

FORMULACIÓN INORGÁNICA:

Formular un compuesto consiste en expresar la fórmula química de dicho compuesto. Es decir, indicar qué tipo de átomos (qué elementos) están presentes en la molécula (o en la red cristalina) y cuántos hay de cada tipo.

En esta parte del tema estudiaremos los compuestos **inorgánicos**, aquellos que **no** son característicos de la materia viva (estos últimos llamados compuestos **orgánicos**).

LA UNIÓN ENTRE ÁTOMOS. EL ENLACE QUÍMICO.

Sabemos que los átomos normalmente son neutros (igual número de protones en el núcleo que de electrones en la corteza). Sin embargo, esto no significa que esa sea su forma más estable. Salvo los gases nobles, todos los elementos tienen tendencia a ganar o perder electrones, para lo cual se unen a otros átomos, formando moléculas o redes cristalinas.

¿Por qué esa tendencia a ganar o perder electrones? Recordemos que los electrones en el átomo están distribuidos en capas. La última capa que contiene electrones está sin llenar completamente (salvo en los gases nobles). El hecho de tener la última capa llena le da mucha estabilidad al átomo, por eso los átomos de los gases nobles se encuentran siempre aislados, sin unirse a otros átomos.

Todos los átomos intentarán conseguir que su última capa esté llena de electrones. Para ello, aceptarán los que necesiten para llenarla, o intentarán librarse de los que les sobran. De esta forma, cediendo electrones unos átomos a otros, o compartiéndolos, se unen entre sí. Esto es lo que se denomina enlace químico.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS (1) :

Se entiende por **número de oxidación** de un elemento al número de uniones (o enlaces) que puede hacer un átomo de un determinado elemento cuando se combina con otros átomos. Es decir, el número de electrones que puede aceptar, ceder o compartir. Un mismo elemento puede actuar con uno o varios números de oxidación diferentes.

- A.-** Los **metales** (o elementos metálicos), tienen tendencia a desprenderse de electrones de su última capa, cediéndolos a otro átomo. Al quedarse con menos electrones, su carga será positiva. Se considera, por tanto, que el n° oxidación de los metales es positivo.
- B.-** Los **no metales**, tienen tendencia a ganar electrones, ya sea tomándolos de un átomo metálico o compartiéndolos con otro no metal.
- Si se une a un metal (enlace iónico, Metal + No metal): El no metal acepta los electrones que le da el metal, y se queda con carga negativa. Tendrá entonces un n° oxidación negativo.
 - Si se unen dos o más No metales, compartirán electrones de su última capa (enlace covalente). Pero siempre uno de ellos será más electronegativo que el otro, atrayendo más a los electrones hacia su núcleo. Se considera entonces que el elemento más electronegativo (que se suele colocar a la derecha en la fórmula) actúa con n° oxidación negativo, y el elemento más electropositivo (a la izquierda) actúa con n° oxidación positivo. (Es decir, se considera como si el elemento más electronegativo se “quedase” con los electrones, formándose un compuesto iónico)

Estas reglas se usan cuando se combinan dos o más elementos. En las **sustancias simples** (uno o más átomos del mismo elemento) se considera que el número de oxidación es cero.

¹ Hablando estrictamente, el n° de oxidación sería el n° de electrones ganado o perdidos por el elemento si el compuesto estuviera constituido exclusivamente por iones. Consideramos que la definición menos precisa que usamos en esta unidad, y que es en cierto modo intermedia entre el antiguo concepto de “valencia” y el de “número de oxidación”, es más fácil de comprender para los alumnos del nivel al que va dirigida.

TABLA DE NÚMEROS DE OXIDACIÓN MÁS HABITUALES DE LOS ELEMENTOS QUÍMICOS MÁS FRECUENTES:

GRUPO 1: ALCALINOS			GRUPO 2. ALCALINOTÉRREOS			GRUPO 13: GRUPO DEL BORO		
	<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>		<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>		<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>
H	1+	1 -	Be	2+		B	3+	3 -
Li	1+	-----	Mg	2+		Al	3+	-----
Na	1+		Ca	2+		Ga	3+	
K	1+	No	Sr	2+	No	In	1+, 3+	No tienen
Rb	1+	tienen	Ba	2+	tienen	Tl	1+, 3+	
Cs	1+		Ra	2+				
Fr	1+							
GRUPO 14: GR. DEL CARBONO			GRUPO 15: PNICTÓGENOS			GRUPO 16: CALCÓGENOS		
	<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>		<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>		<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>
C	2+, 4+	4 -	N	3+, 5+ (1+,2+,4+)	3 -	O	2+	2 -
Si	4+	4 -	P	3+, 5+	3 -	S	2+, 4+, 6+	2 -
Ge	2+, 4+	-----	As	3+, 5+	3 -	Se	2+, 4+, 6+	2 -
Sn	2+, 4+	No	Sb	3+, 5+	3 -	Te	2+, 4+, 6+	2 -
Pb	2+, 4+	tienen	Bi	3+, 5+	3 -	Po	2+, 4+, 6+	2 -
GRUPO 17: HALÓGENOS			ALGUNOS ELEMENTOS DE TRANSICIÓN					
	<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>		<u>Electro+</u>			<u>Electro+</u>	
F	-----	1 -	Fe	2+, 3+		Sc	3+	
Cl	1+, 3+, 5+, 7+	1 -	Co	2+, 3+		Ti	2+, 3+, 4+	
Br	1+, 3+, 5+, 7+	1 -	Ni	2+, 3+		V	2+, 3+, 4+, 5+	
I	1+, 3+, 5+, 7+	1 -	Zn	2+		Cr	2+, 3+, 6+	
At	1+, 3+, 5+, 7+	1 -	Cd	2+		W	2+, 3+, 6+	
			Hg	1+, 2+		Mn	2+, 3+, 4+, 7+	
			Cu	1+, 2+		U	4+	
			Ag	1+				
			Au	1+, 3+				
			Pt	2+, 4+				
			Pd	2+, 4+				

Algunas "pistas" para acordarse de los números de oxidación

En muchos casos, podemos saber qué números de oxidación tienen un elemento, conociendo en qué grupo está, y si es metal o no metal.

Nº de oxidación negativos:

- Los elementos no metálicos de los grupos 13 al 17 tienen nº oxidación negativo. Este nº coincide con "cuántos grupos hay que desplazarse hasta llegar al 18, el de los gases nobles". Es decir, **nº oxidación = nº grupo - 18**.
 Ejemplo: Oxígeno: grupo 16. Hay que desplazarse 2 grupos hasta llegar a los gases nobles: $16 - 18 = -2$. nº ox = 2-
 Nitrógeno: grupo 15. Hay que desplazarse 3 grupos hasta llegar a los gases nobles: $15 - 18 = -3$. nº ox = 3-
 Cloro: grupo 17. Hay que desplazarse 1 grupo hasta llegar a los gases nobles: $17 - 18 = -1$. nº ox = 1-
 Carbono: grupo 14. Hay que desplazarse 4 grupos hasta llegar a los gases nobles: $14 - 18 = -4$. nº ox = 4-
 El boro es una excepción. Está en el grupo 13, pero su nº oxidación negativo es 3 - .

Nº de oxidación positivos:

- Los elementos de los grupos 1 y 2 tienen un nº oxidación que coincide con el grupo. Grupo 1: 1+, Grupo 2: 2+
- Para los no metales de los grupos 13 al 17, los nºs de oxidación están relacionados con la última cifra del número del grupo. Partimos de esa cifra (3, 4, 5, 6 ó 7), y ese será el mayor de sus nºs de oxidación positivos. Podemos obtener los demás restando 2, hasta llegar a 2+ en los grupos pares y 1+ en los grupos impares.
 Ejemplo: cloro: grupo 17. nº oxidación: 7+, 5+, 3+, 1+ azufre: grupo 16. nº oxidación: 6+, 4+, 2+
¡Ojo! Esto no es una regla exacta para todos los elementos. Algunos elementos no se ajustan a ella (F, O, N, Si, B, Al, Ga). Repasa bien la tabla de arriba.
- Para los elementos de transición no podemos establecer ninguna regla. Cada elemento tiene sus propios nºs de oxidación, y deberemos memorizarlos

NOMENCLATURAS. FORMAS DE NOMBRAR LOS COMPUESTOS

Para **nombrar** los compuestos existen varias nomenclaturas, o reglas para dar los nombres, aceptadas por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry).

Nosotros usaremos sobre todo la **NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN**, que propone nombrar los compuestos de dos formas posibles:

1. - Mediante prefijos multiplicadores (di, tri, tetra...): Podríamos llamar a esta forma “estequiométrica”. Consiste básicamente en leer la fórmula de derecha a izquierda, incluyendo los subíndices.
2. - Indicando el nº de oxidación de los elementos con números romanos, caso de que sea necesario (de que el elemento tenga más de uno, para evitar confusiones).

Además, en algunos compuestos (como los ácidos) usaremos también su nomenclatura **Tradicional** (o antigua), ya que en muchos casos son los nombres más comunes y usados en los laboratorios y en la industria.

1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE SUSTANCIAS SIMPLES:

Las **sustancias simples** (moléculas constituidas por átomos del mismo elemento, o redes cristalinas con todos sus átomos iguales) son las más fáciles de formular. En general, basta con indicar el **símbolo del elemento** correspondiente.

Ejemplos: hierro : Fe carbono: C helio : He azufre: S

Existen algunas excepciones : muchas sustancias simples gaseosas están formadas por moléculas diatómicas.

Oxígeno: O₂, Flúor: F₂ ,
Hidrógeno: H₂, Cloro: Cl₂ ,
Nitrógeno: N₂, Bromo: Br₂,
Yodo: I₂ También el Ozono o trióxígeno: O₃

Nomenclatura: En general, basta con indicar el nombre del elemento correspondiente.

Ejemplos: N₂: nitrógeno Au: oro

En el caso de que en la fórmula aparezcan varios átomos, se indica con un prefijo: S₆ : hexaazufre , P₄: tetrafósforo

(Nota: Si bien están aceptados para los compuestos incluidos arriba O₂, H₂, N₂ ... los nombres sistemáticos de dióxígeno, dihidrógeno, dinitrógeno... resultará más conveniente el acostumbrarnos a nombrarlos diciendo sólo el nombre del elemento, sobre todo para evitar errores a la hora de resolver problemas de reacciones químicas.)

2. COMPUESTOS BINARIOS

Se trata de compuestos que contienen dos elementos químicos (uno o varios átomos de cada elemento). En esta unidad estudiaremos las combinaciones entre:

Metal + No Metal: Compuestos iónicos, en los que los átomos del metal ceden electrones a los del no metal. En general son compuestos cristalinos, sólidos a temperatura ambiente, y muchos de ellos solubles en agua.

No Metal + No metal: Compuestos covalentes, en los que los átomos comparten pares de electrones. En general forman moléculas y son gases o líquidos a temperatura ambiente. Aunque también existen compuestos (como el SiO₂) sólidos, con elevada temperatura de fusión (T.F).

Repaso: Uso de los n^{os} oxidación a la hora de formular y nombrar COMPUESTOS BINARIOS.

¿Cómo se obtiene la fórmula conociendo el n^o oxidación con el que actúan los elementos?

Recordemos que el n^o oxidación nos indica el número de enlaces que un átomo del elemento es capaz de realizar con otros átomos.

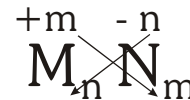
Ejemplo: la sal común (cloruro de sodio, combinación de cloro y sodio). El sodio tiene 1+, tiende a dar un electrón (un enlace). El cloro, 1-, tiende a ganar un electrón (un enlace). Así, un átomo de sodio da un electrón a un átomo de cloro. La fórmula será Na Cl.

Otro ejemplo: Fe (actuando con 3+) e Hidrógeno (1-). Un átomo de hierro puede ceder 3 electrones, por lo que formará enlace con 3 átomos de hidrógeno (cada átomo de H acepta 1 electrón). Fórmula: Fe H₃.

Otro más: Aluminio (3+) y Oxígeno (2-). Cada átomo de aluminio puede formar 3 enlaces, pero un átomo de oxígeno sólo puede hacer 2. Serán necesarios 2 átomos de aluminio (6 enlaces en total) y 3 átomos de oxígeno (también 6 enlaces). La fórmula será Al₂ O₃.

Una forma simplificada de obtener la fórmula es el **intercambio de números**. Colocamos como subíndice de un elemento el n^o oxidación (sin el signo) del otro elemento. Si ambos números se pueden dividir por 2, ó por 3... la fórmula se simplifica.

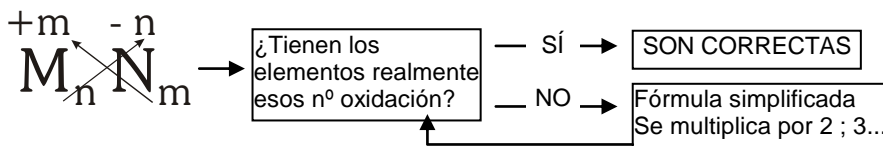
Ejemplo: C⁽⁴⁺⁾ y O⁽²⁻⁾ → C₂O₄ → CO₂



¿Cómo se obtienen los números de oxidación a partir de la fórmula?

El procedimiento es el inverso al que hemos visto. Hay que hacer el "intercambio de números" al revés. El subíndice que indica el número de átomos de un elemento se corresponde con el n^o oxidación del otro elemento.

(¡Ojo!: La fórmula puede estar simplificada. Hay que asegurarse de que los n^o oxidación obtenidos son correctos.)



Formulación:

La fórmula de un compuesto binario se escribe al revés del nombre (es decir: cloruro de sodio se escribe Na Cl)

A la hora de construir la fórmula los compuestos binarios, hemos de tener en cuenta el n^o oxidación con la que está actuando cada uno.

Metal - No Metal: (enlace iónico)

- El Metal (que siempre aparece a la izquierda de la fórmula) actuará con uno de sus n^o oxidación positivos.
- El No Metal (que se escribe a la derecha) actuará con su n^o oxidación negativo (aquí no hay confusión posible).

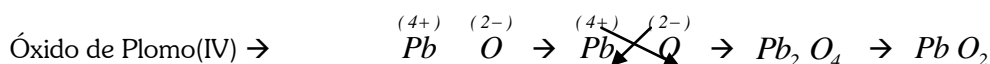
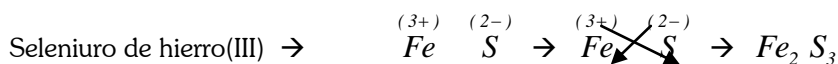
No Metal – No Metal: (enlace covalente)

- El elemento que se escriba a la izquierda (el último en nombrarse) actuará con cualquiera de sus n^o oxidación positivos.
- El elemento que se escriba a la derecha (el primero en nombrarse, terminado en -URO) se considera que actúa con su n^o oxidación negativo.

(Ejemplo: El azufre, si está a la izquierda, puede actuar con 2+, 4+ ó 6+. Cuando esté a la derecha (se nombrará entonces sulfuro) actuará con 2-)

¡Ojo! Siempre que un no metal se combine con hidrógeno, siempre actuará con n° oxidación negativo, y el hidrógeno con (1+), aunque el elemento esté a la izquierda y el hidrógeno a la derecha.

*Ejemplo: NH_3 El nitrógeno actúa con 3-, y el hidrógeno con 1+
 H_2S El azufre actúa con 2- y el hidrógeno con 1+*



¿Cómo sabemos, al combinar dos elementos, cuál se coloca a la izquierda y cuál a la derecha?

El criterio adoptado por la IUPAC es el del lugar que ocupa en la tabla periódica. El que esté más a la izquierda en la tabla se coloca a la izquierda. Para dos elementos del mismo grupo, se coloca a la izquierda el que esté situado más abajo en el grupo.

El hidrógeno es un caso especial. Se considera como si estuviera entre los grupos 15 y 16.

Caso de que interviniera un gas noble (no lo estudiamos en esta unidad) se colocaría a la izquierda.

Nomenclatura: La fórmula del compuesto se lee de derecha a izquierda.

1. Usando prefijos: Se indica el número de átomos de cada elemento (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta...). Al elemento de la derecha (el que se nombra en primer lugar), se le añade la terminación -URO (para el oxígeno se dice "óxido")

Fe_2O_3 : trióxido de dihierro FeO : monóxido de hierro

2. Indicando el n° de oxidación: No se indica el número de átomos, sino el n° de oxidación del elemento de la izquierda (sólo de ese elemento), en caso de que tenga más de uno. El n° oxidación se escribe entre paréntesis, con números romanos, a continuación del nombre del elemento.

Fe_2O_3 : óxido de hierro(III) Na_2S : sulfuro de sodio

Ejemplos: K_2O : óxido de dipotasio óxido de potasio
 $CaCl_2$: dicloruro de calcio cloruro de calcio
 $HgCl$: (*mono*)cloruro de mercurio (*) cloruro de mercurio(I)
 NiS : (*mono*)sulfuro de níquel (*) sulfuro de níquel(II)
 Ni_2S_3 : trisulfuro de diníquel sulfuro de níquel(III)
 MgS : sulfuro de magnesio sulfuro de magnesio
 O_7Cl_2 : dicloruro de heptaóxígeno

Respecto a los nombres terminados en -URO, en algunos elementos el nombre se altera (en la mayoría se usa su antiguo nombre latino).

*H: hidruro
 F: fluoruro
 Cl: cloruro
 Br: bromuro
 I: yoduro
 O: óxido
 S: sulfuro
 Se: selenuro
 Te: telururo
 N: nitruro
 P: fosfuro
 As: arsenuro
 Sb: antimonuro
 C: carburo
 Si: siliciuro
 B: boruro*

(¡¡Ojo!! No confundir el n° de oxidación (n° de electrones intercambiados) con el subíndice (n° de átomos)). Puede que coincidan, pero puede que no, ya que la fórmula puede estar simplificada.

() La IUPAC desaconseja usar el prefijo "mono", salvo en el caso de que estemos enumerando o distinguiendo entre varios compuestos similares (NO: monóxido de nitrógeno, NO_2 : dióxido de nitrógeno). NiS sería "sulfuro de níquel". En el caso del oxígeno puede nombrarse "monóxido" o "monoóxido".*

¡¡Mucho cuidado!! Corremos el riesgo de acostumbrarnos a nombrar compuestos tipo NiS "sulfuro de níquel", SnO "óxido de estaño", AuN "nitruro de oro", directamente, sin pesar en los números de oxidación. Esto puede hacer que nos equivoquemos al formular, ya que "hidruro de calcio" **no es** CaH (no existe), sino CaH_2 .

Al formular, USA SIEMPRE los números de oxidación de los elementos, y comprueba que la fórmula es posible.

Una pista: Si el nombre de un compuesto binario no contiene prefijos (ni "di", ni "tri"...) ES QUE ESTÁ DADO USANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN. Por tanto, para escribir la fórmula, debes tenerlos en cuenta.

2.1 Hidruros (combinaciones del hidrógeno)

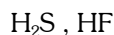
Son combinaciones binarias del hidrógeno, ya sea con metales o con no metales. En general, se formulan y nombran siguiendo las reglas generales que hemos visto. No obstante, debemos tener en cuenta ciertas normas especiales para este tipo de compuestos, cuando el hidrógeno se combina con un no metal.

Cómo formular los hidruros de los no metales:

Si el no metal está en los grupos 13, 14 ó 15, se coloca el elemento a la izquierda y el hidrógeno a la derecha.



Si el no metal está en los grupos 16 ó 17, se coloca el hidrógeno a la izquierda y el elemento a la derecha.



Siempre que un no metal se combine con hidrógeno, siempre actuará con n° oxidación negativo, y el hidrógeno con (1+), aunque el elemento esté a la izquierda y el hidrógeno a la derecha.

Ejemplo: NH_3 El nitrógeno actúa con 3-, y el hidrógeno con 1+
 H_2S El azufre actúa con 2- y el hidrógeno con 1+

Cómo nombrar los hidruros de los no metales:

Los compuestos binarios que forma el HIDRÓGENO en combinación con NO METALES han recibido tradicionalmente nombres propios, que en muchos casos son los que más se usan actualmente. Por lo tanto, es necesario conocerlos.

BH_3 : Borano ; NH_3 : Amoníaco ; CH_4 : Metano ; SiH_4 : Silano ;

Los hidruros de los grupos 16 y 17 son gases muy solubles en agua, comportándose entonces como ácidos. Suelen usarse entonces estos nombres tradicionales (ÁCIDO (NO METAL)-HÍDRICO) cuando están en disolución acuosa (y sólo entonces).

HF(aq) : ácido fluorhídrico ; HCl(aq) : ácido clorhídrico ; HBr(aq) : ácido bromhídrico ; HI(aq) : ácido yodhídrico
 $\text{H}_2\text{S(aq)}$: ácido sulfhídrico ; $\text{H}_2\text{Se(aq)}$: ácido selenhídrico ; $\text{H}_2\text{Te(aq)}$: ácido telurhídrico

Ampliación: Para los hidruros de los grupos 14 al 17, la IUPAC recomienda actualmente usar otros nombres propios (denominados "hidruros progenitores") en lugar de los que se venían usando hasta hace poco. De todas formas, aún no está muy extendido. Estos son los nombres de algunos de ellos. Como puedes ver, algunos coinciden con los tradicionales.

BH_3 : borano	CH_4 : Metano	NH_3 : Azano	H_2O : oxidano	HF : fluorano
AlH_3 : alumano	SiH_4 : Silano	PH_3 : Fosfano	H_2S : sulfano	HCl : clorano
	SnH_4 : estannano	AsH_3 : Arsano	H_2Se : selano	HBr : bromano
	PbH_4 : Plumbano	SbH_3 : Estibano	H_2Te : telano	HI : yodano

2.2 Óxidos (Combinaciones del oxígeno)

Para la mayoría de los elementos, su combinación con oxígeno se formula y nombra siguiendo las reglas generales. El oxígeno actúa con 2- y se coloca a la derecha de la fórmula (salvo que se combine con flúor).

CO_2 : dióxido de carbono. Óxido de carbono(IV)

Óxido de aluminio: $\text{Al}^{(3+)} \text{O}^{(2-)} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$ Óxido de azufre(VI): $\text{S}^{(6+)} \text{O}^{(2-)} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{SO}_3$

Al igual que hemos visto en el caso de los hidruros, en las combinaciones del oxígeno existen ciertos compuestos que merecen un estudio aparte de las reglas generales.

Según recomienda la IUPAC actualmente, cuando el oxígeno se combina con un elemento del grupo 17 (F, Cl, Br, I), se coloca primero el oxígeno y luego el elemento a la derecha. Sin embargo, el oxígeno actuará con su n° ox. negativo (2-) y el otro elemento con uno de sus números de oxidación positivos (1+, 3+, 5+ ó 7+). En el caso del flúor, éste actúa con 1- y el oxígeno con 2+. Sólo se nombran usando prefijos.

Ejemplos: OF_2 : fluoruro de dióxígeno O_3Cl_2 : dicloruro de trióxígeno
 O_5Br_2 : dibromuro de pentaóxígeno O_7I_2 : diyoduro de heptaóxígeno

No obstante, esta forma no está muy extendida, y es muy probable que nos encontremos el oxígeno al final, como en el resto de los óxidos, y se nombraría como hemos visto:

Cl_2O_7 : heptaóxido de dicloro, óxido de cloro(VII)

2.3. Peróxidos: Combinación de un elemento metálico (estudiaremos los de grupos 1 y 2, aunque pueden ser otros elementos de transición, como el Zn) con el denominado GRUPO PERÓXIDO (O_2^{2-} , carga 2-). Así, los compuestos resultantes, según su valencia, son de la forma:



Nomenclatura: Admiten el nombre propio del tipo de compuesto (peróxido de X), además de la nomenclatura de composición usando prefijos.

Ejemplos:

H_2O_2	peróxido de hidrógeno	dióxido de dihidrógeno
Na_2O_2	peróxido de sodio	dióxido de disodio
BeO_2	peróxido de berilio	dióxido de berilio
BaO_2	peróxido de bario	dióxido de bario

¡OJO! Estos compuestos pueden confundirse a simple vista con los óxidos “normales”. Si tenemos dudas, lo mejor que podemos hacer es obtener el n° de oxidación con el que estaría actuando el metal como si se tratara de un óxido (haciendo el “intercambio de números” y teniendo en cuenta que puede estar simplificada). Si el número de oxidación del oxígeno sale 2- y el del metal no es posible, se trata de un peróxido.

*Ej: Na_2O_2 Intercambiando: Na: 2+ O: 2- El n° ox. del sodio **no** sería correcto → es un peróxido
 CaO_2 Intercambiando: Ca: 4+ O: 2- El n° ox. del calcio **no** sería correcto → es un peróxido
 PbO_2 Intercambiando: Pb: 4+ O: 2- El n° ox. del plomo **sí** es correcto → es un óxido*

Otra forma, igual más sencilla, de comprobarlo, es formular el óxido. Si no coinciden las fórmulas, el compuesto que nos preguntan es un peróxido.

3. HIDRÓXIDOS

(Combinación entre un METAL y un grupo (OH), que tiene carga 1-. Se trabaja con el grupo (OH) como si fuera un solo bloque, un solo elemento que actúa con n° oxidación 1-)

Formulación: $M(OH)_n$ (n es el n° ox. del metal)

Ej: $LiOH$; $Ca(OH)_2$; $Fe(OH)_3$

Nomenclatura

Usando el n° oxidación: HIDRÓXIDO DE (METAL) (n° ox, si tiene varios)

Usando prefijos: (di, tri...)HIDRÓXIDO DE (METAL)

Ej:	$Al(OH)_3$	hidróxido de aluminio	trihidróxido de aluminio
	$CuOH$	hidróxido de cobre(I)	monohidróxido de cobre
	$NaOH$	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio
	$Au(OH)_3$	hidróxido de oro(III)	trihidróxido de oro
	$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio(II)	dihidróxido de calcio
(*)	NH_4OH	hidróxido de amonio	hidróxido de amonio

Propiedades:

- Compuestos iónicos, sólidos.
- Solubles en agua.
- Carácter básico. Neutralizan a los ácidos.
- Corrosivos, provocan quemaduras por contacto prolongado.
- Pueden obtenerse al añadir agua a un óxido metálico. Ejemplo:
 $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

*(¡Ojo! Como puedes ver en los ejemplos, si hay un solo grupo OH en la fórmula, **NO** se escribe el paréntesis)*

(*) Nota: NH_4OH . El grupo NH_4^+ , se denomina *cación amonio*, o simplemente *amonio*, y se comporta como un metal con n° oxidación 1+. De esta forma, NH_4OH es *hidróxido de amonio*, y NH_4Cl sería *cloruro de amonio*

4. OXOÁCIDOS (ácidos inorgánicos con oxígeno)

Combinaciones ternarias, 3 elementos **no metales**, 2 de los cuales son H y O)

En estos compuestos, los no metales actuarán con cualquiera de sus números de oxidación positivos.

Los que vamos a estudiar tienen la estructura **H_xN_oO_y**

Existen ácidos con más de un átomo del no metal N, pero no los estudiaremos aquí.

Los subíndices x e y dependen del nº de ox. con el que actúe el No Metal

Propiedades:

- Normalmente gases o líquidos a temp. ambiente
- Muy solubles en agua.
- Carácter ácido. Corrosivos. Reaccionan con los metales y con la materia orgánica.
- Muy volátiles. Sus vapores son irritantes.

4.1. Formulación a partir del nombre tradicional:

Existen muchas formas de formular los oxoácidos más comunes. Quizá la forma más sencilla consiste en usar directamente los números de oxidación H⁽¹⁺⁾ N⁽ⁿ⁺⁾ O⁽²⁻⁾.

Debemos tener en cuenta estas reglas:

- Sólo habrá un átomo del No Metal en el centro de la fórmula.

- La clave está en el nº oxidación con el que actúe el No Metal. Podemos conocerlo a partir de la terminación del nombre:

nº oxidación único: -ico

2 valores: -ico el mayor y -oso el menor

3 valores: -ico la mayor, -oso el siguiente; hipo..... oso el menor

4 valores: per.....ico el mayor; -ico; -oso; hipo.....oso

(per.....ico sólo se usará cuando el nº ox. sea 7+, y siempre que sea 7+)

- El nº de átomos de hidrógeno depende de que el nº ox. sea par o impar: nº ox par: 2 átomos de H.
 nº ox impar: 1 átomo de H.

- Finalmente, el nº de átomos de oxígeno se calcula teniendo en cuenta que la fórmula total debe ser neutra (tanta carga positiva como negativa). Cada H aporta 1+, el no metal, su nº ox+, y cada oxígeno, 2-.

Lo vemos con un ejemplo:

Ácido sulfuroso:

- La terminación "oso" nos dice que el azufre actúa con su segundo nº de oxidación → 4+

- Como el nº ox. es par, habrá dos átomos de hidrógeno en la fórmula.

- Contamos las cargas positivas: 4+ del azufre y 2+ de los 2 hidrógenos = 6+.

Para compensar esas 6 cargas positivas, tiene que haber 3 átomos de oxígeno, así: 3 · (2-) = 6-

La fórmula será H₂SO₃

Tabla de los ácidos más usuales:

Grupo 14: (C): (nº ox. único)	{ -ico (4+)	H ₂ CO ₃	ácido carbónico
Grupo 15: (N): (2 valores)	{ -ico (5+) -oso (3+)	HNO ₃ HNO ₂	ácido nítrico ácido nitroso
Grupo 16: (S,Se,Te): (3 valores)	{ -ico (6+) -oso (4+) hipo...oso (2+)	H ₂ SO ₄ H ₂ SO ₃ H ₂ SO ₂	ácido sulfúrico ácido sulfuroso ácido hiposulfuroso
Grupo 17: (Cl,Br,I): (4 valores)	{ per...ico (7+) -ico (5+) -oso (3+) hipo...oso (1+)	HClO ₄ HClO ₃ HClO ₂ HClO	ácido perclórico ácido clórico ácido cloroso ácido hipocloroso

(per.....ico sólo se usará cuando el nº ox. sea 7+, y siempre que sea 7+)

Otros:	Mn (7+)	HMnO ₄	ácido permangánico
	Cr (6+)	H ₂ CrO ₄	ácido crómico

4.2. Nomenclatura Tradicional (indicando el nº oxidación mediante sufijos):

ÁCIDO (NO METAL + sufijos)

nº oxidación único: -ico

2 valores: -ico el mayor y -oso el menor

3 valores: -ico la mayor, -oso el siguiente; hipo..... oso el menor

4 valores: per.....ico el mayor; -ico; -oso; hipooso

(per.....ico sólo se usará cuando el nº ox. sea 7+, y siempre que sea 7+)

Para nombrar necesitamos saber el nº oxidación con la que actúa N. Esto se consigue teniendo en cuenta que la molécula debe ser neutra (las cargas + y - deben compensarse). Abreviadamente, la operación es

$$H_x NO_y \quad n = (2 \cdot y - x) \quad \begin{array}{l} 2 = \text{nº ox. del oxígeno} \\ y = \text{nº átomos de oxígeno} \\ x = \text{nº átomos de hidrógeno} \end{array}$$

Ej: H ₂ SO ₄	n = 2 · 4 - 2 = 6+	-ico	ácido sulfúrico
HClO	n = 2 · 1 - 1 = 1+	hipo....oso	ácido hipocloroso
H ₂ CO ₃	n = 2 · 3 - 2 = 4+	-ico	ácido carbónico
HIO ₄	n = 2 · 4 - 1 = 7+	per.....ico	ácido peryódico

4.3. Los casos de Fósforo (y arsénico, antimonio), Silicio y Boro

- El **Fósforo** (y también **arsénico** y **antimonio**) forma dos ácidos, actuando con nº ox. 3+ (fosforoso) y 5+ (fosfórico). En éstos, a diferencia de los habituales, **hay tres átomos de hidrógeno en la molécula** (y no sólo 1, como hemos visto hasta ahora). El cálculo del nº de átomos de oxígeno es igual que lo que ya hemos estudiado, la molécula debe ser neutra.

Ácido fosforoso: P (3+) → H₃PO₃

Ácido fosfórico: P (5+) → H₃PO₄

(Nota: Los ácidos que se obtienen colocando un único átomo de hidrógeno en la fórmula se nombraban antiguamente con el prefijo meta (ácido metafosforoso: HPO₂ y ácido metafosfórico: HPO₃). Actualmente ya no se usan estos nombres, y se recomienda la nomenclatura de adición para estos dos compuestos.)

- El **Silicio** forma un ácido, actuando con nº ox. 4+, llamado **ácido silícico**. Su fórmula es H₄SiO₄. Si bien este ácido no se encuentra como tal en la naturaleza, sí aparecen sales de este ácido (llamadas silicatos) formando parte de gran cantidad de minerales.

- El **Boro** forma un ácido, actuando con nº ox. 3+, llamado **ácido bórico**. Su fórmula es H₃BO₃

4.4. Nomenclatura de hidrógeno:

Esta es una forma bastante sencilla de nombrar los oxoácidos, aceptada por la IUPAC, aunque sólo la recomienda expresamente en determinados casos, y actualmente es poco usada.

Consiste en nombrar primero el número de hidrógenos que contiene la fórmula (*hidrogeno, dihidrogeno...* sin acento) y a continuación, entre paréntesis, el resto de la fórmula, leída de derecha a izquierda y sin indicar números de oxidación. El oxígeno, en este caso, se dice *oxido*, sin acento. El nombre del no metal termina siempre en *-ato*.

Ejemplos:

HNO₃: hidrogeno(trioxidonitrato) H₂SO₄: dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

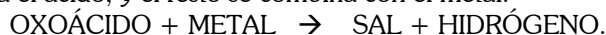
H₃PO₄: trihidrogeno(tetraoxidofosfato) HMnO₄: hidrogeno(tetraoxidomanganato)

*Existen otras formas válidas (y recomendadas por la IUPAC) de nombrar los oxoácidos, como las nomenclaturas de **adición** y de **sustitución**. No las estudiaremos a este nivel, ni se preguntan en Selectividad (como ampliación, la nomenclatura de adición aparece en el Anexo I.1. De todas formas, la más usada en universidades, laboratorios e industria sigue siendo la tradicional.*

La que está obsoleta y NO se recomienda es la nomenclatura de Stock (ej: H₂SO₄: tetraoxosulfato(VI) de hidrógeno). Un ácido nombrado de esta forma ya **no** se considera correcto.

5. SALES TERNARIAS (OXISALES):

Pueden obtenerse de la reacción entre un ácido y un metal. En dicha reacción, se desprende el hidrógeno que contenía el ácido, y el resto se combina con el metal.



Formulación: La fórmula de la sal ternaria contendrá uno o varios átomos del metal, y una o más moléculas (iones) del ácido, al que habremos quitado todo su hidrógeno. Lo veremos con un ejemplo: *sulfato de cobre(II)*

- El primer paso consiste en identificar a partir del nombre qué ácido interviene y con qué n° ox. actúa el metal. En el ejemplo:
 Cobre(II) \rightarrow Cu^{2+} sulfato \rightarrow ácido sulfúrico \rightarrow $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- Colocamos en primer lugar el metal y luego el ácido, que al perder los hidrógenos queda con cargas negativas. $\text{Cu}^{2+} (\text{SO}_4)^{2-}$
 Se intercambian las cargas y se simplifica si se puede.
 $\text{Cu}^{2+} (\text{SO}_4)^{2-} \rightarrow \text{Cu}_2 (\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{Cu SO}_4$

Nota: En las sales, para distinguirlas de los ácidos, cambian las terminaciones.

-ico \rightarrow -ato

-oso \rightarrow -ito

Nomenclatura: Se procede a la inversa de lo hecho anteriormente. En primer lugar hay que buscar el n° de oxidación con el que actúa el metal, y el ácido del que proviene la sal. A veces la fórmula está simplificada y hay que probar con los posibles n° ox. del metal. Sólo uno de los valores hace que el ácido que obtengamos sea correcto.

1. Usando prefijos multiplicadores. Se lee la fórmula de izquierda a derecha indicando el número de átomos de cada elemento (di, tri, tetra...). El oxígeno se nombra "óxido" (sin acento) y el no metal se hace terminar en "-ato". Cuando exista un paréntesis en la fórmula, el subíndice de dicho paréntesis se nombrará, para distinguirlo del resto de los subíndices, de esta forma: (2: *bis* , 3: *tris* , 4: *tetrakis* , 5: *pentakis*). Si un grupo en la fórmula está entre paréntesis, también su nombre aparecerá entre paréntesis.

2. Nomenclatura tradicional (la más usada actualmente): En este tipo de compuestos comenzaremos por el ácido, al que cambiamos la terminación (-oso por -ito, -ico por -ato). Luego, el metal, que será nombrado con su n° ox. entre paréntesis, caso de que tenga más de uno.

Así: sulfúrico \rightarrow sulfato sulfuroso \rightarrow sulfito
 nítrico \rightarrow nitrato nitroso \rightarrow nitrito
 perclórico \rightarrow perclorato hipocloroso \rightarrow hipoclorito

Ejemplos:

Hg_2SO_4 :	Hg^+	SO_4^{2-}
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$:	Cu^{2+}	NO_3^-
NaClO :	Na^+	ClO^-
KNO_3 :	K^+	NO_3^-
K_2CrO_4 :	K^+	CrO_4^{2-}
$\text{Ni}(\text{NO}_2)_3$:	Ni^{3+}	NO_2^-
$\text{Ba}(\text{MnO}_4)_2$:	Ba^{2+}	MnO_4^-
NH_4NO_3	NH_4^+	NO_3^-

1. Usando prefijos

tetraóxidosulfato de dimercurio
 bis(trioxidonitrato) de cobre
 oxidoclorato de sodio
 trióxidonitrato de potasio
 tetraóxidocromato de dipotasio
 tris(dioxidonitrato) de níquel
 bis(tetraóxidomanganato) de bario
 trióxidonitrato de amonio

2. Tradicional

sulfato de mercurio(I)
 nitrato de cobre(II)
 hipoclorito de sodio
 nitrato de potasio
 cromato de potasio
 nitrito de níquel(III)
 permanganato de bario
 nitrato de amonio

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN INORGÁNICA

(formular o nombrar de todas las formas posibles, según corresponda)

1. Fe ; O₂ ; O₃ ; Hg ; Au ; H₂ ; N₂ ; Cl₂ ; Ne
 Mercurio, Plata, Nitrógeno, Cloro, Ozono, Argón

2. LiF, BeCl₂, FeI₂, FeBr₃, K₂S, AgI, NaCl, CaS, FeS, K₃N, ZnS, AlN, CaCl₂, PbI₂, CCl₄, PCl₅, BF₃, Rb₂Te
 cloruro de potasio, yoduro de bario, sulfuro de estroncio, bromuro de hierro(II), cloruro de cobre(I), sulfuro de cobre(II), bromuro de zinc, sulfuro de estaño(IV), fluoruro de aluminio, nitruro de sodio, fosfuro de litio, seleniuro de plata, sulfuro de oro(III).

- 2.1 LiH ; CsH ; BaH₂ ; CaH₂ ; ZnH₂ ; AlH₃ ; FeH₂ ; FeH₃ ; CH₄ ; NH₃ ; PH₃ ;
 SiH₄ ; SbH₃ ; PbH₄ ; BH₃ ; H₂S ; H₂Se ; H₂O ; HF ; HCl ; HI ; HBr
 hidruro de Francio, hidruro de Potasio, hidruro de Magnesio, hidruro de Cobre(II), hidruro de hierro(II), trihidruro de aluminio, hidruro de níquel(III), hidruro de galio, hidruro de estroncio, amoniaco, metano, ácido sulfhídrico, ácido clorhídrico, ácido yodhídrico, ácido selenhídrico.

- 2.2. CaO, Li₂O, FeO, Fe₂O₃, Al₂O₃, Cu₂O, NiO, BaO, CO, CO₂, N₂O, NO₂, O₅Cl₂, O₇I₂, SO₃, OCl₂, O₇Br₂, SO, MnO₂
 óxido de hierro(II), óxido de cobalto(III), dióxido de nitrógeno, dicloruro de heptaoxígeno, pentaóxido de diarsénico, óxido de nitrógeno(I), óxido de azufre(IV), dibromuro de pentaóxígeno, óxido de selenio(VI), óxido de fósforo(III), dibromuro de oxígeno, óxido de nitrógeno(III), diyoduro de trioxígeno, óxido de telurio(IV), óxido de azufre(II), óxido de plomo(IV)

- 2.3. Rb₂O₂, Li₂O₂, H₂O₂, K₂O₂, BeO₂, MgO₂, RaO₂, Na₂O₂
 peróxido de sodio, peróxido de hidrógeno, peróxido de calcio, peróxido de estroncio, peróxido de cesio

3. LiOH, Ba(OH)₂, NaOH, Al(OH)₃, Sr(OH)₂, Fe(OH)₃, Ca(OH)₂, KOH,
 hidróxido de magnesio, hidróxido de níquel(II), hidróxido de berilio, hidróxido de cromo(III), hidróxido de zinc, hidróxido de francio

4. HClO, HIO₂, HBrO₃, HClO₄, HIO, H₂SO₃, H₂SeO₂, H₂SO₄, HBrO₃, HNO₂, HNO₃, H₃PO₄, H₂CO₃, HMnO₄, H₃BO₃, H₄SiO₄
 ácido carbónico, ácido sulfúrico, ácido nítrico, ácido hiposulfuroso, ácido selenioso, ácido hipocloroso, ácido peryódico, ácido fosfórico, ácido permangánico, ácido nitroso, ácido fosforoso, ácido selénico, ácido clórico, ácido permangánico, ácido sulfuroso, dihidrogeno(trioxidoselenato), hidrogeno(tetraoxidoyodato), trihidrogeno(trioxidofosfato), hidrogeno(trioxidonitrato), dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

5. NaNO₃ Ca(MnO₄)₂ FePO₄ NH₄ClO₄ Al₂(SO₃)₃ Cu₂SO₄ LiIO K₃PO₃
 Fe(NO₃)₂ K₂CrO₄ CdCO₃ Mg(NO₂)₂
 clorato de potasio, sulfato de hierro(II), sulfato de cobre(II), hipoyodito de sodio, fosfato de calcio, nitrato de amonio, nitrato de plomo(IV), permanganato de potasio, carbonato de calcio, carbonato de níquel(II), nitrato de plata, perchlorato de mercurio(II), sulfito de estaño(II), sulfato de cobalto(III), nitrato de calcio, perchlorato de litio, yodato de oro(III), fosfato de estaño(II), hiposulfito de zinc, hipoclorito de aluminio, carbonato de hierro(III), trioxidocarbonato de calcio, bis(oxidoclorato) de magnesio, trioxidosulfato de dilitio, tris(tetraoxidotelurato) de dihierro, tetrakis(dioxidobromato) de plomo, trioxidofosfato de tripotasio, bis(tetraoxidomanganato) de cobre.

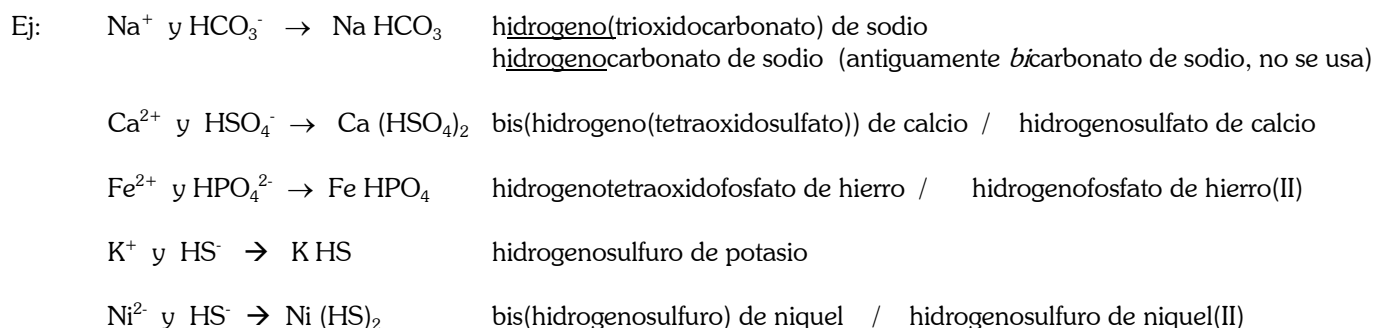
(Más ejercicios en la aplicación flash de fyqweb.blogspot.com)

ANEXO I: OTROS COMPUESTOS (SALES ÁCIDAS E IONES)

I.1. COMBINACIONES CUATERNARIAS (cuatro elementos químicos)

Sales ácidas:

Se forman cuando en el anión queda algún hidrógeno. La carga negativa con la que queda el ácido sigue siendo igual al número de hidrógenos que le hemos quitado. La única novedad respecto a las sales anteriores consiste en que a la hora de nombrarlo se añade la palabra *hidrogeno* (así, sin acento) antes del anión.



I.2. IONES

Como bien sabes, un ión es un átomo o molécula con carga eléctrica (+ o -).
 Si posee carga positiva es un catión, y si tiene carga negativa es anión.

Cationes:

La mayoría de los cationes proceden de metales que han perdido electrones, tantos como su n° de oxidación.

- Para formularlos, indicaremos el símbolo del elemento y su carga (+ , 2+ , 3+ ...)

- Para nombrarlos, existen varias posibilidades:

1. Indicando el número de oxidación: Decimos la palabra "ión" o "catión" seguido del nombre del elemento y el número de oxidación con el que actúa, en números romanos, (sólo si tiene más de uno).

Na^+ : catión sodio

Fe^{3+} : catión hierro(III)

2. Indicando la carga del ión, de forma similar a lo anterior. Aquí podemos decir la palabra "ión" o "catión" o no decirla.

Na^+ : catión sodio(1+), sodio(1+)

Fe^{3+} : catión hierro(3+), hierro(3+)

Existen otros cationes muy comunes, formados por moléculas con carga positiva. Veremos sus nombres:

NH_4^+ : catión amonio

H_3O^+ : catión oxidanio

H^+ : protón (o hidrón)

Aniones: Los aniones pueden proceder de:

- Átomos de elementos no metálicos que han ganado electrones (según su n° oxidación negativo).

Se nombran haciendo terminar en -uro el nombre del elemento. Puede añadirse entre paréntesis la carga del anión.

Cl^- : anión cloruro, cloruro(1-)

S^{2-} : anión sulfuro, sulfuro(2-)

- Moléculas con carga negativa (como es el caso de los ácidos al perder un protón H^+).

Por la **nomenclatura Tradicional**, se nombran atendiendo al nombre del ácido del que procede, sustituyendo

-ico por -ato,

-oso por -ito,

como hemos visto en las sales.

SO_4^{2-} : proviene de H_2SO_4 , ácido sulfúrico \rightarrow anión sulfato

NO_2^- : proviene del HNO_2 , ácido nitroso \rightarrow anión nitrito

También pueden nombrarse por la nomenclatura de composición, indicando la carga total del ión. Podremos poner delante las palabras "ión" o "anión", o no poner nada

SO_4^{2-} anión tetraoxidosulfato(2-) o tetraoxidosulfato(2-)

ANEXO II: OTRAS FORMAS DE FORMULAR Y NOMBRAR LOS OXOÁCIDOS.

II.1. NOMENCLATURA DE ADICIÓN:

Esta nomenclatura es la más recomendada actualmente por la IUPAC para los ácidos, y es bastante parecida a la nomenclatura de compuestos orgánicos. Pero exige conocer la estructura de la molécula, la forma en que los átomos están conectados entre sí.

Para entender esta forma de nombrar los ácidos, veamos la estructura general que tiene la molécula de un ácido:

La molécula del ácido consiste en un átomo central (el no metal, ya sea S, Cl, P...) al que están conectados:

- Átomos de oxígeno unidos por doble enlace (*oxido*)
- Grupos OH (*hidroxido*). El hidrógeno va unido al oxígeno y éste al átomo central mediante un enlace sencillo.

Por ejemplo, el ácido sulfúrico H_2SO_4 sería

$$\begin{array}{c} \text{OH} \\ | \\ \text{O} = \text{S} = \text{O} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$$

(2 *hidroxido* y 2 *oxido*)

Y el ácido nítrico HNO_3

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ // \\ \text{O} = \text{N} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$$

(1 *hidroxido* y 2 *oxido*)

Para simplificar podemos tener en cuenta que, como los hidrógenos van siempre unidos a átomos de oxígeno, habrá tantos grupos *hidroxido* como átomos de hidrógeno. Si hay más átomos de oxígeno, el resto estarán unidos por doble enlace (y se nombrarán *oxido*)

A la hora de nombrar, se hace por orden alfabético (primero los *hidroxido* y luego los *oxido*). Finalmente, se indica el nombre del no metal (tal cual, sin ninguna terminación). Los dos ejemplos anteriores serían:

H_2SO_4 : dihidroxidodioxidoazufre HNO_3 : hidroxidodioxidonitrógeno

Otros ejemplos:

HClO_2 : hidroxidooxicloro H_2SO_3 : dihidroxidooxidoazufre HMnO_4 : hidroxidotrioxidomanganeso
 H_4SiO_4 : tetrahidroxidosilicio H_3PO_4 : trihidroxidooxidofósforo H_2SO_2 : dihidróxidoazufre

Formulación de ácidos teniendo en cuenta la estructura molecular.

Esta manera consiste en “dibujar” la fórmula, los enlaces que hay entre los átomos.

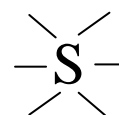
En un ácido, el no metal ocupa el centro de la molécula. Podrá hacer tantos enlaces como indica su nº de oxidación.

Al no metal se pueden unir:

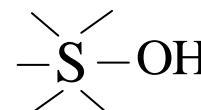
- átomos de oxígeno, unidos por doble enlace. Cada oxígeno “ocupa” dos enlaces del no metal.
- grupos OH, que se unen con un enlace simple. Cada OH “ocupa” un enlace del no metal.

Cómo se dibuja la fórmula: Ejemplo: ácido sulfúrico $\rightarrow \text{S}^{(6+)}$: 6 enlaces

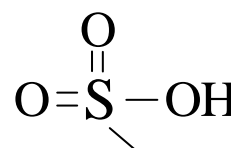
1º Ponemos el símbolo del átomo central.



2º Vamos ocupando enlaces alrededor del átomo, no importa por dónde. Comenzamos colocando un OH, ya que al menos debe haber uno.

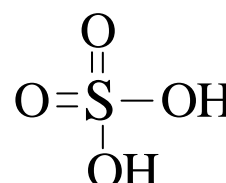


3º Continuamos colocando los oxígenos que podamos (cada oxígeno ocupa dos enlaces) y vamos contando el número de enlaces ocupados, ya que no podemos pasarnos.



4º Si no sobra ningún enlace, ya hemos terminado. Si sobra uno sin ocupar, se coloca otro OH.

Para escribir la fórmula, contamos los átomos de cada elemento que hay en la molécula y los escribimos por orden.



Dos átomos de hidrógeno, uno de azufre y cuatro de oxígeno: H_2SO_4

Nota: Este procedimiento es válido para el tipo general de ácidos que hemos estudiado. Para las excepciones (ácidos del fósforo, boro, silicio) no podemos usar esta regla. Debemos memorizarlos.

II.2. FORMULACIÓN DE ÁCIDOS POR ADICIÓN DE AGUA.

Los oxoácidos pueden obtenerse de la reacción de un óxido de un no metal al disolverse en agua.



Por lo tanto, su fórmula podemos construirla de la misma forma, “sumando” una molécula de agua, y simplificando si es posible (ver los ejemplos que aparecen a continuación).

Lo importante a la hora de formular un oxoácido es obtener el n° oxidación a partir del nombre. Para ello, debemos fijarnos en la terminación.

Tabla de los ácidos más usuales:

Grupo 14: (C): (n° ox. único)	{ -ico (4+)	$\text{C O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$	ácido carbónico
Grupo 15: (N): (2 valores)	{ -ico (5+)	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{HNO}_3$	ácido nítrico
	{ -oso (3+)	$\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{HNO}_2$	ácido nitroso
Grupo 16: (S,Se,Te): (3 valores)	{ -ico (6+)	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	ácido sulfúrico
	{ -oso (4+)	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$	ácido sulfuroso
	{ hipo...oso (2+)	$\text{SO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_2$	ácido hiposulfuroso
Grupo 17: (Cl,Br,I): (4 valores)	{ per...ico (7+)	$\text{Cl}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{HClO}_4$	ácido perclórico
	{ -ico (5+)	$\text{Cl}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_6 \rightarrow \text{HClO}_3$	ácido clórico
	{ -oso (3+)	$\text{Cl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_4 \rightarrow \text{HClO}_2$	ácido cloroso
	{ hipo...oso (1+)	$\text{Cl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Cl}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{HClO}$	ácido hipocloroso
(per.....ico sólo se usará cuando el n° ox. sea 7+, y siempre que sea 7+)			
Otros:	Mn (7+)	$\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{Mn}_2\text{O}_8 \rightarrow \text{HMnO}_4$	ácido permangánico
	Cr (6+)	$\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$	ácido crómico

Los ácidos usuales que forman fósforo, arsénico, antimonio y boro, antiguamente llamados ácido “orto”, se formulan **añadiendo 3 moléculas de agua** al óxido correspondiente, y simplificando luego.

Los ácidos que resultarían de añadir una sola molécula de agua, se denominaban antiguamente ácidos “meta” (metafosforoso, metafosfórico). Actualmente, estos ácidos están en desuso, y se recomienda nombrarlos únicamente por la nomenclatura de adición o sustitución.

El ácido silícico H_4SiO_4 , sería una excepción.

II.3. FORMULACIÓN DE OXOÁCIDOS USANDO LOS NÚMEROS DE OXIDACIÓN (FORMA II):

Una manera de formular los ácidos consiste en usar directamente los números de oxidación $\text{H}^{(1+)}$ $\text{N}^{(x+)}$ $\text{O}^{(2-)}$. Lo veremos con un ejemplo: ácido sulfuroso

1º: Habrá **un solo átomo de azufre**. La terminación “oso” nos dice que el azufre actúa con su segundo n° de oxidación $\rightarrow 4+$

2º: Tenemos que añadir el mínimo n° de átomos de oxígeno como para superar esa carga positiva. Cada átomo de oxígeno aporta 2- . Con un solo átomo de O $\rightarrow 2-$ (no vale)

Con dos átomos de O $\rightarrow 4-$ (no vale, porque lo iguala, hay que superarla)

Con **tres átomos de O** \rightarrow 6- (sí vale)

3º: Tenemos 6 cargas negativas (de los tres átomos de oxígeno) y 4 cargas positivas (del átomo de azufre). Hay 2 cargas negativas de más. Para compensar y hacer que la molécula sea neutra, es necesario que haya **2 átomos de hidrógeno**.

La fórmula será H_2SO_3

Otro ejemplo: ácido nítrico.

N (3+, 5+) -ico \rightarrow 5+

Necesitamos 3 átomos de oxígeno para superar esa carga positiva ($3 \cdot 2- = 6-$)

Sobra una carga negativa. Habrá un átomo de hidrógeno.

Fórmula: **H N O₃**

Otro ejemplo: ácido hipocloroso.

Cl (1+, 3+, 5+, 7+) hipo---oso \rightarrow 1+

Con un átomo de oxígeno ya superamos esa carga positiva ($1 \cdot 2- = 2-$)

Sobra una carga negativa. Habrá un átomo de hidrógeno.

Fórmula: **H Cl O**

Otro ejemplo: ácido selénico.

Se (2+, 4+, 6+) -ico \rightarrow 6+

Necesitamos 4 átomos de oxígeno para superar esa carga positiva ($4 \cdot 2- = 8-$)

Sobran dos cargas negativas. Habrá dos átomos de hidrógeno.

Fórmula: **H₂ Se O₄**

