

UNIDAD 2: **Compuestos químicos, nomenclatura y reacciones de obtención**

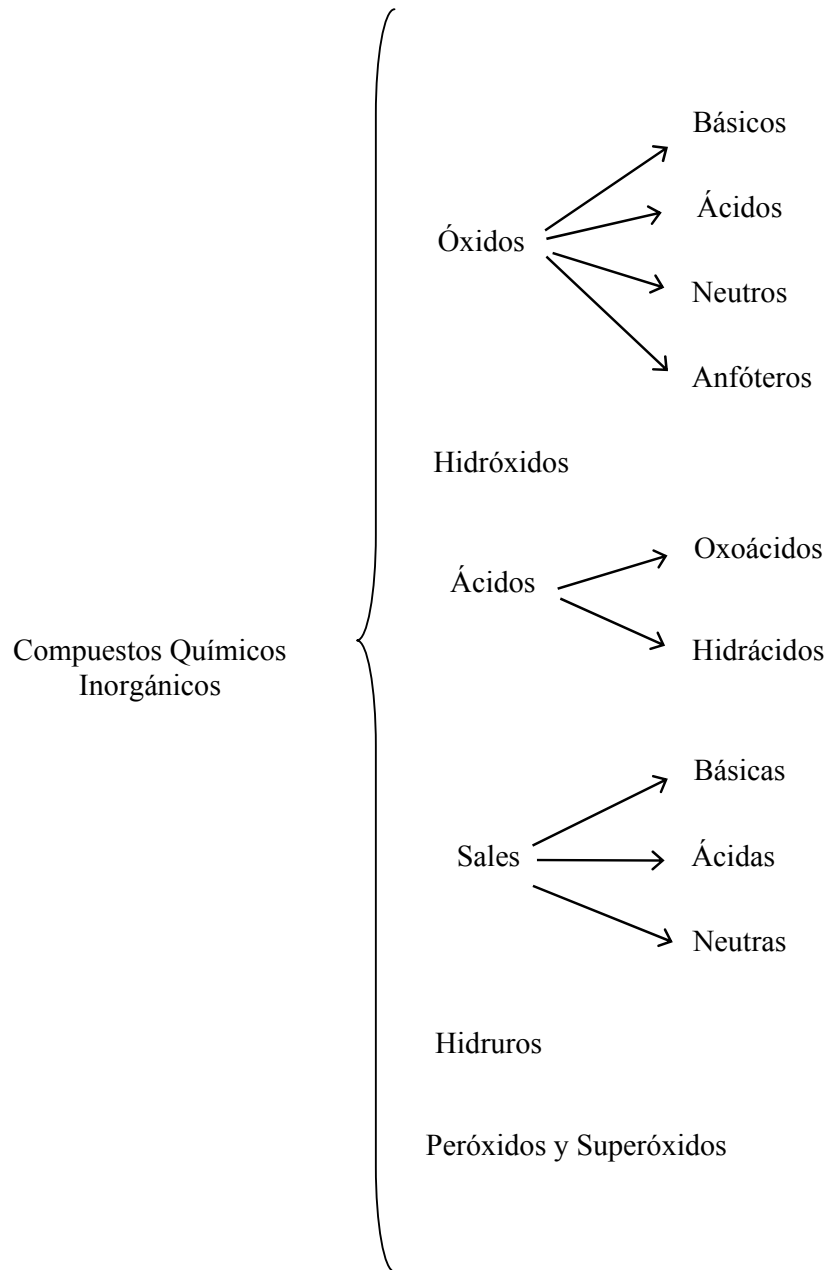
En esta unidad vamos a conocer los tipos de compuestos químicos inorgánicos, como están formados, como se obtienen y como se los nombra.

Nomenclatura es una palabra que significa NOMBRE. En química, como en otras disciplinas, es necesario la utilización de nombres para poder reconocer todas las sustancias y para entendernos con otras personas que trabajan en química. La nomenclatura, tanto de los elementos como de los compuestos, es el idioma en que se expresan las reacciones, procesos, etc, en la química y la biología. Por eso, es que tenés que conocerla, comprenderla y aprenderla. Cada sustancia (ya sea un elemento o un compuesto) va a tener su propio nombre y NO HABRA otra sustancia que posea ese nombre. Por ello es que existe una organización destinada ha abordar este tipo de tareas, es decir, identificar cada sustancia con un nombre y que al hacerlo NO QUEPA DUDA de que se trata de esa sustancia en TODO EL MUNDO. Esta organización es la IUPAC (The International Union of Pure and Appplied Chemistry). No obstante esto, hay muchas sustancias que presentan varios nombres por una cuestión histórica. Por ejemplo; lo que ahora se conoce como óxido de cobre (II), antes se lo conocía como óxido cúprico. Aún así, estas dos formas de nombrarlo son correctas, por más que la IUPAC disponga que se llame de la primera forma. Otras de las cosas de las cuales se ocupa esta organización es de unificar los criterios a la hora de escribir las fórmulas químicas de los elementos y los compuestos. Por ejemplo, antes la sal de mesa cloruro de sodio se escribía en símbolos de la siguiente manera: ClNa, ahora, a causa de lo dispuesto por la IUPAC se debe escribir NaCl. Por supuesto que todo esto tiene un fundamento el cual escapa a los alcances de este curso introductorio.

¿CÓMO SE NOMBRAN LOS COMPUESTOS?

Lavoisier propuso que el nombre de un compuesto debía describir su composición, y es esta norma la que se aplica en los sistemas de nomenclatura química. Para los efectos de nombrar la gran variedad de compuestos químicos inorgánicos, es necesario agruparlos en categorías de compuestos. Una de ellas los clasifica de acuerdo al número de elementos que forman el compuesto, distinguiéndose así los compuestos binarios y los compuestos ternarios. También se los puede clasificar según el tipo de compuesto. Nosotros vamos a estudiarlos por esta última clasificación, indicando en cada caso, si se trata de compuestos binarios, ternarios, etc.

Pero primero veamos que compuestos inorgánicos podemos encontrar:



Estos compuestos químicos tienen distintas estructuras, dadas por la distribución de sus átomos y la forma en que estos se enlazan. Existen varias formas diferentes de enlace (que estudiaremos durante el cursado de Química General e Inorgánica), que definen las características de cada tipo de compuesto. Cuando los átomos pierden o ganan electrones, se transforman en **iones**. Un ión es una especie con carga neta, positiva (catión) o negativa (anión). Cuando un compuesto se forma por unión de un anión y un catión, lo hace por **enlace iónico**. El compuesto resultante está formado por numerosos iones de ambos tipos, y se llama **compuesto iónico**.

Otro tipo de enlace es el **enlace covalente**, en el cual dos átomos comparten un par de electrones. Hay dos tipos de compuestos covalentes: las **sustancias moleculares** y los **sólidos covalentes reticulares**.

Óxidos: Son compuestos binarios formados por combinación del oxígeno en su número de oxidación -2, con otro elemento, que llamaremos E, actuando con valencia (n) positiva. (La valencia de un elemento es el número de oxidación, sin signo).

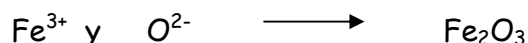
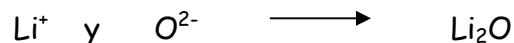
Su fórmula general es:



Los subíndices se obtienen al intercambiar las valencias de ambos elementos, e indican el número de veces que ese elemento está presente en el compuesto.

La forma más simple de formular un óxido es a partir de sus elementos, conociendo el número de oxidación con el que están actuando. Para el oxígeno es, en este tipo de compuestos, siempre -2; solo resta entonces conocer el del segundo elemento. Más adelante veremos otra forma de obtener los óxidos, partiendo de los elementos y usando reacciones químicas.

Ejemplos de formulación de óxidos:



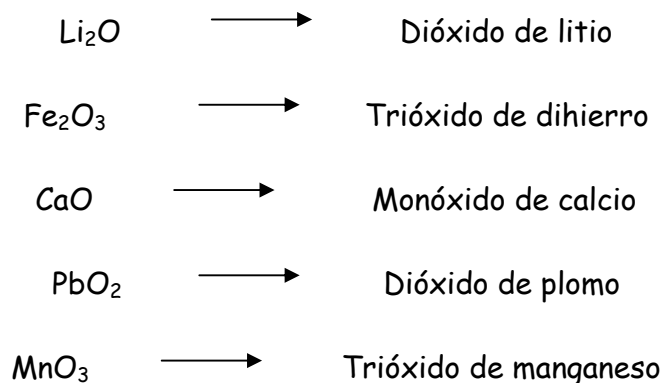
Cuando ambos números de oxidación son pares (+2, +4, +6) se simplifican para llegar a la fórmula del óxido:



Nomenclatura: Como ya te contamos, existen varias formas de nombrar los compuestos químicos, algunas nuevas, como las recomendadas por la IUPAC, y otras más antiguas. Dado que puedes encontrarte con todas ellas, es importante que las conozcas para que puedas trabajar mejor y comprender los textos de estudio, así como también los problemas.

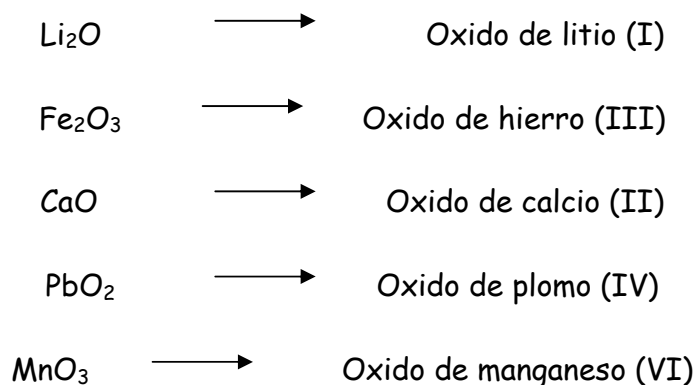
1) *Nomenclatura por Atomicidad*: Utiliza prefijos para cada elemento que indica la cantidad de veces que están en ese compuesto.

Ejemplo para el caso de los óxidos:



2) *Nomenclatura por Numerales de Stock*: Se indica primero el tipo de compuesto y a continuación el elemento principal con su valencia entre paréntesis y en números romanos.

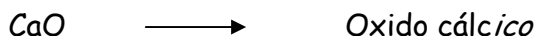
Ejemplo para el caso de los óxidos:



Cuando el elemento principal tiene una sola valencia, puede no indicarse la misma, ya que solo existe una posibilidad de formar el compuesto, pero nunca puede omitirse si tiene más de una, pues es la forma en que se diferencian los distintos compuesto que forma ese elemento.

3) *Nomenclatura tradicional*: se indica primero el tipo de compuesto químico, y luego se usan diferentes terminaciones e incluso prefijos, para hacer referencia al número de oxidación del elemento principal.

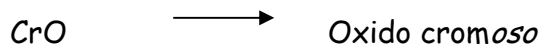
Cuando el elemento posee una única valencia, se añade la terminación "ico".
Ejemplo:



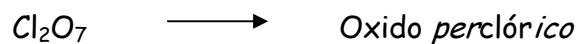
Cuando el elemento posee dos valencias, se añade la terminación "ico" a la mayor y "oso" a la menor. Ejemplo:



Cuando el elemento posee tres valencias, se añade la terminación "oso" a la menor de ellas, "ico" a la siguiente y a la mayor se la indica con el prefijo "per" y la terminación "ico". Ejemplo:



Cuando el elemento posee cuatro valencias, se indican, la menor de todas con el prefijo "hipo" y la terminación "oso", la siguiente en orden creciente por la terminación "oso", la tercera por la terminación "ico" y la mayor con el prefijo "per" y la terminación "ico". Ejemplo:



➤ Acordate que puedes encontrar las tres nomenclaturas en los libros, los problemas, etc. y que se acepta el uso de todas, aunque se prefiere el de aquellas recomendadas por la IUPAC. Pero que **no se deben mezclar dos nomenclaturas distintas en un mismo compuesto**. Por ejemplo:



Se puede nombrar como trióxido de dihierro o como óxido de hierro (III), pero nunca trióxido de hierro (III) o trióxido férrico.

➤ Comparemos las tres nomenclaturas para una misma serie de óxidos:

Fórmula	Nomenclatura Tradicional	Nomenclatura por atomicidad	Nomenclatura por Numerales de Stocks
Cl_2O	Oxido <i>hipocloroso</i>	Monóxido de dicloro	Oxido de cloro (I)
Cl_2O_3	Oxido <i>cloroso</i>	Trióxido de dicloro	Oxido de cloro (III)
Cl_2O_5	Oxido <i>clórico</i>	Pentóxido de dicloro	Oxido de cloro (V)
Cl_2O_7	Oxido <i>perclórico</i>	Heptóxido de dicloro	Oxido de cloro (VII)

➤ Ya estás en condiciones de realizar algunos ejercicios prácticos de formulación y nomenclatura de óxidos, luego veremos un poco más sobre estos compuestos. A trabajar.

Ejercicio 1: Escribí la fórmula de los óxidos que forman los siguientes iones:

Mg (II) / Ag (I) / Pb (IV) / Br (I) / Cl (III) / Zn (II) / Fe (III)
Cu (II) / I (VII) / Br (V) / S (VI)

Ejercicio 2: Nombrá los óxidos que obtuviste en el ejercicio anterior por, al menos dos nomenclaturas distintas.

Ejercicio 3: Escribí la fórmula correspondiente, indicando el número de oxidación en que actúa cada elemento:

Óxido hipoiodoso
Óxido de cadmio
Óxido fosforoso
Monóxido de dilitio
Óxido potásico
Óxido de estaño (IV)
Dióxido de carbono
Óxido de plomo (II)
Heptóxido de dibromo
Óxido de cromo (VI)

Ejercicio 4: Nombra, de todos las formas posibles, los siguientes compuestos:

Au_2O_3 / P_2O_5 / NiO / Hg_2O / BaO / Bi_2O_3 / Bi_2O_5 / Sb_2O_3 / As_2O_5 /

SO_3 / SrO / CoO / CaO / Co_2O_3 / SeO_2

En los ejercicios anteriores, habrás notado que el oxígeno se combinaba con diferentes tipos de elementos. Esto determina el tipo de óxido formado, y otras particularidades, como su comportamiento frente al agua y el tipo de compuesto que forman en este caso.

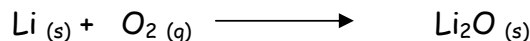
Existen cuatro clases de óxidos:

- ↪ **Óxidos Básicos:** son los que se forman por combinación del oxígeno con un *elemento metálico* y al disolverse en agua, producen otro tipo de compuestos, los Hidróxidos, que estudiaremos más adelante.
- ↪ **Óxidos Ácidos:** se forman por combinación del oxígeno con *elementos no metálicos* y forman, al disolverse en agua, otra clase de compuestos llamados Oxoácidos. También los estudiaremos más adelante.
- ↪ **Óxidos Neutros:** son aquellos que se forman por combinación del oxígeno con metales y no metales, que al mezclarse con el agua no reaccionan, por lo que no forman ni hidróxidos ni oxoácidos.
- ↪ **Óxidos Anfóteros:** se obtienen por combinación del oxígeno con elementos como Al, Be, Zn, Ga, Sn y Pb entre otros, y según el medio en el que se encuentren, formarán hidróxidos u oxoácidos.

Pero, ¿cómo se forman realmente los óxidos? Hasta ahora, los hemos obtenido directamente con los elementos y conociendo el número de oxidación en que estos actuaban. Vamos a ver a continuación, como se forman realmente, desde su reacción química. Para esto debemos entender primero qué es una reacción química.

Una **reacción química** es el **proceso** por el cual **una o más sustancias cambian para formar una o más sustancias nuevas**. Las reacciones químicas se representan por medio de **ecuaciones químicas**. Vamos a tratar de aprenderlo usando los óxidos que formulamos antes como ejemplo.

Dijimos que los óxidos se forman a partir de sus elementos (los elementos tienen n° de oxidación cero). Así, el óxido de litio se forma a partir de:

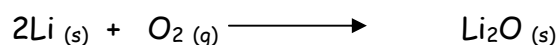


El signo "+" se interpreta como "**se combina con**" y la "**flecha**" se interpreta como "**para formar**". Todas las sustancias que están a la izquierda de la flecha se llaman "**reactivos**", las que están a la derecha se llaman "**productos**". Entonces, vemos que "**los reactivos se combinan para formar productos**". Pero toda reacción química es también una ecuación, y como tal debe resolverse. Si la flecha ocupa aquí, el lugar del signo igual

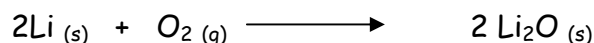


Esto significa que **"todos los elementos que están como reactivos deben estar también entre los productos"**, y deben estarlo **"en la misma cantidad"** a ambos lados del signo igual. Esto es cierto además, porque los átomos no se crean ni se destruyen, por lo tanto, una ecuación química deberá tener el mismo número de átomos de cada tipo a cada lado de la flecha, tiene que haber un equilibrio o balance de los elementos. Debemos **balancear** la ecuación. Para ello usaremos números enteros multiplicando a cada compuesto, de forma tal que el número de átomos de cada tipo sea el mismo a ambos lados de la flecha. Estos números se llaman **coeficientes estequiométricos**.

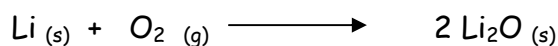
Para nuestro ejemplo, hay un átomo de Li entre los reactivos y dos entre los productos, mientras que para el O la relación es inversa. ¿por qué número deberé multiplicar al Li y/o al O para igualar la ecuación? Si comenzamos por el Li, podría multiplicar el elemento Li (en los reactivos) por 2, con eso estaría balanceado:



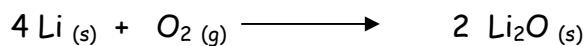
Si a continuación quiero balancear el O, también tendría que multiplicar el óxido por 2, pero esto produce un desbalance del Li.



Tengo que empezar de nuevo, esta vez comenzando por balancear el O. Si multiplico el óxido por 2, este elemento queda igualado y ahora tengo 4 átomos de Li entre los productos,



Como solo hay un átomo de Li en los reactivos, simplemente lo multiplico por 4.



La ecuación ya está balanceada. Si ahora la leemos, dice que *"4 átomos de Li se combinan con dos moléculas de Oxígeno para formar 2 fórmulas unidad de óxido de litio"*. (¿Notaste que al hablar de Oxígeno lo llamamos "molécula", al Litio "átomo" y al óxido "fórmula unidad"? Es porque los átomos de oxígeno están unidos formando una molécula, un compuesto de estructura definida: 2 átomos de O, unidos por un tipo de enlace llamado covalente; el Litio es un metal, con una estructura diferente y el óxido es un compuesto formado por iones, también en una estructura definida, pero con un enlace llamado iónico. Los tipos de enlace los vamos a estudiar durante el cursado de Química General e Inorgánica).

En realidad no es difícil, solamente es un problema de prueba y error, pero con suficiente práctica, vas a ver que no es tan difícil.

➤ Es muy importante que recuerdes:

↪ **solo se pueden modificar los coeficientes, pero nunca los subíndices.** Si cambio un coeficiente, solo varía la "cantidad" de veces que "ese" compuesto está presente en la reacción. Pero al cambiar un subíndice, cambia la "identidad" del compuesto.

↪ Las letras entre paréntesis a la derecha de cada compuesto indican su estado de agregación, es decir, si son sólidos (s), líquidos (l), gaseosos (g) o acuosos (ac). Siempre acompañan a los compuestos químicos en una reacción y a veces, permiten diferenciar entre dos compuestos con la misma fórmula y distintas características (hidruros e hidrácidos).

Aclaración: si bien podemos plantear una reacción de obtención para todos los compuestos, no necesariamente esta sea la vía por la que se forman en la naturaleza, simplemente la planteamos con fines didácticos, para que te sea más simple entender el proceso, así como también, que puedas practicar un poco más.

Ahora estás nuevamente en condiciones de realizar solo algunos ejercicios.

Ejercicio 5: ¿Te animás a escribir la reacción de formación de los óxidos que obtuviste en los ejercicios anteriores?

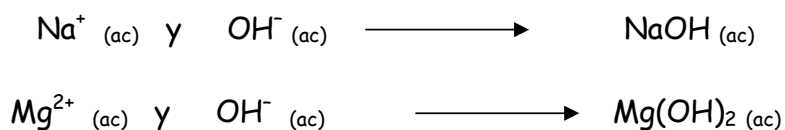
Hidróxidos: son compuestos formados por la combinación del grupo **hidroxilo u oxidrilo (OH⁻)** y un catión, generalmente metálico. El grupo **OH⁻** es un ión poliatómico con carga negativa -1, y a los efectos de la nomenclatura, se lo trata como si fuera un solo elemento con número de oxidación -1. Por esto los hidróxidos son considerados compuestos pseudobinarios.

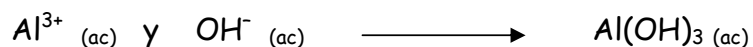
Su fórmula genérica es:



Donde *Me* es el catión y el subíndice "n" es su valencia. Ésta siempre se escribe fuera de un paréntesis que incluye al oxidrilo, porque significa que multiplica los dos elementos que lo componen, y se interpreta como el número de oxidrilos necesarios para neutralizar la carga de ese catión. El subíndice del catión siempre es 1 (no se escribe) por lo que dijimos antes respecto a la carga del oxidrilo.

Para formularlos, nuevamente la manera más simple es partir desde el catión y el oxidrilo, ambos con su número de oxidación. Por ejemplo:





Para nombrarlos, se puede usar la nomenclatura tradicional, indicando que el tipo de compuesto es un "hidróxido" y usando las **terminaciones adecuadas**, según las mismas reglas que los óxidos; o referirlo como "hidróxido de" seguido del **nombre del catión**. Cuando el catión es un metal, se agrega su número de oxidación entre paréntesis y en números romanos. En el caso de nuestros ejemplos, sería:

NaOH Hidróxido sódico o Hidróxido de Sodio (I)

Mg(OH)₂ Hidróxido magnésico o Hidróxido de Magnesio (II)

Al(OH)₃ Hidróxido aluminico o Hidróxido de Aluminio (III)

Cuando el elemento presenta un único número de oxidación se acepta que no se indique el mismo, pues se supone conocido.

Ahora, es tu turno de trabajar, pues ya estás en condiciones de formular y nombrar este nuevo tipo de compuesto químico. Luego veremos como se obtienen a partir de las reacciones químicas.

Ejercicio 6: Formular los hidróxidos de los siguientes iones:

Mg (II) / Ag (I) / Pb (IV) / Zn (II) / Fe (III) / Cu (I) / Au (III)
Li (I) / Sn (IV) / Ba (II) / Ni (III)

Ejercicio 7: escribí la fórmula de los siguientes hidróxidos:

Hidróxido de potasio

Hidróxido cálcico

Hidróxido ferroso

Hidróxido de sodio

Hidróxido de zinc

Hidróxido cúprico

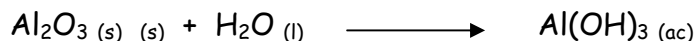
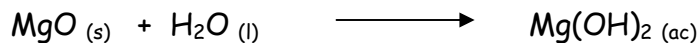
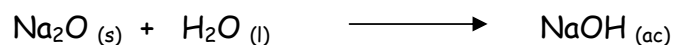
Hidróxido níqueloso

Hidróxido cobáltico

Hidróxido de magnesio

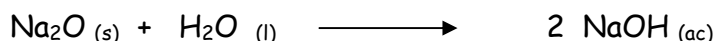
Cuando hablamos de los óxidos dijimos que había cuatro clases y una de ellas, los óxidos básico u óxidos metálicos, producía al mezclarse con agua, los hidróxidos. Esta "mezcla" con agua es una reacción química y al vamos a estudiar. Tanto la

reacción química como la ecuación química que la representa, se escriben de forma similar a como lo hicimos con los óxidos. Y por supuesto, también tendremos que balancearlas. Veamos unos ejemplos:

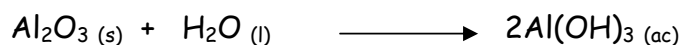


Para balancear estas ecuaciones, esta vez conviene empezar por el metal y luego balancear los oxígenos e hidrógenos.

Para la primera, hay dos átomos de cada tipo (Na, O, H) entre los reactivos, y solo uno de cada uno entre los productos, por lo que solo hará falta multiplicar este por 2.



En la segunda ecuación, todos los elementos están equilibrados, por lo que no hace falta agregar ningún coeficiente. Sin embargo en la tercera, todos los elementos están en distinto número a cada lado de la flecha. Si comenzamos balanceando el Al, tendríamos que multiplicar por 2 el hidróxido,



Ahora, nos quedan 4 oxígenos y 2 hidrógenos como reactivos, y 6 de cada uno como productos. Dado que el hidrógeno está todo en el mismo compuesto (H_2O) será más fácil seguir el balanceo con este elemento, que con el oxígeno, que está presente en dos reactivos distintos. De esta forma, si multiplico el H_2O por 3, los hidrógenos quedan equilibrados en 6 átomos a cada lado de la flecha.



Si ahora contamos los átomos de oxígeno, también hay 6 de cada lado y ya están equilibrados.

Si no tenés dudas, nuevamente es tu turno de trabajar.

Ejercicio 8: escribir la reacción de formación de los hidróxidos de los ejercicios 6 y 7.

Oxoácidos: Son compuestos ternarios, formados por la combinación de tres elementos distintos, Hidrógeno, Oxígeno y otro elemento, que por ahora llamaremos E, y que en la mayoría de los casos es no metálico (más adelante

cuando estudiemos los óxidos anfóteros veremos algunos casos en los que E es un metal).

La fórmula general de los oxoácidos es:



Vamos a ver ahora como formular los oxoácidos. Seguramente en el colegio te habrán enseñado a obtenerlos por la combinación del agua y el óxido en su valencia adecuada. Esta forma es correcta, y la usaremos cuando estudiemos las reacciones de obtención. Sin embargo, no es la única y es muy importante que aprendas a formularlos de otra forma, pues no siempre cuando estés trabajando vas a poder hacer la reacción de obtención, más aún, te vas a encontrar con las fórmulas o su nombre, y no vas a hacer toda la reacción química par saber cuál era su fórmula. Es mucho más simple saber reconocerlos de esta nueva manera, aunque al principio te parezca más complicado, con suficiente práctica, vas a poder reconocer cualquier oxoácido.

Volvamos a la fórmula general:



Cada subíndice representa, como siempre, el número de veces que ese elemento está presente en el compuesto ($a = n^\circ H$, $b = n^\circ E$ y $c = n^\circ O$). Para los *oxoácidos que se forman por combinación del óxido con una sola molécula de agua*, serán:

↪ $a = 1$ si el número de oxidación de E es impar.

↪ $a = 2$ si el número de oxidación de E es par.

↪ $b = 1$ siempre, porque se forma partir de una sola molécula de agua.

↪ $c = (n^\circ H + n^\circ \text{ de oxidación de E}) \text{ dividido } 2$

Expresado en forma matemática:

$$c = \frac{a + n^\circ \text{ oxidación de E}}{2}$$

Como ves, es bastante simple y solo hay que recordar una pequeña cuenta matemática. Veamos unos ejemplos.

a) Queremos formular el oxoácido de N(III). Lo primero que hacemos es escribir los elementos constituyentes del compuesto, respetando siempre el orden de los mismos, sin colocar ningún subíndice:



Como este es uno de los oxoácidos que se forman con una molécula de agua, ya sabemos que $b=1$, por lo que no ponemos ningún subíndice en el N.

A continuación, conociendo el n° de oxidación del N, deducimos a y c. Dado que el N actúa con n° de oxidación impar, a será igual a 1, y c resulta:

$$c = \frac{1 + 3}{2} = 2$$

entonces, la fórmula de nuestro oxoácido será:



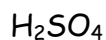
b) Ahora queremos formular el oxoácido de S(VI). Nuevamente, escribimos el esqueleto de la fórmula, y como sabemos que se combina con una sola molécula de agua, no pones ningún subíndice en el S.



Ahora, como el n° de oxidación del S es +6, a será igual a 2, y c resulta:

$$c = \frac{2 + 6}{2} = 4$$

Y la fórmula de nuestro compuesto es:



De la misma forma podemos formular los oxoácidos si partimos de su nombre. Pero para eso tenemos que conocer la nomenclatura de los oxoácidos. La IUPAC admite el uso de la nomenclatura tradicional, anteponiendo la palabra **ácido** y agregando la terminación (y el prefijo si se requiere) correspondiente al índice de oxidación, al nombre del elemento (se trabaja igual que con los óxidos e hidróxidos). Así, el oxoácido de N(III) se llama *ácido nitroso*, porque usa el menor número de oxidación y el de S será *ácido sulfúrico* porque usa el mayor.

Tratemos de formular un oxoácido a partir de su nombre. Por ejemplo el ácido perbrómico. Si buscamos el Br en la tabla periódica, vemos que tiene cuatro números de oxidación con los que puede formar oxoácidos, (+1,+3,+5 y +7), como el nombre usa el prefijo "per" y la terminación "ico" deducimos que en este caso está usando el mayor de ellos, +7. Escribimos los elementos en el orden que les corresponde, y colocamos los subíndices.



El compuesto se forma con una molécula de agua, por lo que $b=1$, a será igual a 1 porque el Br actúa con n° de oxidación impar y c resulta:

$$c = \frac{1 + 7}{2} = 4$$

La fórmula del ácido perbrómico es:



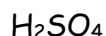
Existe una segunda forma de nombrar los oxoácidos, que es sencilla y sistemática, recomendada por la IUPAC. En primer lugar se pone la palabra "oxo", que indica la presencia de O en el ácido, con un prefijo, mono, di, tri, tetra, etc., que indique la cantidad de los mismos (señalada por el subíndice del O). A continuación se escribe el nombre del elemento central con terminación "ato" seguida de su n° de oxidación entre paréntesis y en n° romano, finalmente se añade "de Hidrógeno". Para nuestros ejemplos anteriores sería:



Pero, ¿qué pasa si nos encontramos con la fórmula y tenemos que nombrarlo? Necesitamos saber en qué número de oxidación está actuando el elemento E. La forma más simple de determinar el número de oxidación de E es recordando que:

- ↯ La carga total es cero.
- ↯ El oxígeno, en este tipo de compuestos, actúa siempre con número de oxidación -2,
- ↯ El hidrógeno, en este tipo de compuestos, con número de oxidación +1,
- ↯ E actúa con número de oxidación positivo.

Entonces, para saber en cual de sus números de oxidación está actuando, debemos sumar los números de oxidación de todos los elementos que forman el compuesto, multiplicados por su respectivo subíndice e igualarlos a cero, y de esta ecuación despejar el valor del número de oxidación. Un ejemplo:



Este es uno de los posibles ácidos del Azufre (S), si planteo la ecuación:

$$\begin{aligned}2(+1)+(x)+4(-2)&=0 \\2+x-8&=0 \\x-6&=0 \\ \Rightarrow x &= +6\end{aligned}$$

El número de oxidación del S es +6. Ahora ya puedo nombrarlo, es el Acido Sulfúrico.

Ahora te toca trabajar a vos. Intentá resolver los siguientes ejercicios.

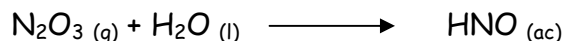
Ejercicio 9: Escribí la fórmula de los oxoácidos de los siguientes elementos, con el número de oxidación indicado:

C (IV) / Cl (I) / Br (III) / I (V) / Br (VII) / N (III) / S (IV) / N (V)

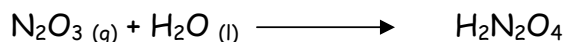
Ejercicio 10: nombrá los oxoácidos anteriores.

Vamos a ver ahora, como se obtienen los oxoácidos. Si repasas lo que estudiamos en óxidos y la definición de oxoácidos, estás en condiciones de plantear una reacción química para obtenerlos y de balancearla ¿te sale? Probemos juntos. Tratemos de obtener los tres oxoácidos que usamos como ejemplos.

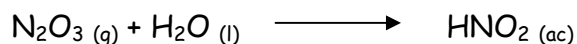
Para el ácido nitroso, partimos de los reactivos, óxido de N(III) y molécula de agua, para obtener como producto el oxoácido. La forma más simple es escribir primero el esqueleto del mismo y a continuación sumar todos los átomos de cada elemento que están presentes como reactivos, colocando este número como subíndice del elemento correspondiente en el producto:



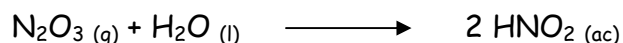
Tenemos 2 átomos de N, 2 de H y 4 de O entre los reactivos, o sea que en el producto pondremos:



Esta, ya sabemos que no es la fórmula del ácido nitroso ¿qué paso? Nos falta un paso, simplificar. Acordate que siempre que **todos** los subíndices de un compuesto sean múltiplos entre sí o de algún número (generalmente 2) hay que simplificarlos. En este caso, todos son divisibles por 2, por lo cual, la fórmula quedaría así:

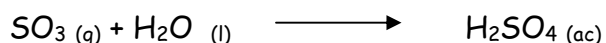


Ahora sí, tenemos el ácido nitroso. Pero ¿no te parece que falta algo más? Estamos trabajando con una reacción química y dijimos que estas eran representadas por ecuaciones químicas, que deben estar siempre balanceadas. Si miras bien la ecuación, tenemos de cada elemento, el doble en los reactivos que en los productos. Como en este caso solo hay un producto, bastará con multiplicarlo por 2 para equilibrar la ecuación.



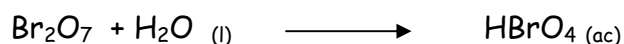
Ahora sí, la reacción está completa.

Intentemos hacerlo con el ácido sulfúrico. Escribimos el óxido y el agua, y del otro lado los elementos. Podemos saltar el paso de sumar los elementos presentes entre los reactivos para buscar los subíndices del producto, si ya conocemos cuál es la fórmula del mismo. Simplemente la escribimos como producto y procedemos a balancear la reacción.

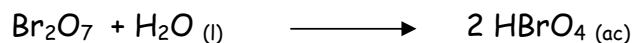


Hay dos átomos de H, uno de S y cuatro de O a cada lado de la reacción, por lo que, en este caso, no se requiere equilibrar la reacción.

Veamos el último caso, el ácido perbrómico. Escribimos los elementos de la reacción y la fórmula del compuesto.



Otra vez tenemos el doble de cada elemento en los reactivos respecto de los productos, por que será suficiente con multiplicar este último por 2 para balancear la reacción.

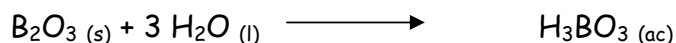
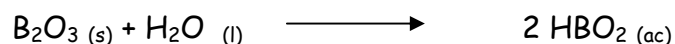


¿Estás listo para hacerlo solo? Intenta resolver los siguientes ejercicios.

Ejercicio 11: escribí la reacción de obtención de los oxoácidos que formulaste en el ejercicio anterior.

Nos queda aprender algo más sobre los oxoácidos. Te habrás dado cuenta de que hasta ahora solo trabajamos con aquellos oxoácidos que se forman por combinación con una sola molécula de agua, esto ya nos dice que debe haber otros que se formen con más de una molécula de agua. Veamos cuales son.

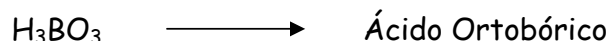
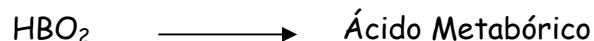
1) Oxoácidos de Boro: este elemento forma un solo óxido (B_2O_3), el cual puede combinarse con una y con tres moléculas de agua para dar dos oxoácidos distintos.



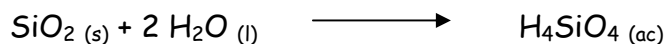
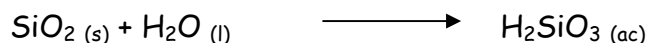
La pregunta ahora es ¿cómo los nombramos? Porque tenemos dos ácidos con el mismo número de oxidación y tenemos que usar la misma terminación para indicarlo, pero es indispensable diferenciarlos, ya que claramente no son el mismo compuesto. ¿qué hacemos? Simplemente se agrega un prefijo que indica el número de moléculas de agua con las que se combinó.

Cuando el óxido **se combina con la menor cantidad de moléculas de agua**, en este caso una, se antepone el prefijo "meta". Cuando el óxido **se combina con la mayor cantidad de moléculas de agua**, en este caso tres, se antepone el prefijo "orto".

Así, nombraríamos los oxoácidos del B como:



2) Oxoácidos de Si: este elemento también tiene un solo óxido (SiO_2) que reacciona con más de una molécula de agua, para dar oxoácidos. Se puede combinar con una y con dos moléculas de agua:



¿Cómo los nombramos? Usamos el mismo mecanismo que para el B.

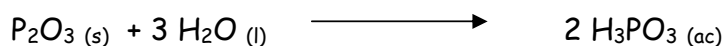
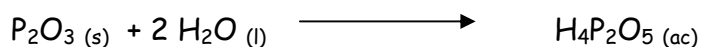
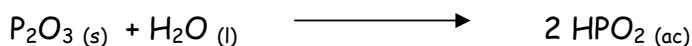
Cuando el óxido **se combina con la menor cantidad de moléculas de agua**, en este caso una, se antepone el prefijo "meta". Cuando el óxido **se combina con la mayor cantidad de moléculas de agua**, en este caso dos, se antepone el prefijo "orto".

Los dos oxoácidos de Si formados se denominan:

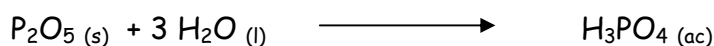
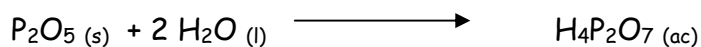
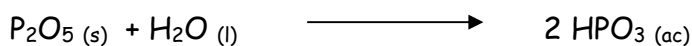


3) Oxoácidos de P, As y Sb: estos tres elementos, que se ubican en el mismo grupo de la tabla periódica y tienen el mismo comportamiento. Forman dos óxidos (con n° de oxidación +3 y +5) y cada uno de ellos se puede combinar con una, dos y tres moléculas de agua, para dar tres oxoácidos distintos en cada valencia, lo que suma un total de seis oxoácidos diferentes para cada elemento. Veamos uno como ejemplo:

P(III):



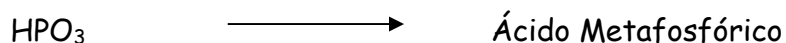
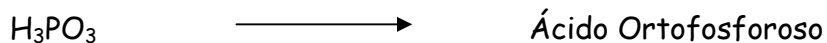
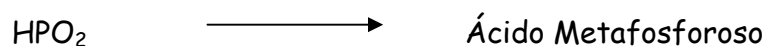
P(V):

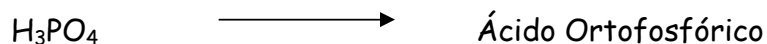


Y ahora los nombramos, siguiendo las reglas anteriores.

Cuando el óxido **se combina con la menor cantidad de moléculas de agua**, en este caso una, se antepone el prefijo "meta". Cuando el óxido **se combina con la mayor cantidad de moléculas de agua**, en este caso tres, se antepone el prefijo "orto". Y para el caso en que **se combina con dos moléculas de agua**, como **no es ni la menor ni la mayor cantidad de moléculas de agua**, usamos el prefijo "piro".

De esta forma nos quedarían los siguientes nombres:





➤ Es importante que prestes atención a tres cosas:

↪ **La asignación de los prefijos:** No usamos "orto" para tres moléculas de agua, sino para el mayor número de ellas con las que puede combinarse el óxido, ya que no todos los óxidos que tienen este comportamiento se combinan con la misma cantidad de moléculas de agua, como pudiste observar al estudiar cada uno.

↪ **El prefijo "orto" es el único que puede no estar indicado.** Por ejemplo, el ácido ortofosfórico, suele llamarse simplemente ácido fosfórico.

↪ **Formulación:** No podemos aplicar las reglas que vimos para los oxoácidos que se forman con una sola molécula de agua, pues esta solo es válida cuando $b=1$, cosa que no ocurre en estos casos. Hay que aprender sus fórmulas de memoria. Pero no te asustes, con suficiente práctica y la ayuda de este cuadro podrás hacerlo.

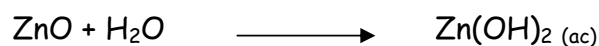
Prefijo	B (III)	Si (IV)	P, As y Sb (III)	P, As y Sb (V)
Meta	112	213	112	113
Piro	--	--	425	427
Orto	313	414	313	314
Moléculas de H ₂ O	1 y 3	1 y 2	1, 2 y 3	1, 2 y 3

Los números en cada casilla indican los subíndices de cada compuesto según su n° de oxidación y la cantidad de moléculas de agua con las que se combina el óxido (las posibilidades se indican en la última fila). Por ejemplo, el ácido metabórico: cruzamos la primer fila con primera columna y dice 112, esto indica 1H, 1B y 2 O.

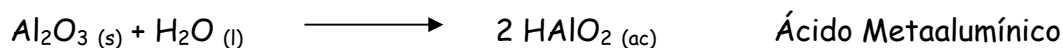
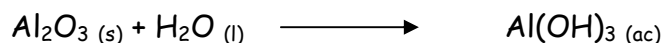
Óxidos Anfóteros: Como ya comentamos, son los óxidos que frente al agua presentan un comportamiento dual, pudiendo formar hidróxidos u oxoácidos, según la concentración relativa de H⁺ (protones) y OH⁻ presentes en el medio en que se produce la reacción. Este comportamiento puede ocurrir para un elemento con una sola valencia, como Zn y Al; y para elementos con más de una valencia, en cuyo caso puede ser anfótera una sola de ellas, ejemplo Cr(III), o las dos, caso de Pb y Sn en sus valencias II y IV.

Además, algunos de ellos pueden combinarse también con más de una molécula de agua, para formar oxoácidos. En estos casos, se trabaja igual que antes.

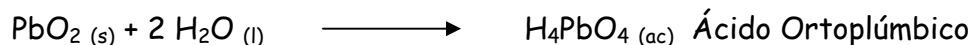
Zn: este elemento forma un solo óxido y se combina con agua para dar un hidróxido o un oxoácido, como muestran las siguientes reacciones.



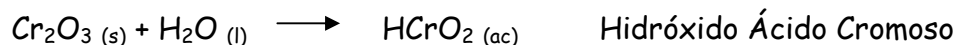
Al: este elemento también forma un solo óxido, pero puede combinarse con una y tres moléculas de agua para dar oxoácidos diferentes.



Pb y Sn: estos dos elementos presentan comportamientos similares para sus dos valencias. Ambas pueden combinarse con una y dos moléculas de agua para formar oxoácidos.



Cr: este elemento presenta anfoterismo solo para una de sus valencias (III), y solo se combina con una molécula de agua para dar oxoácidos.



Hidruros: son compuestos binarios de H, actuando con número de oxidación +1 (forma un catión) o -1 (forma un anión). En el primer caso, forma los hidrácidos; mientras que en el segundo, forma parte de los compuestos llamados "hidruros", que son los que veremos a continuación.

Para formar un hidruro, el H^- se puede combinar con cualquier elemento que posee una carga positiva, sea metal o no metal.

Su fórmula general, para **hidruros metálicos**, es:



Como siempre, al ser un compuesto binario, los elementos que lo componen intercambian sus números de oxidación, que se colocan como subíndices. Es importante que prestes atención a como está escrita la fórmula, con el H en segundo lugar, al revés que los hidrácidos.

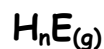
Para nombrarlos, se indica "**hidruro de**" seguida del nombre del **metal**.

Ejemplo:

NaH Hidruro de sodio

MgH₂ Hidruro de Magnesio

Para los hidruros de elementos no metálicos, F, Cl, Br, I, S, Se, Te, etc., se escribe igual que los hidrácidos, pero siempre indicando su estado de agregación, que es gaseoso.



Para nombrarlos se indica primero, el **nombre del elemento** con terminación "**uro**" seguido por "**de hidrógeno**". Por ejemplo:

HCl Cloruro de hidrógeno

H₂Se Selenuro de hidrógeno

Ejercicio 12: escribí la fórmula de los siguientes compuestos.

Hidruro de calcio

Hidruro de magnesio

Hidruro de hierro(II)

Hidruro de níquel (III)

Sulfuro de hidrógeno

Yoduro de hidrógeno

Ejercicio 13: nombrá los siguientes compuestos.

LiH

CoH₃

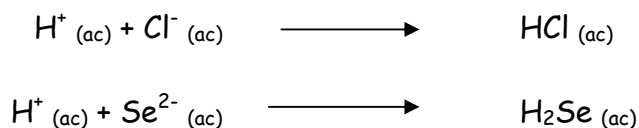
AlH₃
HI
TeH₂

Hidrácidos: este segundo tipo de ácidos, se forma por combinación de H con un elemento no metálico, F, Cl, Br o I actuando con número de oxidación -1, o S, Se y Te actuando con número de oxidación -2. Son compuestos binarios del H, en los que este elemento actúa con número de oxidación +1, y existen como tales disueltos en agua. La fórmula de los hidrácidos es:

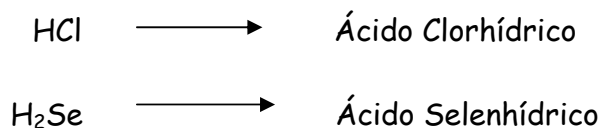


Siendo E el elemento no metálico y n su valencia.

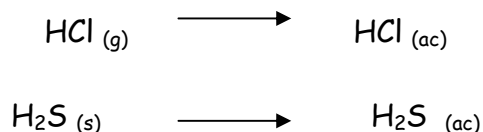
Para formular estos compuestos, partamos otra vez de sus elementos y sus números de oxidación. Por ejemplo:



Para nombrarlos, se indica el tipo de compuesto, **ácido** seguido del nombre del elemento terminado en "hídrico". Para los ejemplos:



Para obtenerlos, se burbujea el hidruro gaseoso en agua, formándose el correspondiente hidrácido.



¿Te animas a hacerlo solo? Entonces resolvé los siguientes ejercicios.

Ejercicio 14: Escribí la fórmula de:

Acido fluorhídrico
Acido telurhídrico
Acido bromhídrico

Ejercicio 15: Nombrá los siguientes hidrácidos:

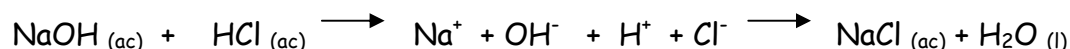
HI / H₂S

Ejercicio 16: escribí la reacción de formación de los hidrácidos anteriores.

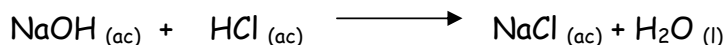
Sales: estos compuestos químicos se forman por combinación de un hidróxido con un ácido, ya sea un oxoácido o un hidrácido. Las sales provenientes de oxoácidos se denominan **oxosales** y aquellas que provienen de hidrácidos se denominan genéricamente **sales de uro**, por ser esta la terminación de su nombre.

Para obtener su fórmula, se hace perder al ácido sus H dejando los elementos restantes con una carga negativa "igual al número de H perdidos"; por otro lado, el hidróxido pierde sus oxidrilos dejando al metal como ión con carga positiva. Estos dos iones interaccionan entre sí para formar la sal. La carga del catión se coloca sin signo, como subíndice del anión y la carga del anión, sin signo, como subíndice del catión.

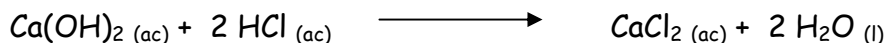
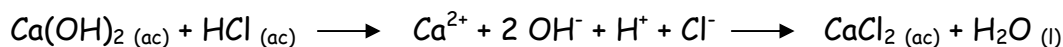
Veamos un ejemplo simple, con una sal de uro:



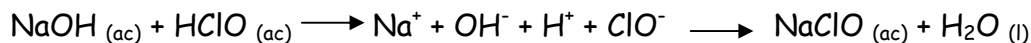
La reacción total se escribe:



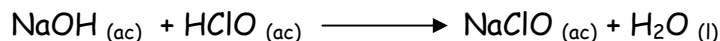
Por supuesto, como toda reacción química, se debe balancear. En este caso, la reacción ya está balanceada, pero veamos uno en que esto no ocurre:



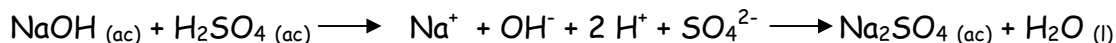
Probemos ahora con una oxosal:



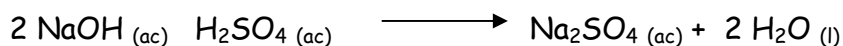
La reacción total también está balanceada y es:



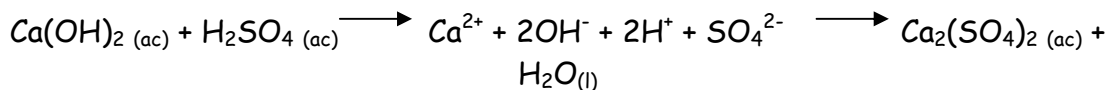
Otro caso:



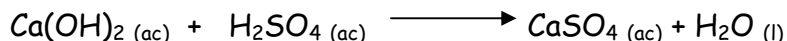
La reacción total ahora es:



Un ejemplo más:



En este caso, los subíndices del catión y del anión, son múltiplos entre sí, por lo cual, se simplifican, y la reacción total resulta:



Una ayudita para aprender a balancear estas reacciones: empezá por el elemento metálico, después equilibrá el elemento principal del oxoácido, y por último, los H y O, en cualquier orden. Vas a ver que si todos tus compuestos están bien escritos y la reacción está bien planteada, después de balancear el metal, el elemento principal del oxoácido y el H (o el O) el elemento restante debería estar balanceado.

La reacción entre un hidróxido y un ácido se llama **reacción de neutralización**, y en ella también se produce agua, por combinación de los H^+ y OH^- que perdieran ambos compuestos iniciales.

¿Cómo las nombramos? Se indica primero el nombre del anión, proveniente del ácido con una terminación particular, seguido del nombre del catión seguido de su número de valencia, en romanos y entre paréntesis, si puede actuar con más de uno. También puedes usar la nomenclatura tradicional para indicar la valencia del metal, es bastante común cuando este posee más de una.

Para nombrar las oxosales:

- ↪ Si el oxoácido termina en "oso" se reemplaza por "ito".
- ↪ Si el oxoácido termina en "ico" se reemplaza por "ato".
- ↪ Si el nombre del oxoácido incluía un prefijo, este no cambia.

También se puede usar la nomenclatura sistemática, en la que solo se debe omitir la palabra ácido y reemplazar "hidrógeno" por el nombre del catión, indicando si es preciso, su valencia.

Para las sales de uro:

- ↪ La terminación "hídrico" se reemplaza por "uro" (de allí su nombre).

Veamos como ejemplo las sales que formamos:

La sal **NaClO**, proviene de la combinación del ácido hipocloroso con hidróxido de sodio, reemplazando oso por ito, la llamamos "**hipoclorito de sodio**", o por la nomenclatura sistemática, "**oxoclorato (I) de sodio**".

La sal **Na₂SO₄** se forma por combinación de ácido sulfúrico con hidróxido de sodio, reemplazando ico por ato, se llama "**sulfato de sodio**" o por la nomenclatura sistemática, "**oxosulfato (VI) de sodio**".

Para la sal **NaCl** debemos cambiar "hídrico" por "uro", entonces se la llama "**cloruro de sodio**".

Por lo mismo, la sal **CaCl₂** se denomina "**cloruro de calcio**".

La última sal que nos resta nombrar es **CaSO₄** y la llamamos "**sulfato de calcio**" o por la nomenclatura sistemática, "**oxosulfato (VI) de sodio**".

Tratemos de nombrar algunas sales partiendo de su fórmula:

1) **Fe(NO₃)₃**

Para nombrarla, debemos reconocer el catión y el anión que la forman, así como los subíndices de cada uno. No te olvides, que estos indican la carga del anión y del catión. En este caso, el catión es el metal **hierro (Fe)** y no tiene subíndice El anión, por otro lado tiene un subíndice **3**, nos está indicando que esta es una **sal de hierro (III)** o **férrica**. Si todavía no recordás el nombre del anión o te resulta difícil reconocerlo, tenés que pensar de qué ácido se partió. Es claro, por la presencia del **O**, que hay que pensar en un oxoácido. ¿Cuál? Mirando el elemento central reconocemos al **N**. Este forma dos oxoácidos, con valencias (III) y (V), si repasas los mismos, vas a ver que nuestro ejemplo corresponde al ácido nítrico, formada con la valencia (V). Entonces, usando las reglas de nomenclatura, la sal se llama **nitrate de hierro (III)**, **nitrate férrico** o usando la nomenclatura sistemática, **trioxonitrato (V) de hierro (III)**.

2) **ZnSO₃**

En este caso, reconocemos el catión como zinc y el anión como sulfito. Ninguno presenta subíndice, pero esto no implica que sean 1. Sabemos que el carbonato tiene una carga total de 2-, y si buscamos en la tabla periódica, vemos que el Zn posee un número de oxidación igual a 2+. En este caso, ambos se simplificaron. Es muy importante prestar atención a este punto porque puedes confundirte y nombrar mal la sal. El nombre de este compuesto es "**sulfite de zinc**" o "**sulfite cínquico**" o "**trioxosulfato (IV) de zinc**".

3) **PbBr₂**

Esta es una sal binaria, formada por Pb (II) como catión, Br⁻ como anión. Se llama "bromuro de plomo (II)" o "bromuro plumboso".

Intentemos ahora en sentido inverso, escribir la fórmula partiendo del nombre del compuesto.

1) **Tetraoxoclorato (VII) de Al(III)**: el metal es, obviamente, Al(III). El anión tiene 4 átomos de O (tetraoxo) y como elemento central Cl con número de valencia (VII), por lo que corresponde al anión ClO₄⁻. La fórmula de la sal es:



¿Cómo se llamaría esta sal por la nomenclatura tradicional?

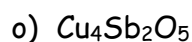
2) **Iodito cuproso**: el catión es Cu(I) y el anión está formado por I (II). Su fórmula será:



Ahora es tu turno. Resolvé los siguientes ejercicios.

Ejercicio 17: Nombrá las siguientes sales:

- a) KNO₂
- b) BaCO₃
- c) Na₄PbO₄
- d) Cu₃(PO₃)₂
- e) AgCl
- f) CaCO₃
- g) Sr(BO₂)₂
- h) Li₂SO₄
- i) CdSnO₃
- j) NiBr₂
- k) FeSO₃
- l) Cr(ClO)₃
- m) Au(ClO₄)₃
- n) Al₂(IO₂)₃



Ejercicio 18: escribí la fórmula de las siguientes sales

- a) Sulfato de estroncio
- b) Bromuro férrico
- c) Metaantimonito de cinc
- d) Pirofosfato de plumboso
- e) Piroantimonito de plúmbico
- f) Telurito estañoso
- g) Carbonato de calcio
- h) Ortofosfito cúprico
- i) Permanganato de potasio
- j) Fluoruro argéntico
- k) Carbonato de bario
- l) Sulfato de litio
- m) Plumbito de sodio
- n) Metaborato de estroncio
- o) Carbonato férrico
- p) Estañito cobáltico
- q) Nitrato cobaltoso
- r) Perclorato magnésico
- s) Bromito estágnico
- t) Iodato plumboso
- u) Hipoclorito alumínico

Ejercicio 19: Escribí las reacciones de obtención de los compuestos de los ejercicios anteriores.

Sales ácidas y básicas: algunas sales se forman por neutralización incompleta de los ácidos o las bases que las originan, cuando estos poseen más de un H u

oxidrilo, respectivamente. En estos casos, la fórmula de la misma incluye uno o más H si es una sal ácida, y uno o más oxidrilos si la sal es básica. Solo hay que prestar atención, porque al no perder todos los H u OH⁻, la carga total de los iones formados no es la misma.

Para nombrarlas, solo debe indicarse, luego del anión, la presencia de H u oxidrilos con la palabra ácida o básica, respectivamente, e indicando su número usando los prefijos di, tri, etc.

Sulfato ácido de calcio: $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$

Sulfato básico de calcio $[\text{Ca}(\text{OH})]_2\text{SO}_4$

Nota: este tema será practicado en las clases presenciales.

Peróxidos y superóxidos: son compuestos formados por un metal y O, actuando este último con número de oxidación mayor a -2, pero también negativos. Una característica particular de estos compuesto, es que el O **nunca** se halla en forma monoatómica, sino diatómica. Para nombrarlos simplemente se indica el tipo de compuesto, peróxido o superóxido, según corresponda, seguido del nombre del metal.

Peróxidos: en ellos el O actúa con número de oxidación -1 y al ser diatómico la fórmula de su anión es O_2^{2-} (**anión peróxido**).

Ejemplos:

Peróxido de sodio: Na_2O_2

El subíndice del sodio no es otra cosa que la carga del anión peróxido. Este, por su parte, tiene su propio subíndice y como el sodio posee valencia +1 no se agrega nada.

Peróxido de Magnesio: MgO_2

En este caso, ambos iones, poseen una carga igual a 2, Mg^{2+} y O_2^{2-} , por lo que al colocar los respectivos subíndices, estos se cancelan y solo permanece el que indica el tipo de anión.

Peróxido férrico: $\text{Fe}_2(\text{O}_2)_3$

Para este caso, los iones poseen diferente carga, por lo que no se cancelan los subíndices, y es necesario colocar el anión peróxido entre paréntesis.

Superóxidos: el oxígeno actúa con número de oxidación -0,5 y al ser diatómico la fórmula de su anión es O_2^- (**anión superóxido**).

Ejemplos:

Superóxido de litio: LiO_2

Como ambos iones tienen una carga igual a 1, ninguno lleva subíndice.

Superóxido de estaño: $Sn(O_2)_2$

En este caso, se indica como subíndice la valencia del Sn (II), poniendo entre paréntesis el anión superóxido.

➤ **Importante:** El subíndice 2 del oxígeno que indica el tipo particular de enlace diatómico **nunca** se simplifica, por lo que debes aprender bien los tres tipos de compuestos binarios que forma el oxígeno y no confundirlos. A modo de ejemplo, para que veas la diferencia entre ellos:

Oxido de estaño: SnO

Peróxido de estaño: SnO_2

Superóxido de estaño: $Sn(O_2)_2$