

---

**FORMULACIÓN QUÍMICA**  
(Bachillerato)

- I. QUÍMICA INORGÁNICA**  
II. QUÍMICA ORGÁNICA

**Prof. Jorge Rojo Carrascosa**

---

# Índice general

|   |          |
|---|----------|
| <b>I FORMULACIÓN QUÍMICA INORGÁNICA</b>           | <b>2</b> |
| 1. NÚMEROS DE OXIDACIÓN                           | 4        |
| 2. COMBINACIONES CON EL OXÍGENO                   | 5        |
| 2.1. ÓXIDOS METÁLICOS . . . . .                   | 5        |
| 2.1.1. HIDRÓXIDOS . . . . .                       | 6        |
| 2.2. PERÓXIDOS . . . . .                          | 6        |
| 2.3. ÓXIDOS NO METÁLICOS . . . . .                | 7        |
| 2.3.1. ÁCIDOS OXOÁCIDOS . . . . .                 | 7        |
| 2.3.1.1. OXISALES (SALES NEUTRAS) . . . . .       | 9        |
| 2.3.1.2. SALES ÁCIDAS . . . . .                   | 9        |
| 3. COMBINACIONES CON EL HIDRÓGENO                 | 11       |
| 3.1. HIDRUROS METÁLICOS . . . . .                 | 11       |
| 3.2. HIDRUROS NO METÁLICOS . . . . .              | 12       |
| 3.2.1. SALES BINARIAS . . . . .                   | 12       |
| 3.2.1.1. SALES ÁCIDAS DE LOS HIDRÁCIDOS . . . . . | 13       |
| 4. NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS          | 14       |
| 5. TABLAS INORGÁNICAS                             | 16       |

Parte I

**FORMULACIÓN QUÍMICA  
INORGÁNICA**

La formulación química, al igual que otros muchas áreas de ésta, se rige por las normas y directrices que marca la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada). En las recomendaciones publicadas en 2005 para la formulación química de compuestos inorgánicos, marcó como sistemas principales las nomenclaturas de composición (o estequiométrica), de sustitución y de adición.

A grandes rasgos, esta publicación prohibió el uso de la nomenclatura de Stock y tradicional para los compuestos binarios, la nomenclatura de Stock en ácidos oxoácidos y la nomenclatura de Stock y tradicional en las sales ternarias o mayores.

Las nomenclaturas de composición, sustitución y de adición son sistemáticas, es decir, nomenclaturas que se construyen mediante unas reglas definidas que nos dan información de la composición o estructura del compuesto. Sin embargo, para algunos grupos inorgánicos, debido fundamentalmente a un uso histórico, utilizaremos nombres no sistemáticos.

Este libro pretende ser una guía en el estudio de la formulación inorgánica pero en ningún momento pretende ser un compendio de fórmulas y nomenclaturas, por eso, tan sólo vamos a mostrar dos tipos de nomenclatura por cada grupo inorgánico, la nomenclatura de composición estequiométrica y la nomenclatura de composición sistemática para el hidrógeno.

Así, para los **compuesto binarios** se acepta la nomenclatura de composición o estequiométrica, es decir la que usa prefijos multiplicadores o aquella que expresa el número de oxidación con números romanos. Por ejemplo,

|                       |                      |                         |
|-----------------------|----------------------|-------------------------|
| $\text{Cu}_2\text{O}$ | Óxido de dicobre     | Óxido de cobre (I)      |
| $\text{CuH}_2$        | Dihidruro de cobre   | Hidruro de cobre (II)   |
| $\text{FeCl}_3$       | Tricloruro de hierro | Cloruro de hierro (III) |

Y para los **compuestos ternarios o cuaternarios** utilizaremos la nomenclatura tradicional y la nomenclatura estequiométrica con nombre de hidrogeno, es decir

|                            |                               |   |
|----------------------------|-------------------------------|---|
| $\text{HBrO}$              | Ácido hipobromoso             | Hidrogeno(oxidobromato)                 |
| $\text{H}_3\text{PO}_4$    | Ácido fosfórico               | Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)         |
| $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$ | Yodato de bario               | Bis(trioxidoyodato) de bario            |
| $\text{KHCO}_3$            | Hidrógenocarbonato de potasio | Hidrógeno(trioxidocarbonato) de potasio |

# Capítulo 1

## NÚMEROS DE OXIDACIÓN

Los átomos se unen entre sí mediante enlaces para formar moléculas. El **número de oxidación** de un elemento hace referencia al número de electrones ganados, perdidos o compartidos en su enlace con otro átomo. Siendo negativo si gana electrones y positivo si los gana. Por ejemplo, el hierro en sus combinaciones presenta como números de oxidación, +2 y +3.

La diferencia entre la *valencia* de un elemento y el *número de oxidación* es que la primera indica la capacidad de combinarse un elemento con otros; en realidad la valencia coincide con el número de oxidación pero sin tener en cuenta el signo. Así, el hierro tiene valencias 2 y 3.

El número de oxidación principal de cada elemento se corresponde con el número de electrones que le faltan, número de oxidación negativo, o le sobran, número de oxidación positivo, para que su última quede completa, adquiriendo la configuración de un gas noble (ocho electrones en la capa más externa o capa de valencia).

Para ver los números de oxidación principales de los elementos más importantes de la tabla periódica podemos dirigirnos al capítulo 4.

# Capítulo 2

## COMBINACIONES CON EL OXÍGENO

Gracias a sus propiedades físicas y químicas, el oxígeno, al igual que el hidrógeno, es uno de los elementos naturales más reactivos. Cuando se combina con otros elementos actúa siempre con número de oxidación -2, salvo cuando se combina con el fluor, en este caso el número de oxidación del oxígeno es +2, o cuando se encuentra formando parte del ión peróxido, que actúa con número de oxidación +1.

### 2.1. ÓXIDOS METÁLICOS

Tenemos este tipo de óxidos cuando el oxígeno reacciona con un metal. El oxígeno actúa con valencia -2. También se conocen como *óxidos básicos*. A grandes rasgos, este tipo de compuestos se utilizan como fertilizantes y colorantes.

Se formulan anteponiendo el metal al oxígeno e intercambiando entre sí las valencias. Se pueden nombrar mediante prefijos multiplicativos, añadiendo delante de cada ión el prefijo numeral griego que indica el número de iones de cada elemento, o mediante números de oxidación, donde indicamos el número de oxidación del metal entre paréntesis y en números romanos.

| Ejemplo                 | Prefijos multiplicadores | Números de oxidación  |
|-------------------------|--------------------------|-----------------------|
| $\text{Fe}_2\text{O}_3$ | Trióxido de dihierro     | Óxido de hierro (III) |
| $\text{BaO}$            | Monóxido de bario        | Óxido de bario        |
| $\text{Cu}_2\text{O}$   | Óxido de dicobre         | Óxido de cobre (I)    |
| $\text{Na}_2\text{O}$   | Óxido de disodio         | Óxido de Sodio        |

### 2.1.1. HIDRÓXIDOS

Los hidróxidos aparecen cuando hacemos reaccionar con  $\text{H}_2\text{O}$  los óxidos metálicos.



Los **hidróxidos** al ser unas sustancias muy básicas se utilizan como antiácidos, para fabricar jabones, colorantes, fibras textiles, . . . El grupo hidróxido formado (OH) tiene valencia -1, de ahí que muchas veces se estudien los hidróxidos como sustancias binarias, aunque sean ternarias, en el que se produce el intercambio de cargas entre el metal y el grupo hidróxido.

Se formulan anteponiendo el metal al grupo hidróxido e intercambiando entre sí las valencias. Se pueden nombrar mediante prefijos multiplicativos, añadiendo delante de cada ión el prefijo multiplicativo que indica el número de iones de cada elemento, o mediante números de oxidación, donde indicamos el número de oxidación del metal entre paréntesis y en números romanos.

| <b>Ejemplo</b>           | <b>Prefijos multiplicadores</b> | <b>Números de oxidación</b> |
|--------------------------|---------------------------------|-----------------------------|
| $\text{Fe}(\text{OH})_3$ | Trihidróxido de hierro          | Hidróxido de hierro (III)   |
| $\text{Al}(\text{OH})_3$ | Trihidróxido de aluminio        | Hidróxido de aluminio       |
| $\text{Cu}(\text{OH})$   | Monohidróxido de cobre          | Hidróxido de cobre (I)      |
| $\text{Li}(\text{OH})$   | Hidróxido de litio              | Hidróxido de litio          |

### 2.2. PERÓXIDOS

Los **peróxidos** son combinaciones de un metal con el ión  $\text{O}_2^{2-}$ ,  $-\text{O}-\text{O}-$ , denominado ión peróxido. En este grupo inorgánico debemos dejar bien visible el grupo peróxido, por tanto, no debemos simplificar la fórmula cuando en ésta nos deje un sólo átomo de oxígeno.

Se formulan anteponiendo el metal al ión peróxido e intercambiando entre sí las valencias.

Se pueden nombrar mediante prefijos multiplicativos, añadiendo delante de cada ión el prefijo multiplicativo que indica el número de iones de cada elemento, o mediante números de oxidación, donde indicamos, por una parte, que es un peróxido, y por otra, el número de oxidación del metal entre paréntesis y en números romanos.

| Ejemplo                        | Prefijos multiplicadores | Números de oxidación     |
|--------------------------------|--------------------------|--------------------------|
| H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>  | Dióxido de hidrógeno     | Peróxido de hidrógeno    |
| Fe <sub>2</sub> O <sub>6</sub> | Hexaóxido de dihierro    | Peróxido de hierro (III) |
| BaO <sub>2</sub>               | Dióxido de bario         | Peroxido de bario        |
| SnO <sub>4</sub>               | Tetraóxido de estaño     | Peróxido de estaño (IV)  |

## 2.3. ÓXIDOS NO METÁLICOS

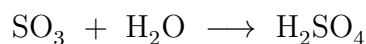
Se producen por la combinación entre el oxígeno y un no metal. Se conocen como óxidos ácidos y se emplean para fabricar ácidos o en la industria alimentaria para hacer natas, yogures,...

Se formulan y se nombran igual que los óxidos metálicos salvo para las combinaciones entre el oxígeno y los halógenos. En las reglas de 2005 se considera que los halógenos son más electronegativos que el oxígeno y por tanto, éstos deben tomarse como haluros de oxígeno escribiendo a la derecha al halógeno. En este último caso, sólo se les nombra mediante la nomenclatura de composición estequiométrica.

| Ejemplo                        | Prefijos multiplicadores  | Números de oxidación   |
|--------------------------------|---------------------------|------------------------|
| N <sub>2</sub> O               | Óxido de dinitrógeno      | Óxido de nitrógeno (I) |
| CO <sub>2</sub>                | Dióxido de carbono        | Óxido de carbono (II)  |
| OCl <sub>2</sub>               | Dicloruro de oxígeno      | -                      |
| O <sub>5</sub> Cl <sub>2</sub> | Dicloruro de pentaóxígeno | -                      |

### 2.3.1. ÁCIDOS OXOÁCIDOS

Los ácidos oxoácidos surgen cuando hacemos reaccionar con H<sub>2</sub>O los óxidos no metálicos.



Los **ácidos oxoácidos** no sólo están formados por óxidos no metálicos sino que también existen algunos óxidos metálicos que pueden dar lugar a estos ácidos. Se emplean en grandes cantidades en la industria de los abonos, colorantes, plásticos,



explosivos, ...

Son compuestos ternarios formados por hidrógeno, un no metal (o metal de transición) y oxígeno. La fórmula general es  $H_aX_bO_c$ , donde X es el metal o el no metal de transición.

Para su nomenclatura tenemos que ver las dos posibilidades:

- **Nomenclatura tradicional:** Se nombran anteponiendo la palabra ácido y después añadiendo prefijos y sufijos a la raíz del elemento central. Estos prefijos y sufijos marcan el número de oxidación del no metal (o del metal), es decir:

| números oxidación | prefijos y sufijos |
|-------------------|--------------------|
| +1 +2             | hipo...oso         |
| +3 +4 +3          | ...oso             |
| +5 +6 +5 +4       | ...ico             |
| +7                | per...ico          |

- **Nomenclatura de adición de Hidrógeno:** En este caso se utilizan los prefijos numerales griegos para indicar para indicar el número de átomos de **hidrógeno**, posteriormente y entre paréntesis, se vuelve a indicar el número de átomos de oxígeno seguido de la palabra **-oxido-** y a continuación el nombre del elemento centralacabado en *-ato*.

De esta forma, tendríamos los siguientes casos,

| Ejemplo   | Nombre Tradicional | Nombre de hidrógeno               |
|-----------|--------------------|-----------------------------------|
| $HIO_3$   | Ácido yódico       | Hidrogeno(trioxidoyodato)         |
| $H_2SO_4$ | Ácido sulfúrico    | Dihidrogeno(tetraoxidosulfato)    |
| $HNO_2$   | Ácido nítrico      | Hidrogeno(dioxidonitrato)         |
| $H_2CO_3$ | Ácido carbónico    | Dihidrogeno(trioxidocarbonatoato) |
| $HMnO_4$  | Ácido permangánico | Hidrogeno(tetraoxidomanganato)    |
| $H_3PO_4$ | Ácido fosfórico    | Trihidrogeno(tetraoxidofosfato)   |

### 2.3.1.1. OXISALES (SALES NEUTRAS)

Son derivados de la completa sustitución de los hidrógenos de un oxoácido por un metal. Por tanto, es un compuesto ternario formados por un metal, un no metal y oxígeno.

Al eliminar los hidrógenos se forman los aniones de los oxoácidos correspondientes y la fórmula pasa a conformarse como si fuera un compuesto binario, intercambiando las valencias del metal (catión) y del anión oxoácido.

Para nombrar los aniones de los oxoácidos en la nomenclatura tradicional, se sustituyen las terminaciones *-oso* e *-ico* de los ácidos correspondientes por las terminaciones **-ito** y **-ato**, respectivamente. En la nomenclatura estequiométrica se toma la nomenclatura de adición de hidrógeno. Se pueden ver los aniones de los oxoácidos más comunes en la tabla A.2. y A.3. del capítulo 5.

Para formular la oxosal, primero se escribe el catión metálico y después el anión derivado del oxoácido.

En el nombre tradicional se nombra primero el anión y después el catión metálico con su valencia entre paréntesis y con números romanos. En el nombre estequiométrico se nombra con prefijos griegos el nombre del anión y después, también con prefijos, el nombre del catión.

| Ejemplo                    | Nombre Tradicional     | Nombre estequiométrico         |
|----------------------------|------------------------|--------------------------------|
| $\text{NaIO}_3$            | Yodato de sodio        | Trioxidoyodato de sodio)       |
| $\text{K}_2\text{CrO}_4$   | Cromato de potasio     | Tetraoxidocromato de dipotasio |
| $\text{Na}_2\text{SO}_4$   | Sulfato de sodio       | Tetraoxidosulfato de disodio   |
| $\text{Fe}(\text{NO}_2)_2$ | Nitrito de hierro (II) | Bis(dioxidonitrato) de hierro  |

### 2.3.1.2. SALES ÁCIDAS

Si los ácidos oxoácidos reaccionan con metales y no pierden todos sus hidrógenos entonces tenemos una sal ácida.

Es una sal cuaternaria en el que está presente un metal, un hidrógeno, un no metal y oxígeno. Los aniones ácidos de los ácidos carboxílicos podemos encontrarlos en las tablas A.2. y A.3. del capítulo 5. Se nombran anteponiendo el prefijo **hidrógeno-** al nombre del anión, si tuviera dos hidrógenos ionizables utilizaríamos el prefijo **dihidrógeno-**.

Se formulan escribiendo primero el catión metálico y después el anión. Para nombrarlos se nombra el anión y después el catión metálico con su valencia, en números romanos y entre paréntesis.

| <b>Ejemplo</b>              | <b>Nombre Tradicional</b>       | <b>Nombre estequiométrico</b>               |
|-----------------------------|---------------------------------|---|
| $\text{KHCO}_3$             | Hidrogenocarbonato de potasio   | Hidrogeno(trioxidocarbonato) de potasio)    |
| $\text{Na}_2\text{HPO}_4$   | Hidrogenofosfato de sodio       | Hidrogeno(tetraoxidofosfato) de disodio     |
| $\text{NaHSO}_4$            | Hidrogenosulfato de sodio       | Hidrogeno(tetraoxidosulfato) de sodio       |
| $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_2$ | Hidrogenosulfato de hierro (II) | Bis[hidrogeno(tetraoxidosulfato)] de hierro |

# Capítulo 3

## COMBINACIONES CON EL HIDRÓGENO

El hidrógeno, el elemento con menor radio atómico y sin un lugar claro dentro del sistema periódico, puede combinarse con metales y con no metales, dando lugar a:

### 3.1. HIDRUIROS METÁLICOS

Al reaccionar el hidrógeno con un metal se obtiene este tipo de compuestos. El hidrógeno al ser más electronegativo que los metales actúa con valencia -1. Se utilizan como agentes reductores, para almacenamiento de hidrógeno, agentes desecantes, en la fabricación de semiconductores,...

Se formulan escribiendo primero el símbolo del elemento metálico, después el hidrógeno e intercambiando sus valencias para que el compuesto sea eléctricamente neutro.

Al igual que los otros compuestos binarios existen dos nomenclaturas, la de prefijos multiplicativos o estequiométrica y la de números de oxidación. En la primera se escribe la palabra **hidruro** seguida del elemento metálico, teniendo en cuenta los prefijos para indicar el número de átomos de cada elemento; y en la segunda, se escribe primero la palabra **hidruro** y posteriormente, el nombre del metal indicando la valencia entre paréntesis y en números romanos.

| <b>Ejemplo</b> | <b>Prefijos multiplicadores</b> | <b>Números de oxidación</b> |
|----------------|---------------------------------|-----------------------------|
| $\text{AlH}_3$ | Trihidruro de aluminio          | Hidruro de aluminio         |
| $\text{PbH}_4$ | Tetrahidruro de plomo           | Hidruro de plomo (IV)       |
| $\text{CuH}$   | Monohidruro de cobre            | Hidruro de cobre (I)        |

## 3.2. HIDRUROS NO METÁLICOS

La combinación de un hidruro con un semimetal se trata de igual forma que cuando es con un metal, pero la reacción del hidrógeno con los elementos del grupo 16 y 17 da lugar a los conocidos **ácidos hidrácidos**, donde el hidrógeno lleva valencia +1.

- **Elementos del grupo 16 y 17:** Los elementos del grupo 16 y 17 son más electronegativos que el hidrógeno y actúan con número de oxidación negativo.

Se formulan escribiendo primero el simbolo del hidrógeno, después el del elemento no metálico y se intercambian las valencias. Se nombran añadiendo la terminación **-uro** al nombre del no metal y seguidamente, **de hidrógeno**.

En disolución acuosa, estos compuestos tienen propiedades ácidas y se les conoce con el nombre de **ácidos hidrácidos**. En este caso se nombran anteponiendo la palabra **ácido** y a continuación, la raíz del no metal con el sufijo **-hídrico**.

- **Otros hidruros no metálicos:** Se corresponden con aquellas combinaciones del hidrógeno con no metales distintos a los del grupo 16 y 17.

Se formulan de igual forma que hidruros metálicos pero para nombrarlos se utiliza, fundamentalmente, una nomenclatura tradicional dictada por la IUPAC.

Así, podemos tener,

| Ejemplo          | Prefijos multiplicadores | Nombre tradicional     |
|------------------|--------------------------|------------------------|
| HCl              | Cloruro de hidrógeno     | Ácido clorhídrico(ac)  |
| H <sub>2</sub> S | Sulfuro de dihidrógeno   | Ácido sulfhídrico (ac) |
| PH <sub>3</sub>  | Trihidruro de fosforo    | Fosfina                |
| NH <sub>3</sub>  | Trihidruro de nitrógeno  | Amoniaco               |
| CH <sub>4</sub>  | Tetrahidruro de carbono  | Metano                 |

### 3.2.1. SALES BINARIAS

Si a los ácidos hidrácidos les hacemos reaccionar con metales, pierden el hidrógeno y se obtienen las **sales binarias**, es decir, se obtiene un compuesto binario formado por un metal y un no metal.

Los iones correspondientes a los ácidos hidrácidos se encuentran en la tabla A.1. del capítulo 5. Se nombran añadiendo la terminación **-uro** al nombre del no metal.

Me he permitido la licencia de incluir en este apartado los compuesto binarios entre no metales ya que se formulan y se escriben de igual forma que las sales, la única puntualización es que hay que poner a la derecha de la fórmula al elemento más electronegativo y es el que marcará el nombre del compuesto.

Se utilizan las nomenclaturas estequiométrica y la del número de oxidación.

| <b>Ejemplo</b>                 | <b>Prefijos multiplicadores</b> | <b>Números de oxidación</b> |
|--------------------------------|---------------------------------|-----------------------------|
| HgCl <sub>2</sub>              | Dicloruro de mercurio           | Cloruro de mercurio (II)    |
| FeCl <sub>3</sub>              | Tricloruro de hierro            | Cloruro de hierro (III)     |
| Au <sub>2</sub> S <sub>3</sub> | Trisulfuro de dioro             | Sulfuro de oro (III)        |
| NCl <sub>3</sub>               | Tricloruro de nitrógeno         | Cloruro de nitrógeno (III)  |

### 3.2.1.1. SALES ÁCIDAS DE LOS HIDRÁCIDOS

Los iones correspondientes a los ácidos hidrácidos del grupo 16 pueden perder un sólo hidrógeno, por tanto, la sal ácida es aquella que aún mantiene un hidrógeno en el ión del ácido hidrácido. Estas se encuentran en la tabla A.1. del capítulo 5.

Se nombran añadiendo el prefijo **hidrógeno** y la terminación **-uro** al nombre del no metal.

Se utilizan las nomenclaturas estequiométrica y la del número de oxidación.

| <b>Ejemplo</b>       | <b>Prefijos multiplicadores</b> | <b>Números de oxidación</b>      |
|----------------------|---------------------------------|----------------------------------|
| NH <sub>4</sub> HS   | Hidrogenosulfuro de amonio      | Hidrogenosulfuro de amonio       |
| Fe(HS) <sub>3</sub>  | Tri(hidrogenosulfuro) de hierro | Hidrogenosulfuro de hierro (III) |
| Ni(HTe) <sub>2</sub> | Di(hidrogenoteluro) de níquel   | Hidrogenoteluro de níquel (II)   |
| NaHSe                | Hidrogenoseleniuro de sodio     | Hidrogenoseleniuro de sodio      |

## Capítulo 4

# NÚMEROS DE OXIDACIÓN DE LOS ELEMENTOS

---

| METALES <sup>1</sup>                                     |                    |
|--|--------------------|
| Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ag y NH <sub>4</sub> <sup>+</sup> | +1                 |
| Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra, Zn y Cd                          | +2                 |
| Cu, Hg   | +1, +2             |
| Al   | +3                 |
| Au   | +1, +3             |
| Fe, Co y Ni  | +2, +3             |
| Sn, Pb, Pt y Pd  | +2, +4             |
| Ir   | +3, +4             |
| Cr <sup>(2)</sup>  | +2, +3, +6         |
| Mn <sup>(3)</sup>  | +2, +3, +4, +6, +7 |
| V <sup>(4)</sup>   | +2, +3, +4, +5     |

---

(1) Números de oxidación principales de los elementos.

(2) El **Cromo** cuando actúa como No Metal utiliza la valencia +6.

(3) El **Manganeso** cuando actúa como No Metal utiliza las valencias +6 y +7.

(4) El **Vanadio** cuando actúa como No Metal utiliza la valencia +5.

---

| <b>NO METALES<sup>1</sup></b> |                        |
|-------------------------------|------------------------|
| <b>H</b>                      | +1, -1                 |
| <b>F</b>                      | -1                     |
| <b>Cl, Br y I</b>             | -1, +1, +3, +5, +7     |
| <b>O<sup>(2)</sup></b>        | -2                     |
| <b>S, Se y Te</b>             | -2, +2, +4, +6         |
| <b>N<sup>(3)</sup></b>        | -3, +1, +2, +3, +4, +5 |
| <b>P</b>                      | -3, +1, +3, +5         |
| <b>As, Sb y Bi</b>            | -3, +3, +5             |
| <b>B</b>                      | -3, +3                 |
| <b>C</b>                      | -4, +2, +4             |
| <b>Si</b>                     | -4, +4                 |

---

(1) Números de oxidación principales de los elementos.

(2) El **Oxígeno** actúa con valencia +2 cuando forma compuestos con el Fluor.

(3) El **Nitrógeno** tan sólo forma ácidos con las valencias +1, +3 y +5.



# Capítulo 5

## TABLAS INORGÁNICAS

### A.1 TABLA DE ÁCIDOS HIDRÁCIDOS E IONES<sup>1</sup>

---

|                   |                              |  |   |
|-------------------|------------------------------|--|---|
| HF                | Á. fluorhídrico              | F <sup>-</sup>   | Ión fluoruro                            |
| HCl               | Á. clorhídrico               | Cl <sup>-</sup>  | Ión cloruro                             |
| HBr               | Á. bromhídrico               | Br <sup>-</sup>  | Ión bromuro                             |
| HI                | Á. yodhídrico                | I <sup>-</sup>   | Ión yoduro                              |
| H <sub>2</sub> S  | Á. sulfhídrico               | HS <sup>-</sup><br>S <sup>2-</sup>                           | Ión hidrogenosulfuro<br>Ión sulfuro     |
| H <sub>2</sub> Se | Á. selenhídrico              | HSe <sup>-</sup><br>Se <sup>2-</sup>                         | Ión hidrogenoseleniuro<br>Ión seleniuro |
| H <sub>2</sub> Te | Á. telurhídrico              | HTe <sup>-</sup><br>Te <sup>2-</sup>                         | Ión hidrogenotelururo<br>Ión telururo   |
| HCN               | Á. cianhídrico               | CN <sup>-</sup>  | Ión cianuro                             |
| NH <sub>3</sub>   | <i>Amoniaco</i> <sup>2</sup> | NH <sub>4</sub> <sup>+</sup><br>NH <sub>2</sub> <sup>-</sup> | <i>Ión amonio</i><br><i>Ión amiduro</i> |

---

<sup>1</sup> Estas tablas se corresponden con los ácidos más comunes en química.

<sup>2</sup> Aunque el NH<sub>3</sub> no es ácido, es una base, me permito la licencia de incluirlo en esta tabla por su importancia.

A.2 TABLA DE ÁCIDOS OXOÁCIDOS E IONES<sup>1</sup>

|                                |                |  |                        |
|--------------------------------|----------------|--|------------------------|
| HClO                           | Á. hipocloroso | ClO <sup>-</sup>                             | Ión hipoclorito        |
| HClO <sub>2</sub>              | Á. cloroso     | ClO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                | Ión clorito            |
| HClO <sub>3</sub>              | Á. clórico     | ClO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | Ión clorato            |
| HClO <sub>4</sub>              | Á. perclórico  | ClO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                | Ión perclorato         |
| HBrO                           | Á. hipobromoso | BrO <sup>-</sup>                             | Ión hipobromito        |
| HBrO <sub>2</sub>              | Á. bromoso     | BrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                | Ión bromito            |
| HBrO <sub>3</sub>              | Á. brómico     | BrO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | Ión bromato            |
| HBrO <sub>4</sub>              | Á. perbrómico  | BrO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                | Ión perbromato         |
| HIO                            | Á. hipoyodoso  | IO <sup>-</sup>                              | Ión hipoyodito         |
| HIO <sub>2</sub>               | Á. yodoso      | IO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                 | Ión yodito             |
| HIO <sub>3</sub>               | Á. yódico      | IO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                 | Ión yodato             |
| HIO <sub>4</sub>               | Á. peryódico   | IO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                 | Ión peryodato          |
| H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> | Á. sulfuroso   | HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | Ión hidrogenosulfito   |
|                                |                | SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                | Ión sulfito            |
| H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> | Á. sulfúrico   | HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>                | Ión hidrogenosulfato   |
|                                |                | SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>                | Ión sulfato            |
| HNO <sub>2</sub>               | Á. nitroso     | NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>                 | Ión nitrito            |
| HNO <sub>3</sub>               | Á. nítrico     | NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                 | Ión nitrato            |
| H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> | Á. fosfórico   | H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> | Ión dihidrogenofosfato |
|                                |                | HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>               | Ión hidrogenofosfato   |
|                                |                | PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>                | Ión fosfato            |
| H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> | Á. carbónico   | HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>                | Ión hidrogenocarbonato |
|                                |                | CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>                | Ión carbonato          |
| H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub> | Á. bórico      | H <sub>2</sub> BO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> | Ión dihidrogenoborato  |
|                                |                | HBO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>               | Ión hidrogenoborato    |
|                                |                | BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>                | Ión borato             |

<sup>1</sup> Estas tablas se corresponden con los ácidos más comunes en química.

**A.3 TABLA DE ÁCIDOS OXOÁCIDOS METÁLICOS E IONES<sup>1</sup>**

---

|                                   |                 |                              |                        |
|-----------------------------------|-----------------|------------------------------|------------------------|
| $\text{H}_2\text{CrO}_4$          | Á. crómico      | $\text{HCrO}_4^-$            | Ión hidrogenocromato   |
|                                   |                 | $\text{CrO}_4^{2-}$          | Ión cromato            |
| $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ | Á. dicrómico    | $\text{HCr}_2\text{O}_7^-$   | Ión hidrogenodicromato |
|                                   |                 | $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ | Ión dicromato          |
| $\text{H}_2\text{MnO}_4$          | Á. mangánico    | $\text{HMnO}_4^-$            | Ión hidrogenomanganato |
|                                   |                 | $\text{MnO}_4^{2-}$          | Ión manganatoato       |
| $\text{HMnO}_4$                   | Á. permangánico | $\text{MnO}_4^-$             | Ión permanganato       |

---

<sup>1</sup> Estas tablas se corresponden con los ácidos más comunes en química.