

FORMULACION

1. Introducción.....	2
1.1. Valencias	2
1.2. Aspectos importantes	4
2. Compuestos binarios.....	5
2.1. Óxidos	5
2.2. Hidruros.....	6
2.2.1. Hidruros metálicos	6
2.2.2. Hidruros no metálicos	6
2.2.2.1. Hidruros no metálicos con nombres especiales	6
2.2.2.2. Ácidos hidrácidos.....	7
2.3. Hidróxidos	8
3. Compuestos ternarios	9
3.1. Ácidos oxoácidos.....	9
3.1.1. Oxoácidos en nomenclatura tradicional	9
3.1.2. Oxoácidos en nomenclatura sistemática.....	9
3.1.3. Oxoácidos en nomenclatura Stock	10
3.1.4. Algunos ácidos especiales	11
3.2. Sales ternarias	12
4. Sales cuaternarias. Sales ácidas.....	13
5. Anexo: tabla de valencias	14

1. Introducción

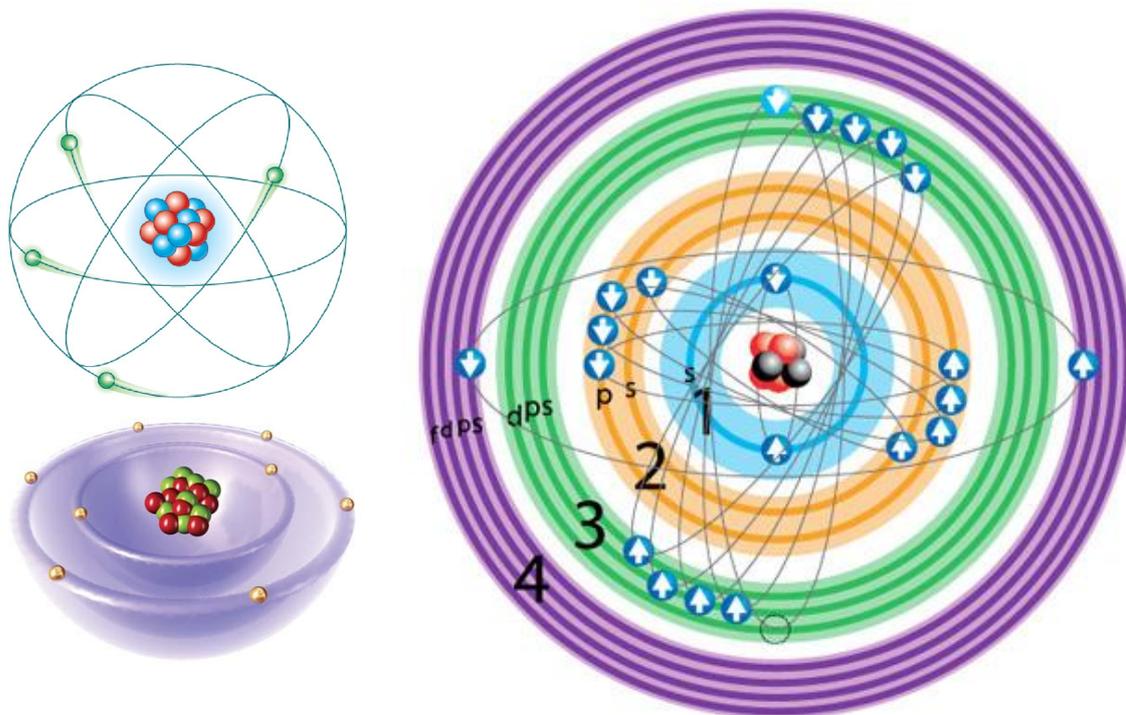
Los átomos, hasta hace no mucho considerados la unidad más pequeña de la materia, se unen para formar moléculas. El ejemplo típico es el agua, que se formula H_2O . Las fórmulas en química nos sirven no sólo para identificar a un compuesto, sino para saber cuántos elementos de cada tipo ha en ese compuesto, y cómo actúa cada uno. Por poner un ejemplo, el agua posee dos átomos de hidrógeno y un átomo de oxígeno.

La cuestión es que no todas las moléculas tienen un nombre especial, como el agua. Para ello, hay que intentar elaborar una forma de nombrar a las moléculas en general, que es a lo que se le llama formulación.

1.1. Valencias

Cada átomo se compone de un núcleo y una corteza. En el núcleo se encuentran los protones (cargas positivas), y los neutrones (sin carga). En la corteza se encuentran los electrones. Lo normal es que un átomo tenga igual número de electrones que de protones, de forma que tendrá tantas cargas positivas como negativas, quedando neutro.

Ahora bien, los electrones no se distribuyen al azar por la corteza, sino siguiendo una serie de niveles (ver **configuración electrónica**). Los niveles pueden ser 1, 2, 3... y cada uno de ellos tiene una serie de capas. El nivel 1 tiene sólo la capa *s*, el nivel 2 las capas *s* y *p*, el 3 las capas *s*, *p*, *d*, y así sucesivamente. Estas capas tienen una capacidad máxima, a saber: capa *s*: 2 electrones; capa *p*: 6 electrones, capa *d*: 10 electrones, etc. y los electrones las van llenando de abajo a arriba.



Pues bien, los átomos tienen una tendencia a completar capas. Esto quiere decir que, por ejemplo, un átomo que en su última capa $2p$ (ver dibujo anterior), tenga sólo 5 electrones (faltaría uno para llenarla), es muy proclive a conseguir ese electrón. Esto significa que si alrededor de este átomo circula un electrón, el átomo intentará conseguirlo. **Tiende a ganar un electrón.** En cambio, un átomo que, por ejemplo, tenga llena la capa $1s$, y en la capa $2s$ sólo tenga un electrón, no tiende a ganar el electrón que le falta de la capa $2s$ más los 6 de la capa $2p$, sino a perder el que tiene para quedarse con capas cerradas. Este átomo **tiende a perder un electrón.**

Esta tendencia a ganar o perder electrones (ver **regla del octeto** para una explicación más detallada), constituye el **signo de las valencias**. Un átomo que tienda a **perder** electrones tendrá valencia **positiva** (al perder el electrón, tendrá más protones que electrones y, por tanto, su carga neta será positiva), mientras que un átomo que tienda a **ganar** electrones tendrá valencia **negativa**.

No obstante, no siempre un átomo tiende a una cosa o a la otra. Puede tender a las dos. Imaginemos un átomo al que, por ejemplo, le cuesta lo mismo perder 4 electrones que ganar 4. ¿Tenderá a ganarlos o a perderlos? La respuesta es que puede tender a una cosa o a la otra, poseyendo en definitiva valencias tanto positivas como negativas.

¿De qué sirve saber el signo de las valencias? En general, para que se forme una molécula, necesitaremos un átomo que tienda a ganar electrones y otro que tienda a perderlos. Por ejemplo, el cloro tiende a ganar un electrón (valencia -1), mientras que el sodio tiende a perderlo (valencia $+1$). Si un átomo de cloro y un átomo de sodio se encuentran, el sodio le “cederá” el electrón al cloro, quedando ambos “satisfechos”. Pero no se lo cede sin más, sino que se quedan uno cerca del otro para compartirlo. De esta forma, se forma la molécula. El proceso general puede ser un poco más complicado, pero la idea general es esta.

Podemos imaginarnos que la valencia es algo así como el “número de brazos” que tiene un átomo para unirse con otros átomos. Así, por ejemplo, el oxígeno (con valencia -2), tiene “dos brazos”, mientras que el hidrógeno (que puede tener valencia $+1$ -1), tiene “un brazo”. Si queremos formar una molécula de agua, el oxígeno debe ganar dos electrones, que se los cederá el hidrógeno. Pero para que esto sea posible debe haber dos hidrógenos, para que le cedan un electrón cada uno:



Lo importante de esto es que hay que darse cuenta de que el oxígeno es el que tiene valencia 2, lo que significa que hay 2 hidrógenos. El hidrógeno tiene valencia 1, lo que significa que hay 1 oxígeno: H_2O . Podemos decir, pues, que se **intercambian las valencias**.

1.2. Aspectos importantes

Ya hemos visto que algunos elementos, como los metales, tienen valencia positiva, y otros negativa. Y algunos, ambas. Ya hemos visto que para formular un compuesto, se deben intercambiar valencias, y lo que ello significa. Pero en aquellos elementos que poseen varias valencias, ¿cómo se hace referencia a cada una de ellas?

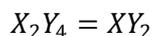
Aunque iremos viendo cada grupo detalladamente, conviene dar antes unas nociones básicas sobre tipos de formulación. Existen esencialmente tres formulaciones posibles, a saber:

- **Sistemática:** para hacer uso de esta formulación, se usan los prefijos MONO, DI, TRI, TETRA, PENTA, etc. Por poner un ejemplo, aunque lo veremos luego más detalladamente, el compuesto Cl_2O_3 se nombrará *trióxido de dicloro*.
- **Stock:** para esta notación, se hace uso de los números romanos para indicar la valencia con la que actúa cada elemento. En el ejemplo anterior, el Cl_2O_3 se nombraría *óxido de cloro (III)*. No es necesario indicar la valencia con la que actúa el oxígeno, pues siempre actúa con valencia 2, pero sí con la que actúa el cloro, que tiene cuatro valencias cuando actúa como negativo.
- **Tradicional:** para esta notación, se hace uso de los sufijos **ico** y **oso** para nombrar las valencias. Según cuántas valencias tenga el átomo en cuestión, se usan los siguientes sufijos:

1 valencia	2 valencias	3 valencias	4 valencias	
			per-ico	Mayor
ico	ico	ico	ico	↓
	oso	oso	oso	
		hipo-oso	hipo-oso	Menor

Así pues, el compuesto anterior, Cl_2O_3 , se nombrará *óxido cloroso*, pues el cloro tiene cuatro valencias, y dentro de esas cuatro está actuando con la valencia 3, que es la segunda menor, y por tanto con sufijo *oso* según la tabla anterior.

Es importante notar también que los compuestos, por lo general, pueden **simplificarse**. Supongamos un compuesto de la forma X_2Y_4 . Este compuesto significa que hay 4 átomos de Y por cada dos de X . Pero eso es lo mismo que decir que hay dos átomos de X por cada átomo de Y . Por lo tanto, es habitual realizar la siguiente simplificación:



Por ejemplo, el dióxido de carbono es en realidad C_2O_4 . Sin embargo, es usual escribirlo como CO_2 (bastante conocido).

Por último, es importante notar que en la fórmula, los elementos más a la izquierda son los que tienen por lo general valencia más positiva, dejando los de valencia más negativa a la derecha. Por ejemplo, en la fórmula Cl_2O_3 , el cloro (más a la izquierda), actúa con valencia +3, mientras que el oxígeno (más a la derecha), actúa con -1 (para más concreción, busca información sobre el concepto de **electronegatividad**).

En la última página de los apuntes se encuentra una tabla con todas las valencias de los elementos más comunes, así como con los nombres y símbolos de cada elemento.

2. Compuestos binarios

En este apartado, repasaremos los grupos principales de formulación así como sus características. Veremos los compuestos usualmente llamados binarios, por estar compuestos por dos elementos. Hemos incluido también aquí los hidróxidos, que pese a tener tres elementos, se trabajan esencialmente como si tuviesen dos.

2.1. Óxidos

Los óxidos, como su nombre indica, son compuestos con oxígeno. La forma de nombrarlos en cada notación es la siguiente. Supongamos un elemento X con varias valencias, que está actuando con valencia n . Se escribe el elemento X , y seguido el oxígeno, y se intercambian las valencias:

	Sistemática	Stock	Tradicional
X_2O_n	n-óxido de di-X	Óxido de X (n)	Óxido hipo "equisoso" Óxido "equisoso" Óxido "equisico" Óxido "perequisico" (según la valencia que tenga)

Por ejemplo, nombremos los óxidos del bromo. Como el oxígeno actúa con valencia negativa (siempre actúa con -2), el bromo actuará con las positivas, que son 1, 3, 5 y 7:

Sistemática	Stock	Tradicional	
Monóxido de dibromo Óxido de dibromo	Óxido de bromo (I)	Óxido hipobromoso	Br_2O
Trióxido de dibromo	Óxido de bromo (III)	Óxido bromoso	Br_2O_3
Pentaóxido de dibromo	Óxido de bromo (V)	Óxido brómico	Br_2O_5
Heptaóxido de dibromo	Óxido de bromo (VII)	Óxido perbrómico	Br_2O_7

Veamos las diferencias que existen entre las valencias pares y las impares. Nombremos los óxidos del azufre. De nuevo, como el oxígeno actúa con valencia -2 (negativa), el azufre actuará con las positivas (2, 4 y 6):

Sistemática	Stock	Tradicional	
Monóxido de azufre	Óxido de azufre (II)	Óxido hiposulfuroso	$S_2O_2 = SO$
Dióxido de azufre	Óxido de azufre (IV)	Óxido sulfuroso	$S_2O_4 = SO_2$
Trióxido de azufre	Óxido de azufre (VI)	Óxido sulfúrico	$S_2O_6 = SO_3$

Nótese como aquí la simplificación juega su papel en la notación sistemática, cambiando los prefijos.

2.2. Hidruros

El hidrógeno siempre es un elemento especial. Tiene un protón en el núcleo y un electrón en la corteza. Nada más. Por tanto, lo mismo le da perder ese electrón para formar moléculas (valencia +1), que ganar un electrón más para cerrar la capa $1s^2$ (valencia -1). Así pues, habrá que distinguir fundamentalmente dos tipos de hidruros (compuestos con hidrógeno). Aquellos en que actúe con valencia positiva y aquellos que lo haga con la negativa:

2.2.1. Hidruros metálicos

Los hidruros metálicos son aquellos compuestos en que se unen el hidrógeno y un metal. Como los metales tienen siempre valencia positiva, el hidrógeno actuará con valencia negativa. Por tanto, primero se coloca el hidrógeno, y luego el metal (nombrándose pues primero el metal y luego el hidrógeno). Las reglas a utilizar son las mismas que en los óxidos:

Sistemática	Stock	Tradicional	
Dihidruro de hierro	Hidruro de hierro (II)	Hidruro férrico	FeH_2
Trihidruro de hierro	Hidruro de hierro (III)	Hidruro férrico	FeH_3
Hidruro de sodio	Hidruro de Sodio	Hidruro sódico	NaH

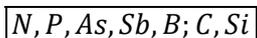
Nótese que, en el hidruro de Sodio, no ponemos número romano al final. Esto es así, porque el sodio sólo tiene una valencia (+1), y por tanto no es necesario especificar a cuál se refiere, pues sólo tiene una. En el de hierro, en cambio, por tener el hierro dos valencias (+2 y +3), es necesario especificar a cuál se hace referencia.

2.2.2. Hidruros no metálicos

Hay dos tipos de hidruros no metálicos. Algunos no metales, como el carbono o fósforo, al unirse con el hidrógeno, reciben nombres especiales. Otros, en cambio, forman ácidos (hidrácidos).

2.2.2.1. Hidruros no metálicos con nombres especiales

Estos son el nitrógeno, fósforo, arsénico, antimonio y boro (los cinco actuando con valencia 3), carbono y silicio (estos dos actuando con valencia 4):



Los nombres especiales que reciben son los siguientes:

Valencia	Fórmula	N. tradicional (la más usada)	N. sistemática
3	NH_3	Amoniaco	Trihidruro de nitrógeno
3	PH_3	Fosfina	Trihidruro de fósforo
3	AsH_3	Arsina	Trihidruro de arsénico
3	BH_3	Borano	Trihidruro de boro
3	SbH_3	Estibina	Trihidruro de antimonio
4	CH_4	Metano	Tetrahidruro de carbono
4	SiH_4	Silano	Tetrahidruro de boro

2.2.2.2. Ácidos hidrácidos

En ocasiones, algunos compuestos formados por no metales e hidrógeno forman ácidos hidrácidos. Se dice que estos compuestos están **en disolución**. Los elementos que pueden formar hidrácidos son:

- Fluor, cloro, bromo, yodo (con valencia -1)
- Azufre, selenio, telurio (con valencia -2)

Hay que distinguir por tanto entre si el compuesto está en disolución (ácido), o está en estado normal (-uro). De todos modos, es habitual que, por ejemplo, al hablar del *HCl* se sobreentienda que se está hablando del ácido clorhídrico, no del cloruro de hidrógeno. Para ser específicos, habría que decir que si se escribe *HCl* se debería estar hablando del cloruro de hidrógeno, mientras que si se escribe *HCl(ac)* o *HCl(aq)* se está hablando del ácido (el *aq* viene de disolución acuosa). Mostramos los dos tipos en la siguiente tabla:

Valencia	Fórmula	N. tradicional (en disolución)	N. tradicional (en estado puro)
1	<i>HF</i>	Ácido fluorhídrico	Fluoruro de hidrógeno
1	<i>HCl</i>	Ácido clorhídrico	Cloruro de hidrógeno
1	<i>HBr</i>	Ácido bromhídrico	Bromuro de hidrógeno
1	<i>HI</i>	Ácido iodhídrico	Yoduro de hidrógeno
2	<i>H₂S</i>	Ácido sulfhídrico	Sulfuro de hidrógeno
2	<i>H₂Se</i>	Ácido selenhídrico	Seleniuro de hidrógeno
2	<i>H₂Te</i>	Ácido telurhídrico	Telururo de hidrógeno

2.3. Hidróxidos

El grupo hidróxido es el formado por un átomo de oxígeno y un átomo de hidrógeno. Para poder unirse ambos, el hidrógeno “gasta” su valencia en unirse al oxígeno, y el oxígeno “gasta” una de las suyas en unirse al hidrógeno, quedándole una libre. Por tanto, el grupo hidróxido tiene una valencia (negativa: -1):



Como el hidróxido tiene valencia -1, se unirá normalmente con un metal (valencia positiva), escribiendo por tanto primero el metal y luego el hidróxido a la hora de hacer la fórmula. También, por tanto, se nombra primero al hidróxido y luego al metal.

Por ejemplo, el $NaOH$ se nombraría hidróxido de sodio. Según la notación utilizada, no obstante, y dependiendo del número de valencias del metal (el hidróxido siempre tiene una), se indicará con tradicional si es ico, oso, etc; con sistemática si es dihidróxido, trihidróxido, etc., y con stock si tiene valencia (I), (III), etc. Veamos algunos ejemplos:

Valencia	Fórmula	Sistemática	Stock	Tradicional
2	$Ca(OH)_2$	Dihidróxido de calcio	Hidróxido de calcio	Hidróxido cálcico
2	$Fe(OH)_2$	Dihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (II)	Hidróxido ferroso
3	$Fe(OH)_3$	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro (III)	Hidróxido férrico
3	$Al(OH)_3$	Trihidróxido de aluminio	Hidróxido de aluminio	Hidróxido alumínico

3. Compuestos ternarios

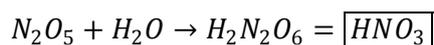
3.1. Ácidos oxoácidos

Son compuestos de tres elementos, entre los cuales se encuentran el oxígeno, el hidrógeno y un no metal. La forma de construir un ácido oxácido es la siguiente:

- Formular el óxido correspondiente
- Simplificar si es posible
- Añadir una molécula de agua
- Simplificar

La cuestión aquí es la siguiente: ¿qué óxido es el que hay que formular? Una vez hecho esto, lo demás es fácil. La nomenclatura utilizada nos dirá cuál es el óxido en cuestión. Veamos un ejemplo:

Ej: Ácido nítrico: Esto es notación **tradicional**. Las valencias del nitrógeno son 1, 3 y 5, por lo que la terminación **ico** se refiere a la valencia mayor, la 5. Así pues, debemos formular el óxido nítrico, y añadirle agua:



Como vemos, la formulación tradicional tiene un aire muy parecido a lo que ya habíamos visto anteriormente. No ocurre así con las demás, por lo que haremos un apartado para cada una de ellas.

3.1.1. Oxoácidos en nomenclatura tradicional

Para nombrar un oxoácido en notación tradicional, se escribe la palabra **ácido** seguida del nombre del compuesto con que se hace el **óxido**, que tendrá la terminación correspondiente a la valencia que utiliza (ico, oso, etc.).

Por ejemplo, para nombrar al ácido que se obtiene del óxido de azufre, actuando el azufre con valencia 4:

- Óxido sulfuroso (óxido proveniente del azufre con valencia 4): $S_2O_4 = SO_2$
- Sumar agua: $SO_2 + H_2O = \boxed{H_2SO_3}$
- Nombre tradicional: **ácido sulfuroso**

3.1.2. Oxoácidos en nomenclatura sistemática

En la nomenclatura sistemática (recordamos que era la que hacía uso de los prefijos mono, di, tri, etc.), la forma de nombrar a un ácido es empezar con la palabra **oxo** (indica ácido oxoácido), precedida de tantos oxígenos como tenga la fórmula final (por ejemplo dioxo, trioxo, etc.). A continuación, se escribe el nombre del elemento no metálico (el carbono, azufre, etc.), finalizado en **ato**, y seguido de la valencia que utiliza entre paréntesis (I, II, etc.). Se finaliza la fórmula escribiendo **de hidrógeno**.

Por ejemplo, el ácido del ejemplo anterior (azufre con valencia 6), cuya fórmula final es H_2SO_3 , se nombraría: **trioxo sulfato (IV) de hidrógeno**.

3.1.3. Oxoácidos en nomenclatura Stock

La nomenclatura Stock para los ácidos oxácidos se formula escribiendo la palabra **ácido** (igual que en tradicional), seguida del número de oxígenos con la palabra oxo (trioxo, tetraoxo...). A continuación, se escribe el elemento terminado en **ico**, y entre paréntesis la valencia con la que actúa.

Por ejemplo, el ácido del ejemplo anterior, se escribiría **ácido trioxo sulfúrico (IV)**. El ico en este caso no hace referencia a la valencia del azufre, pues esta va entre paréntesis.

Un aspecto importante de los oxácidos es cómo a partir de la fórmula podemos obtener el nombre. Hay que notar que para obtener el nombre la única información relevante es la valencia del elemento no metálico que tenemos. Así pues, tenemos que deshacer los pasos hasta llegar al óxido y ver la valencia. Pero hay que tener cuidado con las simplificaciones:

Ejemplo: Nombrar (en tradicional), el HNO_3

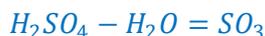
El paso anterior a la construcción final del ácido es el haberle sumado agua. Por tanto, debemos quitársela. Pero no podemos quitar agua, pues esta es H_2O , con dos hidrógenos, y sólo tenemos uno. Eso sólo puede significar que la fórmula está simplificada. Dessimplificamos y quitamos el agua:



*Como el nitrógeno tiene la valencia 2 correspondiente al oxígeno, la fórmula N_2O_5 no está simplificada, y el nitrógeno actúa con valencia 5, su valencia mayor. Como tiene tres valencias, esta valencia corresponde a **ico**. El ácido buscado será pues el **ácido nítrico**.*

Ejemplo: Nombrar (en tradicional), el H_2SO_4

El primer paso, igual que antes, es quitar el agua. En este caso no hay ningún problema:



En este paso, debemos darnos cuenta de que esta fórmula está simplificada. Bien porque al azufre le falta la valencia 2 del oxígeno, o bien porque el azufre no tiene ninguna valencia 3. Sea como fuere, dessimplificamos:



*Así que el azufre actúa con valencia 6, que es la mayor. Como tiene tres valencias, esto se corresponde a la mayor de ellas, que es la **ico**. Así pues, se trata del **ácido sulfúrico**.*

Veamos algunos ejemplos más:

	Tradicional	Sistemática	Stock
$HClO$	Ácido hipocloroso	oxo clorato (I) de hidrógeno	Ácido monoxo clórico (I)
$HClO_2$	Ácido cloroso	dioxo clorato (III) de hidrógeno	Ácido dioxo clórico (III)
$HClO_3$	Ácido clórico	trioxo clorato (V) de hidrógeno	Ácido trioxo clórico (V)
$HClO_4$	Ácido perclórico	tetraoxo clorato (VII) de hidrógeno	Ácido tetraoxo clórico (VII)
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	dioxo sulfato (II) de hidrógeno	Ácido dioxo sulfúrico (II)
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	trioxo sulfato (IV) de hidrógeno	Ácido trioxo sulfúrico (IV)
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	tetraoxo sulfato (VI) de hidrógeno	Ácido tetraoxo sulfúrico (VI)
HNO	Ácido hiponitroso	oxo nitrato (I) de hidrógeno	Ácido monoxo nítrico (I)
HNO_2	Ácido nitroso	dioxo nitrato (III) de hidrógeno	Ácido dioxo nítrico (III)
HNO_3	Ácido nítrico	trioxo nitrato (V) de hidrógeno	Ácido trioxo nítrico (V)

3.1.4. Algunos ácidos especiales

Los ácidos del **fósforo**, **arsénico** y **antimonio**, son ácidos especiales. Para ellos, se suele reservar las palabras **meta**, **piro** y **orto**. Hemos visto anteriormente que para formar un ácido, se construye el óxido y se le suma **UNA** molécula de agua. Pues bien, esto no tiene por qué ser siempre así. En estos tres ácidos, pueden sumárseles una molécula de agua (meta), dos (piro) o tres (orto).

Es habitual que, cuando se habla de, por ejemplo, el ácido fosfórico, se sobreentienda que es **ortofosfórico**. De esta forma, si nos piden formular el ácido fosfórico, habrá que hacer lo siguiente:

Ácido fosfórico = ácido ortofosfórico: 3 moléculas de agua

- Óxido fosfórico: valencias del fósforo: 1, 3 y 5, luego ico corresponde a la 5: P_2O_5
- Sumamos las TRES moléculas de agua: $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow H_6P_2O_8 = \boxed{H_3PO_4}$

Si quisiésemos formular el ácido fosfórico habitual (el de una molécula de agua), debemos indicarlo pidiendo **ácido metafosfórico**.

Por otro lado, hay algunos metales que también forman ácidos, como el Cromo y el Manganeso:

Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	$CrO_3 + H_2O \rightarrow H_2CrO_4$	Ácido crómico
6	$Cr_2O_6 + H_2O \rightarrow H_2Cr_2O_7$	Ácido dicrómico

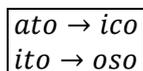
Valencia	Fórmula	N. tradicional
6	$MnO_3 + H_2O \rightarrow H_2MnO_4$	Ácido mangánico
7	$Mn_2O_7 + H_2O \rightarrow H_2Mn_2O_8 = HMnO_4$	Ácido permangánico

3.2. Sales ternarias

Las sales ternarias son la combinación de un elemento metálico, uno no metálico y oxígeno. Un ejemplo de estas sales es, por ejemplo, el Na_2SO_4 . Estas sales provienen de un ácido oxoácido, al que se le retiran los hidrógenos, que se sustituyen por el elemento. En el ejemplo anterior, la secuencia es la siguiente:

- Construir el óxido (y simplificar): **óxido sulfúrico**: $S_2O_6 \rightarrow SO_3$
- Construir el ácido (y simplificar): **ácido sulfúrico**: H_2SO_4
- Retirar los hidrógenos e introducir el elemento: $Na_2(SO_4)$

En este ejemplo, vemos que la valencia del SO_4 es 2, que es el número de hidrógenos que hemos quitado al ácido. Por eso, el Na lleva un 2. La valencia del Na , 1, pasaría al SO_4 . El nombre tradicional de este compuesto es el **sulfato de sodio**. Es importante que recordemos, cuando veamos sales ternarias, que la terminación ato se corresponde con la ico, y la terminación ito con la oso:



Así pues, para formular estos compuestos, nos fijamos primero en el ato, ito, per-ato o hipo-ito. Con él, construimos el óxido, y luego el ácido. Quitamos los hidrógenos e introducimos el otro compuesto.

Ejemplo: carbonato de aluminio:

- **Carbonato**: terminación ato: correspondencia con ico. Debemos construir el óxido carbónico: $C_2O_4 = CO_2$
- Fabricamos el ácido sumando agua: $CO_2 + H_2O = H_2CO_3$
- Quitamos los hidrógenos (al quitar dos, la valencia de este CO_3 será 2), y sustituimos el elemento que hemos dejado aparte (el aluminio, de valencia 3):



Ejemplo: sulfito ferroso

- **Sulfito**: terminación ito: correspondencia con oso. Debemos construir el óxido sulfuroso (valencias del azufre: 2, 4, 6, luego oso indica la 4): $S_2O_4 = SO_2$
- Fabricamos el ácido sumando agua: $SO_2 + H_2O = H_2SO_3$
- Quitamos los hidrógenos (al quitar dos, la valencia de este SO_3 será 2), y sustituimos el elemento que hemos dejado aparte. Como el hierro tiene valencias 2 y 3, habrá que ver con cuál actúa. Al indicarnos **ferroso**, nos están diciendo que con la menor, esto es, con valencia 2:



4. Sales cuaternarias. Sales ácidas

Las sales cuaternarias provenientes de ácidos se obtienen sustituyendo parte de los hidrógenos del ácido por otro elemento, no como en el caso de las sales ternarias, que se sustituían TODOS los hidrógenos. La forma de nombrarlas es

En la siguiente tabla se muestran algunas sales cuaternarias. En la primera columna está la fórmula del ácido del que provienen, en la segunda el nombre del ácido, en la tercera la fórmula de la sal y en la cuarta el nombre de dicha sal:

Ácido	Nombre del ácido	Sal	Nombre de la sal
H_2SO_2	Ácido hiposulfuroso	$Ca(HSO_2)_2$	Hidrógeno hiposulfito de calcio
H_2SO_3	Ácido sulfuroso	$Pb(HSO_3)_4$	Hidrógeno sulfito de plomo (IV)
H_2SO_4	Ácido sulfúrico	$Cr(HSO_4)_3$	Hidrógeno sulfato de cromo (III)
$H_4As_2O_5$	Ácido piroarsenioso	$Sr(H_3As_2O_5)_2$	Trihidrógeno piroarsenito de estroncio
$H_4Sb_2O_5$	Ácido piroantimonioso	$Mg_2(H_2Sb_2O_5)_2$ $= Mg(H_2Sb_2O_5)$	Dihidrógeno piroantimonito de Magnesio

Notemos lo siguiente: para nombrar estas sales, se empieza escribiendo la palabra hidrógeno, con un sufijo correspondiente a tantos hidrógenos como hayamos dejado. En los primeros tres ejemplos se escribe simplemente hidrógeno (sólo queda uno), pero en el cuarto ejemplo tenemos en **trihidrógeno...**, pues aun quedan tres hidrógenos.

El siguiente paso es nombrar el elemento del que parte el ácido (habitualmente no metal), con su terminación ito, ato... igual que en las sales ternarias, y el “de Plomo” o “plúmbico”, que indica el elemento a cambiar (y, en su caso, si tiene más de una valencia, cuál utilizar).

Si se proviene de un ácido piro, meta u orto, también se indica en la fórmula. Por ejemplo, en la última tenemos lo siguiente:

Ejemplo: Formular el dihidrógeno piroantimonito de Magnesio.

Lo primero que hacemos es olvidarnos del Magnesio hasta el final. El dihidrógeno nos indica que no quitemos todos los hidrógenos del ácido, que dejemos dos. Habrá que nombrar ahora el ácido. Al tener piroantimonito, el ito final nos indica oso. Habrá que formular el ácido piroantimonioso, esto es, construir el óxido antimonioso, y sumarle DOS moléculas de agua (por el piro). El antimonio tiene valencias 3 y 5, por lo que oso indica la 3:



Ahora, el dihidrógeno nos indica que dejemos dos hidrógenos. Como hemos quitado dos, la valencia del $H_2Sb_2O_5$ resultante será 2. Sustituimos estos dos hidrógenos por el elemento que nos piden, el magnesio, que tiene de valencia 2:



Que, como puede simplificarse, la fórmula final será: $Mg(H_2Sb_2O_5)$

5. Anexo: tabla de valencias

Nombre	Símbolo	Valencia
Litio	<i>Li</i>	1
Sodio	<i>Na</i>	
Potasio	<i>K</i>	
Rubidio	<i>Rb</i>	
Cesio	<i>Cs</i>	
Francio	<i>Fr</i>	
Plata	<i>Ag</i>	
Amonio	NH_4^+	
Berilio	<i>Be</i>	2
Magnesio	<i>Mg</i>	
Calcio	<i>Ca</i>	
Estroncio	<i>Sr</i>	
Bario	<i>Ba</i>	
Radio	<i>Ra</i>	
Cinc	<i>Zn</i>	
Cadmio	<i>Cd</i>	
Aluminio	<i>Al</i>	3
Cobre	<i>Cu</i>	1 2
Mercurio	<i>Hg</i>	
Oro	<i>Au</i>	1 3
Talio	<i>Tl</i>	
Níquel	<i>Ni</i>	2 3
Cobalto	<i>Co</i>	
Hierro	<i>Fe</i>	
Platino	<i>Pt</i>	2 4
Plomo	<i>Pb</i>	
Estaño	<i>Sn</i>	
Cromo	<i>Cr</i>	2 3 6
Manganeso	<i>Mn</i>	2 3 4 6 7

Nombre	Símbolo	Valencias +	Valencias -
Hidrógeno	<i>H</i>	1	-1
Flúor	<i>F</i>		-1
Cloro	<i>Cl</i>	1 3 5 7	-1
Bromo	<i>Br</i>		
Yodo	<i>I</i>		
Oxígeno	<i>O</i>		-2 (-1)
Azufre	<i>S</i>	2 4 6	-2
Selenio	<i>Se</i>		
Teluro	<i>Te</i>		
Nitrógeno	<i>N</i>	1 3 5	-3
Fósforo	<i>P</i>	3 5	-3
Arsénico	<i>As</i>		
Antimonio	<i>Sb</i>		
Boro	<i>B</i>	3	
Bismuto	<i>Bi</i>	3 5	
Carbono	<i>C</i>	2 4	-4
Silicio	<i>Si</i>	4	-4

4 valencias	3 valencias	2 valencias	
<i>per-ico</i>			Mayor ↓ Menor
<i>ico</i>	<i>ico</i>	<i>ico</i>	
<i>oso</i>	<i>oso</i>	<i>oso</i>	
<i>hipo-oso</i>	<i>hipo-oso</i>		

Ácidos
<i>ato</i> → <i>ico</i> <i>ito</i> → <i>oso</i>