

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:

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 nº 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 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. ALCALINOTERREOS			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+	No	Ga	3+	
K	1+	No	Sr	2+	tienen	In	1+, 3+	No tienen
Rb	1+	tienen	Ba	2+		Tl	1+, 3+	
Cs	1+		Ra	2+				
Fr	1+							
GRUPO 14: GR. DEL CARBONO			GRUPO 15: PNICTOGENOS			GRUPO 16: CALCOGENOS		
	<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: HALOGENOS			ALGUNOS ELEMENTOS DE TRANSICION					
	<u>Electro+</u>	<u>Electro-</u>		<u>Electro+</u>			<u>Electro</u>	
F	-----	1 -	Fe	2+, 3+		Sc	\pm 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+				

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:

- 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.
- 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) **Nomenclatura STOCK**

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,

Hidrógeno: H₂,

Nitrógeno: N₂,

Flúor: F₂,

Cloro: Cl₂,

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.)

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).

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?

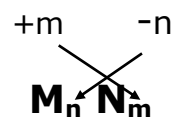
Recordemos que el n^o oxidación nos indica el número de enlaces que un átomo del elemento es capaz de realizar con otros átomos.

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 NaCl.

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.

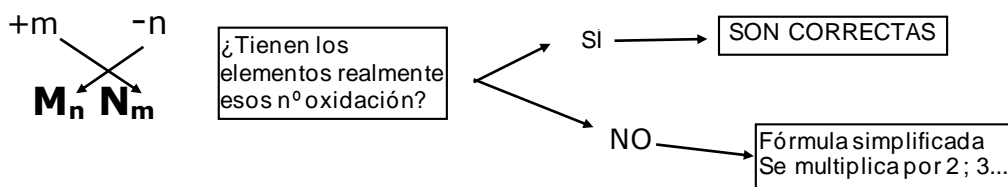
Una forma simplificada de obtener la fórmula es el **intercambio de números**. Colocamos como subíndice de un elemento el nº oxidación (sin el signo) del otro elemento. Si ambos números se pueden dividir por 2, ó por 3... la fórmula se simplifica.



Ejemplo: C^{4+} y O^{2-} : $C_2O_4 \rightarrow CO_2$

¿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 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 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+), aun que 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+

COMBINACIONES BINARIAS CON OXÍGENO

ÓXIDOS BÁSICOS U ÓXIDOS DE METALES.

Son combinaciones binarias de un metal con el oxígeno, en las que el oxígeno emplea el número de oxidación -2. Para su nomenclatura emplearemos preferentemente la:

Nomenclatura de Stock: Se nombran con las palabras "óxido de" y el nombre del metal con el número de oxidación con el que actúa entre paréntesis y con números romanos. Si el número de oxidación del metal siempre es el mismo no hace falta especificarlo. **Y la nomenclatura IUPAC**

	Nomenclatura de Stock	IUPAC estequiométrica
Na ₂ O	Óxido de sodio	Óxido de disodio
MgO	Óxido de magnesio	Óxido de magnesio
CaO	Óxido de calcio	Óxido de calcio
Li ₂ O	Óxido de litio	Óxido de dilitio
Ag ₂ O	Óxido de plata	Óxido de diplata
FeO	Óxido de hierro(II)	Monóxido de hierro
Fe ₂ O ₃	Óxido de hierro(III)	Trióxido de dihierro
CrO ₃	Óxido de cromo(VI)	Trióxido de cromo
TiO ₂	Óxido de titanio(IV)	Dióxido de titanio
Cu ₂ O	Óxido de cobre(I)	Óxido de dicobre
CuO	Óxido de cobre(II)	Monóxido de cobre
ZnO	Óxido de cinc	Óxido de cinc

ÓXIDOS ÁCIDOS U ÓXIDOS DE NO METALES.

Son combinaciones binarias de un no metal con el oxígeno, en las que cómo en las anteriores el oxígeno emplea el número de oxidación -2. Para su nomenclatura emplearemos preferentemente la:

Nomenclatura estequiométrica: consiste en anteponer a la palabra "óxido" un prefijo que nos indique el número de oxígenos seguida de "de" y el nombre del no metal con un prefijo que nos indique el número de átomos de ese no metal.

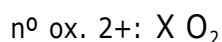
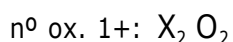
Los prefijos son: mono-, di-, tri-, tetra-, penta-, hexa-, hepta-, etc.

El prefijo mono- solo se emplea antes que "óxido" y cuando los coeficientes estequiométricos sean 1:1. (*)

N ₂ O	Óxido de dinitrógeno
NO	Monóxido de nitrógeno
N ₂ O ₃	Trióxido de dinitrógeno
CO	Monóxido de carbono
CO ₂	Dióxido de carbono

(*): 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, NO₂: dióxido de nitrógeno). MgO sería "óxido de magnesio". En el caso del oxígeno puede nombrarse "monóxido" o "monoóxido".

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-} , 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
 Na_2O_2 peróxido de sodio

dióxido de dihidrógeno
 dióxido de disodio

BeO_2 peróxido de berilio
 BaO_2 peróxido de bario

dióxido de berilio
 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.

COMBINACIONES BINARIAS CON HIDRÓGENO

HIDRURROS METÁLICOS (MH_m)

Son combinaciones binarias del hidrógeno con los metales, en las que **el H tiene número de oxidación -1**. Los hidruros de los grupos 1 y 2 tienen un carácter iónico más acentuado que los de los grupos 13 y 14, que se caracterizan por poseer un carácter covalente importante. Pero a efectos de nomenclatura los nombraremos igual, excepto el hidruro de boro que por su carácter no metálico lo nombraremos dentro de los compuestos de H + No Metal.

LiH	Hidruro de litio
CaH ₂	Hidruro de calcio
AlH ₃	Hidruro de aluminio
GeH ₄	Hidruro de germanio
SnH ₄	Hidruro de estaño

HIDRUROS NO METÁLICOS (H_nX ; $X = \text{No metal}$)

(NO METAL -uro de hidrógeno)

Son combinaciones del hidrógeno con los Calcógenos (**grupo 16**) y los Halógenos (**grupo 17**).

El hidrógeno actúa con número de oxidación +1, y son los únicos compuestos binarios de hidrógeno donde el hidrógeno se formula a la izquierda.

Se nombra el no metal terminado en "-uro" seguido de "de" y la palabra "hidrógeno".

HIDRÁCIDOS

Los hidruros de los No metales se denominan hidrácidos por la propiedad de que al disolverlos en agua dan disoluciones ácidas, es decir, ceden hidrógeno con facilidad. Se hace notar esta circunstancia con el subíndice (aq) que indica disolución acuosa.

En este caso se nombra con la palabra "ácido" y el nombre del no metal terminado en -hídrico.

	Nombre sistemático		Nombre en disolución acuosa
HF	Fluoruro de hidrógeno o fluorano	HF(aq)	Ácido fluorhídrico
HCl	Cloruro de hidrógeno o clorano	HCl(aq)	Ácido clorhídrico
HBr	Bromuro de hidrógeno o bromano	HBr(aq)	Ácido bromhídrico
HI	Yoduro de hidrógeno o yodano	HI(aq)	Ácido yodhídrico
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno o sulfano	H ₂ S(aq)	Ácido sulfhídrico
H ₂ Se	Seleniuro de hidrógeno o selano	H ₂ Se(aq)	Ácido selenhídrico
H ₂ Te	Telururo de hidrógeno o telano	H ₂ Te(aq)	Ácido telurhídrico
HCN	Cianuro de hidrógeno	HCN(aq)	Ácido cianhídrico

Combinaciones del hidrógeno con los elementos de los grupos 13, 14 y 15.

Se nombran con la raíz del elemento que acompaña al hidrógeno y el sufijo -ano. Si este elemento aparece varias veces en la fórmula se usan los prefijos di-, tri-, tetra-, etc., y se puede poner entre paréntesis el número de hidrógenos que los acompañan. También se aceptan sus nombres comunes.

	Nombre sistemático	Nombre común
NH ₃	Azano ^a	Amoníaco
N ₂ H ₄	Diazano	Hidrazina
PH ₃	Fosfano	Fosfina
P ₂ H ₄	Difosfano	Difosfina
AsH ₃	Arsano	Arsina
SbH ₃	Estibano	Estibina
CH ₄	Metano ^b	Metano
SiH ₄	Silano	
Si ₂ H ₆	Disilano	
BH ₃	Borano	
B ₂ H ₆	Diborano o diborano(6)	
B ₃ H ₅	Triborano o triborano(5)	

- a) El azano se propone sólo para usarlo en los nombres derivados del amoníaco
 b) El metano sigue las normas de la nomenclatura orgánica.

COMBINACIONES BINARIAS METAL - NO METAL. SALES BINARIAS

Son combinaciones binarias entre un metal y un no metal.

Nomenclatura de Stock: Se nombra el no metal rematado en "-uro" seguido de "de" y del nombre del metal con el número de oxidación con el que actúa entre paréntesis, en caso de que pueda actuar con más de uno. A partir del número de oxidación del no metal deduciremos el número de oxidación del metal. Nomenclatura **IUPAC estequiométrica**

CaF ₂	Fluoruro de calcio	Difluoruro de calcio
CuBr ₂	Bromuro de cobre(II)	Dibromuro de cobre
FeCl ₃	Cloruro de hierro(III)	Tricloruro de hierro
K ₂ Se	Seleniuro de potasio	Seleniuro de dipotasio
Ag ₂ S	Sulfuro de plata	Sulfuro de diplata

COMBINACIONES BINARIAS NO METAL - NO METAL

Son combinaciones de dos no metales

Nomenclatura estequiométrica: Se nombra el no metal de la derecha acabado en "-uro" con un prefijo que indique el número de átomos que intervienen, seguido del nombre del otro no metal con un prefijo que indique el número de átomos que intervienen.

PCl ₃	Tricloruro de fósforo
BrF ₅	Pentafluoruro de bromo
As ₂ Se ₃	Triseleniuro de diarsénico
Si ₃ N ₄	Tetranitruro de trisilicio

¿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

COMBINACIONES DE MÁS DE DOS ELEMENTOS. HIDRÓXIDOS

Combinación entre un METAL y un grupo (OH), que tiene carga 1-. Se trabaja con el grupo (OH) como si fuera un solobloque, 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)

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:
 $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$

Ej: Al (OH) ₃	hidróxido de aluminio	trihidróxido de aluminio
CuOH	hidróxido de cobre(I)	monohidróxido 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(II)	dihidróxido de calcio (*)
NH ₄ OH	hidróxido de amonio	hidróxido de amonio

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

(*) Nota: NH₄OH. El grupo NH₄⁺ se denomina *cación amonio*, o simplemente *amonio*, y se comporta como un metal con nº oxidación 1+. De esta forma, NH₄OH es *hidróxido de amonio*, y NH₄Cl sería *cloruro de amonio*