**FORMULACIÓN INORGÁNICA**

**Formular** un compuesto consiste en expresar la fórmula química de dicho compuesto. Es decir, indicar qué tipo de átomos (qué elementos) está presente en la molécula (o en la red cristalina) y cuántos hay de cada tipo. Estudiaremos primero los **compuestos inorgánicos,** aquellos que **no** son característicos de la materia viva (estos últimos llamados **compuestos orgánicos**).

**LA UNIÓN ENTRE ÁTOMOS. EL ENLACE QUÍMICO.**

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

 ¿Por qué esa tendencia a ganar o perder electrones? Recordemos que los electrones en el átomo están distribuidos en capas. La última capa que contiene electrones está sin llenar completamente (salvo en los gases nobles). El hecho de tener la última capa llena le da mucha estabilidad al átomo, por eso los átomos de los gases nobles se encuentran siempre aislados, sin unirse a otros átomos. Todos los átomos intentarán conseguir que su última capa esté llena de electrones. Para ello, aceptarán los que necesiten para llenarla, o intentarán librarse de los que les sobran. De esta forma, cediendo electrones unos átomos a otros, o compartiéndolos, se unen entre sí. Esto es lo que se denomina enlace químico.

**NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS[[1]](#footnote-1)**

Se entiende por **número de oxidación** de un elemento al número de uniones (o enlaces) que puede tener un determinado elemento cuando se combinan 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.

1. **Los metales**, 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 número de oxidación de los metales es positivo.
2. **Los no metales**, tienen tendencia a ganar electrones, ya sea tomándolos de un elemento metálico o compartiéndolos con otro no metal.

Si se une a un metal (enlace iónico), el no metal acepta los electrones que cede el metal, y queda con carga negativa. Tendrá entones un número de 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 a los electrones hacia su núcleo. Se considera entonces que el elemento más electronegativo (que se coloca a la derecha en la fórmula), actúa con número de oxidación negativo, y el elemento más electropositivo (a la izquierda en la fórmula), actúa con número de 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 uno o más elementos.

1. En las **sustancias simples** (uno o más átomos del mismo elemento) se considera que el número de oxidación es cero.

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

**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 negativo.** Los elementos no metálicos de los grupos 13 al 17 tienen número de oxidación negativo. Este número coincide con el número de grupos que hay que desplazarse hasta el grupo 18, el de los gases nobles. Es decir **nº oxidación negativo=nº grupo – 18.**

Ejemplo:

* Oxígeno[[2]](#footnote-2), grupo 16. Hay que desplazarse dos grupos hasta llegar a los gases nobles: 16-18=2-
* Nitrógeno, grupo 15. Hay que desplazarse 3 grupos: 15-18=3-.
* Cloro: grupo 17. 17-18=1-.
* Carbono, grupo 14. 14-18=4-.

El **boro** es una **excepción.** Está en el grupo 13, pero su número de oxidación negativo es 3- .

**Números de oxidación positivos.**

* Los elementos de los grupos 1 y 2 tienen un número de oxidación que coincide con el grupo. Grupo 1: 1+, grupo 2: 2+.
* Para los no metales de los grupos 13 al 17, los números 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 números de oxidación positivos. Podemos obtener los demás restando 2, hasta llegar a 2+ en los grupos pares y 1+ en los impares.

Ejemplos: Cloro: grupo 17, números de oxidación: 7+, 5+, 3+, 1+.

Azufre: grupo 16, números de oxidación 6+, 4+, 2+.

**¡Ojo!** Esta no es una regla exacta para todos los elementos. Algunos elementos no se ajustan a ella (F, O, N, Si, B, Al, Ga). Repasa la tabla de los números de oxidación de los elementos.

Para los elementos de transición no podemos establecer ninguna regla. Cada elemento tiene sus propios números de oxidación y deberemos memorizarlos.

Además:

* El número de oxidación de todos los elementos o átomos aislados es 0.
* El número de oxidación de los iones[[3]](#footnote-3) monoatómicos coincide con la carga del ion.
* El número de oxidación del hidrógeno es siempre +1, excepto en los hidruros metálicos que es -1.
* La suma de los números de oxidación de los átomos de una molécula neutra es siempre 0; en el caso de que fuera un ion, la suma sería igual a la carga del ion.

**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 vamos a utilizar las aceptadas por la ponencia de selectividad hasta el año 2017 y que corresponden a la **NOMENCLATURA DE COMPOSICIÓN,** que propone nombrar los compuestos de dos formas posibles:

1. Mediante **(prefijos multiplicadores)** (di, tri, tetra, penta, hexa, hepta...): Podríamos llamar a esta forma “estequiométrica”. Consiste básicamente en leer la fórmula de derecha a izquierda, anteponiendo los prefijos multiplicadores al nombre según los subíndices que aparecen en la fórmula.
2. **Indicando el número de oxidación** de los elementos con números romanos, caso de que sea necesario (cuando el elemento tiene más de un número de oxidación, para evitar confusiones).

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

**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

**Excepciones:** Las sustancias simples gaseosas que están formadas por moléculas diatómicas.

 Oxígeno: O2

 Azufre: S2 Flúor: F2

 Hidrógeno: H2 Cloro: Cl2

 Nitrógeno: N2 Bromo: Br2 El ozono o trioxígeno: O3

**Nomenclatura:** en general basta con indicar el nombre del elemento correspondiente. Ejemplo: Au: oro; He: helio.

En el caso de que en la fórmula aparezcan varios átomos, se indica mediante el correspondiente prefijo numérico. Ejemplos: S6: hexaazufre; P4 : tetrafósforo.

**Nota:** Aunque están aceptados para los compuestos diatómicos los nombres sistemáticos de dioxígeno, dinitrógeno,…, resultará más conveniente que nos acostumbremos a nombrarlos solo con el nombre del elemento, sobre todo para evitar errores a la hora de escribir las reacciones químicas.

1. **COMPUESTOS BINARIOS**

Son los formados por dos tipos de átomos. Se clasifican en: óxidos, peróxidos, hidruros y sales binarias.

**¿Cómo se obtiene la fórmula conociendo el nº de oxidación con el que actúan los elementos?**

Recordemos que el nº de oxidación nos indica el número de enlaces que un átomo del elemento es capaz de realizar con otros átomos.

Ejemplos:

* La sal común (cloruro de sodio, combinación de cloro y sodio). El sodio tiene 1+, tiende a ceder 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 es NaCl.
* Fe (actuando con 3+) e Hidrógeno con 1-. Un átomo de hierro puede ceder 3 electrones, por lo que formará enlace con 3 átomos de hidrógeno (cada átomo de hidrógeno acepta un electrón). Fórmula: FeH3
* Aluminio (3+) y Oxígeno (2-). Cada átomo de aluminio tiende a formar 3 enlaces, pero un átomo de oxígeno solo puede formar 2. Serán necesarios 2 átomos de aluminio (6 enlaces en total) y 3 átomos de oxígeno (también 6 enlaces). La fórmula será: Al2O3.

En la práctica, una forma simple de obtener la fórmula es el **intercambio de números de oxidación.** Colocamos como subíndice el número de oxidación del otro elemento sin el signo. Si ambos subíndices se pueden dividir por 2 ó 3…la fórmula se simplifica.



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

El procedimiento es el inverso al que hemos visto. Hay que intercambiar los subíndices. El subíndice que indica el número de átomos de un elemento se corresponde con el número de oxidación del otro elemento.

**Atención! La fórmula puede estar simplificada**. En este caso, al intercambiar los subíndices hay que asegurarse de que los elementos tienen realmente el número de oxidación obtenido. Si no es así, se multiplica por 2, 3…

**Formulación:**

La fórmula de un compuesto binario se escribe al revés del nombre (es decir: cloruro de sodio se escribe NaCl). A la hora de construir la fórmula de los compuestos binarios, hemos de tener en cuenta en número de oxidación con el que actúa cada elemento.

**Metal-NoMetal:** (enlace iónico)

* El metal que siempre aparece a la izquierda de la fórmula actuará con uno de sus números de oxidación positivos.
* El no metal (que se escribe a la derecha) actuará con su número de oxidación negativo (aquí no hay confusión posible).

**No Metal-No Metal:** (enlace covalente)

* El elemento que se escribe a la izquierda (el último en nombrarse) actuará con cualquiera de sus números de oxidación positivos.
* El elemento que se escribe a la derecha, el primero en nombrarse, terminado en –URO (salvo que sea oxígeno), se considera que actúa con su número de oxidación negativo.

Ejemplo: Si el azufre está a la izquierda, puede actuar con 2+, 4+ ó 6+. Cuando está a la derecha (se nombrará entonces sulfuro) actúa con 2-.

**¡Ojo!** Siempre que un no metal se combine con hidrógeno, actúa con número de oxidación negativo y el hidrógeno con 1+, aunque el elemento esté a la izquierda y el hidrógeno a la derecha.

Ejemplo: NH3: El nitrógeno actúa con 3- y el hidrógeno 1+.

 H2S: El azufre actúa con 2- y el hidrógeno 1+.

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

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

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

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

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

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

**Ojo!** No confundir el número de oxidación (nº de electrones intercambiados) con el subíndice (nº de átomos). Puede que coincidan, pero puede que no si la fórmula está simplificada.

\*La IUPAC desaconseja el uso del prefijo mono, salvo en el caso de que estemos distinguiendo entre varios compuestos similares (NO: monóxido de nitrógeno, NO2: dióxido de nitrógeno); NiS sería sulfuro de níquel. En el caso del oxígeno, puede nombrarse monóxido o monoóxido.

Corremos el riesgo de acostumbrarnos a nombrar compuestos tipo NiS “sulfuro de níquel”, SnO “óxido de estaño, directamente sin pensar en los números de oxidación. Esto puede hacer que nos equivoquemos al formular, ya que hidruro de calcio **no es** CaH, sino CaH2.

**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 es que estamos usando los números de oxidación. Por tanto, para escribir la fórmula debes tenerlos en cuenta.

**A-1. ÓXIDOS**

Son compuestos formados por la combinación de un metal o un no metal con **oxígeno**. Recuerda que el oxígeno tiene número de oxidación -2: **O2-**. Esto quiere decir que el otro elemento debe ir con número de oxidación positivo sea metal o no metal.

La fórmula general se obtiene del **intercambio** de valencias entre ambos elementos:

 Xn+ O2- X2On

Las valencias pares se simplifican.

Sólo se admiten actualmente dos nomenclaturas para los óxidos:

**Nomenclatura de prefijos:** Se nombra utilizando el término **óxido** para referirse al oxígeno, seguido de la preposición **de** y el nombre del otro elemento, indicando con los prefijos numerales el número de átomos de oxígeno y del otro elemento presentes en el compuesto. Los prefijos mono- pueden omitirse cuando sólo se forma un óxido de ese elemento.

P2O5 **penta**óxido **de** **di**fósforo

**Nomenclatura de estados de oxidación:** Se comienza con el término **óxido** seguido de la preposición **de** y el nombre del otro elemento, **indicando entre paréntesis su número de oxidación** **en números romanos**, salvo en el caso que sólo tenga una.

P2O5 óxido de fósforo (V)

Se puede utilizar indistintamente una u otra aunque es más frecuente, nombrar los óxidos metálicos con la nomenclatura de estados de oxidación y los no metálicos con la de prefijos.

Ejemplos:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Óxido | Sistemática | De Stock |
| FeO | Monóxido de hierro | Óxido de hierro (II) |
| Fe2O3 | Trióxido de dihierro | Óxido de hierro (III) |
| Na2O | Óxido de disodio | Óxido de sodio |
| BeO | Óxido de berilio | Óxido de berilio |

**Excepciones:** Algunas combinaciones del oxígeno requieren 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), más electronegativos, se coloca primero el oxígeno y luego el halógeno a la derecha. En estas combinaciones llamadas **haluros de oxígeno,** el oxígeno actúa con su número de oxidación habitual (2-) y el halógeno correspondiente con cualquiera de sus números de oxidación positivos. En el caso del flúor, el elemento más electronegativo de la tabla periódica, éste actuará con estado de oxidación negativo (-1) y el oxígeno con 2+. Sólo se nombran con la nomenclatura de prefijos. Ej: $OCl\_{2} $: dicloruro de oxígeno;

Esta forma, no obstante, no está muy extendida, y es muy probable que nos encontremos con el oxígeno al final como en el resto de los óxidos, en cuyo caso pueden utilizarse las dos nomenclaturas.



**A – 2. PERÓXIDOS**

Los peróxidos son compuestos binarios entre un metal o un no metal con el anión **peroxo (O22-)**, formado por dos átomos de oxígeno cada uno con estado de oxidación -1, por lo que no se puede romper al simplificar la fórmula. Los compuestos resultantes, según su estado de oxidación, son de la forma:

Nº de oxidación 1+ (grupo 1): X2O2 ; Nº de oxidación 2+ (grupo 2): XO2

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

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Peróxido | Nomenclatura de prefijos | Números de oxidación |
| Na2O2 | Dióxido de disodio | Peróxido de sodio |
| CuO2 | Dióxido de cobre | Peróxido de cobre (II) |
| MgO2 | Dióxido de magnesio | Peróxido de magnesio |
| H2O2 | Dióxido de dihidrógeno\* | Peróxido de hidrógeno\* |

\*En este compuesto sí se utiliza la nomenclatura tradicional. Habrás reconocido en él al **agua oxigenada.**

Estos compuestos pueden confundirse con los óxidos “normales”. Si tenemos dudas, podemos obtener el número de oxidación con el que estaría actuando el metal como si se tratara de un óxido. Si no es posible, se trata de un peróxido.

**A – 3. HIDRUROS (combinaciones con hidrógeno)**

Los hidruros son compuestos binarios de hidrógeno. Hay dos tipos de hidruros según el hidrógeno se combine con un metal o con un no metal.

**A.3.1. HIDRUROS METÁLICOS**

Son combinaciones de un metal con hidrógeno. Ya deberías haber adivinado, que al tratarse de un hidr**uro**, el hidrógeno va con estado de oxidación negativo (H-) y por lo tanto el metal actúa con estado de oxidación positivo.

Como ya sabemos, para formular tanto hidruros como cualquier combinación binaria, se intercambia la valencia de los elementos, colocándose como subíndice del otro elemento. En la fórmula, el elemento electropositivo se escribe primero y el electronegativo al final.

La fórmula general es: **H-1****Xn+ XHn**

**Nomenclatura de prefijos:** Se nombran colocando el **prefijo numeral** que indica cuántos hidrógenos hay en la molécula seguido de la palabra **hidruro**, la preposición **de** y el **nombre del metal.**

**FeH2 dihidruro de** hierro

**Nomenclatura de estados de oxidación:** Se comienza con la palabra **hidruro** seguido de la preposición **de** y del nombre del metal **con su estado de oxidación en números romanos**. Si el elemento sólo tiene un estado de oxidación, no se indica.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Fórmula | Nomenclatura de prefijos | Estados de oxidación |
| PbH2 | Dihidruro de plomo | Hidruro de plomo (II) |
| PbH4 | Tetrahidruro de plomo | Hidruro de plomo (IV) |
| NaH | Hidruro de sodio | Hidruro de sodio |

**A.3.2. HIDRUROS NO METÁLICOS**

**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. Ej: BH3, CH4, NH3.

Si el no metal está en los grupos 16 ó 17, se coloca el hidrógeno a la izquierda y el elemento a la derecha. Ej: H2S, HF.

**Recuerda:** Siempre que un no metal se combine con hidrógeno, actuará con número de oxidación negativo, y el hidrógeno con 1+, aunque el elemento esté a la izquierda y el hidrógeno a la derecha como pasa en el NH3.

**Cómo nombrar los hidruros de los no metales.**

Los compuestos binarios que forma el hidrógeno con un no metal de los **grupos 13, 14 y 15,** han recibido tradicionalmente nombres propios, que en muchos casos son los que más se usan actualmente. Se puede utilizar también la nomenclatura de prefijos. Son los siguientes:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Fórmula** | **Nomenclatura de prefijos** | **Tradicional** |
| **BH3** | **Trihidruro de boro** | **Borano** |
| **AlH3** | **Trihidruro de aluminio** | **Alumano** |
| **CH4** | **Tetrahidruro de carbono** | **Metano** |
| **SiH4** | **Tetrahidruro de silicio** | **Silano** |
| **NH3** | **Trihidruro de nitrógeno** | **Amoniaco** |
| **PH3** | **Trihidruro de fósforo** | **Fosfano** |
| **AsH3** | **Trihidruro de arsénico** | **Arsano** |
| **SbH3** | **Trihidruro de antimonio** | **Estibano** |

**Los hidruros de los grupos 16 y 17 son gases muy solubles en agua, comportándose como ácidos cuando están en disolución. Suelen usarse entonces nombres tradicionales (ÁCIDO NO METAL-HÍDRICO), sólo cuando están disueltos. Puede utilizarse también la nomenclatura de prefijos.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Fórmula** | **Sistemática**  | **Tradicional** |
| **H2S** | **Sulfuro de (di)hidrógeno** | **Ácido sulfhídrico** |
| **H2Se** | **Seleniuro de (di)hidrógeno** | **Ácido selenhídrico** |
| **H2Te** | **Telururo de (di)hidrógeno**  | **Ácido telurhídrico** |
| **HF** | **Fluoruro de hidrógeno** | **Ácido fluorhídrico** |
| **HCl** | **Cloruro de hidrógeno**  | **Ácido clorhídrico** |
| **HBr** | **Bromuro de hidrógeno** | **Ácido bromhídrico** |
| **HI** | **Yoduro o ioduro de hidrógeno.** | **Ácido yodhídrico** |

**Ampliación:** Para los hidruros de los grupos 13 al 17, la IUPAC recomienda actualmente usar otros nombres propios (denominados **hidruros progenitores**) en lugar de los que se usaban hasta hace poco. De todas formas, estos nombres no están muy extendidos y en algunos casos coinciden con sus nombres tradicionales.

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| BH3 | Borano | SnH4 | Estannano | AsH3 | Arsano | H2Se | Seleno |
| AlH3 | Alumano | PgH4 | Plumbano | SbH3 | Estibano | H2Te | Telano |
| CH4 | Metano | NH3 | Azano | H2O | Oxidano | HF | Fluorano |
| SiH4 | Silano | PH3 | Fosfano | H2S | Sulfano | HCl | Clorano |
| GeH4 | Germano |  |  |  |  | HBr | Bromano |
|  |  |  |  |  |  | HI | Yodano |

**A.4. SALES BINARIAS**

**Son sales binarias las combinaciones entre un metal (estado de oxidación positivo) con un no metal (estado de oxidación negativo) o entre dos no metales.**

**La fórmula general es: MxXm. La fórmula empieza siempre con el elemento más electropositivo o menos electronegativo (la electronegatividad aumenta hacia arriba y hacia la derecha en la tabla periódica), y prosigue con el más electronegativo (que actuará con estado de oxidación negativo y por lo tanto llevará la terminación –uro), intercambiando las valencias y simplificando siempre que sea posible.**

**Nomenclatura de prefijos: Se utilizan los prefijos numerales para indicar el número de átomos de los elementos y se añade el sufijo –uro al más electronegativo (el primero que se nombra).**

**Nomenclatura de estados de oxidación: Se comienza con el nombre del elemento más electronegativo terminado en –uro, seguido de la preposición de y el nombre del otro elemento con su valencia entre paréntesis en números romanos).**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Compuesto** | **Nomenclatura de prefijos** | **Estados de oxidación** |
| **FeCl2** | **Dicloruro de hierro** | **Cloruro de hierro (II)** |
| **BrF3** | **Trifluoruro de bromo** | **Fluoruro de bromo (III)** |
| **CCl4** | **Tetracloruro de carbono** | **Cloruro de carbono** |

**B - HIDRÓXIDOS: Combinación entre un METAL y un grupo (OH)- .**

**Propiedades: Son compuestos iónicos, sólidos, solubles en agua, tienen carácter básico (neutralizan a los ácidos), corrosivos, provocan quemaduras por contacto prolongado.**

**Pueden obtenerse al añadir agua a un óxido metálico. Ej:** $CaO+H\_{2}O\rightarrow Ca(OH)\_{2}$

**Formulación: M(OH)n (n es el número de oxidación del metal)**

 **Ej: LiOH; Ca(OH)2 ; Fe(OH)3**

**Nomenclatura:**

* **Usando el número de oxidación: HIDRÓXIDO DE (METAL) (nº de oxidación si tiene varios).**
* **Nomenclatura de prefijos: (di-, tri-,…)HIDRÓXIDO DE (METAL).**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Compuesto** | **Nomenclatura de prefijos** | **Estados de oxidación** |
| **Al(OH)3** | **Trihidróxido de aluminio** | **Hidróxido de aluminio** |
| **CuOH** | **Monohidróxido de cobre** | **Hidróxido de cobre (I)** |
| **Au(OH)3** | **Trihidróxido de oro** | **Hidróxido de oro (III)** |
| **Ca(OH)2** | **Dihidróxido de calcio** | **Hidróxido de calcio** |
| **\* NH4OH** | **Hidróxido de amonio** | **Hidróxido de amonio** |

**Como puedes ver en los ejemplos, si hay un único grupo OH, NO se escribe el paréntesis.**

**El grupo** $NH\_{4}^{+}$**, se denomina catión amonio, o simplemente amonio, y se comporta como un metal con número de oxidación 1+.**

 **C – IONES**

**Como ya sabes, un ion es un átomo o conjunto de átomos con carga eléctrica (positiva o negativa). Si la carga es positiva se llama catión, si es negativa anión.**

**C.1. CATIONES**

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

* **Para formularlos, indicaremos el símbolo del elemento y su carga mediante un superíndice. El signo del ion se escribe al final. Si es 1+, no es necesario escribir el 1:**
* **Para nombrarlos, decimos la palabra ion o catión, seguido del nombre del elemento y el número de oxidación entre paréntesis, en números romanos (solo si tiene más de uno).**

**Ej: Na+: catión sodio; Fe3+: catión hierro (III)**

* **También pueden nombrarse indicando la carga del ion, con su signo. Podemos decir la palabra ion/catión, o no decirla. Esta última es la forma recomendada por la IUPAC. Ej: Na+ : sodio (1+).**

**Existen otros cationes muy comunes como son:**

$NH\_{4}^{+}$ **: catión amonio o simplemente amonio;** $H\_{3}O^{+}$ **(catión oxonio u oxidano) ; H+ (protón o ion hidronio).**

**C.2. ANIONES MONOATÓMICOS (terminados en -uro[[4]](#footnote-4))**

**Son átomos de elementos no metálicos que han ganado electrones (según su número de oxidación negativo).**

La fórmula general es **Xn-**  n, es -1 para el grupo 17, -2 para el 16, -3 para el 15, -4 para el 14, -3 de nuevo para el 13 (sólo el boro). Para el hidrógeno, es -1.

**Nomenclatura:** Se nombran añadiendo a la raíz del nombre del elemento, el sufijo uro, precedido de la palabra ión o anión. Puede añadirse entre paréntesis la carga del ion.

**Ejemplos:**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Fórmula | Nombre | Fórmula | Nombre |
| H- | Ión hidruro | Cl- | Ión cloruro |
| S2- | Ión sulfuro | C4- | Ión carburo |

 **C.3. ANIONES POLIATÓMICOS**

Son agrupaciones de átomos con carga conjunta negativa.

**C.3.A. OXOANIONES:** Proceden de los correspondientes oxoácidos, que han perdido uno o más iones hidrógeno. La carga del ion será igual al número de hidrógenos perdidos. Si pierde **todos** los hidrógenos disociables, se produce un **oxoanión**. Si mantiene algún hidrógeno, se produce un **ion ácido**.

En términos prácticos, un **oxoanión**, es la unión del ión **óxido (O2-)** con un **no metal** o con algún metal como: **Cr, Mn, V, Mo.** La fórmula general es :XmOp-n

* Para **formular**, se escribe primero el elemento electropositivo y a continuación tantos oxígenos como sean necesarios para que el conjunto quede con **carga negativa.**

Ej: Con el ion C4+ necesito 3 oxígenos para que el conjunto sea negativo, (si dejamos sólo 2 oxígenos, el resultado es una molécula neutra, el dióxido de carbono (CO2). El oxoanión quedaría: CO32-

* **Nomenclatura tradicional:** En este caso la valencia con la que actúa el elemento que no es oxígeno, se indica por un conjunto de prefijos y sufijos, que son:

Si el elemento puede actuar con cuatro estados de oxidación (como los elementos del grupo 17)

**Hipo-ito** (para el menor estado de oxidación)

 **-ito**

 **-ato**

**Per-ato** (para el estado de oxidación mayor)

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Fórmula | Tradicional |
| Cl+ | ClO- | Ion hipoclorito |
| Cl3+ | ClO2- | Ion clorito |
| Cl5+ | ClO3- | Ion clorato |
| Cl7+ | ClO4- | Ion perclorato |

Si el elemento puede actuar con tres estados de oxidación (como los elementos del grupo 16, se elimina la nomenclatura per-ato.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Fórmula | Tradicional |
| S2- | SO22- | Ion hiposulfito |
| S4- | SO32- | Ion sulfito |
| S6- | SO42- | Ion sulfato |

Si el elemento, actúa con **dos estados de oxidación**, permanecen los dos sufijos centrales. **–ito**, para el menor y **–ato**, para el mayor.

* **Otros prefijos en la nomenclatura tradicional: di-, orto-, piro-, tio-.**

**di-** Indica que hay **dos** átomos del elemento que no es oxígeno. Ej: Ion disulfato: S2O72-

**orto-** El ion lleva un átomo de oxígeno más de los necesario. Ej: Ion ortoborato: BO33-

**piro-=di+orto**. El ion lleva dos átomos del elemento central y un oxígeno más de lo necesario para quedar negativo. Ej: Ion pirofosfato: P2O74-

**tio-** Los aniones que comienzan por tio, se sustituyen alguno de los iones óxido O2- por iones sulfuro S2-. Ej: Anion tiosulfato: S2O32- ; anión tiocarbonato: CSO22-; ion ditiocarbonato: CS2O2-.

**Oxoaniones de algunos metales de transición:**

Veremos ahora, oxoaniones cuyos “elementos no metálicos” centrales, son metales en alto estado de oxidación. De estos oxoaniones derivarían ácidos que no existen en la naturaleza, pero de ellos derivan las sales que sí se conocen, de ahí su importancia.

**Mn, Tc y Re:** Los átomos centrales actúan con estados de oxidación IV, VI y VII. En la tabla siguiente tienes la fórmula general. En realidad solo saldrán oxoaniones del manganeso.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
|  | Fórmula | Tradicional |
| X4+ | XO32- | X-ito |
| X6+ | XO42- | X-ato |
| X7+ | XO4- | Per-X-ato |

**Cr, Mo W:** El átomo central actúa con estado de oxidación VI. Hay que destacar el ion **dicromato**, cuyas sales son muy utilizadas.

|  |  |
| --- | --- |
| Fórmula | Tradicional |
| CrO42- | Cromato |
| Cr2O72- | dicromato |

**OXOANIONES ÁCIDOS:** Has podido comprobar que algunos de los oxoaniones anteriores tienen una carga global mayor que -1. En esos casos, pueden añadir algún o algunos iones H+ y el conjunto sigue quedando negativo. Por ejemplo, el anterior ion pirofosfato, puede añadir, 1, 2 ó 3 iones H+. Dicho ion se coloca en primer lugar por ser la parte electropositiva. La carga total del anión disminuye según el número de hidrógenos que hayamos añadido.

**Nomenclatura:** Para nombrar estos iones solo hay que añadir al principio la palabra **hidrógeno** con el **prefijo numeral** indicativo del número de hidrógenos en el ion.

|  |  |
| --- | --- |
| Fórmula | Tradicional |
| HP2O73- | **Ion hidrógenopirofosfato** |
| H2P2O72- | **Ion dihidrógenopirofosfato** |
| H3P2O7- | **Ion trihidrógenopirofosfato** |

**Lo mismo es válido para los iones terminados en –uro del grupo 16, por ejemplo el ion HS- sería el ion hidrógenosulfuro.**

**D– OXOÁCIDOS**

**Son normalmente gases o líquidos a temperatura ambiente. Muy solubles en agua. Tienen carácter ácido. Corrosivos, reaccionan con los metales y con la materia orgánica. Muy volátiles, sus vapores son irritantes.**

**Son combinaciones ternarias de tres elementos no metales (o algún metal de transición que estudiaremos aparte), 2 de los cuales son H y O. Se forman por la unión de un oxoanión con el catión H+.**

**Fórmula general: HaXbOc  El hidrógeno actúa con estado de oxidación +1, el oxígeno con -2 y el elemento central puede ir con distintos estados de oxidación siempre positivo.**

**Para obtener la fórmula del oxoácido se añaden tantos hidrógenos como corresponde a la carga del oxoanión correspondiente.**

**N. Tradicional: Se nombra igual que el oxoanión del que procede cambiando la terminación –ito por –oso y –ato por –ico.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Oxoanión** | **Oxoácido** | **Tradicional** |
| **NO2-** | **HNO2** | **Ácido nitroso** |
| **SO42-** | **H2SO4** | **Ácido sulfúrico** |
| **SiO44-** | **H4SiO4** | **Ácido ortosilícico** |

**Para nombrar necesitamos saber el número de oxidación con el que actúa el átomo central. Esto se consigue teniendo en cuanta que la molécula debe ser neutra, el oxígeno va con 2- y el hidrógeno con1+.**

**Ej: En la fórmula H2SO4 nº de oxidación del H=1+ ; nº de oxidación del oxígeno 2-; nº de oxidación del azufre: X;** $2\left(+1\right)+X+4\left(-2\right)=0 \rightarrow x=6$**.**

**Los casos del fósforo (y arsénico y antimonio), del silicio y del boro.**

**El fósforo (y también el arsénico y el antimonio), forma dos ácidos con números de oxidación 3+ (fosforoso:** $H\_{3}PO\_{3}$**) y 5+ (fosfórico:** $H\_{3}PO\_{4}$**). Estos compuestos son realmente compuestos orto- aunque no se nombran como tales.**

**Los ácidos “normales” (**$HPO\_{2} y HPO\_{3})$ **se nombran como metafosforoso y metafosfórico respectivamente.**

**El silicio forma un ácido, con número de oxidación 4+, el ácido silícico, cuya fórmula es** $H\_{4}SiO\_{4}$**. Aunque este ácido no se encuentra como tal en la naturaleza, sí aparecen sus sales (llamadas silicatos) formando parte de gran cantidad de minerales. El ácido metasilícico sería** $H\_{2}SiO\_{3}$

**El boro forma un ácido, con número de oxidación 3+, llamado bórico (**$H\_{3}BO\_{3})$**. Igualmente el ácido metabórico sería:** $HBO\_{2}$

**Existen otras formas válidas (y recomendadas por la IUPAC) de nombrar los oxoácidos, como las nomenclaturas de adición y sustitución. Nos las estudiaremos a este nivel, ni se preguntan en selectividad. De todas formas, la más usada en universidades, laboratorios e industria, sigue siendo la tradicional.**

**La que está obsoleta y NO se recomienda es la nomenclatura de Stock. Ej: Nombrar** $H\_{2}SO\_{4}$ **como tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno NO ES CORRECTO.**

1. **OXISALES (sales de los oxoácidos)**

Cabe distinguir dos tipos de sales, según contengan o no, hidrógenos ácidos. Si no tienen hidrógeno se les llama oxisales, si lo tienen, sales ácidas.

Las **oxisales** proceden de la reacción de neutralización entre un oxoácido y un hidróxido metálico, que produce la correspondiente sal y agua.

 **Para formularlas**, se considerarán la unión del oxoanión correspondiente (parte negativa), con el catión positivo. Una vez formulado el oxoanión, se coloca primero el catión, a continuación el oxoanión y se intercambian las valencias. Si la valencia del catión no es uno, el oxoanión debe ir entre paréntesis.

**N. tradicional:** Se nombra con el **nombre del oxoanión** seguido de la preposición **de** el **nombre del catión.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Oxoanión | Catión | Fórmula de la sal | Nombre |
| CO32- | Fe2+ | FeCO3 | Carbonato de hierro (II) |
| CO32- | Fe3+ | Fe2(CO3)3 | Carbonato de hierro (III) |
| BO33- | Na+ | Na3BO3 | Borato de sodio |

1. **SALES ÁCIDAS**

Son sales con carácter ácido por poseer uno o más átomos de hidrógeno en su molécula. Pueden ser **oxisales ácidas** o procedentes de los iones ácidos terminados en –uro del grupo 16.

* **Oxisales ácidas:** Para formularlas, se escribe primero el catión, después el oxoanión ácido y se intercambian las valencias, simplificando si se puede. Cuando la valencia del catión es mayor que 1, el oxoanión ácido debe ir entre paréntesis.

Ej;  **HCO3-** + **Fe2+ Fe(HCO3)2**

**Nomenclatura tradicional:** Primero se pone el nombre del **oxoanión ácido,**  seguido de la preposición **de** y el **nombre del catión.** Por lo tanto la sal anterior se llamaría hidrógenocarbonato de hierro (II).

* **Sales ácidas de los halogenuros:** Para formularlas se escribe primero el catión, después el halogenuro ácido y se le coloca a este la valencia del catión. Si la valencia es mayor que uno, la parte negativa debe ir entre paréntesis.

Ej: Hidrógenosulfuro: **H**$S^{-}$ **+ Ba2+ Ba(HS)2**

**Nomenclatura:** Se nombra primero la parte negativa seguido del nombre del catión: hidrógenosulfuro de bario.

1. **SALES DOBLES, TRIPLES…**

Una sal puede ser doble, triple, etc, por contener más de un catión, más de un anión o por ambas razones.

**Formulación**: Las fórmulas se escriben poniendo primero los cationes y a continuación los aniones, todos ordenados de menor a mayor electronegatividad (Si hay cationes o aniones poliatómicos, se escriben al final. En la formulación de estas sales es necesario tener en cuenta simplemente el **principio de electroneutralidad**, esto es, el número total de cargas positivas procedentes de los diferentes cationes, debe ser igual al de las cargas negativas.

**Nomenclatura:** Estos compuestos se nombran citando en primer lugar los aniones y entre paréntesis la palabra doble, triple, etc, según el número de cationes distintos, a continuación los cationes, separados por guiones. En ambos casos por orden alfabético. Los prefijos numéricos no se tienen en cuenta al deducir la ordenación alfabética. Algunas veces no coincide el orden de escritura de los cationes y aniones con el de citación.

|  |  |
| --- | --- |
| Fórmula | Nombre tradicional |
| KNaCO3 | Carbonato (doble) de potasio-sodio |
| CaNa2(SO4)2 | Sulfato (doble) de calcio-disodio |
| MgNH4(PO4) | Fosfato(doble) de amonio-magnesio |
| BaNi(SiO4) | Silicato (doble) de bario-níquel (II) |

Más ejemplos:

|  |  |
| --- | --- |
| $$KMgCl\_{3}$$ | Cloruro (doble) de magnesio-potasio |
| $$KNaCO\_{3}$$ | Carbonato (doble) de potasio-sodio |
| $$BaCs(NO\_{3})\_{3}$$ | Nitrato (doble) de cesio-bario \* |
| $$KNaFeS\_{2}$$ | Sulfuro (triple) de hierro(II)-potasio-sodio\* |
| $$BiIBrCl$$ | Bromuro-cloruro-yoduro de bismuto (III)\* |
| $$AlFSO\_{4}$$ | Fluoruro-sulfato de aluminio |
| $$K\_{6}BrF(SO\_{4})\_{2}$$ | Bromuro-fluoruro-bis(sulfato) de potasio |







1. *Hablando estrictamente, el nº de oxidación sería el nº de electrones ganado o perdido 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.* [↑](#footnote-ref-1)
2. *El número de oxidación del oxígeno en todos sus compuestos es -2, excepto en los peróxidos que es -1, -1/2 en los superóxidos (también llamados hiperóxidos) y cuando se combina con el flúor que es +2.* [↑](#footnote-ref-2)
3. *Un ion es una especie química con carga. Puede ser positivo, entonces se llama catión o negativo, anión. Los iones pueden ser monoatómicos, diatómicos…poliatómicos* [↑](#footnote-ref-3)
4. El ión CN- es poliatómico pero también los veremos dentro del grupo de los iones terminados en uro. Se trata del **ión cianuro** [↑](#footnote-ref-4)