

# **Física y Química de 1º de Bachillerato**

## **Formulación y nomenclatura**

## Introducción

En los primeros tiempos de la química, cada compuesto recibía un nombre que no guardaba ninguna relación con su fórmula, pero cuando el número de compuestos químicos conocidos fue demasiado grande, se decidió que había que nombrarlos de una manera más lógica. Fue entonces cuando se inventó la **Nomenclatura Funcional**.

Con el tiempo, esta nomenclatura se hizo insuficiente y demasiado complicada por lo que la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC) propuso unas normas que resultan más sencillas aunque los nombres de los compuestos son, por lo general, más largos. Puesto que la nomenclatura IUPAC es la más reciente, en muchas ocasiones es llamada “**moderna**” y a la nomenclatura funcional se le llama “**tradicional**”.

Hoy en día conviven las dos nomenclaturas ya que, aunque la IUPAC recomienda la moderna, permite muchos de los nombres construidos según la tradicional.

### Nombres y símbolos de los elementos

En el apéndice 1 están recogidos los nombres y símbolos de los elementos de uso más frecuente. También figuran en él las raíces correspondientes que, unidas a ciertas terminaciones permitirán construir los nombres de los compuestos. Obsérvese que en muchos casos la raíz es simplemente el comienzo del nombre (de potasio, potas-) pero que en otros casos se utilizan raíces diferentes que proceden de los nombres antiguos de los elementos (de hierro, ferr-).

Para algunos elementos existen dos raíces diferentes en función de la terminación utilizada. Se dice, por ejemplo, “sulfúrico” (raíz sulfur- y terminación -ico) y en cambio se dice “sulfato” (raíz sulf- y terminación -ato).

### Valencias

El apéndice 2 muestra las valencias de los elementos citados en el apéndice 1 clasificadas en dos grupos:

- Las **covalentes** (fila inferior) que se utilizarán en la formulación de los óxidos no metálicos, los compuestos binarios entre dos no metales y los oxácidos.
- Las **iónicas** (fila superior) que se utilizarán para el resto de los compuestos.

Naturalmente, los metales no poseen valencias covalentes. No obstante, existen elementos que, aunque generalmente se comportan como metales, son capaces de formar compuestos característicos de los no metales. Tal es el caso del Cromo que actúa como metal con las valencias 2 y 3 y como no metal con la valencia 6.

En algún caso, como ocurre en el yodo, entre las valencias de un elemento aparece un asterisco. Esto quiere decir que, a efectos de formulación, debemos proceder como si hubiera una valencia en el lugar de dicho asterisco.

Además de las valencias incluidas en el apéndice existen otras que dan lugar a compuestos que no pueden nombrarse con la nomenclatura tradicional y que por tanto no es necesario conocer de memoria.

## 1ª parte: Nomenclatura tradicional

La nomenclatura tradicional utiliza las terminaciones OSO e ICO para diferenciar los compuestos formados por los mismos elementos en los que uno de ellos actúa con dos valencias diferentes. Cuando el número de valencias de un elemento es mayor de dos, se debe utilizar la nomenclatura de la IUPAC.

### Combinaciones de un solo elemento

Cuando una especie química está formada por un único elemento en forma de átomos aislados (gases nobles), formando cristales o moléculas en su forma más estable, dicha especie recibe el mismo nombre que el elemento.

He (átomos aislados)	Helio
Fe (cristal)	Hierro
O <sub>2</sub> (moléculas)	Oxígeno

Cuando se trata de átomos aislados de un elemento que generalmente forma moléculas, se utiliza el nombre seguido de la palabra “atómico”.

O	Oxígeno atómico
---	-----------------

Algunos elementos pueden presentarse en varias **formas** alotrópicas, es decir, formar varias moléculas distintas o aparecer con diferentes formas de cristalización. En estos casos, la nomenclatura tradicional utiliza nombres vulgares.

O <sub>3</sub>	Ozono
----------------	-------

### Compuestos binarios

Son compuestos que están formados por únicamente dos elementos. Si está formado por un metal y un no metal, se escribe el metal a la izquierda. Cuando se trata de dos no metales debe escribirse a la izquierda el menos electronegativo.

Para formularlos se intercambian las valencias y en general, si es posible, se simplifica hasta tener los coeficientes más bajos posible. El “1” no se escribe.

#### Compuestos binarios metal-no metal

Se formulan utilizando la valencia iónica. El nombre se construye de la siguiente forma:

**(raíz del no metal) – URO (raíz del metal) – (sufijo)**

Si el metal tiene dos posibles valencias, se usará el sufijo ICO para la mayor y OSO para la menor. Si la valencia es única se utilizará el sufijo ICO o bien la forma:

**(raíz del no metal) – URO DE (nombre del metal)**

Ejemplos:

CaCl <sub>2</sub>	Cloruro de calcio Cloruro cálcico
NaH	Hidruro de sodio Hidruro sódico
FeCl <sub>2</sub>	Cloruro ferroso
FeCl <sub>3</sub>	Cloruro férrico

Los compuestos formados por un metal y el oxígeno reciben el nombre de “**óxidos**”:

CoO	Óxido cobaltoso
Co <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Óxido cobáltico
BaO	Óxido de bario Óxido bórico

## Compuestos binarios no metal – no metal

En los compuestos binarios formados por dos no metales, el elemento más electronegativo actúa únicamente con la valencia iónica mientras que el menos electronegativo actúa con la valencia covalente. Existen por ejemplo, los compuestos  $\text{PCl}_3$  y  $\text{PCl}_5$  pero no existe el  $\text{P}_5\text{Cl}_3$ .

En este apartado estudiaremos únicamente los compuestos de hidrógeno que tienen especial importancia ya que el resto se nombran utilizando exclusivamente la nomenclatura de la IUPAC.

### Óxidos no metálicos

En la nomenclatura tradicional se utilizaba la palabra “anhídrido” para nombrar a este tipo de compuestos, pero este nombre ha sido especialmente desaconsejado por la IUPAC por lo que nos limitaremos a poner como ejemplo uno de los más importantes.

$\text{CO}_2$	Anhídrido carbónico
---------------	---------------------

### Hidruros no metálicos

Son compuestos formados por hidrógeno y un no metal (valencia iónica). Los hidruros de los no metales pertenecientes a los grupos 16 y 17 del sistema periódico (exceptuando el oxígeno) son compuestos gaseosos que se nombran de la manera habitual para los compuestos binarios:

$\text{H}_2\text{S}$	Sulfuro de hidrógeno
----------------------	----------------------

Cuando estos compuestos se disuelven en agua, poseen propiedades ácidas (**hidrácidos**) y acostumbran a llamarse según la siguiente regla:

**Ácido (raíz del no metal) – HÍDRICO**

Ejemplo:

$\text{H}_2\text{S}(\text{aq})$	Ácido sulfhídrico
---------------------------------	-------------------

Los hidruros de los no metales pertenecientes a los grupos 13, 14 y 15 de la tabla periódica y el del oxígeno reciben nombres especiales:

$\text{BH}_3$	Borano
$\text{CH}_4$	Metano
$\text{SiH}_4$	Silano
$\text{NH}_3$	Amoníaco
$\text{PH}_3$	Fosfina
$\text{AsH}_3$	Arsina
$\text{SbH}_3$	Estibina
$\text{H}_2\text{O}$	Agua

## Combinaciones de más de dos elementos

### Oxácidos

Son compuestos formados por hidrógeno, un no metal (valencia covalente) y oxígeno escritos en ese orden. La mayoría de los oxácidos (metaácidos) se formulan atendiendo a la regla resumida en la siguiente tabla:

Valencia	Fórmula
1	H X O
3	H X O <sub>2</sub>
5	H X O <sub>3</sub>
7	H X O <sub>4</sub>

Valencia	Fórmula
2	H <sub>2</sub> X O <sub>2</sub>
4	H <sub>2</sub> X O <sub>3</sub>
6	H <sub>2</sub> X O <sub>4</sub>

donde "X" representa al elemento no metálico.

Para nombrarlos se utiliza la siguiente regla general:

**Ácido (prefijo) - (raíz del no metal) - (sufijo)**

Los prefijos y sufijos utilizados se resumen en las siguientes tablas:

	Prefijo	Sufijo
Valencia única	---	ICO

	Prefijo	Sufijo
Dos valencias de menor a mayor ↓	---	OSO
	---	ICO

	Prefijo	Sufijo
Tres valencias de menor a mayor ↓	HIPO	OSO
	---	OSO
	---	ICO

	Prefijo	Sufijo
Cuatro valencias de menor a mayor ↓	HIPO	OSO
	---	OSO
	---	ICO
	PER	ICO

Ejemplos:

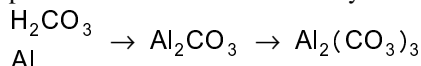
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Ácido carbónico
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Ácido sulfuroso
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Ácido sulfúrico
HNO	Ácido hiponitroso
HNO <sub>2</sub>	Ácido nitroso
HNO <sub>3</sub>	Ácido nítrico
HClO	Ácido hipocloroso
HClO <sub>2</sub>	Ácido cloroso
HClO <sub>3</sub>	Ácido clórico
HClO <sub>4</sub>	Ácido perclórico

## Sales

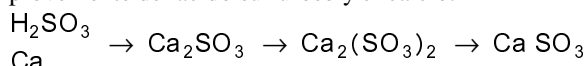
Se llaman **sales** a los compuestos que resultan al sustituir el hidrógeno de los ácidos por un metal. Si provienen de los ácidos que no tienen oxígeno (hidrácidos) son compuestos binarios metal-no metal (ya estudiados) por lo que ahora nos centraremos en sales procedentes de los oxácidos, es decir las **oxosales**.

Son aquellas en las que se sustituye todo el hidrógeno del ácido por un metal. Para formularlas, se quita el hidrógeno del ácido, se ponen en su lugar tantos átomos del metal como átomos de hidrógeno tenía el ácido, se pone la valencia del metal al grupo que proviene del ácido utilizando un paréntesis cuando la valencia del metal sea distinta de uno y, por último, se simplifica la fórmula cuando sea posible. Veamos algunos ejemplos:

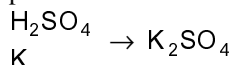
- Sal proveniente del ácido carbónico y el aluminio:



- Sal proveniente del ácido sulfuroso y el calcio:



- Sal proveniente del ácido sulfúrico y el potasio:



- Sales provenientes del ácido nítrico y el cobre. Como el cobre tiene dos valencias posibles, se formarán dos sales:



El nombre de una oxosal responde a la siguiente regla:

**(Raíz del no metal)–(sufijo 1) DE (raíz del metal)–(sufijo 2)**

El sufijo 1 será ATO si el del ácido es ICO y será ITO si el del ácido es OSO. El sufijo 2 será, como siempre, OSO para la menor valencia del metal e ICO para la mayor. En el caso de que la valencia del metal sea única se puede utilizar el nombre del metal precedido de la preposición “de”. Los nombres de las sales antes formuladas son:

$\text{Al}_2(\text{CO}_3)_2$	Carbonato aluminico Carbonato de aluminio
$\text{CaSO}_3$	Sulfito cálcico Sulfito de calcio
$\text{K}_2\text{SO}_4$	Sulfato potásico Sulfato de potasio
$\text{CuNO}_2$	Nitrito cuproso
$\text{Cu(NO}_2)_2$	Nitrito cúprico

## Iones

Son átomos o grupos de átomos que han perdido o ganado electrones por lo que poseen carga eléctrica. Los que han perdido electrones y tienen por tanto carga positiva se llaman **cationes** y los que los han ganado y tienen por tanto carga negativa se llaman **aniones**.

### Cationes monoatómicos

La carga coincide con la valencia iónica. El nombre acaba en OSO o ICO dependiendo de la valencia. Si la valencia es única puede utilizarse la terminación ICO o escribir simplemente el nombre del elemento. Ejemplos:

$\text{Cu}^+$	Ion cuproso
$\text{Cu}^{2+}$	Ion cúprico
$\text{Na}^+$	Ion sódico Ion sodio

### Aniones monoatómicos

La carga (negativa) coincide con la valencia iónica. Se nombran utilizando la raíz del elemento y la terminación URO. Ejemplos:

$\text{Cl}^-$	Ion cloruro
$\text{S}^{2-}$	Ion sulfuro
$\text{H}^-$	Ion hidruro

### Iones poliatómicos

Iones que proceden de la disociación de los oxácidos y las oxosales.

Se formulan quitando el hidrógeno de los ácidos y poniendo tantas cargas negativas como átomos de hidrógeno se han eliminado. El nombre se construye cambiando la terminación del ácido (ICO por ATO) y (OSO por ITO).

$\text{NO}_3^-$	Ion nitrato
$\text{SO}_4^{2-}$	Ion sulfato

### Otros iones poliatómicos

Son especialmente importantes los siguientes:

$\text{NH}_4^+$	Ion amonio
$\text{CN}^-$	Ion cianuro
$\text{OH}^-$	Ion hidróxido

Estos tres iones forman combinaciones con otros iones de signo contrario que se formulan forzando que la carga total del compuesto sea nula. Se nombran utilizando las reglas ya estudiadas.

$(\text{NH}_4)_2\text{S}$	Sulfuro de amonio Sulfuro amónico
KCN	Cianuro de potasio Cianuro potásico
NaOH	Hidróxido sódico
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Hidróxido ferroso

## 2ª parte: Nomenclatura IUPAC

La IUPAC propone varios tipos de nomenclatura de los que aquí estudiaremos dos: la nomenclatura **sistemática** que utiliza prefijos numéricos para indicar el número de átomos de cada elemento que intervienen en la fórmula y la nomenclatura de **Stock** que indica el **número de oxidación** de los elementos. Será necesario pues estudiar el concepto de número de oxidación antes de empezar con dicha nomenclatura.

### Número de oxidación

Se define número de oxidación de un elemento en un compuesto como la carga eléctrica que tendría un átomo suyo si los electrones de todos los enlaces que forma perteneciesen exclusivamente al átomo más electronegativo.

En el caso de los compuestos iónicos, el número de oxidación se corresponde con la carga de los iones.

Compuesto	Números de oxidación	
NaBr	Na $\rightarrow$ +1	Br $\rightarrow$ -1
CaF <sub>2</sub>	Ca $\rightarrow$ +2	F $\rightarrow$ -1
BeO	Be $\rightarrow$ +2	O $\rightarrow$ -2
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Al $\rightarrow$ +3	S $\rightarrow$ -2
CaH <sub>2</sub>	Ca $\rightarrow$ +2	H $\rightarrow$ -1

Cuando se trata de compuestos binarios covalentes se asigna el estado de oxidación positivo al menos electronegativo.

Compuesto	Números de oxidación	
PCl <sub>3</sub>	P $\rightarrow$ +3	Cl $\rightarrow$ -1
CS <sub>2</sub>	C $\rightarrow$ +4	S $\rightarrow$ -2
H <sub>2</sub> O	H $\rightarrow$ +1	O $\rightarrow$ -2

Para obtener los estados de oxidación en compuestos más complejos no es necesario disponer de una tabla de electronegatividades, basta tener en cuenta unas sencillas reglas:

- La suma de todos los números de oxidación de los átomos de un compuesto neutro es nula.
- La suma de todos los números de oxidación de los átomos de un ion es igual a su carga.
- El número de oxidación de los elementos cuando no están combinados con átomos de otro elemento diferente es 0.
- El flúor, al tratarse del elemento más electronegativo, siempre tiene número de oxidación -1.
- El oxígeno tiene número de oxidación -2 excepto en los siguientes casos:
  - Cuando está combinado con el flúor. Entonces tiene número de oxidación +2.
  - En los peróxidos que tiene número de oxidación -1.
- El hidrógeno tiene número de oxidación -1 en los hidruros metálicos y +1 en todos los demás compuestos en los que interviene.

Veamos los números de oxidación de todos los elementos en algunos ejemplos:

Compuesto	Números de oxidación		
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H $\rightarrow$ +1	S $\rightarrow$ +6	O $\rightarrow$ -2
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	K $\rightarrow$ +1	Cr $\rightarrow$ +6	O $\rightarrow$ -2
Ca(OH) <sub>2</sub>	Ca $\rightarrow$ +2	O $\rightarrow$ -2	H $\rightarrow$ +1
MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Mn $\rightarrow$ +7	O $\rightarrow$ -2	
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	H $\rightarrow$ +1	C $\rightarrow$ +4	O $\rightarrow$ -2

## Combinaciones de un solo elemento

Los átomos aislados y las moléculas de un elemento se nombran mediante un prefijo numeral que indica el número de átomos que las componen, seguido del nombre del elemento.

O	Monooxígeno
O <sub>2</sub>	Dioxígeno
O <sub>3</sub>	Trioxígeno
P <sub>4</sub>	Tetrafósforo

## Compuestos binarios

### Nomenclatura sistemática

En la nomenclatura sistemática, el nombre se construye de la siguiente forma:

**(numeral)-(Raíz del segundo elemento)-URO DE numeral-(nombre del primer elemento)**

Ejemplos:

Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Trisulfuro de dihierro
Cu <sub>2</sub> S	Monosulfuro de dicobre

El numeral “mono” se omite cuando afecta al elemento menos electronegativo (escrito a la izquierda):

FeCl <sub>3</sub>	Tricloruro de hierro
PCl <sub>5</sub>	Pentacloruro de fósforo

Suelen omitirse los numerales en los casos en los que no hay duda sobre la valencia de los elementos:

Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Sulfuro de aluminio
CaCl <sub>2</sub>	Cloruro de calcio

Los compuestos binarios en los que el segundo elemento es el oxígeno, reciben el nombre de “óxidos”. La nomenclatura sistemática no diferencia a los óxidos metálicos de los no metálicos.

Ni <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Trióxido de níquel
Cl <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Heptaóxido de dicloro
CO	Monóxido de carbono

La nomenclatura sistemática no utiliza un método diferente para nombrar los peróxidos ni cualquier otro tipo de compuesto binario que se salga de las reglas generales de formulación:

Na <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	Dióxido de sodio
N <sub>2</sub> O <sub>4</sub>	Tetraóxido de dinitrógeno
H <sub>2</sub> S <sub>5</sub>	Pentasulfuro de dihidrógeno

### Nomenclatura de Stock

Esta nomenclatura indica los números de oxidación escritos tras el nombre del elemento, en números romanos y entre paréntesis. Se omitirán en los casos en que hacerlo no dé lugar a duda. Ejemplos:

Fe <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Sulfuro de hierro ( III )
Al <sub>2</sub> S <sub>3</sub>	Sulfuro de aluminio

## Combinaciones de más de dos elementos

### Hidróxidos

Las nomenclaturas de la IUPAC mantienen la palabra “hidróxido” y se siguen las reglas generales, ya expuestas, para los compuestos binarios.

	Sistemática	Stock
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Dihidróxido de cobre	Hidróxido de cobre ( II )
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Trihidróxido de hierro	Hidróxido de hierro ( III )

### Oxoácidos

El nombre de un oxácido se construye de la siguiente manera:

**(numeral 1)–OXO–(numeral 2)–(Raíz del no metal)–ATO (nº de oxidación del no metal) DE HIDRÓGENO**

El numeral 2 se omite cuando el número de átomos del no metal es 1.

También se admite una nomenclatura que incluye la palabra “ácido”:

**ÁCIDO (numeral 1)–OXO–(numeral 2)–(Raíz del no metal)–ICO (nº de oxidación del no metal)**

Ejemplos:

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Heptaoxidocromato (VI) de hidrógeno Ácido heptaoxidocrómico (VI)
$\text{HClO}_4$	Tetraoxoclorato (VII) de hidrógeno Ácido tetraoxoclórico (VII)

### Oxosales

Las oxosales se nombran de manera análoga a los oxácidos pero sustituyendo la palabra hidrógeno por el nombre del metal. Se nombran de la siguiente manera:

**(numeral 1)–OXO–(numeral 2)–(Raíz del no metal)–ATO (nº de oxidación del no metal) DE (nombre del metal)**

Como siempre, si el metal puede tener varias valencias, se debe indicar el número de oxidación entre paréntesis y en números romanos. Ejemplos:

$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Heptaoxidocromato (VI) de potasio
$\text{Fe}(\text{ClO}_4)_2$	Tetraoxoclorato (VII) de hierro ( II )

Esta forma utiliza la nomenclatura de Stock para indicar el número de oxidación del no metal y el del metal en el caso en que sea necesario. También puede utilizarse la nomenclatura sistemática pura; en ese caso, para indicar si fuera necesario, el número de veces que aparece el término entre paréntesis se usan los prefijos: BIS, TRIS, TETRAKIS. Ejemplos:

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Bis (trioxonitrato) de hierro
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$	Tris (tetraoxo sulfato) de dihierro

Con frecuencia se mezclan las nomenclaturas tradicional y de Stock:

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	Nitrato de hierro ( II )
----------------------------	--------------------------

## Iones

El nombre de un catión monoatómico se obtiene utilizando la nomenclatura de Stock cuando el metal tiene dos o más posibles valencias. Si la valencia es única, no se indica.

$\text{Cu}^{2+}$	Ion cobre ( II )
$\text{Ca}^{2+}$	Ion calcio

Los aniones no metálicos se nombran igual que en la nomenclatura funcional.

Los aniones poliatómicos procedentes de la disociación de los ácidos se nombran como los oxácidos pero eliminando la palabra “hidrógeno”.

$\text{NO}_3^-$	Ion trioxonitrato (V)
$\text{SO}_4^{2-}$	Ion tetraoxosulfato (VI)

## Apéndice 1: Nombres, símbolos, raíces

Nombre	Símbolo	Raíz
Hidrógeno	H	Hidr-
Litio	Li	Lit-
Sodio	Na	Sod-
Potasio	K	Potas-
Rubidio	Rb	Rubid-
Cesio	Cs	Ces-
Francio	Fr	Franc-
Berilio	Be	Beril-
Magnesio	Mg	Magnes-
Calcio	Ca	Calc-
Estroncio	Sr	Estronc-
Bario	Ba	Bar-
Radio	Ra	Rad-
Boro	B	Bor-
Aluminio	Al	Alumin-
Galio	Ga	Gal-
Indio	In	Ind-
Talio	Tl	Tal
Carbono	C	Carb- (uro); Carbon- (ico,ato)
Silicio	Si	Silici- (uro); Silic- (ico,ato)
Germanio	Ge	German-
Estaño	Sn	Estann-
Plomo	Pb	Plumb-
Nitrógeno	N	Nitr-
Fósforo	P	Fosf- (uro,ato,ito); Fosfor- (ico,oso)
Arsénico	As	Arseni- (uro,oso,ato); Arsen- (ico,ito)
Antimonio	Sb	Antimoni- (uro,oso,ato); Antimon- (ico,ito)
Bismuto	Bi	Bismut-
Oxígeno	O	
Azufre	S	Sulf- (uro,ato,ito); Sulfur- (ico,oso)
Selenio	Se	Seleni- (uro,oso,ato); Selen- (ico,ito)
Teluro	Te	Telur-
Polonio	Po	Polon-
Flúor	F	Fluor-
Cloro	Cl	Clor-
Bromo	Br	Brom-
Yodo	I	Yod-
Astato	At	Astat-
Escandio	Sc	Escand-
Titanio	Ti	Titanic-
Vanadio	V	Vanad-
Cromo	Cr	Crom-
Manganeso	Mn	Mangan-
Hierro	Fe	Ferr-
Cobalto	Co	Cobalt-
Níquel	Ni	Niquel-
Cobre	Cu	Cupr-
Zinc	Zn	Cinc-
Plata	Ag	Argent-
Cadmio	Cd	Cadm-
Platino	Pt	Platin-
Oro	Au	Aur-
Mercurio	Hg	Mercuri- (oso); Mercur- (ico)

## Apéndice 2: Valencia

<b>H</b> 1						
<b>Li</b> 1	<b>Be</b> 2	<b>B</b> 3 3	<b>C</b> 4 4	<b>N</b> 3 1 3 5	<b>O</b> 2 2	<b>F</b> 1 1
<b>Na</b> 1	<b>Mg</b> 2	<b>Al</b> 3	<b>Si</b> 4 4	<b>P</b> 3 1 3 5	<b>S</b> 2 4 6	<b>Cl</b> 1 1 3 5 7
<b>K</b> 1	<b>Ca</b> 2	<b>Ga</b> 3	<b>Ge</b> 2 4	<b>As</b> 3 3 5	<b>Se</b> 2 4 6	<b>Br</b> 1 1 3 5
<b>Rb</b> 1	<b>Sr</b> 2	<b>In</b> 3	<b>Sn</b> 2 4	<b>Sb</b> 3 3 5	<b>Te</b> 2 4 6	<b>I</b> 1 1 * 5 7
<b>Cs</b> 1	<b>Ba</b> 2	<b>Tl</b> 1 3	<b>Pb</b> 2 4	<b>Bi</b> 3 5	<b>Po</b> 2	<b>At</b> 1 1 * 5
<b>Fr</b> 1	<b>Ra</b> 2					

<b>Sc</b> 3	<b>Ti</b> 2 3 4	<b>V</b> 2 3 4 5	<b>Cr</b> 2 3 6	<b>Mn</b> 2 3 * * 6 7	<b>Fe</b> 2 3	<b>Co</b> 2 3	<b>Ni</b> 2 3	<b>Cu</b> 1 2	<b>Zn</b> 2
								<b>Ag</b> 1	<b>Cd</b> 2
							<b>Pt</b> 2 4	<b>Au</b> 1 3	<b>Hg</b> 1 2