

Los compuestos inorgánicos



ayer



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

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

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

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



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



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

Fig. 7-2. ▶

Saladero de pescado en un
pueblito de pescadores.



profundización 

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

Una piedra comestible... y peligrosa. En la actualidad la sal se emplea en la elaboración de varias sustancias químicas, entre ellas el cloro, el ácido clorhídrico, el hidróxido de sodio, el sodio metálico, el cloruro de amonio, el hipoclorito de sodio y el carbonato de sodio. También interviene en algún paso de la elaboración de muchos productos industriales: plásticos, jabones y detergentes, telas, aceites, pilas, vidrio, celulosa y papel, celofán, plaguicidas, medicamentos. Además se usa en las industrias peletera, petrolera y metalúrgica, en la potabilización del agua, en el tratamiento de aguas duras... Sin embargo, el principal uso de la sal sigue siendo la alimentación humana, y no sólo en casa cuando le agregamos sal a nuestras comidas sino también en la preparación industrial de alimentos.

La sal resuelve problemas en productos imperfectos y extiende la vida de los alimentos envasados (figura 7-3). Mejora el sabor porque reduce lo amargo y aumenta lo dulce. Es el elemento que impide que el pan se vuelva rancio, o que los vegetales sobrecocidos se pongan grises o que la carne de las salchichas se separe. Es, también, el elemento fundamental en el procesamiento de enlatados. ¡Es la aliada de los fabricantes de alimentos! Sin embargo, no todo es bueno en torno de la sal. En los últimos cuarenta años, el aumento del uso de la sal en la industria alimentaria provocó una consecuencia lógica: en términos generales, el consumo de sal *per cápita* aumentó de manera considerable. Se ha comprobado que es mucho más fácil acostumbrar a la gente a más sal que a menos. Fue entonces cuando, hacia 1980, los médicos comenzaron a hacer sonar las alarmas. Había que reducir el consumo de sal porque su ingesta excesiva aumentaba la presión sanguínea y, tal vez, incrementaba el riesgo cardíaco. Luego de reiteradas advertencias oficiales, en algunos países, varias marcas sacaron, en la década de 1990, líneas completas de alimentos con bajo contenido de sodio. Pero esos productos no gustaron y fueron un fracaso de ventas. Hoy en día, y pese a las advertencias, el consumo continúa en aumento y las empresas tratan, por ahora sin resultados satisfactorios, de encontrar sustitutos de la sal que no alteren el sabor del producto verdadero. ¿Lo conseguirán algún día?

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



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



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

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

La química inorgánica

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

Las funciones químicas y los grupos funcionales

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

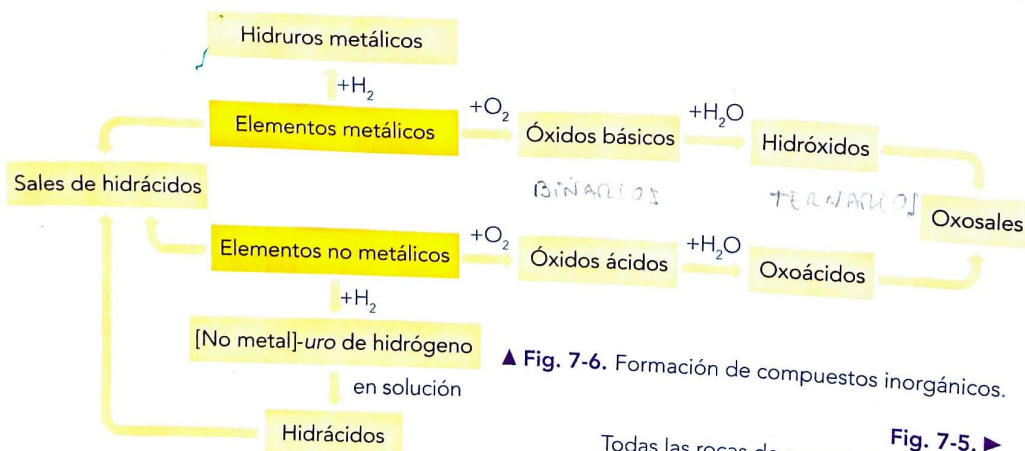
- **Compuestos binarios:** dos tipos de átomos diferentes.
- **Compuestos ternarios:** tres tipos de átomos diferentes.
- **Compuestos cuaternarios:** cuatro tipos de átomos diferentes.

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

Formación de compuestos inorgánicos

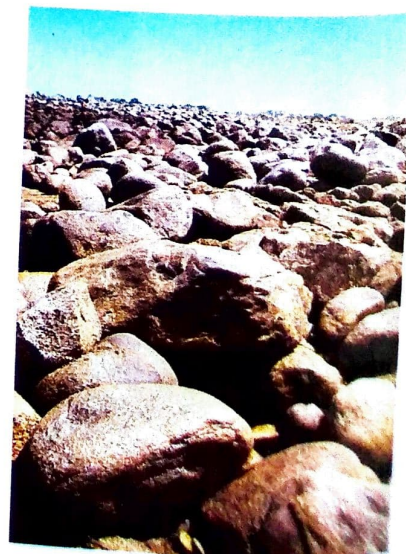
Si consideramos que los elementos químicos pueden ser **metales** o **no metales** (sin olvidarnos de los **metaloides**, que también forman un grupo pero que en cantidad son muchos menos respecto de estos dos grandes grupos), la formación o génesis de los compuestos inorgánicos puede esquematizarse,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

En las páginas siguientes analizaremos en detalle las funciones inorgánicas.



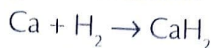
▲ Fig. 7-6. Formación de compuestos inorgánicos.

Todas las rocas de nuestro planeta están formadas por minerales, todos ellos sustancias inorgánicas.

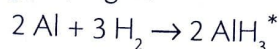


Compuestos con hidrógeno

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



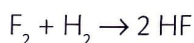
Los hidruros son compuestos **iónicos** cuando el metal que se combina con el hidrógeno pertenece al grupo de los alcalinos (todos) o al de los alcalinotérreos (sólo el calcio, el estroncio o el bario). Si se trata de otro metal representativo, el hidruro formado es **covalente**; es el caso del hidruro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



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

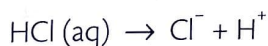
Algunos metales de transición se combinan con el hidrógeno en relaciones no estequiométricas. Los hidruros formados se denominan **intersticiales**, como por ejemplo, el hidruro de titanio, cuya fórmula puede ser $\text{TiH}_{1,8}$.

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



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

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



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



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



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

profundización

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

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

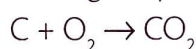
Compuestos con oxígeno

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

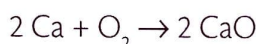
Los **óxidos** son compuestos binarios que se forman cuando un metal o un no metal se combinan con el oxígeno. En ellos, el oxígeno actúa con número de oxidación -2 , con excepción del compuesto formado con el flúor, en el que este número es $+2$, debido a que el flúor es el elemento más electronegativo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

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

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



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



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

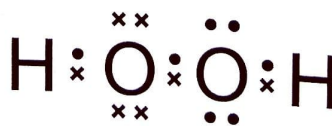
Los peróxidos

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

profundización

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

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



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



Nomenclatura de los óxidos

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

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

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

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

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

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

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

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

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



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



2. Nombrá los siguientes óxidos:

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

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

- I₂O₇
- PbO₂
- Br₂O₅
- Li₂O

O: -2

Li: +1

Handwritten calculations:
 $2 \times 3 + 7 \times (-2) = -6$
 $Pb = +4$
 $2 \times 5 + 7 \times (-2) = -6$
 $Br = +5$
 $2 \times (-2) = -4$

Los oxoácidos

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



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



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

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

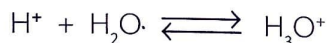
Los oxoácidos, junto con los hidrácidos (mencionados en la página 123), pueden representarse con una fórmula general: HX , donde X puede ser un no metal (hidrácidos), o bien, un grupo formado por un no metal unido a uno o más átomos de oxígeno (oxoácidos). Aunque algunos se pueden obtener en estado puro,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

Características de los ácidos

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



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



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

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

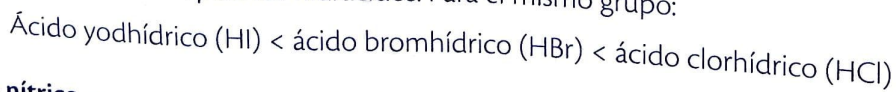
El grado de disociación de determinado ácido puede medirse, pues es constante y depende sólo de la temperatura.

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

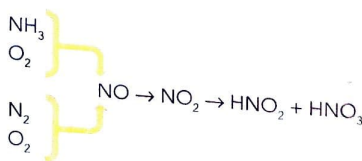
- Si se comparan oxoácidos de distintos elementos no metálicos que pertenecen a un mismo grupo de la tabla periódica y todos ellos actúan con el mismo número de oxidación, será más fuerte aquel que contenga el no metal más electronegativo. Por ejemplo: ¿cómo se ordenan, en orden creciente de fuerza ácida,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



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



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



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

Nomenclatura de los ácidos

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

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

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

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

En el caso del ácido sulfúrico (H_2SO_4):

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

$$4 = 2 \cdot (+1) = 2 \quad \text{le diferencia}$$

$$0 = (-2) \cdot 4 = 8 \quad \text{e 6}$$

Al despejar se obtiene:

$$(n) = +6$$

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

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

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

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



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

Los hidróxidos

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

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

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



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



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



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

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

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

Nomenclatura de los hidróxidos

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

Svante August Arrhenius (1859-1927)

Químico y físico sueco. Fue profesor y rector de la Universidad de Estocolmo y director del Instituto Nobel para Física y Química. Durante 1884, en su tesis doctoral, Arrhenius propuso que algunas sustancias, como el cloruro de sodio,



existían como iones en solución acuosa. Sin embargo, esta propuesta no fue bien aceptada por la comunidad científica ya que el electrón no se había descubierto todavía y los químicos difícilmente podían comprender cómo podrían llegar a adquirir carga los átomos de cloro y sodio. Arrhenius recibió entonces la mínima calificación por su tesis. Finalmente, el tiempo le dio la razón. En 1903, y con sus mismas ideas, fue galardonado con el Premio Nobel.

igual que con hidróxidos pero con el nombre de hidróxido

Elemento	Número de oxidación	Fórmula del hidróxido	Nombre Tradicional	Nombre por numerales de Stock	Estructura de Lewis
Hierro (Fe)	+2	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido ferroso	Hidróxido de hierro (II)	$\text{Fe}^{2+} 2 \left[\text{H} \ddot{\text{O}} \right]^-$
	+3	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Hidróxido férrico	Hidróxido de hierro (III)	$\text{Fe}^{3+} 3 \left[\text{H} \ddot{\text{O}} \right]^-$
Cobre (Cu)	+1	CuOH	Hidróxido cuproso	Hidróxido de cobre (I)	$\text{Cu}^+ \left[\text{H} \ddot{\text{O}} \right]^-$
	+2	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Hidróxido cúprico	Hidróxido de cobre (II)	$\text{Cu}^{2+} 2 \left[\text{H} \ddot{\text{O}} \right]^-$

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

El concepto de pH

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

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

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

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

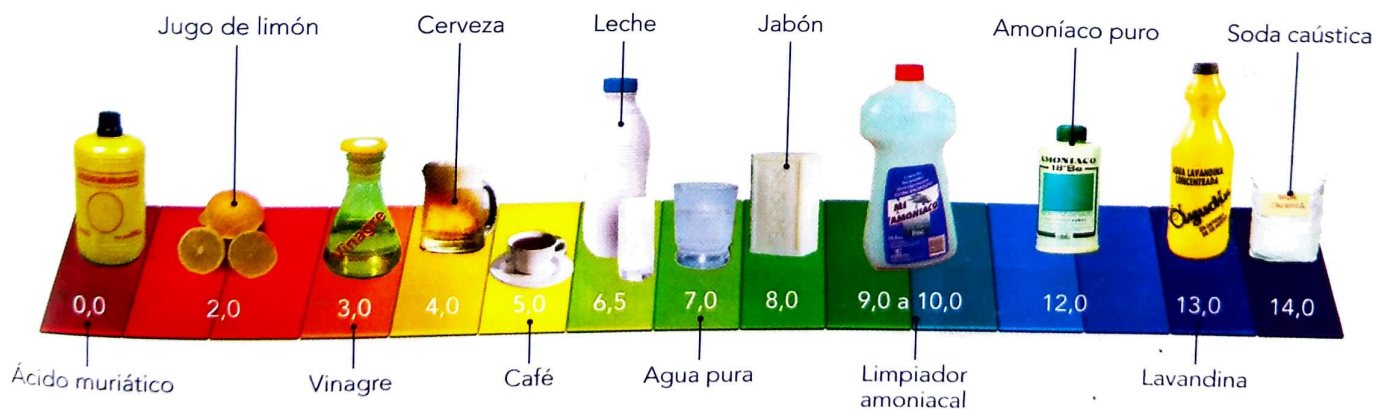
A temperatura ambiente puede establecerse que:

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

Entonces:

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

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



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



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

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