UNIDAD 3. FORMULACIÓN INORGÁNICA

La naturaleza que nos rodea está constituida por sustancias químicas, que consisten en combinaciones de átomos de los distintos elementos químicos, formando moléculas o redes cristalinas.

Cada sustancia química tiene su fórmula, que expresa el número de átomos de cada elemento que hay en una molécula de la sustancia. En el caso de las redes cristalinas, expresa la proporción entre los átomos dentro de la red.

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** o **compuestos de carbono**). No deja de ser una distinción artificial, ya que algunos compuestos considerados inorgánicos contienen carbono, y muchos compuestos de carbono son sintetizados artificialmente.

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 con 8 electrones (estructura s^2p^6) le da mucha estabilidad al átomo, por eso los átomos de los gases nobles, que poseen esa estructura, se encuentran casi siempre aislados, sin unirse a otros átomos.

Todos los átomos intentarán conseguir tener esa estructura "de gas noble" en su última capa. Para ello, aceptarán los electrones que necesiten, 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:

De forma simplificada([1]), entenderemos 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.

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 nº oxidación de los metales es positivo.

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 nº 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 nº oxidación negativo, y el elemento más electropositivo (a la izquierda) actúa con nº 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 nº de oxidación sería el nº de electrones ganados 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		
	Electro+	Electro-		Electro+	Electro-		Electro+	Electro-
H	+1	- 1	Be	+2	No tienen	B	+3	- 3
Li	+1	--------	Mg	+2		Al	+3	----------
Na	+1	No tienen	Ca	+2		Ga	+3	No tienen
K	+1		Sr	+2		In	+1, +3	
Rb	+1		Ba	+2		Tl	+1, +3	
Cs	+1		Ra	+2				
Fr	+1							

GRUPO 14: GR. DEL CARBONO			GRUPO 15: PNICTÓGENOS			GRUPO 16: CALCÓGENOS		
	Electro+	Electro-		Electro+	Electro-		Electro+	Electro-
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 tienen	Sb	+3, +5	- 3	Te	+2, +4, +6	- 2
Pb	+2, +4		Bi	+3, +5		Po	+2, +4, +6	- 2

GRUPO 17: HALÓGENOS			ALGUNOS ELEMENTOS DE TRANSICIÓN			
	Electro+	Electro-		Electro+		Electro+
F	------	- 1	Fe	+2, +3	Pt	+2, +4
Cl	+1, +3, +5, +7	- 1	Co	+2, +3	Pd	+2, +4
Br	+1, +3, +5, +7	- 1	Ni	+2, +3	Sc	+3
I	+1, +3, +5, +7	- 1	Zn	+2	Ti	+2, +3, +4
At	+1, +3, +5, +7	- 1	Cd	+2	V	+2, +3, +4 | +5
			Hg	+1, +2	Cr	+2, +3 | +6
			Cu	+1, +2	W	+2, +3 | +6
			Ag	+1	Mn	+2, +3, +4 | +6, +7
			Au	+1, +3	U	+4

Algunas "pistas" para acordarse de los números de oxidación
En muchos casos, podemos saber qué números de oxidación tiene 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. Grupo1: +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 números 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:

Formulación:

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: O_2 Nitrógeno: N_2 Hidrógeno: H_2
Flúor: F_2 Cloro: Cl_2 Bromo: Br_2 Yodo: I_2

También el Ozono o trioxígeno (O_3), que es una sustancia simple triatómica.

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

Ejemplos: N_2: nitrógeno Au: oro

En el caso de que en la fórmula aparezcan varios átomos, se indica con un prefijo: S_6 : hexaazufre , P_4: tetrafósforo

(Nota: Si bien están aceptados para los compuestos incluidos arriba O_2, H_2, N_2 … los nombres sistemáticos de dioxígeno, 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 SiO_2) sólidos, con elevada temperatura de fusión (T.F).

Repaso: Uso de los nºs oxidación a la hora de formular y nombrar COMPUESTOS BINARIOS.

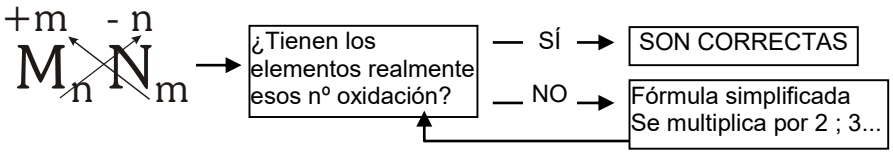
¿Cómo se obtiene la fórmula conociendo el nº oxidación con el que actúan los elementos?
Recordemos que el nº oxidación nos indica el número de enlaces que un átomo del elemento es capaz de realizar con otros átomos.

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: $Fe H_3$.
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 $Al_2 O_3$.

Una forma simplificada de obtener la fórmula es el **intercambio de números**. Colocamos como subíndice de un elemento el nº oxidación (sin el signo) del otro elemento. Si ambos números se pueden dividir por 2, o por 3… la fórmula se simplifica.
Ejemplo: $C^{(+4)}$ y $O^{(-2)}$ → C_2O_4 → CO_2



¿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 nº oxidación del otro elemento.
(¡Ojo!: La fórmula puede estar simplificada. Hay que asegurarse de que los nº 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 nº oxidación con el 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 nº oxidación positivos.
- El No Metal (que se escribe a la derecha) actuará con su nº 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 nº oxidación positivos.
- El elemento que se escriba a la derecha (el primero en nombrarse, terminado en –URO) se considera que actúa con su nº 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 nº 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*

Ejemplos: Cloruro de calcio → $\overset{(2+)}{Ca}\ \overset{(1-)}{Cl} \rightarrow \overset{(2+)}{Ca}\ \overset{(1-)}{Cl} \rightarrow Ca\,Cl_2$

Selenuro de hierro(III) → $\overset{(3+)}{Fe}\ \overset{(2-)}{S}$ → $Fe\ S$ → $Fe_2\ S_3$

Óxido de Plomo(IV) → $\overset{(4+)}{Pb}\ \overset{(2-)}{O}$ → $Pb\ O$ → $Pb_2\ O_4$ → $Pb\ O_2$

¿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

   *El prefijo **mono** no se escribe normalmente, sólo si el elemento de la izquierda tiene varios números de oxidación posibles. Sólo se escribe en el elemento de la derecha.*

2. Indicando el nº de oxidación: ES LA FORMA RECOMENDADA Y MÁS USADA. No se indica el número de átomos, sino el nº de oxidación del elemento de la izquierda (sólo de ese elemento), en caso de que tenga más de uno. El nº de 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 : monocloruro de mercurio	cloruro de mercurio(I)
	NiS : monosulfuro 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 heptaoxígeno	

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 nº de oxidación (nº de electrones intercambiados) con el subíndice (nº de átomos)). Puede que coincidan, pero puede que no, ya que la fórmula puede estar simplificada.

¡¡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.
BH_3 , CH_4 , NH_3
Si el no metal está en los grupos 16 ó 17, se coloca el hidrógeno a la izquierda y el elemento a la derecha.
H_2S , HF

Siempre que un no metal se combine con hidrógeno, siempre actuará con nº 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
H_2S(aq) : ácido sulfhídrico ; H_2Se(aq) : ácido selenhídrico ; H_2Te(aq) : ácido telurhídrico

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: $Al^{(+3)}\ O^{(-2)}$ → Al_2O_3 Óxido de azufre(VI): $S^{(+6)}\ O^{(-2)}$ → S_2O_6 → 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 nº 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 dioxígeno O_3Cl_2 : dicloruro de trioxígeno
O_5Br_2 : dibromuro de pentaoxígeno O_7I_2 : diyoduro de heptaoxígeno

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. Sales binarias (Metal - No metal, distinto de O, H)

Las combinaciones metal-no metal siguen las reglas que hemos visto para los compuestos binarios.
El metal se coloca a la izquierda y actúa con uno de sus números de oxidación positivos.
El no metal se coloca a la derecha y actúa con su número de oxidación negativo.
Se formulan y nombran como ya hemos visto.

$CaCl_2$:	dicloruro de calcio	cloruro de calcio
Hg Cl :	monocloruro de mercurio	cloruro de mercurio(I)
Ni S :	monosulfuro de níquel	sulfuro de níquel(II)
Ni_2S_3 :	trisulfuro de diníquel	sulfuro de níquel(III)
Mg S:	sulfuro de magnesio	sulfuro de magnesio

2.4. Otras combinaciones metal-no metal

En estas combinaciones se colocan según el orden de la tabla periódica (a la izquierda el elemento que esté más a la izquierda, y si están en el mismo grupo, se coloca a la izquierda el que esté más ab ajo en el grupo)

Se recomienda nombrarlos y formularlos usando los prefijos

PF_5 pentafluoruro de fósforo CCl_4 tetracloruro de carbono

O_5Cl_2 dicloruro de pentaoxígeno

2.5. 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:

nº ox. +1: X_2O_2 nº ox. +2: XO_2

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 nº 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 nº ox. del sodio **no** sería correcto → es un peróxido*
*CaO_2 Intercambiando: Ca: +4 O: -2 El nº ox. del calcio **no** sería correcto → es un peróxido*
*PbO_2 Intercambiando: Pb: +4 O: -2 El nº 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 nº oxidación -1)

Formulación: $M(OH)_n$ (n es el nº ox. del metal)
Ej : Li OH; $Ca(OH)_2$; $Fe(OH)_3$

Nomenclatura

Usando el nº oxidación: HIDRÓXIDO DE (METAL) (nº ox, si tiene varios)
Usando prefijos: (di, tri...)HIDRÓXIDO DE (METAL)

Ej:	$Al(OH)_3$	hidróxido de aluminio	trihidróxido de aluminio
	Cu OH	hidróxido de cobre(I)	*mono*hidróxido de cobre
	Na OH	hidróxido de sodio	hidróxido de sodio
	$Au(OH)_3$	hidróxido de oro(III)	trihidróxido de oro
	$Ca(OH)_2$	hidróxido de calcio	dihidróxido de calcio
(*)	NH_4 OH	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 *catión amonio*, o simplemente *amonio*, y se comporta como un metal con nº 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 $\mathbf{H_x\ N\ O_y}$
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.*

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 vernos 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 H_2SO_3

Tabla de los ácidos más usuales:

Grupo 14: (C): (nº ox. único)	-ico (+4)	H_2CO_3	ácido carbónico
Grupo 15: (N): (2 valores)	-ico (+5)	HNO_3	ácido nítrico
	-oso (+3)	HNO_2	ácido nitroso
Grupo 16: (S,Se,Te): (3 valores)	-ico (+6)	H_2SO_4	ácido sulfúrico
	-oso (+4)	H_2SO_3	ácido sulfuroso
	hipo...oso (+2)	H_2SO_2	ácido hiposulfuroso
Grupo 17: (Cl,Br,I): (4 valores)	per...ico (+7)	$HClO_4$	ácido perclórico
	-ico (+5)	$HClO_3$	ácido clórico
	-oso (+3)	$HClO_2$	ácido cloroso
	hipo...oso (+1)	HClO	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_2CrO_4	ácido crómico

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 ; hipo .....oso
(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 el no metal N. Esto se consigue teniendo en cuenta que la molécula debe ser neutra (las cargas + y – deben compensarse). Abreviadamente, la operación es

$H_x NO_y$ **n = 2 · y – x**

n = nº ox. del no metal N
2 = nº ox. del oxígeno
y = nº átomos de oxígeno
x = nº átomos de hidrógeno

Ej:	H_2SO_4	n = 2 · 4 – 2 = +6	-ico	ácido sulfúrico
	HClO	n = 2 · 1 – 1 = +1	hipo....oso	ácido hipocloroso
	H_2CO_3	n = 2 · 3 – 2 = +4	-ico	ácido carbónico
	HIO_4	n = 2 · 4 – 1 = +7	per.....ico	ácido peryódico

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) → H_3PO_3
Ácido fosfórico: P (+5) → H_3PO_4

(Nota: Los ácidos que se obtienen colocando un único átomo de hidrógeno en la fórmula se nombraban antiguamente con el prefijo meta (ácido metafosforoso: HPO_2 y ácido metafosfórico: HPO_3). 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 H_4SiO_4. 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 H_3BO_3

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:
HNO_3 : hidrogeno(trioxidonitrato) H_2SO_4 : dihidrogeno(tetraoxidosulfato)
H_3PO_4 : trihidrogeno(tetraoxidofosfato) $HMnO_4$: hidrogeno(tetraoxidomanganato)

6. Sales ternarias (oxisales):

Una sal ternaria es la combinación de dos iones: un catión metálico, y un anión proveniente de un oxoácido que ha perdido sus hidrógenos.

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.

OXOÁCIDO + METAL → SAL + HIDRÓGENO.

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)*

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

-ico → *-ato*

-oso → *-ito*

1. El primer paso consiste en identificar a partir del nombre qué ácido interviene y con qué nº ox. actúa el metal. En el ejemplo:
   Cobre(II) → Cu^{2+} sulfato → ácido sulfúrico → H_2SO_4 → SO_4^{2-}

2. Colocamos en primer lugar el metal y luego el ácido, que al perder los hidrógenos queda con cargas negativas. Cu^{2+} $(SO_4)^{2-}$
   Se intercambian las cargas y se simplifica si se puede.
   Cu^{2+} $(SO_4)^{2-}$ → $Cu_2(SO_4)_2$ → $CuSO_4$

Nomenclatura:

Se procede a la inversa de lo hecho anteriormente. En primer lugar hay que buscar el nº 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 nº ox. del metal. Sólo uno de los valores hace que el ácido que obtengamos sea correcto.

1. **Usando prefijos multiplicadores** *(apenas es usada*). Se lee la fórmula de izquierda a derecha indicando el número de átomos de cada elemento (di, tri, tetra…). El oxígeno se nombra "oxido" (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 nº ox. entre paréntesis, caso de que tenga más de uno.

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

Ejemplos:			**1. Usando prefijos**	**2. Tradicional**
Hg_2SO_4	Hg^+	SO_4^{2-}	tetraoxidosulfato de dimercurio	sulfato de mercurio(I)
$Cu(NO_3)_2$	Cu^{2+}	NO_3^-	bis(trioxidonitrato) de cobre	nitrato de cobre(II)
NaClO	Na^+	ClO^-	oxidoclorato de sodio	hipoclorito de sodio
KNO_3	K^+	NO_3^-	trioxidonitrato de potasio	nitrato de potasio
K_2CrO_4	K^+	CrO_4^{2-}	tetraoxidocromato de dipotasio	cromato de potasio
$Ni(NO_2)_3$	Ni^{3+}	NO_2^-	tris(dioxidonitrato) de níquel	nitrito de níquel(III)
$Ba(MnO_4)_2$	Ba^{2+}	MnO_4^-	bis(tetraoxidomanganato) de bario	permanganato de bario
NH_4NO_3	NH_4^+	NO_3^-	trioxidonitrato de amonio	nitrato de amonio

7. (Ampliación) Sales ácidas

Se forman a partir de un catión y de un anión proveniente de un ácido, pero que contiene uno o más átomos de hidrógeno, no ha perdido todos los hidrógenos que tenía. 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.

Ejemplos:

Na^+ y HCO_3^- → $Na\,HCO_3$ hidrogenocarbonato de sodio (antiguamente *bi*carbonato de sodio, no se usa)
hidrogeno(trioxidocarbonato) de sodio

Ca^{2+} y HSO_4^- → $Ca\,(HSO_4)_2$ hidrogenosulfato de calcio / bis(hidrogeno(tetraoxidosulfato)) de calcio

Fe^{2+} y HPO_4^{2-} → $Fe\,HPO_4$ hidrogenofosfato de hierro(II) / hidrogeno(tetraoxidofosfato) de hierro

K^+ y $H_2PO_4^-$ → $K\,H_2PO_4$ dihidrogenofosfato de potasio / dihidrogeno(tetraoxidofosfato) de potasio

Cu^+ y HS^- → $Cu\,HS$ hidrogenosulfuro de cobre(I) / hidrogeno(sulfuro) de cobre

Ni^{2+} y HSe^- → $Ni\,(HSe)_2$ hidrogenoselenuro de níquel(II) / bis(hidrogeno(selenuro)) de níquel

EJERCICIOS DE FORMULACIÓN INORGÁNICA (Relación 1)

(Formular o nombrar estas sustancias de todas las formas posibles, según corresponda)

1. Fe O_2 O_3 Hg Au H_2 N_2 ;
Cl_2 Ne cobre plata nitrógeno cloro ozono
argón hexaazufre

2.1 Li H Cs H $Ba H_2$ $Ca H_2$ $Zn H_2$ $Al H_3$ FeH_2
FeH_3 CH_4 NH_3 PH_3 $Si H_4$ $Sb H_3$ $Pb H_4$
BH_3 $H_2 S$ H_2Se H_2O H F H Cl HI
HBr HCl(aq) H_2S(aq) HF(aq)
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 amoníaco metano ácido sulfhídrico,
ácido clorhídrico, ácido yodhídrico, ácido selenhídrico.

2.2. CaO Li_2O FeO Fe_2O_3 Al_2O_3 Cu_2O NiO
BaO CO CO_2 N_2O NO_2 O_5Cl_2 O_7I_2
SO_3 OCl_2 O_7Br_2 SO MnO_2
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 pentaoxígeno óxido de selenio(VI)
óxido de fósforo(III) dibromuro de oxígeno óxido de nitrógeno(III)
diyoduro de trioxígeno óxido de teluro(IV) óxido de azufre(II)
óxido de plomo(IV)

2.3 LiF $BeCl_2$ FeI_2 $FeBr_3$ K_2S AgI NaCl
CaS FeS K_3N ZnS Al N $CaCl_2$ PbI_2
CCl_4 PCl_5 BF_3 Rb_2Te
cloruro de potasio, yoduro de bario sulfuro de estroncio bromuro de hierro(II)
cloruro de cobre(I) sulfuro de cobre(II) bromuro de cinc sulfuro de estaño(IV)
fluoruro de aluminio nitruro de sodio fosfuro de litio selenuro de plata
sulfuro de oro(III)

2.5. Rb_2O_2 Li_2O_2 H_2O_2 K_2O_2 BeO_2 MgO_2 RaO_2 ,
peróxido de sodio peróxido de hidrógeno peróxido de calcio peróxido de estroncio
peróxido de cesio peróxido de cinc

3. LiOH $Ba(OH)_2$ Na(OH) $Al(OH)_3$ Sr $(OH)_2$ $Fe(OH)_3$ $Ca(OH)_2$

KOH NH_4OH

hidróxido de magnesio hidróxido de níquel(II) hidróxido de berilio,

hidróxido de cromo(III) hidróxido de cinc hidróxido de francio

4. HClO HIO_2 $HBrO_3$ $HClO_4$ HIO H_2SO_3 H_2SeO_2

H_2SO_4 $HBrO_3$ HNO_2 HNO_3 H_3PO_4 H_2CO_3 $HMnO_4$

H_3BO_3 H_4SiO_4

ácido carbónico ácido sulfúrico ácido nítrico ácido hiposulfuroso

ácido selenioso ácido hipocloroso ácido periódico ácido fosfórico

ácido permangánico ácido nitroso ácido fosforoso ácido selénico

ácido clórico ácido sulfuroso ácido silícico ácido bórico

dihidrogeno(trioxidoselenato) hidrogeno(tetraoxidoyodato) trihidrogeno(trioxidofosfato) ,

hidrogeno(trioxidonitrato) dihidrogeno(tetraoxidosulfato)

5. Na NO_3 $Ca(MnO_4)_2$ Fe PO_4 NH_4 ClO_4

Al_2 $(SO_3)_3$ Cu_2 SO_4 Li IO K_3 PO_3

Fe $(NO_3)_2$ K_2 CrO_4 Cd CO_3 $Mg(NO_2)_2$

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 perclorato de mercurio(II)

sulfito de estaño(II) sulfato de cobalto(III) nitrato de calcio

perclorato de litio yodato de oro(III) fosfato de estaño(II)

hiposulfito de cinc 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.

6. $LiHCO_3$ $CaHPO_4$ Ag_2HPO_3

KHS $Fe(HSO_3)_3$ CsH_2PO_4

hidrogenocarbonato de sodio hidrogenosulfato de bario

hidrogenoselenuro de litio dihidrogenofosfito de calcio