P + 5$ deberíamos proceder de la siguiente forma:

Agregamos tres átomos de oxígeno, superamos la carga positiva y obtenemos un anión con carga -1: $(N^\circ \text{ de oxid } P + 5) + 3 \times (N^\circ \text{ de oxid } O - 2) = -1$

Finalmente agregamos un átomo de H, para obtener un compuesto de carga cero:

$$(N^{\circ} \text{ de oxid } H + 1) + (N^{\circ} \text{ de oxid } P + 5) + 3 \times (N^{\circ} \text{ de oxid } O - 2) = 0$$

La fórmula del compuesto es HPO_3

Si bien esta especie existe, el oxoácido más relevante del $P +5$ tiene la fórmula H_3PO_4 . Dado que se trata de compuestos diferentes, con un mismo número de oxidación del no metal, pero distinta cantidad de átomos de H y O , tenemos que ser capaces de diferenciarlos con la nomenclatura. No resulta difícil hacerlo con la nomenclatura sistemática porque sólo debemos indicar el número de átomos de oxígeno presentes. Sin embargo, la nomenclatura clásica requiere el uso de prefijos para su diferenciación: se antepone al nombre del compuesto el prefijo “meta” para identificar al oxoácido construido como vimos al inicio de esta sección, y el prefijo “orto” para nombrar a la molécula que contiene una molécula de agua adicional (2 átomos de H y 1 átomo de O). Veamos los ejemplos (tabla 6.14).

Tabla 6.14

Nomenclatura de oxoácidos de fósforo y arsénico

Fórmula	N° de oxidación	Clásica/funcional	Sistemática
HPO_2	$P (+3)$	Ácido metafosforoso	Ácido dioxofosfórico (III)
H_3PO_3	$P (+3)$	Ácido ortofosforoso	Ácido trioxofosfórico (III)
HPO_3	$P (+5)$	Ácido metafosfórico	Ácido trioxofosfórico (V)
H_3PO_4	$P (+5)$	Ácido ortofosfórico	Ácido tetraoxofosfórico (V)
$HAsO_2$	$As (+3)$	Ácido metaarsenoso	Ácido dioxoarsénico (III)
H_3AsO_3	$As (+3)$	Ácido ortoarsenoso	Ácido trioxoarsénico (III)
$HAsO_3$	$As (+5)$	Ácido metaarsénico	Ácido trioxoarsénico (V)
H_3AsO_4	$As (+5)$	Ácido ortoarsénico	Ácido tetraoxoarsénico (V)

Nota. Muchas veces, el prefijo “orto” no se utiliza cuando se nombra a los compuestos que tienen un agua adicional. Un ejemplo es el ácido fosfórico.

Oxosales y sales cuaternarias

Estos compuestos ternarios están formados por un catión y un anión proveniente de un oxoácido. Los oxoácidos en solución acuosa se disocian generando protones (H^{+1}), lo que permite que se generen aniones (se los llama oxoaniones) que usaremos para formular y nombrar sales. La nomenclatura sistemática cambia la terminación de los aniones para poder nombrarlos,

se reemplaza “ico” por “ato”. En el caso de la nomenclatura funcional, la terminación “oso” es reemplazada por “ito” y la terminación “ico” por “ato” (tabla 6.15):

Tabla 6.15

Prefijos y terminaciones para la nombrar moléculas por la nomenclatura funcional

Grupo	IV A	V A	VI A	VII A	Prefijo/terminación oxoácidos	Prefijo/terminación oxoaniones
N° de oxidación				(+7)	Per (no metal) ico	Per (no metal) ato
	(+4)	(+5)	(+6)	(+5)	(no metal) ico	(no metal) ato
	(+2)	(+3)	(+4)	(+3)	(no metal) oso	(no metal) ito
		(+1)	(+2)	(+1)	Hipo(no metal) oso	Hipo(no metal) ito

Por otro lado, los oxoácidos que tienen más de un átomo de hidrógeno en su molécula pueden perder todos sus H^{+1} o sólo algunos y generar aniones hidrogenados. Estos aniones se diferencian de aquellos que no contienen H , indicando el número de átomos adelante del nombre del oxoanión si es mayor a 1. Veremos ejemplos en la tabla 6.16.

Tabla 6.16

Nomenclatura de oxoaniones y aniones hidrogenados

Nomenclatura de oxoaniones				
Fórmula del oxoanión	H^{+1} liberados	N° de oxidación	Clásica/funcional	Sistemática
ClO^{-1}	H^{+1}	$Cl (+1)$	Hipoclorito	monoxoclorato (I)
ClO_2^{-1}	H^{+1}	$Cl (+3)$	Clorito	dioxoclorato (III)
ClO_3^{-1}	H^{+1}	$Cl (+5)$	Clorato	trioxoclorato (V)
ClO_4^{-1}	H^{+1}	$Cl (+7)$	Perclorato	tetraoxoclorato (VII)
CO_3^{-2}	$2 H^{+1}$	$C (+4)$	Carbonato	Trioxocarbonato (IV)
SO_3^{-2}	$2 H^{+1}$	$S (+4)$	Sulfito	trioxosulfato (IV)
SO_4^{-2}	$2 H^{+1}$	$S (+6)$	Sulfato	tetraoxosulfato (VI)
PO_4^{-3}	$3 H^{+1}$	$P (+5)$	Fosfato	Tetraoxofosfato (V)
Nomenclatura de oxoaniones hidrogenados				
HCO_3^{-1}	H^{+1}	$C (+4)$	Hidrógeno carbonato	Hidrógeno trioxocarbonato (IV)
HSO_3^{-1}	H^{+1}	$S (+4)$	Hidrógeno sulfito	Hidrógeno trioxosulfato (IV)
HSO_4^{-1}	H^{+1}	$S (+6)$	Hidrógeno sulfato	Hidrógeno tetraoxosulfato (VI)
HPO_4^{-2}	$2 H^{+1}$	$P (+5)$	Hidrógeno fosfato	Hidrógeno tetraoxofosfato (V)
$H_2PO_4^{-1}$	H^{+1}	$P (+5)$	Dihidrógeno fosfato	Dihidrógeno tetraoxofosfato (V)

Las sales se construyen con aniones que pueden provenir de los distintos ácidos que vimos en este capítulo y los cationes provienen de los hidróxidos. En su formulación se escribe a la izquierda el catión y a la derecha el anión, intercambiando las cargas de cada uno, sin signo, como subíndices. Si es posible, se debe simplificar. El nombre de las sales siempre tendrá la siguiente estructura: **(Nombre del anión) de (nombre del catión)**

Veremos a continuación algunos ejemplos (tabla 6.17).

Tabla 6.17

Formulación y nomenclatura de sales

Nomenclatura de sales ternarias				
Cationes	Aniones	Fórmula	Funcional	Sistemática
Fe^{+2}	ClO_4^{-1}	$Fe(ClO_3)_2$	Clorato ferroso	Trioxoclorato (V) de hierro (II)
Ca^{+2}	CO_3^{-2}	$CaCO_3$	Carbonato de calcio	Trioxocarbonato (IV) de calcio
K^{+1}	SO_3^{-2}	K_2SO_3	Sulfito de potasio	Trioxosulfato (IV) de potasio
Al^{+3}	SO_4^{-2}	$Al_2(SO_4)_3$	Sulfato de aluminio	Tetraoxosulfato (V) de aluminio
NH_4^{+1}	PO_4^{-3}	$(NH_4)_3PO_4$	Fosfato de amonio	Tetraoxofosfato (V) de amonio
Pb^{+4}	SO_3^{-2}	$Pb(SO_3)_2$	Sulfito plúmbico	Tetraoxosulfato(IV) de plomo (IV)
Nomenclatura de sales cuaternarias				
Cationes	Aniones	Fórmula	Funcional	Sistemática
Al^{+3}	HSO_4^{-1}	$Al(HSO_4)_3$	Hidrógeno sulfato de aluminio	Hidrógeno tetraoxosulfato (VI) de aluminio
NH_4^{+1}	HPO_4^{-2}	$(NH_4)_2HPO_4$	Hidrógeno fosfato de amonio	Hidrógeno tetraoxofosfato (V) de amonio
Fe^{+3}	$H_2PO_4^{-1}$	$Fe(H_2PO_4)_3$	Dihidrógeno fosfato férrico	Dihidrógeno tetraoxofosfato (V) de hierro (III)

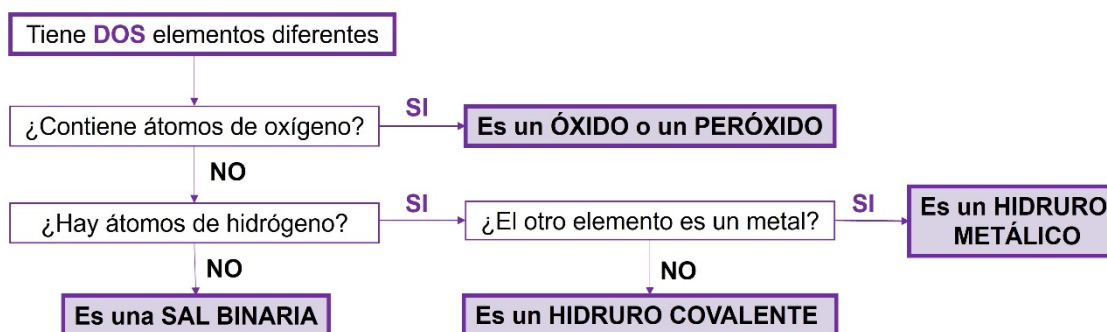
Empezando a resolver ejercicios...

En este capítulo vimos una clasificación de los compuestos inorgánicos y cómo podemos nombrarlos. Seguramente te estés preguntando por dónde deberías empezar para intentar ponerle nombre a un compuesto. *Lo primero que tenemos que hacer es identificar de qué tipo de compuesto se trata.* Te proponemos empezar por evaluar cuántos elementos diferentes tiene la molécula que quieres nombrar. Si sólo tiene dos elementos diferentes, podés seguir las preguntas propuestas en la figura 6.1 para llegar al tipo de compuesto químico.

Figura 6.1.

¿De qué tipo de compuesto se trata?

¿Cuántos átomos diferentes tiene la molécula?



Intentemos hacer el paso a paso con algunas moléculas:

Queremos nombrar esta sustancia química: $CuCl_2$.

Utilizando la guía de la figura 6.1 vemos que esta sustancia que tiene dos elementos químicos diferentes no tiene oxígeno ni tiene hidrógeno por lo que es una sal binaria. Las sales binarias son compuestos iónicos formados por un metal y un no metal.

El paso siguiente es utilizar las reglas de asignación de estado de oxidación para establecer el número de oxidación de cada elemento en la molécula. Según la regla n° 8, la suma algebraica del estado de oxidación de los átomos que componen la molécula debe ser igual a cero.

$$(N^\circ \text{ de oxid del Cu}) + 2 \times (N^\circ \text{ de oxid del Cl}) = 0$$

Según la regla n° 5, el Cl tiene un estado de oxidación negativo por estar combinado con un metal. Dado que se trata de un elemento del grupo VII, su número de oxidación negativo es -1.

$$(N^\circ \text{ de oxid del Cu}) + 2 \times (N^\circ \text{ de oxid del Cl} - 1) = 0$$

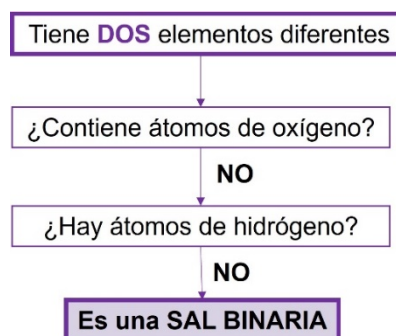
Si resolvemos esta cuenta encontraremos el estado de oxidación del Cu.

$$(N^\circ \text{ de oxid Cu}) = +2 \text{ y } (N^\circ \text{ de oxid Cl}) = -1$$

Procedemos ahora a nombrar el compuesto químico. Primero se nombra la parte negativa, en este caso el cloro, y luego la parte positiva. Los elementos que tienen estado de oxidación negativo utilizan la terminación *-uro* (excepto el oxígeno), por lo que la parte negativa de la molécula se denomina *cloruro*. La parte positiva de la molécula es el metal cobre +2. Podemos ver en la tabla 6.1 que el cobre tiene dos estados de oxidación posibles, y en esta molécula el cobre está utilizando el número de oxidación más alto.

Por todo lo dicho, podemos llamar a esta sustancia de la siguiente forma:

cloruro de cobre (II) o dicloruro de cobre o cloruro cúprico.



Queremos nombrar la sustancia química: H_2S

Utilizando la guía de la figura 6.1 vemos que esta sustancia es un hidruro covalente o no metálico.

El paso siguiente es utilizar las reglas de asignación de estado de oxidación para establecer el número de oxidación de cada elemento en la molécula. Según la regla n° 8, la suma algebraica del estado de oxidación de los átomos que componen la molécula debe ser igual a cero. ($N^\circ \text{ de oxid del H} + N^\circ \text{ de oxid del S} = 0$)

Según las reglas n° 5 y n°3, el S tiene estado de oxidación negativo por estar combinado con un elemento menos electronegativo. Dado que se trata de un elemento del grupo VI, su número de oxidación negativo es -2. El H tiene estado de oxidación +1.

$$(N^\circ \text{ de oxid H}) = +1 \text{ y } (N^\circ \text{ de oxid S}) = -2$$

Procedemos ahora a nombrar el compuesto químico. Primero se nombra la parte negativa, en este caso el azufre, y luego la parte positiva. Los elementos que tienen estado de oxidación negativo utilizan la terminación *-uro* (excepto el oxígeno), por lo que la parte negativa de la molécula se denomina *sulfuro*. La parte positiva de la molécula está representada por el hidrógeno. Por todo lo dicho, esta molécula se llama: **sulfuro de hidrógeno**.

Si tuvieses que nombrar un compuesto que contiene tres o cuatro elementos diferentes, te recomendamos que mires la figura 6.2 e identifiques de qué tipo de molécula se trata siguiendo las preguntas que te proponemos.

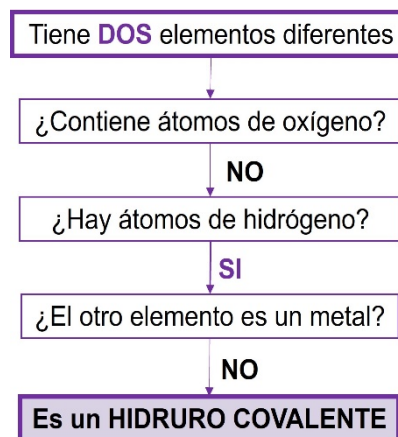
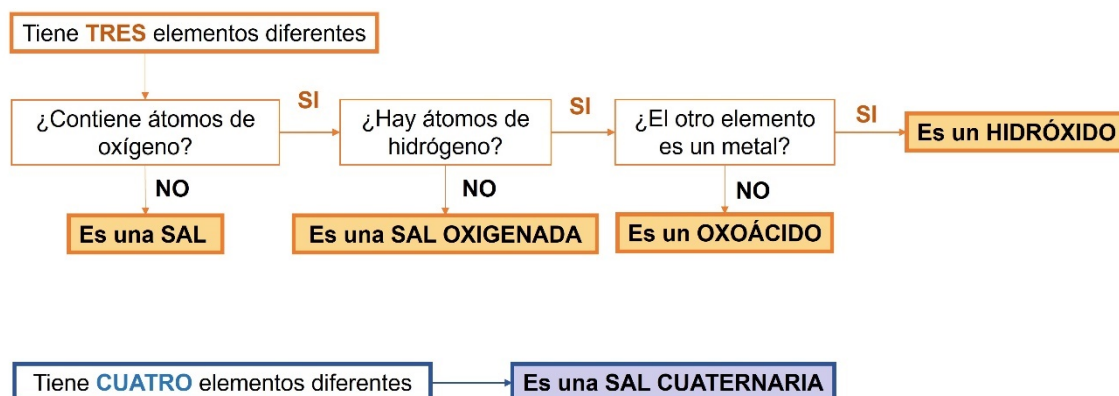


Figura 6.2.

¿De qué tipo de compuesto se trata?

¿Cuántos elementos diferentes tiene la molécula?



Queremos nombrar la sustancia química: $Ca_3(PO_4)_2$.

Utilizando la guía de la figura 6.2 vemos que esta sustancia es una sal oxigenada.

El paso siguiente es utilizar las reglas de asignación de estado de oxidación para establecer el número de oxidación de cada elemento en la molécula.

Según la regla n° 8, la suma algebraica del estado de oxidación de los átomos que componen la molécula debe ser igual a cero.

$$3 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del Ca}) + 2 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) + 8 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del O}) = 0$$

Según las reglas n° 2, n° 4 y n° 6, el O tiene estado de oxidación negativo -2 y el calcio es un metal del grupo II A, por lo que su estado de oxidación es +2. Calcularemos el estado de oxidación del P:

$$3 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del Ca} + 2) + 2 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) + 8 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del O} - 2) = 0$$

$$2 \times (\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) = 0 - 6 + 16$$

$$(\text{N}^\circ \text{ de oxid del P}) = +10/2 = +5$$

Procedemos ahora a nombrar el compuesto químico. Primero se nombra la parte negativa, el anión que contiene P y O, y luego la parte positiva. En este oxoanión, el P tiene el máximo estado de oxidación por lo que se denominará *fosfato*. La parte positiva de la molécula está representada por el catión calcio +2. Por todo lo dicho, esta sal se llama: **fosfato de calcio fosfato de calcio o tetraoxofosfato (V) de calcio**.

La clave para nombrar un compuesto del cual conocemos la fórmula o llegar a la fórmula si conocemos su nombre, es identificar de qué tipo de compuesto químico se trata.

Tiene **TRES** elementos diferentes

¿Contiene átomos de oxígeno?

SI

¿Hay átomos de hidrógeno?

NO

Es una **SAL OXIGENADA**

Referencias

Connelly, N.G. y Damhus, T. (2005). *RED BOOK Nomenclature of Inorganic Chemistry, IUPAC Recommendations*. RSC Publishing. <https://iupac.org/what-we-do/books/redbook/>

Martínez J., Donati E. (1999). *Principios básicos de Química*. Edición del Autor, Argentina.

Bibliografía

Atkins P., Jones L. (2006) *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*. Tercera edición, Buenos Aires, Panamericana.

Brown T. L., LeMay, H. E., Bursten, B. E., Burdge, J. R (2004). *Química, la ciencia central*. Novena edición, México. Pearson Educación.

Autores/as

Coordinadoras

Carasi, Paula

Doctora de la Facultad de Ciencias Exactas, área Ciencias Biológicas, Universidad Nacional de La Plata (FCE-UNLP). Licenciada en Bioquímica. FCE-UNLP. Jefa de Trabajos Prácticos de la materia Química General e Inorgánica y Docente del Curso de Ingreso de Química. Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales, Universidad Nacional de La Plata. Jefa de Trabajos Prácticos en las cátedras Fisiopatología y Fisiopatología Ocular. Facultad de Ciencias Exactas, Universidad Nacional de La Plata. Investigadora Adjunta CONICET.

Fagali, Natalia Soledad

Doctora de la FCE-UNLP, área Química. Bioquímica. Facultad de Bioquímica y Ciencias Biológicas, Universidad Nacional del Litoral (FBCB, UNL). Jefa de Trabajos Prácticos de la materia Química General e Inorgánica (FCAYF – UNLP), Docente del Curso de Ingreso de Química y en la materia Análisis Químico (FCAYF – UNLP), Docente en la materia Conceptos Aplicados de Física, Química y Matemática y Práctica Profesionalizante I (TUnA – TunCA, FCAYF-UNLP). Investigadora Adjunta CONICET, responsable del Grupo “IMBioMat - Salud y Ambiente” (INIFTA, CCT La Plata CONICET - UNLP).

Quiroga, Alejandra Viviana

Doctora de la FCE-UNLP, área Química. Licenciada en Química de la FCE-UNLP. Jefa de Trabajos Prácticos de la materia Química General e Inorgánica (Ingeniería Agronómica e Ingeniería Forestal), Docente del Curso de Ingreso de Química y en la materia Conceptos Aplicados de Física, Química y Matemática (TUnA – TunCA) de la FCAYF-UNLP. Investigadora Adjunta CONICET, forma parte del grupo LIDiPA (CIDCA-CONICET-UNLP)

Autores/as

Argel, Natalia

Doctora de la FCE-UNLP, área Química. Licenciada en Ciencia y Tecnología de Alimentos (FCE – UNLP). Jefe de Trabajos Prácticos de la materia Bromatología de la Facultad de

Ciencias Médicas, Universidad Nacional de La Plata (FCM-UNLP), Docente del Curso de Ingreso de Química (FCAYF – UNLP).

Conforti, Paula Andrea

Doctora de la FCE-UNLP, área Química. Bioquímica (FCE-UNLP). Farmacéutica y Licenciada en Ciencias Farmacéuticas (FCE-UNLP). Jefa de Trabajos Prácticos de la materia Química General e Inorgánica, Facultad de Ciencias Agrarias y Forestales (FCAYF- UNLP). Docente del curso de ingreso de Química y de Conceptos Aplicados de Física, Química y Matemática de la FCAYF-UNLP. Investigadora Adjunta CONICET (CIDCA, CCT La Plata CONICET, UNLP).

Manassero, Carlos Alberto

Doctor de la FCE-UNLP, área Ciencias Biológicas. Licenciado en Ciencia y Tecnología de Alimentos (FCE – UNLP). Diplomado en gestión de calidad en la industria de los alimentos, Facultad de Agronomía, Universidad de Buenos Aires (FA-UBA). Ayudante Diplomado de las materias Introducción a la Química y Química General de FCE-UNLP y Jefe de Trabajos Prácticos en la materia Química General e Inorgánica (FCAYF-UNLP), Docente del Curso de Ingreso de Química.

Marin Viegas, Vanesa Soledad

Doctora de la Facultad de Ciencias Exactas, área Ciencias Biológicas (FCE-UNLP). Lic. Biotecnología y Biología Molecular, FCE-UNLP. Ayudante diplomada de la materia Química General e Inorgánica y Docente del Curso de Ingreso de Química. FCAYF-UNLP. Jefa de Trabajos prácticos en las materias Bioquímica Agrícola y Genética y Mejoramiento Genético de la carrera Lic. Ciencias Agrarias de la Universidad Nacional Arturo Jauretche. Profesional Adjunta de CONICET, responsable del Laboratorio de Biología Molecular (ILPLA-CONICET-UNLP).

Ilustrador

Juan Allegretto

Carasi, Paula

Las raíces de la química : Química para el curso de ingreso de la FCAyF : UNLP / Paula Carasi ; Natalia Soledad Fagali ; Alejandra Viviana Quiroga ; Coordinación general de Paula Carasi ; Natalia Fagali ; Alejandra Viviana Quiroga ; Ilustrado por Juan Allegretto. - 1a ed. - La Plata : Universidad Nacional de La Plata ; La Plata : EDULP, 2025.

Libro digital, PDF - (Libros de cátedra)

Archivo Digital: online

ISBN 978-950-34-2487-2

1. Química. 2. Moléculas. 3. Átomos. I. Carasi, Paula, coord. II. Fagali, Natalia, coord. III. Quiroga, Alejandra Viviana, coord. IV. Allegretto, Juan, illus. V. Título.
CDD 540.7

Diseño de tapa: Dirección de Comunicación Visual de la UNLP

Universidad Nacional de La Plata – Editorial de la Universidad de La Plata

48 N.º 551-599 / La Plata B1900AMX / Buenos Aires, Argentina

+54 221 644 7150

edulp.editorial@gmail.com

www.editorial.unlp.edu.ar

Edulp integra la Red de Editoriales Universitarias Nacionales (REUN)

Primera edición, 2025

ISBN 978-950-34-2487-2

© 2024 - Edulp

n
naturales


Edulp
EDITORIAL DE LA UNLP



UNIVERSIDAD
NACIONAL
DE LA PLATA