

**NOMENCLATURA
QUÍMICA
INORGÁNICA**

SEGÚN RECOMENDACIONES IUPAC 2005

DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

ÍNDICE

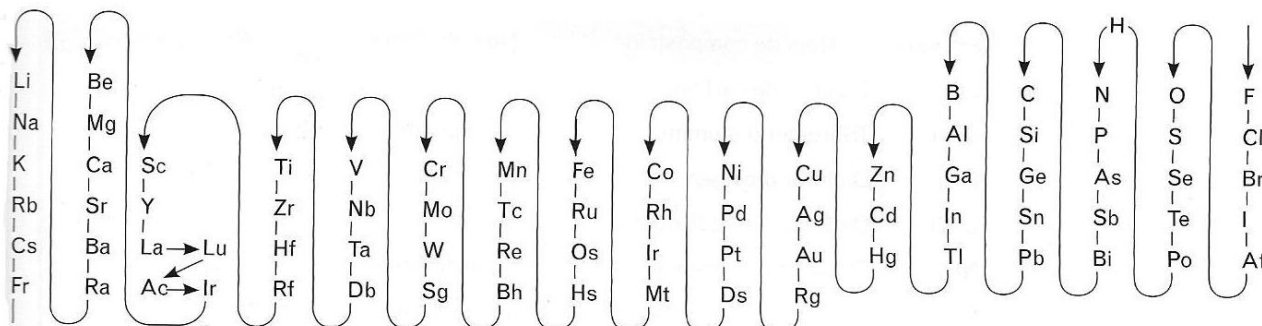
1. COMPUESTOS BINARIOS	2
1.1. FORMULACIÓN DE COMPUESTOS BINARIOS	2
1.2. LA CUENTA DE LAS VALENCIAS (NÚMEROS DE OXIDACIÓN)	3
1.3. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS.....	4
1.3.1. NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN	4
1.3.1.1. Nomenclatura de composición con prefijos.	4
1.3.1.2. Nomenclatura de composición con números de oxidación.	5
1.3.1.3. Los errores más comunes.....	6
1.3.2. HIDRÓGENO + ANFÍGENOS Y HALÓGENOS EN DISOLUCIÓN: ÁCIDOS HIDRÁCIDOS	6
1.3.3. NOMENCLATURA DE SUSTITUCIÓN DE COMPUESTOS DEL HIDRÓGENO.....	7
2. HIDRÓXIDOS	8
2.1. FORMULACIÓN DE HIDRÓXIDOS	8
2.2. NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN DE HIDRÓXIDOS.....	8
3. ÁCIDOS OXÁCIDOS U OXOÁCIDOS.....	9
3.1. FORMULACIÓN DE OXÁCIDOS	9
3.2. NOMENCLATURAS DE OXÁCIDOS	10
3.2.1. NOMENCLATURA TRADICIONAL DE OXÁCIDOS	10
3.2.2. NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN DE HIDRÓGENO RECOMENDADA POR IUPAC	11
3.2.3. DETERMINAR LA FÓRMULA DE OXÁCIDOS A PARTIR DEL NOMBRE TRADICIONAL.....	12
3.2.4. DETERMINAR EL NOMBRE TRADICIONAL DEL OXÁCIDO A PARTIR DE LA FÓRMULA.....	12
3.3. DIÁCIDOS.....	13
3.3.1. FORMULACIÓN DE DIÁCIDOS.....	13
3.3.2. NOMENCLATURA DE DIÁCIDOS	13
3.3.3. DETERMINAR LA FÓRMULA DE UN DIÁCIDO A PARTIR DEL NOMBRE TRADICIONAL	13
3.3.4. DETERMINAR EL NOMBRE DE UN DIÁCIDO A PARTIR DE LA FÓRMULA	14
4. IONES:	15
4.1. CATIONES O IONES POSITIVOS.....	15
4.1.1. CATIONES MONOATÓMICOS.....	15
4.1.2. CATIONES FORMADOS POR LA ADICIÓN DE HIDRONES (H ⁺)	15
4.2. ANIONES O IONES NEGATIVOS.....	15
4.2.1. ANIONES MONOATÓMICOS	15
4.2.2. ANIONES QUE PROVIENEN DE LOS OXÁCIDOS (OXOANIONES)	16
4.2.2.1. Formación de oxoaniones	16
4.2.2.2. Reacción de disociación de un ácido.....	16
4.2.2.3. Nomenclatura clásica de los oxoaniones.....	17
4.2.2.4. Nomenclatura de composición de hidrógeno para oxoaniones	17
4.2.2.5. Pasos para formular oxoaniones a partir del nombre tradicional	18
4.2.2.6. Pasos para dar el nombre tradicional a oxoaniones a partir de la fórmula.....	18
4.2.3. ANIONES DE LOS ÁCIDOS HIDRÁCIDOS QUE CONTIENEN HIDRÓGENO	19
4.2.4. OTROS ANIONES.....	19
5. COMPUESTOS IÓNICOS	20
5.1. SALES	20
5.1.1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE SALES.....	20
5.1.2. PASOS PARA FORMULAR SALES A PARTIR DEL NOMBRE TRADICIONAL	23
5.1.3. PASOS PARA DAR EL NOMBRE TRADICIONAL A SALES A PARTIR DE LA FÓRMULA	24
5.2. PERÓXIDOS.....	25

1. COMPUESTOS BINARIOS

Los compuestos binarios están formados por dos elementos, pueden ser un metal y un no metal o dos no metales. Los metales entre sí no forman compuestos, forman aleaciones que son mezclas.

1.1. FORMULACIÓN DE COMPUESTOS BINARIOS

En la fórmula de un compuesto binario los elementos se escribirán de derecha a izquierda según el orden de la siguiente tabla.



Esto quiere decir que los elementos se colocan según el orden de su grupo de la tabla periódica, **salvo el hidrógeno** que va entre los elementos de los grupos 15 y 16, y en un compuesto con dos elementos del mismo grupo se escribe a la izquierda el que está más abajo en la tabla periódica. A niveles prácticos si en el compuesto hay un metal siempre irá a la izquierda en la fórmula y el otro elemento a la derecha. En el siguiente ejemplo fíjate solo, de momento, en el orden en el que se escriben los elementos en la fórmula.

CORRECTO	INCORRECTO
NaCl	ClNa
CS ₂	S₂C
BH ₃	H₃B
HBr	BrH
CaO	OCa
P ₂ O ₃	O₃P₂
OF ₂	F₂O

Un elemento ha de llevar número de oxidación negativo y el otro positivo, esto quiere decir que uno tiene más tendencia a atraer hacia sí los electrones que el otro. No puede haber un compuesto en el que los dos elementos tengan número de oxidación del mismo signo. El elemento que se escribe a la derecha en la fórmula tiene número de oxidación negativo y el que se escribe a la izquierda positivo, salvo el oxígeno que siempre es negativo salvo en la combinación con el flúor.

Para determinar el número de átomos de cada elemento en el compuesto se "intercambian" los números de oxidación sin el signo, esto es, la valencia¹ del elemento de la izquierda se pone como subíndice en el de la derecha y viceversa. El número de átomos es siempre positivo y si es 1 no se escribe. Si el número de átomos de los dos elementos es divisible entre un mismo número, en general, se simplifican.

¹ La valencia de un elemento indica su capacidad de combinación (el número de átomos de un elemento se combinan con otro) por lo tanto es un número positivo. La valencia coincide con el número de oxidación sin su signo. Número de oxidación y valencia no son el mismo concepto, sin embargo en este texto muchas veces se utilizará el término valencia haciendo referencia al número de oxidación, porque es más corto.

La fórmula general de los compuestos binarios es



Ejemplos:

Entre el K (valencia +1) y el O (valencia -2), el O se escribe a la derecha y lleva la valencia negativa (de todas formas no tiene otra) y el K se escribe a la izquierda y lleva la valencia positiva (+1). Intercambiando las valencias queda **K₂O** (incorrecto: ~~K₋₂O~~ o ~~K₂O₁~~)

Entre Ca (valencia +2) y S (valencias -2, 2, 4 y 6), el S se escribe a la derecha, por lo tanto es el que lleva la valencia negativa (-2) y el calcio lleva la positiva (+2). Intercambiando las valencias queda Ca₂S₂ (no Ca₋₂S₂) que se simplifica a **CaS**. Es el único compuesto posible entre Ca y S.

Entre el P (valencias -3, 3 y 5) y el Cl (valencias -1, 1, 3, 5 y 7), el Cl se escribe a la derecha, luego es el que lleva la valencia negativa (-1) y el P llevará la positiva (que puede ser 3 ó 5), por tanto hay dos compuestos posibles entre P y Cl: **PCl₃** y **PCl₅**.

Entre Cl (valencias -1, 1, 3, 5 y 7) y O (valencia -2) el O va a la izquierda pero lleva la valencia negativa (-2) y el cloro podrá llevar cualquiera de las positivas (1, 3, 5 ó 7) entonces hay cuatro posibles compuestos entre Cl y O: OCl₂, O₃Cl₂, O₅Cl₂ y O₇Cl₂.

Hay algunos casos en los que la simplificación de los subíndices no se da en las moléculas reales, aunque se pueda hacer matemáticamente. Por ejemplo, el N₂O₄ y el NO₂ son compuestos diferentes que tienen propiedades diferentes. Pero de momento no vamos a entrar en excepciones.

1.2. LA CUENTA DE LAS VALENCIAS (NÚMEROS DE OXIDACIÓN)

En un compuesto la carga neta tiene que ser nula, esto implica que la suma del número de átomos de cada elemento multiplicado por su carga (la valencia con la que está actuando) ha de ser cero.

Ejemplo 1: en el Al₂O₃ hay dos átomos de aluminio con valencia +3 y tres átomos de oxígeno con valencia -2, por lo tanto $2 \cdot 3 + 3 \cdot (-2) = 0$

Ejemplo 2: en el CaCl₂ hay un átomo de calcio con valencia +2 y dos átomos de cloro con valencia -1, por lo tanto $1 \cdot 2 + 2 \cdot (-1) = 0$

Este hecho es muy útil para determinar con qué valencia actúa un elemento en un compuesto.

Ejemplo 1: ¿con qué valencia actúa el Cr en el CrO₃? Como el oxígeno actúa con valencia -2 y hay tres átomos del mismo, en total la carga negativa es -6. El cromo tiene que estar actuando con valencia +6 para que sea neutro.

Ejemplo 2: ¿con qué valencia actúa el Fe en el FeS? Como el azufre está a la derecha tiene que actuar con su valencia negativa, esto es, con -2. El hierro tiene que estar actuando con valencia +2 para que sea neutro.

Ejemplo 3: ¿con qué valencia actúa el mercurio en el Hg₃P₂? Como el fósforo está a la derecha tiene que actuar con su valencia negativa, esto es, con -3. El mercurio tiene que estar actuando con valencia +2 para que sea neutro: $3 \cdot 2 + 2 \cdot (-3) = 0$.

1.3. NOMENCLATURA DE COMPUESTOS BINARIOS

1.3.1. NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN

La nomenclatura de composición indica la composición de las sustancias sin hacer referencia a su estructura. Esta nomenclatura se utiliza para cualquier compuesto binario salvo para el CH_4 (metano), el NH_3 (amoníaco) y el H_2O (agua).

Según esta nomenclatura se nombra primero el elemento que va a la derecha en la fórmula terminado en **URO**, salvo si es oxígeno que se dice **ÓXIDO**, a continuación la preposición **DE** y el nombre del elemento que se escribe a la izquierda en la fórmula.

_____URO DE _____
ÓXIDO DE _____

ejemplos	
K_2O	óxido de potasio
CaS	sulfuro de calcio
MgCl_2	cloruro de magnesio
AlH_3	hidruro de aluminio

excepciones	
CH_4	metano
NH_3	amoníaco
H_2O	agua

En caso de que entre dos elementos se puedan formar varios compuestos, lo que sucederá cuando el elemento que actúe con el número de oxidación positivo tenga varios, al nombre generado por la regla anterior hay que añadir “apellidos” para distinguir los compuestos entre sí. Para poner estos “apellidos” se utilizan dos sistemas: prefijos o números de oxidación.

Conviene insistir en que ambos sistemas solo se suelen utilizar en el caso de que dos elementos puedan formar varios compuestos diferentes, en caso contrario no se suelen poner los “apellidos”.

1.3.1.1. Nomenclatura de composición con prefijos.

A la estructura del nombre descrito arriba (____uro de ____ u óxido de ____) y se añade delante del nombre de cada elemento un prefijo numeral griego que indique el número de átomos que hay en la fórmula. Estos prefijos numerales son: mono, di, tri, tetra, penta, hexa, hepta, octo, nona, deca, undeca...

prefijo ₁ _____URO DE prefijo ₂ _____
prefijo ₁ ÓXIDO DE prefijo ₂ _____

Cuando los prefijos son mono se omiten, aunque si los dos son mono se puede poner el prefijo₁.

La vocal de los prefijos no se suprime aunque se junte con otra (en monóxido sí se puede)

Es importante remarcar que los prefijos indican el número de átomos de cada elemento que hay en la fórmula del compuesto y no sus valencias.

1.3.1.2. Nomenclatura de composición con números de oxidación.

La base del nombre sigue siendo la misma (____uro de ____ u óxido de ____), y se añade a la derecha del elemento que se nombra el segundo su número de oxidación, en números romanos, sin signo, entre paréntesis y sin espacio con el nombre.

____URO DE ____ (valencia)
ÓXIDO DE ____ (valencia)

Hay que insistir en que lo que va entre paréntesis es la valencia, no el número de átomos que aparecen.

ejemplos		
	nomenclatura con prefijos	con números de oxidación
PCl ₃	tricloruro de fósforo	cloruro fósforo(III)
PCl ₅	pentacloruro de fósforo	cloruro fósforo(V)
N ₂ O ₃	trióxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(III)
N ₂ O ₅	pentaóxido de dinitrógeno	óxido de nitrógeno(V)
PbO	monóxido de plomo	óxido de plomo(II)
PbO ₂	dióxido de plomo	óxido de plomo(IV)
FeSe	monoseleniuro de hierro	seleniuro de hierro(II)
Fe ₂ Se ₃	triseleniuro de dihierro	seleniuro de hierro(III)
NO ₂	dióxido de nitrógeno	no conviene
N ₂ O ₄	tetraóxido de dinitrógeno	no conviene

Nota:

Las combinaciones de oxígeno con halógenos, que según las recomendaciones de la IUPAC de 2005 se deben escribir O_nX₂ y se deben nombrar como halogenuros de oxígeno, se han escrito tradicionalmente al revés salvo con el flúor y se han nombrado como óxidos. Seguramente esta costumbre perdure mucho tiempo.

	IUPAC 2005		tradicionalmente
OCl ₂	dicloruro de oxígeno	Cl ₂ O	óxido de dicloro óxido de cloro (I)
O ₃ Cl ₂	dicloruro de trioxígeno	Cl ₂ O ₃	trióxido de dicloro óxido de cloro (III)
O ₅ Cl ₂	dicloruro de pentaóxígeno	Cl ₂ O ₅	pentaóxido de dicloro óxido de cloro (V)
O ₇ Cl ₂	dicloruro de heptaoxígeno	Cl ₂ O ₇	heptaóxido de dicloro óxido de cloro (VII)

1.3.1.3. Los errores más comunes

Hay cuatro errores muy comunes cuando se nombran compuestos binarios:

- Indicar con prefijos la valencia de los elementos en vez del número de átomos que hay en el compuesto. Esto pasa especialmente cuando se ha producido una simplificación.

		CORRECTO	INCORRECTO
$Pb_2S_2 \Rightarrow$	PbS	valencia del Pb: 2	monosulfuro de plomo
$S_2O_6 \Rightarrow$	SO₃	valencia del S: 6	trióxido de azufre

- Indicar como número de oxidación (con números romanos entre paréntesis) el número de átomos que hay. Esto pasa especialmente cuando se ha producido una simplificación,

		CORRECTO	INCORRECTO
$Pb_2S_2 \Rightarrow$	PbS	valencia del Pb: 2	sulfuro de plomo(II)
$S_2O_6 \Rightarrow$	SO₃	valencia del S: 6	óxido de azufre(VI)

- Utilizar simultáneamente prefijos y valencias entre paréntesis, es decir, mezclar a la vez los dos sistemas.

	CORRECTO		INCORRECTO
PbS	monosulfuro de plomo	sulfuro de plomo(II)	monosulfuro de plomo(II)
SO ₃	trióxido de azufre	óxido de azufre(VI)	trióxido de azufre(VI)

- Si hay un único compuesto entre dos elementos mejor llamarlo de la forma simplificada.

	FORMA USUAL	NO SE SUELE UTILIZAR	
SrI ₂	yoduro de estroncio	diyoduro de estroncio	yoduro de estroncio(II)
Ag ₂ O	óxido de plata	monóxido de diplata	óxido de plata(I)

1.3.2. HIDRÓGENO + ANFÍGENOS Y HALÓGENOS EN DISOLUCIÓN: ÁCIDOS HIDRÁCIDOS

Los compuestos del hidrógeno con los elementos de los grupos 16 y 17 (menos el oxígeno) son gases que cuando se disuelven en agua tienen propiedades ácidas y reciben el nombre de ácidos hidrácidos. Las propiedades ácidas se deben a que liberan el hidrógeno que contienen (ver apartado 4.2.2.1). Cuando están disueltos se nombran como **ÁCIDO** seguido del nombre del elemento terminado en **HÍDRICO**

ÁCIDO _____ HÍDRICO

anfígenos (16)	halógenos (17)
	HF _(aq) : ácido fluorhídrico
H ₂ S _(aq) : ácido sulfhídrico	HCl _(aq) : ácido clorhídrico
H ₂ Se _(aq) : ácido selenhídrico	HBr _(aq) : ácido bromhídrico
H ₂ Te _(aq) : ácido telurhídrico	HI _(aq) : ácido iodhídrico

Cuando son gaseosos y no están disueltos en agua se nombran según la regla general: _____uro de hidrógeno.

1.3.3. NOMENCLATURA DE SUSTITUCIÓN DE COMPUESTOS DEL HIDRÓGENO

La nomenclatura de sustitución se puede utilizar para los compuestos del hidrógeno con los elementos de los grupos 13, 14, 15, 16 y 17. Se basa en la idea de un hidruro progenitor que se modifica al sustituir los átomos de hidrógeno por otros átomos o grupos de átomos, idea que proviene de la química orgánica. No se suelen utilizar más que para nombrar derivados de los compuestos (ver los ejemplos que figuran debajo de la tabla) y, salvo para los nombres que figuran marcados en la tabla, que sí son ampliamente utilizados, se usa más la nomenclatura de composición.

térreos (13)	carbonoideos (14)	nitrogenoideos (15)	anfígenos (16)	halógenos (17)
BH₃: borano	CH₄: metano	NH ₃ : azano	H ₂ O: oxidano	HF: fluorano
AlH ₃ : alumano	SiH₄: silano	PH₃: fosfano ¹	H ₂ S: sulfano	HCl: clorano
GaH ₃ : galano	GeH ₄ : germano	AsH₃: arsano ¹	H ₂ Se: secano	HBr: bromano
InH ₃ : indigano	SnH ₄ : estannano ²	SbH₃: estibano ¹	H ₂ Te: telano	HI: yodano
TaH ₃ : talano	PbH ₄ : plumbano	BiH ₃ : bismutano	H ₂ Po: polano	HAt: astatano

Ejemplos de utilización:

CH₃Br bromometano, deriva de la sustitución de un hidrógeno del metano, CH₄, por bromo.

CF₄ tetrafluorometano, deriva de la sustitución de los cuatro hidrógenos del metano por flúor.

PCl₃ triclorofosfano, deriva de la sustitución de los tres hidrógenos del fosfano, PH₃, por cloro.

H₂N–NH₂ (N₂H₄) diazano, deriva de dos moléculas de azano, NH₃.

HO–OH (H₂O₂) dioxidano, deriva de dos moléculas de agua, H₂O.

¹ Los nombres de fosfina, arsina y estibina deben desecharse.

² También se admite estaño.

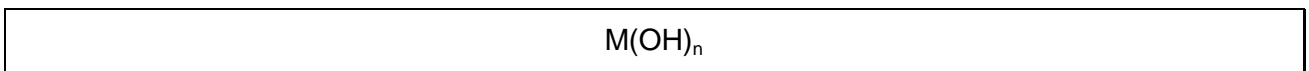
2. HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos son compuestos ternarios, es decir contienen tres elementos, aunque en ocasiones pueden contener más. Tienen carácter básico (opuesto a ácido) por eso a veces se llaman bases, aunque no todas las bases son hidróxidos.

2.1. FORMULACIÓN DE HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos están formados por un metal (o un catión) y el anión hidróxido OH^- (ver 4.2.4). El catión se escribe a la izquierda y el OH a la derecha. El OH^- funciona como si fuera un único elemento con valencia -1 y la fórmula se determina "intercambiando" las valencias al igual que en los compuestos binarios (ver apartado 1.1), poniendo entre paréntesis el OH (este paréntesis no se pone si el número de OH es 1). Al actuar el OH^- como un único elemento con valencia -1 la proporción de OH en el compuesto viene dada por la valencia del metal o del catión.

La fórmula general de los hidróxidos es



ejemplos	
NaOH	$\text{Fe}(\text{OH})_2$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	CuOH
$\text{Sn}(\text{OH})_4$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$

2.2. NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN DE HIDRÓXIDOS

La técnica para nombrar hidróxidos es semejante a la utilizada para nombrar compuestos binarios (ver apartado 1.3.1). La regla general es poner la palabra **HIDRÓXIDO** seguida del nombre del metal o catión.

HIDRÓXIDO DE _____

En caso de que un metal tenga varias valencias y por lo tanto pueda dar distintos hidróxidos se diferencian utilizando los sistemas de prefijos o de números de oxidación, de igual manera que en los compuestos binarios (ver apartados 1.3.1.1 y 1.3.1.2). Conviene recordar que ninguno de ambos métodos se suele utilizar en el caso de que un metal forme un único hidróxido. Los errores comunes son los mismos que en los compuestos binarios (ver apartado 1.3.1.3).

prefijoHIDRÓXIDO DE _____
HIDRÓXIDO DE _____(valencia)

ejemplos	
NaOH	hidróxido de sodio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	hidróxido de calcio
$\text{Al}(\text{OH})_3$	hidróxido de aluminio
$\text{Sn}(\text{OH})_4$	tetrahidróxido de estaño hidróxido de estaño(IV)

ejemplos	
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	dihidróxido de hierro hidróxido de hierro(II)
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	trihidróxido de hierro hidróxido de hierro(III)
CuOH	monohidróxido de cobre hidróxido de cobre(I)
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	dihidróxido de cobre hidróxido de cobre(II)

3. ÁCIDOS OXÁCIDOS U OXOÁCIDOS

Los oxácidos son compuestos ternarios, es decir, que contienen tres elementos que son: hidrógeno, un no metal (o un metal de transición con valencias altas como el Cr o el Mn) y oxígeno. Los oxácidos tienen propiedades ácidas debido a que pueden liberar el hidrógeno que contienen (ver apartado 4.2.2.1), igual que los ácidos hidrácidos con los que no hay que confundir (ver apartado 1.3.2). La principal diferencia entre ellos es que los oxácidos contienen oxígeno y los hidrácidos no.

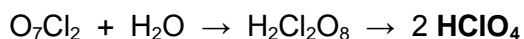
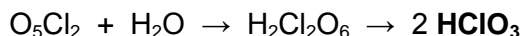
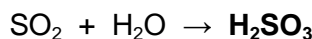
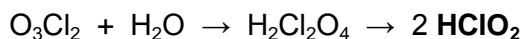
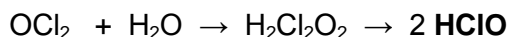
3.1. FORMULACIÓN DE OXÁCIDOS

El orden de los elementos en la fórmula de un oxácido es hidrógeno, elemento central y oxígeno, siendo el elemento central un no metal o un metal de transición con valencias altas

La fórmula general de los oxácidos es



Se puede considerar que los oxácidos provienen de la reacción entre los óxidos correspondientes y agua, aunque esta reacción en algunas ocasiones no se da en realidad.

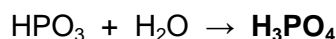
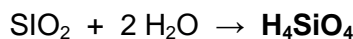
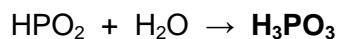


Sin embargo es mucho más conveniente y sencillo saberse las fórmulas de los oxácidos “de memoria” ya que siguen una secuencia fácil de memorizar.

valencias impares	
I	HXO
III	HXO ₂
V	HXO ₃
VII	HXO ₄

valencias pares	
II	H ₂ XO ₂
IV	H ₂ XO ₃
VI	H ₂ XO ₄

El boro, fósforo, arsénico y silicio dan, además de esos, otros ácidos que se forman añadiendo una molécula de agua a los anteriores. Estos son más estables y se pueden considerar los verdaderos ácidos del boro, fósforo, arsénico y silicio.



El conjunto de ácidos queda sintetizado en la siguiente tabla:

valencias impares		solo para B, P, As
I	HXO	
III	HXO ₂	H ₃ XO ₃
V	HXO ₃	H ₃ XO ₄
VII	HXO ₄	

valencias pares		solo para Si
II	H ₂ XO ₂	
IV	H ₂ XO ₃	H ₄ SiO ₄
VI	H ₂ XO ₄	

Conviene notar que los ácidos de los elementos con valencias impares tienen un número impar de átomos de hidrógeno y los de elementos con valencias pares tienen un número par de hidrógenos.

3.2. NOMENCLATURAS DE OXÁCIDOS

3.2.1. NOMENCLATURA TRADICIONAL DE OXÁCIDOS

La nomenclatura tradicional para oxácidos está admitida por la IUPAC y es la más utilizada.

Se nombran con la palabra **ÁCIDO** seguida del nombre del elemento central terminado en **OSO** o en **ICO** y que además puede llevar los prefijos **HIPO** o **PER**. El juego de prefijos y sufijos sirve para indicar la valencia con la que actúa el elemento central según el siguiente esquema y que está explicado abajo:

	Con una valencia	Con dos valencias	Con tres valencias	Con cuatro valencias	
valencia mayor ↑				ÁCIDO PER___ICO	↑ valencia mayor
	ÁCIDO ___ICO	ÁCIDO ___ICO	ÁCIDO _____ICO	ÁCIDO _____ICO	
		ÁCIDO ___OSO	ÁCIDO _____OSO	ÁCIDO _____OSO	
			ÁCIDO HIPO___OSO	ÁCIDO HIPO___OSO	

- Los elementos que dan ácidos con una sola valencia (B, C, Si, Cr¹...) terminan el nombre en **ICO** (**ácido bórico**, **ácido carbónico**, **ácido silícico**, **ácido crómico**¹...)
- Los elementos que dan ácidos con dos valencias (N, P, As... **-excepto el manganeso-**), cuando actúan con la valencia menor terminan el nombre en **OSO** y si actúan con la valencia mayor en **ICO** (**ácido nitroso** y **ácido nítrico**, **ácido fosforoso** y **ácido fosfórico**...)
- Los elementos que dan ácidos con tres valencias (S, Se, Te...), cuando actúan con la valencia menor el nombre lleva el prefijo **HIPO** y la terminación **OSO**, con la intermedia simplemente termina en **OSO** y con la mayor termina en **ICO**.
- Los elementos que dan ácidos con cuatro valencias (Cl, Br, I...), cuando actúan con la valencia menor el nombre lleva el prefijo **HIPO** y la terminación **OSO**, con la valencia simplemente termina en **OSO**, con la tercera termina en **ICO** y con la valencia mayor se pone el prefijo **PER** y el sufijo **ICO**.
- Los ácidos del manganeso¹ se llaman **ÁCIDO MANGÁNICO**¹ cuando está con número de oxidación 6 (H₂MnO₄ - por analogía con el ácido sulfúrico) y **ÁCIDO PERMANGÁNICO**¹ cuando está con 7 (HMnO₄ - semejante al perclórico).
- Los ácidos del **boro**, **fósforo**, **arsénico** y **silicio** se nombran siguiendo las reglas anteriores pero añadiendo a los menos hidratados (los que no tienen agua añadida) el prefijo **META**. Los más hidratados (que son los más estables y más frecuentes, de hecho algunos "meta" ni siquiera existen) reciben el nombre "normal"². La tabla siguiente esquematiza el nombre de estos ácidos

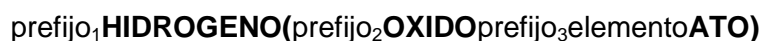
Elemento	valencia		forma menos hidratada		forma más hidratada
B	III	HBO ₂	ácido metabórico	H ₃ BO ₃	ácido bórico
P, As	III	HPO ₂	ácido metafosforoso	H ₃ PO ₃	ácido fosforoso
	V	HPO ₃	ácido metafosfórico	H ₃ PO ₄	ácido fosfórico
Si	IV	H ₂ SiO ₃	ácido metasilícico	H ₄ SiO ₄	ácido silícico

¹ En realidad no se conocen los ácidos del cromo ni del manganeso, pero sí las sales que derivan de estos. La IUPAC no admite sus nombres tradicionales, sin embargo sí admite los nombres tradicionales de sus sales que derivan de aquellos.

² Antiguamente se podía poner el prefijo ORTO- para los ácidos más hidratados, pero la IUPAC lo desaconseja.

3.2.2. NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN DE HIDRÓGENO RECOMENDADA POR IUPAC

Esta nomenclatura indica la composición del ácido según la siguiente estructura:



El prefijo₁ indica el número de átomos de hidrógeno.

El prefijo₂ indica el número de átomos de oxígeno.

El prefijo₃ indica el número de átomos del elemento central.

El nombre del anión (ver 4.2.2) va entre paréntesis

El nombre siempre termina en **ATO**. No se utiliza -ico, -oso, hipo-, per- ni meta-.

Los términos hidrogeno y oxido van sin acento al ser utilizados como prefijos.

ejemplos		
	nombre tradicional	nombre de hidrógeno
H ₂ CO ₃	ácido carbónico	dihidrogeno(trioxidocarbonato)
H ₂ CrO ₄	ácido crómico ¹	dihidrogeno(tetraoxidocromato)
HNO ₂	ácido nitroso	hidrogeno(dioxidonitrato)
HNO ₃	ácido nítrico	hidrogeno(trioxidonitrato)
H ₂ SO ₂	ácido hiposulfuroso	dihidrogeno(dioxidosulfato)
H ₂ SO ₃	ácido sulfuroso	dihidrogeno(trioxidosulfato)
H ₂ SO ₄	ácido sulfúrico	hidrogeno(tetraoxidosulfato)
HClO	ácido hipocloroso	hidrogeno(oxidoclorato)
HClO ₂	ácido cloroso	hidrogeno(dioxidoclorato)
HClO ₃	ácido clórico	hidrogeno(trioxidoclorato)
HClO ₄	ácido perclórico	hidrogeno(tetraoxidoclorato)
H ₂ MnO ₄	ácido mangánico ¹	dihidrogeno(tetraoxidomanganato)
HMnO ₄	ácido permangánico ¹	hidrogeno(tetraoxidomanganato)
HBO ₂	ácido metabórico	hidrogeno(dioxidoborato)
H ₃ BO ₃	ácido bórico	trihidrogeno(trioxidoborato)
HPO ₂	ácido metafosforoso	hidrogeno(dioxidofosfato)
HPO ₃	ácido metafosfórico	hidrogeno(trioxidofosfato)
H ₃ PO ₃	ácido fosforoso	trihidrogeno(trioxidofosfato)
H ₃ PO ₄	ácido fosfórico	trihidrogeno(tetraoxidofosfato)
H ₂ SiO ₃	ácido metasilícico	dihidrogeno(trioxidosilicato)
H ₄ SiO ₄	ácido silícico	tetrahidrogeno(tetraoxidosilicato)

¹ La IUPAC recomienda que no se utilicen estos nombres.

3.2.3. DETERMINAR LA FÓRMULA DE OXÁCIDOS A PARTIR DEL NOMBRE TRADICIONAL

Para determinar la fórmula a partir del nombre tradicional de un oxácido hay que pensar con cuántas valencias da ácidos el elemento y utilizar las tablas del apartado 3.2.1. Hay que prestar especial atención en los ácidos del boro, fósforo, arsénico y silicio y fijarse si están en la forma menos hidratada (con prefijo meta) o en la más hidratada (sin prefijo).

		ejemplo 1	ejemplo 2	ejemplo 3	ejemplo 4
	Pasos a seguir:	a. sulfuroso	a hipoyodoso	a. metabórico	a. arsénico
1º	Valencias con que da ácidos el elemento	2, 4, 6	1, 3, 5, 7	3	3, 5
2º	Los prefijos y sufijos indican	la 2º de tres	la menor de cuatro	la única que tiene	la mayor de dos
3º	OJO: ¿B, P, As o Si, qué forma es?	_____	_____	forma menos hidratada	forma más hidratada
4º	¿Cómo es la fórmula?	H ₂ XO ₃	HXO	HXO ₂	H ₃ XO ₄
5º	Fórmula del ácido	H₂SO₃	HCIO	HBO₂	H₃AsO₄

3.2.4. DETERMINAR EL NOMBRE TRADICIONAL DEL OXÁCIDO A PARTIR DE LA FÓRMULA

Para determinar el nombre tradicional de un ácido lo primero es averiguar con qué valencia actúa el elemento central, para ello lo mejor es tener en la cabeza la tabla del apartado 3.1. También se puede echar la cuenta de las valencias (ver apartado 1.2) teniendo en cuenta que el oxígeno tiene número de oxidación -2 y el hidrógeno en los ácidos siempre +1.

Una vez conocida la valencia del elemento central hay que ver con cuántas valencias da ácidos dicho elemento y recurrir a la tablas del apartado 3.2.1. Hay que prestar especial atención en los ácidos del boro, fósforo, arsénico y silicio y fijarse si están en la forma menos hidratada, que llevará el prefijo meta o en la más hidratada que irá sin prefijo, la forma meta de los elementos con valencias impares tiene un solo átomo de hidrógeno y la otra forma tres. En el silicio (valencia IV) la forma meta es H₂SiO₃ y la forma más hidratada H₄SiO₄.

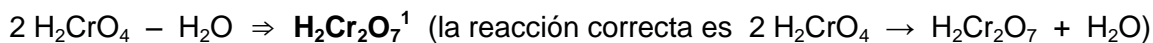
		ejemplo 1	ejemplo 2	ejemplo 3	ejemplo 4
	Pasos a seguir:	HIO ₄	H ₂ MnO ₄	HAsO ₂	H ₃ PO ₄
1º	Valencia del elemento central	1+x+4·(-2)=0 x = 7	2·1+x+4·(-2)=0 x = 6	1+x+2·(-2)=0 x = 3	3+x+4·(-2)=0 x = 5
2º	Valencias que tiene	1, 3, 5, 7	6,7	3, 5	3,5
3º	Qué valencia es	la mayor de cuatro	la menor del manganeso	la menor de dos	la mayor de dos
3º	Prefijos y sufijos	per—ico	—ico	—oso	—ico
4º	¿B, P, As, Si, qué forma es?	_____	_____	forma menos hidratada	forma más hidratada
5º	Nombre	ácido peryódico	ácido mangánico	ácido metaarsenioso	ácido fosfórico

3.3. DIÁCIDOS

Algunos ácidos sometidos a calor forman dímeros, esto es, se unen dos moléculas de ácido y en el proceso se elimina una molécula de agua. Esto sucede principalmente para los ácidos del fósforo, arsénico, cromo y azufre. En el caso del fósforo y del arsénico solo se da en las formas más hidratadas.

3.3.1. FORMULACIÓN DE DIÁCIDOS

Para determinar la fórmula de un diácido se “suman” dos moléculas del ácido correspondiente (solo las formas orto) y se le “resta” una molécula de agua, aunque químicamente se escribe en una reacción en la que se forma el diácido y se desprende agua.



Es importante notar que los diácidos llevan siempre dos átomos del elemento central y un número par de átomos de hidrógeno.

3.3.2. NOMENCLATURA DE DIÁCIDOS

En la nomenclatura tradicional simplemente se pone **DI** delante del nombre del ácido del que provienen.

En la nomenclatura de hidrógeno (IUPAC) se siguen el esquema dado en el apartado 3.2.2 en lo que el prefijo₃ siempre será “di”

	nombre tradicional	nombre de hidrógeno
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	ácido dicrómico ¹	dihidrogeno(heptaoxidodicromato)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$	ácido disulfuroso	dihidrogeno(pentaoxidosulfato)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	ácido disulfúrico	dihidrogeno(heptaoxidosulfato)
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	ácido difosfórico	tetrahidrogeno(heptaoxidodifosfato)
$\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$	ácido diarsénico	tetrahidrogeno(heptaoxidodiarseniato)

3.3.3. DETERMINAR LA FÓRMULA DE UN DIÁCIDO A PARTIR DEL NOMBRE TRADICIONAL

A partir de la nomenclatura tradicional se suman dos moléculas del ácido original (la forma más hidratada en el caso del fósforo y del arsénico) y se le resta una molécula de agua.

Ejemplo 1: ácido dicrómico

- El cromo solo da ácidos con valencia 6 $\Rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$ (ácido crómico)
- $2 \text{H}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Ejemplo 2: ácido difosfórico

- El fósforo da ácidos con valencias 3 y 5. La forma más hidratada con valencia 5 es H_3PO_4
- $2 \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

¹ El $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, ácido dicrómico, es el diácido más común y sus sales son ampliamente utilizadas en el laboratorio.

Ejemplo 3: ácido disulfuroso

- El azufre da ácidos con valencias 2, 4 y 6. Con valencia 4: H_2SO_3
- $2 \text{H}_2\text{SO}_3 - \text{H}_2\text{O} \Rightarrow \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_5$

3.3.4. DETERMINAR EL NOMBRE DE UN DIÁCIDO A PARTIR DE LA FÓRMULA

Un diácido se reconoce porque lleva dos átomos del elemento central. Para nombrarlo hay que determinar la valencia del átomo central de manera semejante a los ácidos “normales” tal y como se explica en el apartado 0, y se nombra igual que se indica en dicho apartado pero anteponiendo al nombre el prefijo **DI**.

Ejemplo 1: $\text{H}_4\text{As}_2\text{O}_7$

- Tiene dos átomos del elemento central, se trata de un diácido.
- Tiene cuatro átomos de hidrógeno (con número de oxidación +1), dos de arsénico y siete de oxígeno (con número de oxidación -2).
- $4 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = 5$ (la mayor de dos valencias, el arsénico tiene 3 y 5)
- ácido diarsénico.

Ejemplo 2: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$

- Tiene dos átomos del elemento central, se trata de un diácido.
- Tiene dos átomos de hidrógeno (con número de oxidación +1), dos de azufre y siete de oxígeno (con número de oxidación -2).
- $2 \cdot 1 + 2 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0 \Rightarrow x = 6$ (la mayor de tres valencias, el azufre tiene 2, 4 y 6)
- ácido disulfúrico.

4. IONES:

Los iones son átomos o grupos de átomos que están cargados positiva o negativamente.

4.1. CATIONES O IONES POSITIVOS

Se forman cuando un átomo o grupo de átomos pierde electrones.

4.1.1. CATIONES MONOATÓMICOS

Los forman los **metales** con una carga igual a su valencia y el hidrógeno.

Se nombran con la palabra ion seguida (¡sin de!) del nombre del metal y a continuación su carga en números arábigos¹, entre paréntesis y sin espacio con el nombre. La IUPAC no menciona la posibilidad de omitir el número de carga cuando no exista ambigüedad, sin embargo en este caso, tradicionalmente, se ha omitido.

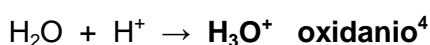
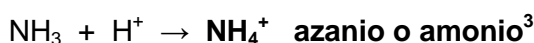
K ⁺	potasio(1+)	Co ³⁺	cobalto(3+)
Ca ²⁺	calcio(2+)	Cu ⁺	cobre(1+)
H ⁺	hidrógeno(1+) o hidrón ²	Mn ⁴⁺	manganeso(4+)

4.1.2. CATIONES FORMADOS POR LA ADICIÓN DE HIDRONES (H⁺)

Los hidruros de los grupos 15 y 16 pueden aceptar que se les “pegue” un ión hidrógeno.

El ion formado es un ion poliatómico que tiene un hidrógeno más y una carga positiva repartida entre todos sus átomos.

Se nombran eliminando la o y añadiendo **-IO** al nombre de la molécula de la que proceden



En los iones que tienen nombre “propio” es incorrecto indicar su carga a continuación ya que el nombre implica la carga: **amónio(1+)**.

4.2. ANIONES O IONES NEGATIVOS

Se forman cuando un átomo o grupo de átomos ganado electrones.

4.2.1. ANIONES MONOATÓMICOS

Los forman los **no metales** (incluido el H) con una carga igual a su valencia **NEGATIVA**.

Se nombran con la palabra ion seguida (¡sin de!) del nombre de no metal terminado en **-URO**, salvo el del oxígeno que es óxido, y la carga a continuación entre paréntesis. La IUPAC sí menciona para los aniones que cuando no exista ambigüedad puede omitirse el número de carga.

Cl ⁻	cloruro(1-) o cloruro	O ²⁻	óxido(2-) u óxido
H ⁻	hidruro(1-) o hidruro	N ³⁻	nitruro(3-) o nitruro

¹ Se denominan números de Ewens-Basset (1+), (2+), (3+)... es incorrecto escribir (+1), (+2), (+3)...

² Tradicionalmente al ión H⁺ se le ha llamado protón (porque si al átomo de H le quitamos el e⁻ queda un protón) sin embargo la IUPAC solo admite este nombre estrictamente para ¹H⁺ y recomienda el término **hidrón** para los iones positivos formados a partir del hidrógeno natural, ya que estos contendrán, tanto protones (¹H⁺) como deuterones (²H⁺) y tritones (³H⁺).

³ El nombre sistemático es **azanio**, aunque la IUPAC admite amonio.

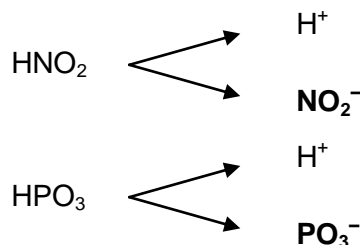
⁴ La IUPAC también admite el nombre de **oxonio** pero no el de hidronio que debe ser desechado.

4.2.2. ANIONES QUE PROVIENEN DE LOS OXÁCIDOS (OXOANIONES)

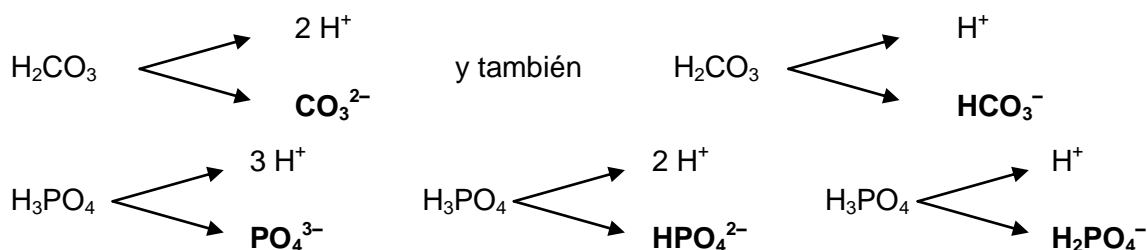
4.2.2.1. Formación de oxoaniones

Cualquier ácido, y en particular cualquier oxácido, es capaz de ceder iones hidrógeno o hidrones (H^+). De hecho una definición de ácido es “sustancia capaz de ceder hidrones”.

Cuando un oxácido cede un hidrón, el anión que queda (oxoanión) tendrá una carga negativa.



Un ácido polihidrógeno¹, es decir que tenga varios átomos de hidrógeno, puede ceder todos los hidrones o solo algunos. En este último caso el anión conservará algún o algunos átomos de hidrógeno y cierto carácter ácido. El anión se quedará con una carga negativa igual al número de hidrones que haya cedido.



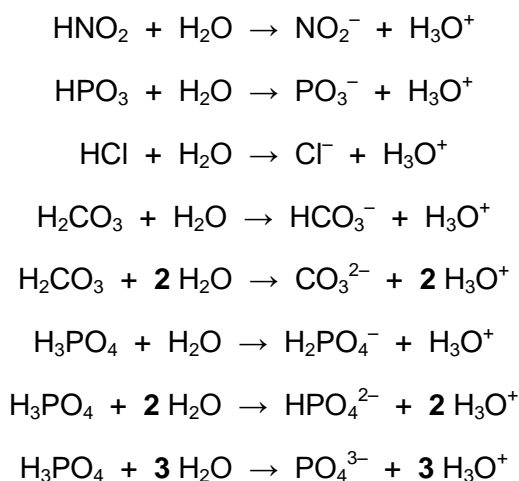
Hay que notar que dos hidrones se pone $2 H^+$, **no se pone** H_2^+ ni H^{2+} , y tres hidrones $3 H^+$.

4.2.2.2. Reacción de disociación de un ácido

El proceso en el que un ácido pierde uno o varios protones se le llama **disociación** del ácido.

El hidrón (o los hidrones) no se pueden quedar solos, siempre se “pegan” a alguna molécula dando lugar a los aniones del punto 4.1.2.

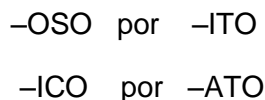
Lo más habitual en un laboratorio es que los ácidos se disuelvan en agua, por tanto los hidrones se van a “pegar” a moléculas de agua, dando lugar a iones oxonio.



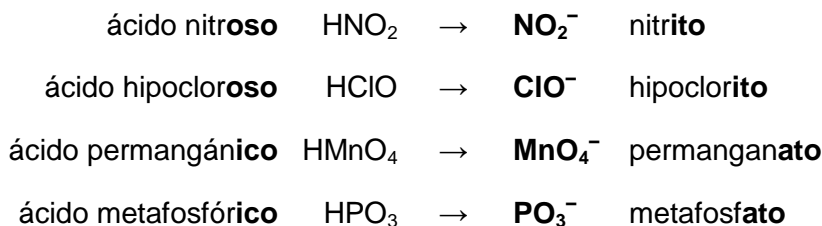
¹ Tradicionalmente a los ácidos polihidrógenos se les ha llamado polipróticos (ver pie de página 2 en 4.1.1)

4.2.2.3. Nomenclatura clásica de los oxoaniones

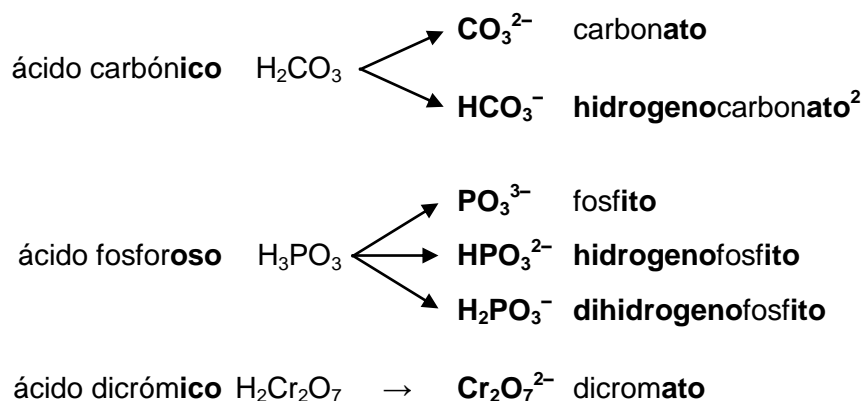
Por la nomenclatura clásica los aniones de los oxácidos se nombran igual que el oxácido del que proceden eliminando la palabra ácido y sustituyendo las terminaciones



Todo lo demás, incluidos los prefijos, queda prácticamente igual (cambian un poco los derivados del fósforo y del azufre: se dice fosfito, fosfato, sulfito y sulfato y **no fosforito, fosferate, sulfurite ni sulfurate**).



Si el oxoanión tiene hidrógeno se nombra igual y se pone el prefijo “**hidrogeno**”¹, y si tiene más de un átomo de hidrógeno se antepone un prefijo numeral que lo indique.



Recuérdese que en los iones que tienen nombre “propio” es incorrecto indicar su carga a continuación ya que el nombre implica la carga: ~~carbonato(2-)~~ o ~~hidrogenocarbonato(2-)~~

4.2.2.4. Nomenclatura de composición de hidrógeno para oxoaniones

Es la misma estructura que la de los oxácidos (ver apartado. 3.2.2) añadiendo la carga del ion entre paréntesis:



El prefijo₁ indica el número de átomos de hidrógeno.

El prefijo₂ indica el número de átomos de oxígeno.

El prefijo₃ indica el número de átomos del elemento central.

El nombre del anión va entre paréntesis

El nombre siempre termina en **ATO**. No se utiliza -oso, hipo-, per- ni meta-.

Los términos hidrogeno y oxido van sin acento al ser utilizados como prefijos.

¹ Recuérdese que los nombres usados como prefijo no llevan acento: hidrogeno y oxido y no ~~hidrógeno~~ y ~~óxido~~

² Antiguamente se ponía el prefijo “**bi**” para indicar que el ión contiene hidrógeno, así se decía **bicarbonato** para el ion HCO_3^- nombre muy habitual aunque totalmente desaconsejado por la IUPAC.

ejemplos		
	nombre tradicional	nombre de hidrógeno
NO_2^-	nitrito	dioxidonitrato(1-)
ClO^-	hipoclorito	oxidoclorato(1-)
MnO_4^-	permanganato	tetraoxidomanganato(1-)
PO_3^-	metafosfato	trioxidofosfato(1-)
CO_3^{2-}	carbonato	trioxidocarbonato(2-)
HCO_3^-	hidrogenocarbonato²	hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-)
PO_3^{3-}	fosfito	trioxidofosfato(3-)
HPO_3^{2-}	hidrogenofosfito	hidrogeno(trioxidofosfato)(2-)
H_2PO_3^-	dihidrogenofosfito	dihidrogeno(trioxidofosfato)(1-)
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dicromato	heptaoxidodicromato(2-)

4.2.2.5. Pasos para formular oxoaniones a partir del nombre tradicional

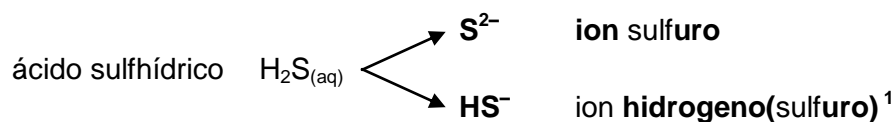
		ejemplo 1	ejemplo 2
	Pasos a seguir:	hipoyodito	dihidrogenosilicato
1º	Reconstruir el nombre del ácido cambiando -ito → -oso, -ato → -ico si pone hidrógeno se quita	ácido hipoyodoso	ácido silícico
2º	Escribir la fórmula del ácido	HIO	H ₄ SiO ₄
3º	Quitar los hidrógenos necesarios, el ión tendrá una carga negativa igual al número de hidrones quitados	IO⁻	H₂SiO₄²⁻

4.2.2.6. Pasos para dar el nombre tradicional a oxoaniones a partir de la fórmula

		ejemplo 1	ejemplo 2
	Pasos a seguir:	PO₃⁻	HPO₃²⁻
1º	Reconstruir la fórmula del ácido añadiendo tantos H como cargas negativas tenga el ion.	HPO ₃	H ₃ PO ₃
2º	Nombrar el ácido	ácido metafosfórico	ácido fosforoso
3º	Nombrar el ion cambiando -oso → -ito, -ico → -ato si queda hidrógeno se antepone "hidrogeno" y un prefijo numeral si queda más de un átomo.	metafosfato	hidrogenofosfito

4.2.3. ANIONES DE LOS ÁCIDOS HIDRÁCIDOS QUE CONTIENEN HIDRÓGENO

Los ácidos hidrácidos (ver apartado 1.3.2) de los anfígenos (grupo 16) pueden ceder uno o dos hidrones. Si ceden dos queda un anión monoatómico normal (ver apartado 4.2.1), pero si ceden solo un hidrón resulta un anión que contiene hidrógeno. Igual que en los iones de los oxácidos se nombra con el nombre del anión y anteponiéndole “**hidrogeno**”.



4.2.4. OTROS ANIONES

CN^- : cianuro

OH^- : hidróxido².

O_2^{2-} : peróxido o dióxido(2-). (Nótese que en el ion peróxido el oxígeno tiene número de oxidación -1)

¹ También se admite la escritura tradicional sin paréntesis **hidrogenosulfuro**. Antiguamente se ponía el prefijo “**bi**” para indicar que el ión contiene hidrógeno, así se decía **bisulfuro** para el ion HS^- nombre todavía utilizado aunque totalmente desaconsejado por la IUPAC.

² La IUPAC admite este orden en la escritura del ion aunque estrictamente según la tabla del apartado 1.1 es HO^-

5. COMPUESTOS IÓNICOS

Están formados por un catión y un anión.

5.1. SALES

5.1.1. FORMULACIÓN Y NOMENCLATURA DE SALES

Las sales son compuestos iónicos en los que el anión procede de un no metal o de un ácido. El catión se escribe a la izquierda y el anión a la derecha.

El número de cationes y de aniones ha de ser tal que el compuesto sea neutro. Un método para conseguirlo es intercambiar las cargas de los iones como si fueran valencias (sin el signo) y luego, si se puede, se simplifica. Solo se ponen paréntesis si hay algún subíndice, si no no se pone.

En el **nombre** de un compuesto iónico va primero el nombre del anión seguido de la preposición de y luego el nombre del catión.

La IUPAC admite algunos nombres tradicionales de los aniones. En este caso el catión puede llevar su carga con números arábigos¹ o bien su número de oxidación entre paréntesis y con números romanos.

Alternativamente en vez de la carga o el número de oxidación se puede indicar las proporciones en la que se encuentran aniones y cationes utilizando prefijos, de manera semejante a cómo se explicó en los compuestos binarios (ver 1.3.1.1), con la salvedad de que cuando estos prefijos afectan a un grupo de átomos, en vez de a uno solo, se pone **bis**², **tris**, **tetraquis**, **pentaquis**, **hexaquis**, etc. y el nombre del grupo de átomos al que afecta entre paréntesis. Recuérdese que para referirse a 1 no es necesario poner el prefijo mono.

Cuando se utiliza el nombre tradicional de los aniones, si la carga del catión es inequívoca no se suele indicar ni su carga, ni su número de oxidación ni las proporciones.

Con todo lo anterior hay seis posibles maneras de nombrar aun compuesto iónico:

1. Nombre tradicional del anión sin indicación de carga, número de oxidación o proporciones por ser inequívoca la carga del catión.
2. Nombre tradicional del anión y nombre del catión con su carga.
3. Nombre tradicional del anión y nombre del catión con su número de oxidación.
4. Nombre tradicional del anión indicando las proporciones con prefijos.
5. Nombre sistemático con prefijos para indicar la proporción en la que se encuentran los iones.
6. Nombre sistemático con indicación de las cargas de los iones.

Los dos **errores más comunes** son, primero, utilizar a la vez prefijos y cargas o números de oxidación y segundo no utilizar ni números de oxidación, ni cargas ni prefijos cuando son imprescindibles.

Las seis maneras son igualmente válidas, sin embargo la más utilizada es la primera siempre que se pueda y si no la segunda o la tercera. De entre las sistemáticas, las dos últimas, la más recomendable es la quinta.

En la tabla siguiente hay ejemplos de todas las posibles maneras de nombrar un compuesto. En ocasiones coinciden algunas de ellas. En negrita figuran las dos recomendadas. Tachadas se encuentran las opciones que no son posibles.

¹ Recuérdese que en los iones que tienen nombre "propio" es incorrecto indicar su carga a continuación ya que el nombre implica la carga: ~~carbonato(2-)~~ o ~~amonio(1+)~~.

² Nótese que el prefijo correspondiente a 2 cuando afecta a más de un átomo es **bis** y no dis.

ejemplos					
cación	anión	fórmula		nombres	
Na ⁺ ion sodio ¹ sodio (1+)	Cl ⁻ cloruro cloruro (1-)	NaCl	1 2 3 4 5 6	cloruro de sodio cloruro de sodio cloruro de sodio(1+) cloruro de sodio(I) cloruro de sodio cloruro de sodio cloruro(1-) de sodio (1+)	
Fe ³⁺ hierro(3+)	S ²⁻ sulfuro sulfuro(2-)	Fe ₂ S ₃	1 2 3 4 5 6	sulfuro de hierro sulfuro de hierro(3+) sulfuro de hierro(III) trisulfuro de dihierro trisulfuro de dihierro sulfuro(2-) de hierro(3+)	
Cr ⁶⁺ cromo(6+)	O ²⁻ óxido óxido(2-)	CrO ₃	1 2 3 4 5 6	óxido de cromo óxido de cromo(6+) óxido de cromo(VI) trioxido de cromo trioxido de cromo óxido(2-) de cromo(6+)	
Cu ⁺ cobre(1+)	NO ₂ ⁻ nitrito dioxidonitrato(1-)	CuNO ₂	1 2 3 4 5 6	nitrito de cobre nitrito de cobre(1+) nitrito de cobre(I) nitrito de cobre dioxidonitrato de cobre dioxidonitrato(1-) de cobre(1+)	
Ca ²⁺ ion calcio ¹ calcio(2+)	IO ₄ ⁻ periyodato tetraoxidoyodato(1-)	Ca(IO ₄) ₂	1 2 3 4 5 6	periyodato de calcio periyodato de calcio(2+) periyodato de calcio(II) bis(periyodato) de calcio bis(tetraoxidoyodato) de calcio tetraoxidoyodato(1-) de calcio(2+)	
Al ³⁺ ion aluminio ¹ aluminio(3+)	SiO ₃ ²⁻ metasilicato trioxidosilicato(2-)	Al ₂ (SiO ₃) ₃	1 2 3 4 5 6	metasilicato de aluminio metasilicato de aluminio(3+) metasilicato de aluminio(III) tris(metasilicato) de dialuminio tris(trioxidosilicato) de dialuminio trioxidosilicato(2-) de aluminio(3+)	
NH ₄ ⁺ amonio	SO ₄ ²⁻ sulfato tetraoxidosulfato(2-)	(NH ₄) ₂ SO ₄	1 2 3 4 5 6	sulfato de amonio sulfato de amonio(1+) sulfato de amonio sulfato de diamonio tetraoxidosulfato de diamonio tetraoxidosulfato(2-) de amonio	
Co ³⁺ cobalto(3+)	PO ₄ ³⁻ fosfato tetraoxidofosfato(3-)	CoPO ₄	1 2 3 4 5 6	fosfato de cobalto fosfato de cobalto(3+) fosfato de cobalto(III) fosfato de cobalto tetraoxidofosfato de cobalto tetraoxidofosfato de cobalto(3+)	
Ni ³⁺ níquel(3+)	SiO ₄ ⁴⁻ silicato tetraoxidosilicato(4-)	Ni ₄ (SiO ₄) ₃	1 2 3 4 5 6	silicato de níquel silicato de níquel(4+) silicato de níquel(IV) tris(silicato) de tetraníquel tris(tetraoxidosilicato) de tetraníquel tetraoxidosilicato(4-) de níquel(4+)	

¹ Es habitual omitir el número de carga en los cationes monoatómicos cuando es inequívoco, aunque la IUPAC no menciona la posibilidad de hacerlo. Si se hace hay que poner delante la palabra ion.

Pb ⁴⁺ plomo(4+)	SeO ₃ ²⁻ selenito trioxidoseleniato(2-)	Pb(SeO ₃) ₂	1 2 3 4 5 6	selenito de plomo selenito de plomo(4+) selenito de plomo(IV) bis(selenito) de plomo bis(trioxidoseleniato) de plomo trioxidoseleniato(2-) de plomo(4+)
K ⁺ ion potasio ¹ potasio(1+)	CN ⁻ cianuro	KCN	1 2 3 4 5 6	cianuro de potasio cianuro de potasio(1+) cianuro de potasio(I) cianuro de potasio cianuro de potasio cianuro de potasio(1+)
Na ⁺ ion sodio ¹ sodio(1+)	HCO ₃ ⁻ hidrogenocarbonato ² hidrogenotrioxidocarbonato(1-)	NaHCO ₃	1 2 3 4 5 6	hidrogenocarbonato de sodio hidrogenocarbonato de sodio(1+) hidrogenocarbonato de sodio(I) hidrogenocarbonato de sodio hidrogeno(trioxidocarbonato) de sodio hidrogeno(trioxidocarbonato)(1-) de sodio(1+)
Fe ²⁺ hierro(2+)	H ₂ PO ₃ ⁻ dihidrogenofosfito dihidrogenotrioxidofosfato(1-)	Co(H ₂ PO ₃) ₂	1 2 3 4 5 6	dihidrogenofosfito de hierro dihidrogenofosfito de hierro(2+) dihidrogenofosfito de hierro(II) bis(dihidrogenofosfito) de hierro bis[dihidrogeno(trioxidofosfato)] de hierro dihidrogeno(trioxidofosfato)(1-) de hierro(2+)
Cd ²⁺ ion cadmio ¹ cadmio(2+)	HS ⁻ hidrogenosulfuro hidrogeno(sulfuro)(1-)	Cd(HS) ₂	1 2 3 4 5 6	hidrogenosulfuro de cadmio hidrogenosulfuro de cadmio(2+) hidrogenosulfuro de cadmio(II) bis(hidrogenosulfuro) de cadmio bis[hidrogeno(sulfuro)] de cadmio hidrogeno(sulfuro)(1-) de cadmio(2+)
Li ⁺ ion litio ¹ ion litio(1+)	Cr ₂ O ₇ ²⁻ dicromato heptaoxidodicromato(2-)	Li ₂ Cr ₂ O ₇	1 2 3 4 5 6	dicromato de litio dicromato de litio(1+) dicromato de litio(I) dicromato de dilitio heptaoxidodicromato de dilitio heptaoxidodicromato(2-) de litio (1+)

¹ Es habitual omitir el número de carga en los cationes monoatómicos cuando es inequívoco, aunque la IUPAC no menciona la posibilidad de hacerlo. Si se hace hay que poner delante la palabra ion.

² Recuérdese que el nombre más habitual del ion HCO₃⁻ es bicarbonato aunque está desaconsejado por la IUPAC.

5.1.2. PASOS PARA FORMULAR SALES A PARTIR DEL NOMBRE TRADICIONAL

		ejemplo 1	ejemplo 2
	Pasos a seguir:	sulfato de potasio	hidrogenofosfito de hierro(2+)
1º	“Escribir” la fórmula del catión con su carga (la segunda parte del nombre)	ion potasio → K^+	hierro(2+) → Fe^{2+}
2º	“Escribir” la fórmula del anión con su carga (la primera parte del nombre). Para eso puede ser necesario seguir los pasos del apartado 4.2.2.5	sulfato → SO_4^{2-} (del ácido sulfúrico (H_2SO_4))	hidrogenofosfito → HPO_3^{2-} (proviene del ácido fosforoso (H_3PO_3) y le queda un hidrógeno)
3º	Escribir primero el catión y luego el anión y equilibrar las cargas. [Intercambiar las cargas (sin el signo) y simplificar si se puede]	K_2SO_4	$Fe_2(HPO_3)_2$ ↓ $FeHPO_3$

más ejemplos			
nombre	catión	anión (ácido de procedencia)	fórmula
Carbonato de aluminio	Al^{3+}	CO_3^{2-} (ácido carbónico H_2CO_3)	$Al_2(CO_3)_3$
Metaborato de cobalto(3+)	Co^{3+}	BO_2^- (ácido metabórico HBO_2)	$Co(BO_2)_3$
Fosfito de amonio	NH_4^+	PO_3^{3-} (ácido fosforoso H_3PO_3)	$(NH_4)_3PO_3$
Hidrogenomanganato de estaño(2+)	Sn^{2+}	$HMnO_4^-$ (ácido mangánico H_2MnO_4)	$Sn(HMnO_4)_2$
Hidrogenosulfito de rubidio	Rb^+	HSO_3^- (ácido sulfuroso H_2SO_3)	$RbHSO_3$
Hidrogenoseleniuro de cinc	Zn^{2+}	HSe^- (ácido sulfhídrico H_2S)	$Zn(HSe)_2$
Hipoclorito de berilio	Be^{2+}	ClO^- (ácido hipocloroso $HClO$)	$Be(ClO)_2$
Selenito de mercurio(1+)	Hg^+	SeO_3^{2-} (ácido selenioso H_2SeO_3)	Hg_2SeO_3
Dihidrogenofosfato de litio	Li^+	$H_2PO_4^-$ (ácido fosfórico H_3PO_4)	LiH_2PO_4

5.1.3. PASOS PARA DAR EL NOMBRE TRADICIONAL A SALES A PARTIR DE LA FÓRMULA

		ejemplo 1	ejemplo 2
	Pasos a seguir:	KMnO ₄	CuSO ₃
1º	Identificar el catión y el anión	K⁺ y MnO₄⁻ (no puede ser MnO ₄ ²⁻ porque si no no sería neutro)	Cu²⁺ y SO₃²⁻ (no puede ser Cu ⁺ porque si no no sería neutro)
2º	“Buscar” los nombres de los iones. Para eso puede ser necesario seguir los pasos del apartado 4.2.2.6	K ⁺ → potasio(1+) MnO ₄ ⁻ → permanganato (proviene del HMnO ₄ ácido permangánico)	Cu ⁺ → cobre(2+) SO ₃ ²⁻ → sulfito (proviene del H ₂ SO ₄ ácido sulfuroso)
3º	Nombrar el anión la preposición de y el catión	permanganato de potasio	sulfito de cobre(2+)

más ejemplos			
fórmula	catión	anión (ácido de procedencia)	nombre
Ni ₂ (CO ₃) ₃	Ni ³⁺ : níquel(3+)	CO ₃ ²⁻ : carbonato (H ₂ CO ₃ ácido carbónico)	carbonato de níquel(3+)
Sr(NO ₂) ₂	Sr ²⁺ : ion estroncio	NO ₂ ⁻ : nitrito (HNO ₂ ácido nitroso)	nitrito de estroncio
CaSO ₃	Ca ²⁺ : ion calcio	SO ₃ ²⁻ : sulfito (H ₂ SO ₃ ácido sulfuroso)	sulfito de calcio
LiHSO ₄	Li ⁺ : ion litio	HSO ₄ ⁻ : hidrogenosulfato (H ₂ SO ₄ : ácido sulfúrico)	hidrogenosulfato de litio
Co ₂ (HPO ₄) ₃	Co ³⁺ : cobalto (3+)	HPO ₄ ²⁻ : hidrogenofosfato (H ₃ PO ₄ : ácido fosfórico)	hidrogenofosfato de cobalto(3+)
CsPO ₃	Cs ⁺ : ion cesio	PO ₃ ⁻ : metafosfato (HPO ₃ ácido metafosfórico, no H ₃ PO ₃ ácido fosforoso)	metafosfato de cesio
AlAsO ₃	Al ³⁺ : ion aluminio	AsO ₃ ³⁻ : arsenito (H ₃ AsO ₃ ácido arsenioso, no HAsO ₃ ác. metaarsénico)	arsenito de aluminio
Pb(CrO ₄) ₂	Pb ⁴⁺ : plomo(4+) (no Pb ²⁺)	CrO ₄ ²⁻ : cromato (H ₂ CrO ₄ ácido crómico)	cromato de plomo(4+)

FeMnO_4	Fe^{2+} : hierro(2+) (no Fe^{3+})	MnO_4^{2-} : manganato (H_2MnO_4 ácido mangánico, no HMnO_4 permangánico)	manganato de hierro(2+)
NaCN	Na^+ : ion sodio	CN^- : cianuro	cianuro de sodio
NH_4HS	NH_4^+ : amonio	HS^- : hidrogenosulfuro	hidrogenosulfuro de amonio
AuHSeO_4	Au^+ : oro(1+) (no Au^{3+})	HSeO_4^- : hidrogenoseleniato (H_2SeO_4 ácido selénico)	hidrogenoseleniato de oro(1+)
$\text{Cu}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Cu^+ : cobre(1+) (no Cu^{2+})	Cr_2O_7 : dicromato ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ácido dicrómico)	dicromato de cobre (1+)
$\text{Co}_2(\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7)_3$	Co^{3+} cobalto(3+)	$\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7^{2-}$: dihidrogenodifosfato ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$: ácido difosfórico)	dihidrogenodifosfato de cobalto(3+)

5.2. PERÓXIDOS

Están formados por el anión peróxido (O_2^{2-}) y un catión.

En el ion peróxido el oxígeno tiene valencia -1 . Esto es útil porque si no se está seguro de si es un óxido o un peróxido se echa la cuenta de las cargas y si el oxígeno está con -1 es un peróxido, y si está con -2 es un óxido.

Si se simplifica tiene que ser de manera que no queden menos de dos átomos de oxígeno (un grupo peróxido completo).

Se pueden nombrar como peróxidos o por la nomenclatura de composición:

<p>PERÓXIDO DE catión prefijo₁ÓXIDO DE prefijo₂catión</p>

Ejemplos:

H_2O_2 **peróxido** de hidrógeno o **dióxido** de **dihidrógeno** (agua oxigenada)

Li_2O_2 **peróxido** de litio o **dióxido** de **dilitio** (no confundir con el óxido de litio Li_2O)

CaO_2 **peróxido** de calcio o **dióxido** de calcio (no confundir con el óxido de calcio CaO)

SnO_2 **óxido** de estaño(IV) o dióxido de estaño (**ojo** no es un peróxido)