

1. NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Cada átomo de un compuesto se caracteriza por un estado de oxidación, debido a los electrones ganados o perdidos (totalmente en los compuestos iónicos o parcialmente en los covalentes) con respecto al átomo aislado. El número (positivo en los que pierden electrones, negativo en los que ganan electrones) que indica este estado se llama número de oxidación del elemento en dicho compuesto.

El **número de oxidación** (n.o) se define como la carga eléctrica formal (puede que no sea real) que se asigna a un átomo en un compuesto.

Para asignar el n.o. a cada átomo en una especie química (NH_3 , ClO_3^- , etc.) se emplea un conjunto de reglas (que se pueden deducir fácilmente a partir de la configuración electrónica), que se pueden resumir del modo siguiente:

1. **El n.o. de todos los elementos libres es cero**, en cualquiera de las formas en que se presenten: Ca metálico, He, N_2 , P_4 , etc. (En moléculas con átomos iguales, N_2 , H_2 , etc., los electrones del enlace están compartidos equitativamente y no se pueden asignar a ninguno de los átomos).
2. **El n.o. de cualquier ión monoatómico es igual a su carga eléctrica**. Así, los n.o. del S^{2-} , Cl^- , Na, K^+ y Zn^{2+} son, respectivamente, -2 , -1 , 0, $+1$ y $+2$, que coinciden con sus respectivas cargas eléctricas (reales).
3. **El n.o. del H en sus compuestos es +1**, excepto en los hidruros metálicos, que es -1 .
4. **El n.o. del O en sus compuestos es -2** , excepto en los peróxidos, que es -1 .
5. **El n.o. de los metales alcalinos es siempre +1**.
6. **El n.o. de los metales alcalinotérreos es siempre +2**.
7. **El n.o. del F en sus compuestos es siempre -1** . El n.o. de los demás halógenos varía desde ± 1 a 7, siendo positivo cuando se combina con el O o con otro halógeno más electronegativo.
8. **La suma algebraica de los n.o. de los átomos de una molécula es cero, y si se trata de un ion, igual a la carga del ion**.

NÚMEROS DE OXIDACIÓN MÁS FRECUENTES

| | | | | | | | | | | | | | | | | |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|----|----|----|----|----|----|----|----|
| 1 | 2 | 3 | 4 | 5 | 6 | 7 | 8 | 9 | 10 | 11 | 12 | 13 | 14 | 15 | 16 | 17 |
|---|---|---|---|---|---|---|---|---|----|----|----|----|----|----|----|----|

| | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|--|---|---|--|--|---|---|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-------------------------------|-----------------------------|--|--|---|--|--|---|----------------------------|
| 1 H -1 1 | En negrita los n.o. más frecuentes en el caso de que existan varias posibilidades | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 3 Li 1 | 4 Be 2 | <table border="1" style="margin: auto;"> <tr><td style="text-align: center;">Z</td></tr> <tr><td style="text-align: center;">Símbolo</td></tr> <tr><td style="text-align: center;">n.o.</td></tr> </table> | | | | | | | | | | Z | Símbolo | n.o. | 5 B 3 | 6 C -4 2,4 | 7 N -3 1,2,3 4,5 | 8 O -1 -2 | 9 F -1 |
| Z | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| Símbolo | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| n.o. | | | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| 11 Na 1 | 12 Mg 2 | | | | | | | | | | | 13 Al 3 | 14 Si -4 2,4 | 15 P -3 3,5 | 16 S -2 2,4,6 | 17 Cl -1 1,3,5 7 | | | |
| 19 K 1 | 20 Ca 2 | | | | 24 Cr 2,3,4 5,6 | 25 Mn 2,3,4 5,6,7 | 26 Fe 2,3 | 27 Co 2,3 | 28 Ni 2,3 | 29 Cu 1,2 | 30 Zn 2 | | 32 Ge -4 4 | 33 As -3 3,5 | 34 Se -2 4,6 | 35 Br -1 1,3,5 7 | | | |
| 37 Rb 1 | 38 Sr 2 | | | | | | | | 46 Pd 2,4 | 47 Ag 1 | 48 Cd 2 | | 50 Sn 2,4 | | 52 Te -2 4,6 | 53 I -1 1,3,5 7 | | | |
| 55 Cs 1 | 56 Ba 2 | | | | | | | | 78 Pt 2,4 | 79 Au 1,3 | 80 Hg 2,1 | | 82 Pb 2,4 | | | | | | |

Con estas reglas se puede calcular fácilmente el n.o. de cualquier elemento en una especie química. Así, en NH_3 y ClO_3^- los n.o. son: N = -3, H = +1, Cl = +5 y O = -2.

Conviene insistir que, en general, el n.o. no representa la carga eléctrica real de un átomo en un compuesto. Por ejemplo, en NO y CaO el n.o. del O es -2 en ambos compuestos; pero en NO no existe realmente una carga de -2 en el átomo de O, ni de +2 en el de nitrógeno, pues se trata de un compuesto covalente (débilmente polar). En cambio, en CaO sí ocurre esto, porque es iónico.

Número de oxidación y valencia

La valencia de un elemento es el número de átomos de hidrógeno que se combinan con un átomo de dicho elemento. También es el número de electrones perdidos o ganados por el elemento (valencia iónica) o el número de electrones compartidos (valencia covalente) por el elemento en un compuesto.

El concepto de valencia resulta útil en la formulación de compuestos binarios, mientras que el número de oxidación lo es en compuestos de tres o más elementos.

Es importante distinguir entre n.o. y valencia. Consideremos, por ejemplo, los siguientes compuestos del carbono:



En todos ellos el carbono presenta invariablemente su valencia de 4, mientras que su n.o. es distinto en cada compuestos (se indica encima del símbolo).

Conviene advertir que, en compuestos con más de un átomo de un mismo elemento, el n.o. puede incluso alguna vez resultar fraccionario.

2. FÓRMULAS QUÍMICAS

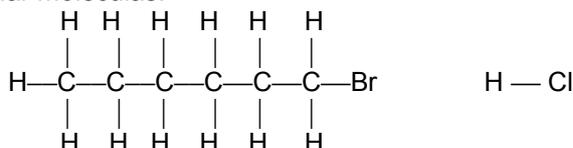
La fórmula química es una representación simbólica de la molécula o unidad estructural de una sustancia en la que se indica la cantidad o proporción de átomos que intervienen en el compuesto.

Tipos de fórmulas químicas:

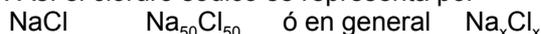
- a. **Fórmula molecular** (compuestos covalentes): indica el número y clase de átomos de una molécula. No da apenas información de cómo están unidos los átomos.



- b. **Fórmula estructural** (compuestos covalentes): se representa la ordenación de los átomos y cómo se enlazan para formar moléculas.



- c. **Fórmula empírica** (compuestos iónicos): indica la proporción de los diferentes átomos que forman dicho compuesto. Así el cloruro sódico se representa por



mas por convenio se utilizan los subíndices enteros más pequeños.

3. ORDEN DE ESCRITURA DE LOS ELEMENTOS EN LA FÓRMULA

En las combinaciones entre no metales, la IUPAC¹ recomienda colocar más a la izquierda de la fórmula al elemento que va antes en la siguiente lista (en subrayado los más importantes):



Notar que los elementos no siguen exactamente un orden creciente de electronegatividad.

En un compuesto en donde interviene un elemento que no está dado en la secuencia anterior se pondrá éste como primero.

Ejemplos:



4. TIPOS DE NOMENCLATURA (formas de nombrar una sustancia)

No recomendadas por la IUPAC

- Nomenclatura común, tradicional o funcional.
- Nomenclatura antigua.

¹ International Union of Pure and Applied Chemistry.

Recomendadas por la IUPAC

- Nomenclatura sistemática;** en donde las proporciones en que se encuentran los elementos en una fórmula puede indicarse por medio de prefijos griegos: mono(1), di(2), tri(3), tetra(4), penta(5), hexa(6), hepta(7), etc. y hemi(1/2) y sesqui(3/2). El prefijo mono, si resulta innecesario, puede omitirse.
No es necesario mencionar las proporciones estequiométricas si en el compuesto interviene un elemento de n.o. constante.
- Nomenclatura de Stock;** el n° de oxidación del elemento se indica en números romanos y entre paréntesis inmediatamente después del nombre. Si en el compuesto interviene un elemento cuyo n° de oxidación es cte., es innecesario indicarlo.
- Nomenclatura de Ewens–Bassett;** se indica entre paréntesis la carga total de un ion en lugar del n° de oxidación del átomo.

5. SUSTANCIAS SIMPLES

Se llaman sustancias simples a las que están constituidas por átomos de un mismo elemento.

Formulación:

Se representan mediante el símbolo del elemento con un subíndice para indicar el número de átomos.

- Los gases nobles son monoatómicos: He, Xe, Rn, etc.
- La molécula de bastantes sustancias que, en condiciones normales se presentan en estado gaseoso, está constituida por dos átomos: N₂, F₂, O₂, Cl₂, etc.
- Los elementos que presentan estados alotrópicos (agrupaciones de distinto n° de átomos) de estructura conocida presentan agrupaciones diversas: S₈, O₃, P₄, etc.
- Los metales, en las ecuaciones químicas, se representan simplemente mediante el símbolo: Cu, Sn, Fe, Ag, etc.
- También se representan mediante el símbolo los no metales que forman redes cristalinas covalentes atómicas: C, Si, Ge, etc.

Nomenclatura:

Las denominaciones de las sustancias simples y de sus estados alotrópicos se establecen mediante prefijos numerales según el número de átomos presentes, seguido del nombre del elemento.

| común | sistemático | común | sistemático |
|-------------------------------|---------------|-------------------------|-------------|
| H ₂ hidrógeno | dihidrógeno | F ₂ flúor | diflúor |
| H hidrógeno atómico | monohidrógeno | T ₂ tritio | ditritio |
| Cl ₂ cloro | dicloro | Br ₂ bromo | dibromo |
| I ₂ yodo | diyodo | O ₂ oxígeno | dioxígeno |
| O ₃ ozono | trioxígeno | D ₂ deuterio | dideuterio |
| P ₄ fósforo blanco | tetrafósforo | | |

6. COMBINACIONES BINARIAS.

Están constituidas por átomos de dos elementos distintos unidos entre sí mediante algún tipo de enlace.

Formulación:

El orden en que deben colocarse los símbolos de los elementos sigue el establecido en el apartado 3.
Para los compuestos con carácter iónico se emplea la fórmula empírica.

Nomenclatura:

Como regla general, se cita en primer lugar la raíz del nombre del componente que se escribe último en la fórmula, con la terminación **uro**², seguida del nombre del otro elemento. También están admitidos ciertos nombres usuales.

– **Común:** Cuando el elemento situado a la izquierda en la fórmula química actúa con dos posibles n.o. se hace terminar su nombre en **oso** (n.o. inferior) o en **ico** (n.o. superior):

FeCl₂ : cloruro ferroso FeCl₃ : cloruro férrico

– **Sistemática:** se utilizan los prefijos numerales griegos **mono, di, tri, tetra, penta**, etc. colocados delante de cada

² Existen una serie de excepciones como son: de arsénico, arseniuro; de antimonio, antimoniuro; de azufre, sulfuro; de carbono, carburo; de fósforo, fosfuro; de hidrógeno, hidruro; de nitrógeno, nitruro; de oxígeno, óxido; de selenio, seleniuro; de silicio, siliciuro.

una de las palabras que forman la denominación:

As₂Se₃ : triseleniuro de diarsénico

– **de Stock**: se coloca entre paréntesis e inmediatamente después del nombre del elemento situado a la izquierda, su n.o. en el compuesto:

As₂Se₃ : seleniuro de arsénico (III)

La nomenclatura sistemática se utiliza preferentemente en las combinaciones de dos no metales y la de Stock cuando se combinan metal y no metal.

HIDRUROS

Son las combinaciones binarias del hidrógeno con otro elemento químico. Existen tres clases de hidruros:

– **HIDRUROS NO METÁLICOS DE CARÁCTER ÁCIDO (covalentes)**: Son combinaciones del H (n.o. = +1) con F, Cl, Br, I (n.o. = -1) y S, Se, Te (n.o. = -2). Tales compuestos dan disoluciones ácidas cuando se disuelven en agua, llamándose en ese caso **hidrácidos**.

| sistemática | | hidrácidos (en disolución acuosa) | |
|-------------------|------------------------|-----------------------------------|--------------------|
| HF | fluoruro de hidrógeno | HF _(aq) | ácido fluorhídrico |
| HCl | cloruro de hidrógeno | HCl _(aq) | ácido clorhídrico |
| HBr | bromuro de hidrógeno | HBr _(aq) | ácido bromhídrico |
| HI | yoduro de hidrógeno | HI _(aq) | ácido yodhídrico |
| H ₂ S | sulfuro de hidrógeno | H ₂ S _(aq) | ácido sulfhídrico |
| H ₂ Se | seleniuro de hidrógeno | H ₂ Se _(aq) | ácido selenhídrico |
| H ₂ Te | teleruro de hidrógeno | H ₂ Te _(aq) | ácido telurhídrico |

– **HIDRUROS NO METÁLICOS (covalentes)**: combinaciones del H (n.o. = +1) con el C, Si, N, P, As, Sb y O. Sus disoluciones en agua no presentan carácter ácido. Todos reciben nombres particulares aceptados por la IUPAC.

| común | sistemática | común | sistemática |
|------------------|-------------|-------------------------|---|
| NH ₃ | amoníaco | trihidruro de nitrógeno | N ₂ H ₄ hidrazina |
| PH ₃ | fosfina | trihidruro de fósforo | AsH ₃ arsina |
| SbH ₃ | estibina | | CH ₄ metano |
| SiH ₄ | silano | | H ₂ O agua |

– **HIDRUROS METÁLICOS (iónicos)**: combinaciones del ión hidruro (H⁻) con cationes metálicos (Mⁿ⁺):

| sistemática | de Stock |
|------------------|-----------------------|
| LiH | hidruro de litio |
| MgH ₂ | hidruro de magnesio |
| AlH ₃ | hidruro de aluminio |
| PbH ₄ | tetrahidruro de plomo |
| SnH ₂ | dihidruro de estaño |

ÓXIDOS: combinaciones del O (n.o. = -2) con metales (**óxidos metálicos – iónicos**) o no metales (**óxidos no metálicos – covalentes**), excepto el flúor.

| de Stock | sistemática | común |
|--------------------------------|--------------------------|-----------------------|
| Li ₂ O | óxido de litio | |
| MgO | óxido de magnesio | |
| FeO | óxido de hierro (II) | óxido ferroso |
| Fe ₂ O ₃ | óxido de hierro (III) | óxido férrico |
| Fe ₃ O ₄ | (magnetita) | óxido ferrosférrico |
| PbO | óxido de plomo (II) | óxido plumboso |
| PbO ₂ | óxido de plomo (IV) | óxido plúmbico |
| Cr ₂ O ₃ | óxido de cromo (III) | óxido crómico |
| CrO ₃ | óxido de cromo (VI) | |
| MnO | óxido de manganeso (II) | óxido manganeso |
| Mn ₂ O ₃ | óxido de manganeso (III) | |
| MnO ₂ | óxido de manganeso (IV) | peróxido de manganeso |
| Cu ₂ O | óxido de cobre (I) | óxido cuproso |
| SnO ₂ | óxido de estaño (IV) | óxido estánnico |
| SiO ₂ | óxido de silicio (IV) | |
| CO | óxido de carbono (II) | |
| CO ₂ | óxido de carbono (IV) | anhídrido carbónico |
| N ₂ O | óxido de nitrógeno (I) | óxido nitroso |
| NO | óxido de nitrógeno (II) | óxido nítrico |

| | | | |
|--------------------------------|--------------------------|--------------------------|-----------------------|
| N ₂ O ₃ | óxido de nitrógeno (III) | trióxido de dinitrógeno | anhídrido nitroso |
| NO ₂ | óxido de nitrógeno (IV) | dióxido de nitrógeno | peróxido de nitrógeno |
| N ₂ O ₄ | | tetróxido de dinitrógeno | |
| N ₂ O ₅ | óxido de nitrógeno (V) | pentóxido de dinitrógeno | anhídrido nítrico |
| P ₂ O ₃ | óxido de fósforo (III) | trióxido de fósforo | |
| P ₂ O ₄ | | tetróxido de fósforo | |
| P ₂ O ₅ | óxido de fósforo (V) | pentóxido de fósforo | |
| SO ₂ | óxido de azufre (IV) | dióxido de azufre | anhídrido sulfuroso |
| SO ₃ | óxido de azufre (VI) | trióxido de azufre | anhídrido sulfúrico |
| Cl ₂ O | óxido de cloro (I) | monóxido de dicloro | anhídrido hipocloroso |
| Cl ₂ O ₃ | óxido de cloro (II) | trióxido de dicloro | anhídrido cloroso |
| Cl ₂ O ₅ | óxido de cloro (V) | pentóxido de dicloro | anhídrido clórico |
| Cl ₂ O ₇ | óxido de cloro (VII) | heptóxido de dicloro | anhídrido perclórico |

METAL + NO METAL (iónicos): El no metal actúa casi siempre con un único n.o. dado en la siguiente tabla:

| Grupo | Elementos | n.o. | Grupo | Elementos | n.o. |
|-------|------------------|------|-------|-----------|------|
| VIIA | F, Cl, Br, I, At | -1 | IVA | C, Si | -4 |
| VIA | S, Se, Te | -2 | IIIA | B | -3 |
| VA | N, P, As, Sb | -3 | | | |

Las combinaciones de F, Cl, Br, I, S, Se y Te con metales se denominan **SALES DE HIDRÁCIDOS** (o sales haloideas neutras).

| | sistemática | de Stock | común |
|--------------------|--------------------------|--------------------------|---------------------|
| LiF | fluoruro de litio | fluoruro de litio | fluoruro lítico |
| CaF ₂ | difluoruro de calcio | fluoruro de calcio | fluoruro cálcico |
| FeCl ₃ | tricloruro de hierro | cloruro de hierro (III) | cloruro férrico |
| Ni ₂ Si | siliciuro de níquel | siliciuro de níquel (II) | siliciuro niqueloso |
| Li ₃ N | nitruro de litio | | |
| MnS | monosulfuro de manganeso | sulfuro de manganeso(II) | sulfuro manganoso |

NO METAL + NO METAL (covalentes)

| | sistemática |
|------------------|-------------------------|
| BrF | monofluoruro de bromo |
| PCl ₃ | tricloruro de fósforo |
| PCl ₅ | pentacloruro de fósforo |
| CS ₂ | disulfuro de carbono |
| CCl ₄ | tetracloruro de carbono |
| BrF ₃ | trifluoruro de bromo |
| SiC | carburo de silicio |
| NCl ₃ | tricloruro de nitrógeno |

7. OXOÁCIDOS

Son sustancias ácidas que tienen de fórmula general $H_aX_bO_c$ siendo a, b, c números enteros. X es generalmente un no metal, aunque en algunos casos puede ser un metal de transición: Cr, Mn, V, Mo, W. Contienen O –de ahí su nombre– (n.o. = -2) en la molécula y presentan propiedades ácidas. Son ácidos porque en disolución acuosa se disocian cediendo iones hidrógeno H⁺ al medio.

Formulación:

Los oxácidos pueden considerarse como compuestos binarios, en los que la parte electropositiva es el ión H⁺, y la electronegativa la constituye el anión poliatómico formado por un átomo característico central (X), al que están directamente unidos los átomos de O. Se escribe en primer lugar el H.

Nomenclatura:

– **Común: ácido + prefijo + nombre del elemento X + sufijo.** El elemento X puede actuar con diferentes n.o. y por ello se utilizan prefijos y sufijos siendo en orden creciente de n.o.:

hipo...oso
...oso
...ico
per...ico

de tal forma que cuando X:

- Sólo puede actuar con sólo un n.o.: terminación en **ico**: H₂CO₃: ácido carbónico (n.o. del C = +6)
- Puede actuar con dos n.o: terminaciones **oso** para el menor e **ico** para el mayor:
H₂SO₃: ácido sulfuroso (n.o. S = +4) H₂SO₄: ácido sulfúrico (n.o. S = +6)
- Puede actuar con tres n.o: **hipo...oso** (menor), **oso** (intermedio) y **ico** (mayor).

– **Sistemática: ácido + prefijo oxo, dioxo, trioxo...** (según el número de O) + nombre del elemento X terminado

en **ico** y con prefijo **di**, **tri**... (según sea su subíndice) + n.o. (romanos) del elemento X.

– **de Stock:** igual que la sistemática pero eliminando la palabra **ácido** y añadiendo al final **de hidrógeno**. El nombre del elemento X se hace terminar en **ato**.

| | sistemática | de Stock | común |
|---|--------------------------------|----------------------------------|--------------------|
| HClO | ácido oxoclórico (I) | oxoclorato (I) de hidrógeno | ácido hipocloroso |
| HClO₂ | ácido dioxoclórico (III) | dioxoclorato (III) de hidrógeno | ácido cloroso |
| HClO₃ | ácido trioxoclórico (V) | trioxoclorato (V) de hidrógeno | ácido clórico |
| HClO₄ | ácido tetraoxoclórico (VII) | tetraoxoclorato (VII) de h. | ácido perclórico |
| H₂SO₃ | ácido trioxosulfúrico (IV) | trioxosulfato (IV) de h. | ácido sulfuroso |
| H₂S₂O₅ | ácido pentaoxidisulfúrico (IV) | pentaoxidisulfato (IV) de h. | ácido disulfuroso |
| H₂SO₄ | ácido tetraoxosulfúrico (VI) | tetraoxosulfato (VI) de h. | ácido sulfúrico |
| H₂S₂O₇ | ácido heptaoxidisulfúrico (VI) | heptaoxidisulfato (VI) de h. | ácido disulfúrico |
| HNO₂ | ácido dioxonítrico (III) | dioxonitrato (III) de hidrógeno | ácido nitroso |
| HNO₃ | ácido trixonítrico (V) | trioxonitrato (V) de hidrógeno | ácido nítrico |
| H₃PO₃ | ácido trioxofosfórico (III) | trioxofosfato (III) de hidrógeno | ácido fosforoso |
| H₃PO₄ | ácido tetraoxofosfórico (V) | tetraoxofosfato (V) de h. | ácido fosfórico |
| H₂CO₃ | ácido trioxocarbónico | trioxocarbonato de hidrógeno | ácido carbónico |
| H₄SiO₄ | ácido tetraoxosilícico | tetraoxosilicato de hidrógeno | ácido ortosilícico |
| H₃BO₃ | ácido trioxobórico (III) | trioxoborato (III) de hidrógeno | ácido ortobórico |
| H₂MnO₄ | ácido tetraoxomangánico (VI) | tetraoxomanganato (VI) de h. | ácido mangánico |
| H₂MnO₄ | ácido tetraoxomangánico (VII) | tetraoxomanganato (VII) de h. | ácido permangánico |
| H₂CrO₄ | ácido tetraoxocrómico (VI) | tetraoxocromato (VI) de h. | ácido crómico |
| H₂Cr₂O₇ | ácido heptaoxidicrómico (VI) | heptaoxidicromato (VI) de h. | ácido dicrómico |

Los prefijos **meta-** y **orto-** se utilizan para distinguir dos ácidos del mismo elemento con el mismo n.o. y que sólo se diferencian por su contenido de H y O. Así, en los ácidos HPO₃ y H₃PO₄, el fósforo tiene el mismo n.o. (+5). (La fórmula del segundo se obtiene añadiendo dos átomos de H y un átomo de O a la fórmula del primero). Para distinguirlos, el primero se denomina **ácido metafosfórico** y el segundo **ácido ortofosfórico**. Como este último es el más importante, se denomina simplemente ácido fosfórico.

Un método para formular oxoácidos consiste en añadir moléculas de agua a los óxidos no metálicos correspondientes, siendo sus etapas:

- Formular el óxido del no metal.
- Añadir 1 molécula de agua para obtener la forma "meta" y 3 moléculas de agua para la forma "orto".
- Simplificar la fórmula si es necesario.

Ejemplos:



8. CATIONES

MONOATÓMICOS

Formulación:

Consta del símbolo del elemento del que procede con la indicación de la carga, mediante un número arábigo y el signo +, colocados en la parte superior derecha de dicho símbolo. Si la carga es unitaria, el número 1 se omite. Se usa **catión** cuando pueda producirse confusión sobre la naturaleza del ión.

Nomenclatura:

| | de Stock | común | | de Stock | común |
|------------------|-----------------|---------------|------------------|----------------|-------------|
| H ⁺ | ion hidrógeno | ion hidrógeno | Na ⁺ | ion sodio | ion sodio |
| Cu ⁺ | ion cobre (I) | ion cuproso | Cu ²⁺ | ion cobre (II) | ion cúprico |
| Sn ²⁺ | ion estaño (II) | ion estannoso | I ⁺ | catión yodo | catión yodo |

POLIATÓMICOS

Formulación:

Se siguen las normas de ordenación de elementos. La notación es la misma que en los monoatómicos.

Nomenclatura:

– **Común:** Los que contienen O se hace terminar el nombre en **ilo**. Los que contienen H terminan en **onio**.

| | sistemática | común |
|-------------------------------|------------------------------|------------------|
| NO ⁺ | cación monoxonitrógeno (III) | cación nitrosilo |
| SO ²⁺ | cación monoxoazufre (IV) | cación sulfinilo |
| CO ²⁺ | cación monoxocarbono (IV) | cación carbonilo |
| H ₃ O ⁺ | | ion hidronio |
| NH ₄ ⁺ | | ion amonio |
| PH ₄ ⁺ | | ion fosfonio |

9. ANIONES

MONOATÓMICOS

Formulación.

Lo mismo que en los cationes monoatómicos, cambiando el signo + por el -.

Nomenclatura.

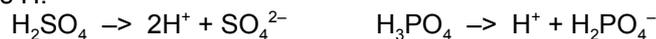
El nombre del elemento termina en **uro**:

| | nombre | nombre | nombre | nombre | |
|------------------|--------------|-----------------|--------------|------------------|---------------|
| H ⁻ | ion hidruro | N ³⁻ | ion nitruro | As ³⁻ | ion arseniuro |
| Te ²⁻ | ion telururo | F ⁻ | ion fluoruro | O ²⁻ | ion óxido |
| I ⁻ | ion yoduro | | | S ²⁻ | ion sulfuro |
| | | | | C ⁴⁻ | ion carburo |

POLIATÓMICOS

Formulación.

Gran parte de los aniones poliatómicos pueden considerarse derivados de oxoácidos por pérdida de uno o varios H:



Nomenclatura.

– **Común:** Se considera que el anión procede de un oxácido; se cambia la palabra "ácido" por **ion** y las terminaciones "oso" e "ico" por **ito** y **ato**, respectivamente. Si el anión contiene H se antepone la palabra **hidrógeno**, **dihidrógeno**, etc.

– **Sistemática:** Es la misma que para los oxoácidos, cambiando la palabra "ácido" por **ion** y prescindiendo de la terminación "de hidrógeno". En el caso de que el ion contenga H, se nombran éstos como en el caso anterior.

| | sistemática | común |
|---|-----------------------------------|----------------------|
| ClO ⁻ | ion monoxoclorato (I) | ion hipoclorito |
| ClO ₄ ⁻ | ion tetraoxoclorato (VII) | ion perclorato |
| SO ₄ ²⁻ | ion tetraoxosulfato (VI) | ion sulfato |
| HSO ₄ ⁻ | ion hidrógenotetraoxosulfato(VI) | ion hidrógenosulfato |
| SO ₃ ²⁻ | ion trioxosulfato (IV) | ion sulfito |
| NO ₃ ⁻ | ion trioxonitrato (V) | ion nitrato |
| CO ₃ ²⁻ | ion trioxocarbonato (IV) | ion carbonato |
| H ₂ PO ₄ ⁻ | ion dihidrógenotetraoxofosfato(V) | ion hidrógenofosfato |
| CrO ₄ ²⁻ | ion tetraoxocromato (VI) | ion cromato |
| HCO ₃ ⁻ | ion hidrógenotrioxocarbonato (IV) | ion bicarbonato |

otros aniones poliatómicos:

| | nombre | nombre | |
|------------------------------|----------------------------|-----------------|----------------------|
| HO ⁻ | ion hidróxido ³ | CN ⁻ | ion cianuro |
| NH ₂ ⁻ | ion amiduro | HS ⁻ | ion hidrógenosulfuro |

³ Aunque por costumbre el ion hidróxido se sigue escribiendo OH⁻, lo lógico será escribir HO⁻.

10. HIDRÓXIDOS (iónicos)

Son compuestos formados por combinación del ion hidróxido (HO^-) con cationes metálicos (M^{n+}). Se llaman también bases debido a la tendencia que tienen los HO^- para reaccionar con los H^+ .

Formulación.

Su fórmula general será $\text{M}(\text{OH})_n$, como si fuesen compuestos binarios.

Nomenclatura.

Se nombran mediante la palabra **hidróxido** y el nombre del catión. En los elementos de n.o. invariable pueden suprimirse prefijos y n.o.

| | de Stock | sistemática | común |
|--------------------------|--------------------------|-----------------------|---------------------|
| NaOH | hidróxido de sodio | hidróxido de sodio | hidróxido sódico |
| $\text{Mg}(\text{OH})_2$ | hidróxido de magnesio | hidróxido de magnesio | hidróxido magnésico |
| $\text{Fe}(\text{OH})_2$ | hidróxido de hierro (II) | dihidróxido de hierro | hidróxido ferroso |
| NH_4OH | hidróxido de amonio | hidróxido de amonio | hidróxido amónico |

11. SALES (iónicos) (Sales de oxoácidos u oxosales)

Las SALES DE HIDRÁCIDOS, combinaciones binarias de F^- , Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} y Te^{2-} con cationes metálicos (o con el ión amonio) ya se estudiaron anteriormente.

Aquí se estudiarán las que proceden de oxoácidos: combinaciones de un catión metálico (o el ión amonio) y un anión procedente de un oxoácido.

Formulación.

Se escribe primero el símbolo del metal con un subíndice que es la carga del anión (sin signo). A su derecha se escribe el anión y como subíndice (que afecta a todo el anión) la carga del catión. Si ambos subíndices tienen divisor común, se efectúa la simplificación.

Nomenclatura.

Se nombra en primer lugar el anión y a continuación el catión.

| | sistemática | común |
|----------------------------|-------------------------------------|----------------------|
| Na_2SO_3 | trioxosulfato (IV) de sodio | sulfito de sodio |
| CuSO_4 | tetraoxosulfato (VI) de cobre (II) | sulfato cúprico |
| Zn_2SiO_4 | tetraoxosilicato (IV) de zinc | silicato de zinc |
| NaClO | monoclorato (I) de sodio | hipoclorito de sodio |
| NaClO_3 | trioxoclorato (V) de sodio | clorato de sodio |
| FeBrO_3 | trioxobromato (III) de hierro (III) | bromito férrico |
| $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ | trioxonitrato (V) de cromo (III) | nitrato crómico |
| Li_2SO_4 | tetraoxosulfato (VI) de litio | sulfato de litio |

Sales ácidas (no todos los H del oxácido del que derivan han sido sustituidos por cationes):

| | | |
|-----------------------------|--|-----------------------|
| NaHSO_4 | hidrógenotetraoxosulfato (VI) de sodio | bisulfato sódico |
| $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ | hidrógenotetraoxosulfato (VI) de hierro (II) | bisulfato ferroso |
| KH_2PO_4 | dihidrógenotetraoxofosfato (V) de potasio | bifosfato potásico |
| $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ | hidrógenotrioxocarbonato (IV) de calcio | bicarbonato de calcio |

12. SALES HIDRATADAS

Cuando los iones del cristal de la sal se encuentran rodeados de moléculas de agua se dice que la sal está hidratada. Es la forma habitual de encontrar las sales en los yacimientos naturales. Así: en el cloruro de cobalto (II) hexahidratado, $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, por cada dos iones cloruro de la sal existe un ión cobalto y seis moléculas de agua.

La IUPAC recomienda para la nomenclatura de estas sales que detrás del nombre de la sal se añada la palabra agua y, entre paréntesis, las proporciones de cada constituyente, con un guión entre el nombre de la sal y la palabra agua.

| | IUPAC | común |
|---|-----------------------------------|----------------------------------|
| $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ | sulfato de hierro (II)—agua (1/7) | sulfato ferroso heptahidratado |
| $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ | carbonato de sodio —agua (1/10) | carbonato de sodio decahidratado |

FORMULACIÓN

SUSTANCIAS SIMPLES

gas hidrógeno
difluor
dinitrógeno
ozono
difósforo
gas nitrógeno
cloro molecular
sodio
carbono

HIDRUROS

bromuro de hidrógeno
hidruro de magnesio
amoníaco
fosfina
hidruro de zinc
hidruro de níquel(II)
metano

ÓXIDOS

óxido de litio
óxido de cinc
óxido de calcio
óxido de magnesio
óxido de aluminio
óxido de plomo(IV)
óxido ferroso
óxido de cromo(VI)
monóxido de dinitrógeno
dióxido de nitrógeno
dióxido de azufre
óxido de dicloro
anhídrido carbónico
óxido de calcio

OTRAS COMBINACIONES BINARIAS

fluoruro de calcio
cloruro de hierro(II)
bromuro de cobre(I)
cloruro férrico
siliciuro de níquel(II)
boruro de cromo(III)
trifluoruro de bromo
disulfuro de carbono
fosfuro de boro
boruro de hierro(III)
bromuro de plata
yoduro de oro(III)

ÁCIDOS

ácido clorhídrico
ácido sulfhídrico
ácido perclórico
trioxoclorato(V) de h.
tetraoxoyodato(VII) de h.
ácido sulfuroso
tetraoxosulfato(VI) de h.
trioxonitrato(V) de h.
ácido nítrico
ácido nitroso
trioxocarbonato(IV) de h.
ácido mangánico
ácido ortosilícico
trioxoborato(III) de h.

CATIONES

ion hidrógeno
ion aluminio
ion cuproso
ion hierro(II)
ion ferroso
ion cobre(II)
ion magnesio
ion hidronio

ion litio
ion nitronio
ion amonio

ANIONES

ion hidruro
ion cloruro
ion nitruro
ion sulfuro
ion hidróxido
ion hipoclorito
ion dioxoclorato(III)
ion bromato
ion sulfito
ion tetraoxosulfato(VI)
ion hidrógenotrioxosulfato(IV)
ion sulfato
ion dihidrógenofosfato
ion cianuro
ion hidrógenosulfuro
ion amiduro
ion tetraoxocromato(VI)
ion carbonato
ion silicato
ion trioxocarbonato(IV)
ion nitrato

HIDRÓXIDOS

hidróxido de litio
dihidróxido de bario
hidróxido de cerio(III)
hidróxido de hierro(II)
trihidróxido de cerio
hidróxido de amonio
hidróxido de bismuto(III)
hidróxido de calcio
hidróxido de níquel(II)
hidróxido de plomo(II)

SALES

cloruro sódico
tricloruro de hierro
fluoruro de calcio
tricloruro de aluminio
bromuro de litio
yoduro de potasio
bromuro de berilio
hipoclorito de sodio
dioxoclorato(III) de sodio
trioxobromato(V) de litio
tetraoxoyodato(III) de berilio
perclorato de magnesio
sulfito de potasio
tetraoxosulfato(VI) de potasio
tetraoxosulfato(VI) de hierro(II)
sulfuro de magnesio
hidrógenosulfuro de bario
carbonato sódico
hidrógenotrioxocarbonato(IV) de litio
bisulfato ferroso
bifosfato potásico
hidrógenotetraoxosulfato(VI) de sodio
bromato de litio
bromato de berilio
bisulfato sódico
monohidrógenofosfato de potasio
cromato de cobre(II)
clorato de mercurio(II)
cianuro de níquel(II)
monoxoclorato(I) de hierro(II)
trioxonitrato(V) de cromo(III)
hidrógenotrioxocarbonato(IV) de calcio
trioxosulfato(IV) de sodio

NOMENCLATURA

SUSTANCIAS SIMPLES

H₂
O₃
P₄
D₂
Cu

HIDRUROS E HIDRÁCIDOS

HF
H₂S
HI
HCl(aq)
NH₃
PH₃
SiH₄
H₂O
CH₄
LiH
SnH₂
MgH₂
PbH₄

ÓXIDOS

Na₂O
MgO
FeO
Fe₂O₃
HgO
Co₂O₃
CuO
PbO₂
CO₂
NO₂
N₂O₄
SO₂
SO₃
Cl₂O

OTRAS COMBINACIONES BINARIAS

CaF₂
FeCl₂
LiF
Li₃N
MnS
BrF₃
NCl₃
CS₂

OXOÁCIDOS

HNO₃
H₂SO₄
HClO₄
HIO₃
H₂SeO₄
HNO₂
HBrO
H₃PO₃
H₂S₂O₄
HMnO₄
H₂Cr₂O₄

CATIONES

Li⁺
Mg²⁺
Fe²⁺
Co³⁺
Sn²⁺
Ag⁺
H₃O⁺
NH₄⁺
SO²⁺

ANIONES

H⁻
Cl⁻
O²⁻
I⁻
N³⁻
S²⁻
ClO₂⁻
ClO₃⁻
SO₄²⁻
HCO₃⁻
NO₃⁻
HSO₄⁻
OH⁻
HS⁻
CN⁻

HIDRÓXIDOS

TiOH
Zn(OH)₂
KOH
NH₄OH

SALES

CuCO₃
NH₄Br
CoCl₂·6H₂O
(NH₄)₂SO₄
NaHCO₃
KClO₂
FeSO₃
Fe₂(SO₄)₃
Ca(ClO)₂
PbSO₃