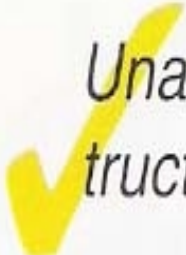
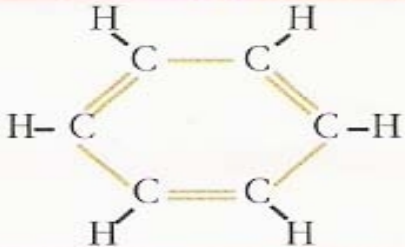


# ***Fórmules de les substàncies químiques***

A començament del segle XIX, el químic suec J.J. Berzelius va introduir un procediment per a anomenar abreujadament els elements i els compostos químics mitjançant *fórmules químiques*.

 Una **fórmula** és una expressió simbòlica de la composició i l'estructura d'un compost químic.

Cada compost químic es designa mitjançant una *fórmula* específica, que conté els *símbols* dels elements que la formen i uns *subíndexs* que expressen la relació numèrica entre els elements.

Classes de fórmules		
<i>Nom</i>	<i>Definició</i>	<i>Exemple: benzè</i>
Fórmula empírica	Expressa, mitjançant símbols i subíndexs, els elements que formen el compost químic i la relació mínima en la qual els seus àtoms o ions hi són presents.	CH
Fórmula molecular	Expressa, mitjançant símbols i subíndexs, els elements que formen el compost químic i el nombre d'àtoms de cada element que són presents en una molècula d'aquest compost.	C <sub>6</sub> H <sub>6</sub>
Fórmula desenvolupada	És una representació que indica la forma d'unió dels àtoms que constitueixen el compost químic.	

La classe de fórmula escollida per representar un compost depèn de la seva complexitat.

Els **compostos inorgànics** s'identifiquen per la fórmula empírica i molecular.

Els **compostos inorgànics** són tots els compostos químics excepte els de carboni, a excepció dels següents: diòxid de carboni, monòxid de carboni, carbonats i cianurs.

# Nombre d'oxidació dels elements

El **nombre d'oxidació** d'un element en un compost és la càrrega elèctrica que tindria un àtom d'aquest element si tot el compost del qual forma part estigués constituït per ions positius i negatius.

No hem de confondre el nombre d'oxidació dels àtoms amb la càrrega dels ions

Nombre d'oxidació	Càrrega iònica
<p>Representa una capacitat de combinació.</p> <p>S'escriu damunt el símbol de l'element i s'indica amb un nombre de la forma <math>+n</math> o <math>-n</math>:</p> <p style="text-align: center;"><math>+1 \quad -1</math> NaCl                      <math>+1 \quad +6 \quad -2</math> H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></p>	<p>És la càrrega positiva o negativa, <math>n+</math> o <math>n-</math>, que adquireix un àtom o un grup d'àtoms quan perden o guanyen electrons.</p> <p>S'escriu a la dreta del símbol de l'ió, a la part superior:</p> <p style="text-align: center;">Na<sup>+</sup>   Ca<sup>2+</sup>   Al<sup>3+</sup>   NO<sub>3</sub><sup>-</sup>   CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>   PO<sub>4</sub><sup>3-</sup></p>

## Elements representatius

Grup 1 A (1)	Grup 2 A (2)	Grup 3 B (13)	Grup 4 B (14)	Grup 5 B (15)	Grup 6 B (16)	Grup 7 B (17)
H +1, -1	Be	B +3, -3	C } +4, -4	N +1, +2, +3,	O -2	F -1
Li } +1	Mg	Al } +3	Si } +4, -4	+4, +5, -2	S } +2, +4	Cl } +1, +3,
Na } +1	Ca } +2	Ga } +3	Ge } +4, +2	P +1, +3, +5, -3	Se } +2, +4	Br } +5, +7,
K } +1	Sr	In } +1, +3	Sn } +4, +2	As } +3, +5, -3	+6, -2	I } -1
Rb } +1	Ba	Tl } +1, +3	Pb	Sb } +3, +5, -3	Te } +6, -2	
Cs } +1				Bi +3, +5		

## Metalls de transició

Grup 3 A (3)	Grup 4 A (4)	Grup 5 A (5)	Grup 6 A (6)	Grup 7 A (7)
Sc } Y } +3 La }	Ti +2, +3, +4 Zr } +4 Hf }	V +2, +3, +4, +5 Nb +3, +4, +5 Ta +1, +2, +4, +5	Cr +2, +3, +6 Mo } +2, +3, +4, +5, +6 W }	Mn +2, +3, +4, +6, +7 Re +1, +2, +4, +6, +7

Grup 8 (8)	Grup 8 (9)	Grup 8 (10)	Grup 1 B (11)	Grup 2 B (12)
Fe +2, +3 Ru } +2, +3, +4, +6, +8 Os }	Co +2, +3 Rh +2, +3, +4 Ir +2, +3, +4, +6	Ni +2, +3 Pd } +2, +4 Pt }	Cu +1, +2 Ag +1 Au +1, +3	Zn } +2 Cd } Hg +1, +2

## ***Determinació del nombre d'oxidació***

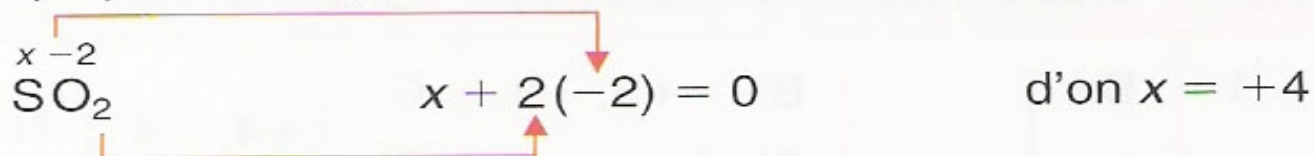
Per a determinar el nombre d'oxidació d'un element en una espècie química qualsevol, hem de tenir en compte les regles següents:

- Els àtoms dels elements que no formen part d'un compost químic tenen nombre d'oxidació zero, **0**, fins i tot quan formen molècules o estructures poliatòmiques com ara  $N_2$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ , ferro...
- El nombre d'oxidació d'un ió monoatòmic és la seva càrrega mateixa; així, doncs,  $Na^+$  té un nombre d'oxidació  $+1$ , i  $Cl^-$ ,  $-1$ .
- L'**oxigen** usa normalment el **nombre d'oxidació  $-2$** .
- L'**hidrogen** utilitza habitualment el **nombre d'oxidació  $+1$** . Només en els *hidrurs* usa el nombre d'oxidació  $-1$ .
- La **suma algebàrica** de tots els **nombres d'oxidació** dels àtoms que intervenen en la fórmula d'una substància neutra ha de ser **zero**.  
En els **ions** poliatòmics aquesta **suma** ha de ser igual a la **càrrega total**, positiva o negativa, de l'ió.

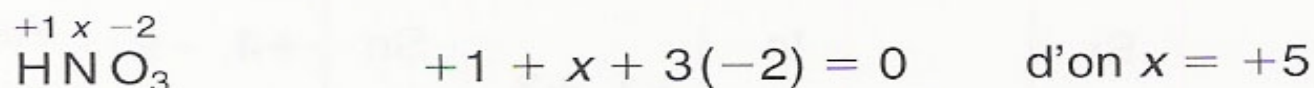
Atès que l'oxigen i l'hidrogen formen part de molts compostos, l'assignació de llurs nombres d'oxidació permet de determinar el nombre d'oxidació dels altres elements del compost.

## Exemples

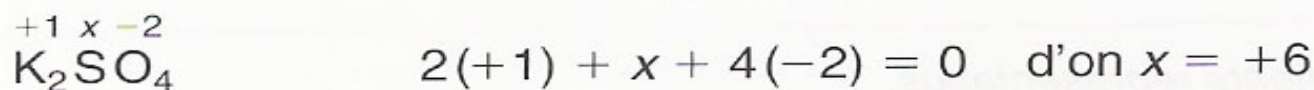
- a) L'oxigen té nombre d'oxidació  $-2$ ; anomenem  $x$  el nombre d'oxidació del sofre i apliquem la regla donada:



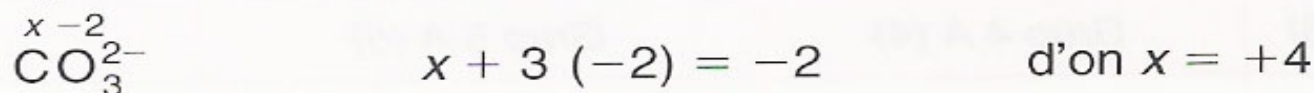
- b) L'hidrogen té nombre d'oxidació  $+1$ , i l'oxigen,  $-2$ ; anomenem  $x$  el del nitrogen i a continuació apliquem la regla:



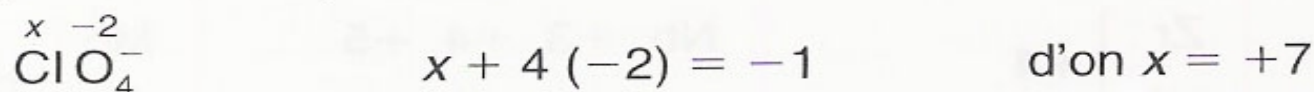
- c) El potassi té nombre d'oxidació  $+1$ , i l'oxigen  $-2$ ; anomenem  $x$  el nombre d'oxidació del sofre i procedim com abans:



- d) La càrrega total de l'ió carbonat és  $-2$ . Per tant:



- e) Càrrega total de l'ió perclorat:  $-1$



# Elements

Els elements químics tendeixen a formar compostos químics. Tanmateix, els àtoms d'un mateix element es poden unir també entre ells. En aquest cas formen tres tipus d'estructures:

- Gasos monoatòmics. Són els gasos nobles. Les seves fórmules són He (heli), Ne (neó), Ar (argó), Kr (criptó) i Xe (xenó).
- Molècules formades per un petit nombre d'àtoms. Es formulen indicant el nombre d'àtoms que les constitueixen:  $H_2$ ,  $F_2$ ,  $P_4$ , etc.

<i>Fórmula</i>	<i>Nom comú</i>	<i>Nom sistemàtic</i>
$O_2$	oxigen	dioxigen
$O_3$	ozó	trioxigen
$S_8$	sofre $\lambda$	ciclooctasofre
$S_n$	sofre $\mu$	polisofre



- Xarxes cristal·lines d'àtoms. Tenen com a fórmula el símbol de l'element. Per exemple: Au (or), Na (sodi), Ge (germani), Si (silici)

Ions monoatòmics	
<p><i>Ió positiu o catió:</i> àtom neutre que ha perdut un electró o més.</p> <p>Formen cations els <b>metalls</b> perquè tenen energia d'ionització baixa, afinitat electrònica alta i electronegativitat baixa.</p>	<p><i>Ió negatiu o anió:</i> àtom neutre que ha guanyat un electró o més.</p> <p>Formen anions els <b>no-metalls</b> perquè tenen energia d'ionització alta, afinitat electrònica baixa i electronegativitat alta.</p>
<p>Per a anomenar-lo, utilitzem la paraula <b>ió</b> i el nom de l'element.</p> <p>Na<sup>+</sup> ió sodi                      Zn<sup>2+</sup> ió zinc</p> <p>Si l'element forma més d'un ió diferent, col·loquem l'estat d'oxidació de l'ió entre parèntesis.</p> <p>Cu<sup>+</sup> ió coure(I)                      Cu<sup>2+</sup> ió coure(II)</p> <p>Fe<sup>2+</sup> ió ferro(II)                      Fe<sup>3+</sup> ió ferro(III)</p>	<p>Per a anomenar-lo, utilitzem la paraula <b>ió</b> i el nom de l'element amb la terminació <b>-ur</b>.</p> <p>El nom d'alguns elements es modifica en afegir-hi aquesta terminació, i l'oxigen s'anomena com a <b>òxid</b>.</p> <p>F<sup>-</sup> ió fluorur                      O<sup>2-</sup> ió òxid</p> <p>H<sup>-</sup> ió hidrur                      I<sup>-</sup> ió iodur</p> <p>S<sup>2-</sup> ió sulfur                      P<sup>3-</sup> ió fosfur</p>

## Formulació de compostos binaris

— Escrivim els elements en ordre d'electronegativitat creixent.



Així, per exemple, si el compost està format per un element metàl·lic i un altre de no metàl·lic, el **metall** es col·loca sempre a l'**esquerra**. I si està format per dos elements no metàl·lics, es col·loca a l'esquerra l'element que apareix abans en la llista següent:

B, Si, C, Sb, As, P, N, H, Te, Se, S, I, Br, Cl, O, F

— Escrivim els nombres d'oxidació de cada element. Per exemple:

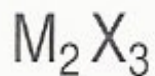


— Assignem a cada element el subíndex necessari perquè la suma total dels nombres d'oxidació sigui **zero**.

Per tal d'efectuar aquesta suma, multipliquem cada nombre d'oxidació pel nombre d'àtoms de l'element corresponent que conté la fórmula. A continuació, sumem tots els resultats obtinguts:

$$\begin{array}{c} +3 \quad -2 \\ \text{M}_2 \text{X}_3 \end{array} \rightarrow 2 \cdot (+3) + 3 \cdot (-2) = 0$$

— Escrivim la fórmula definitiva, en la qual no han d'aparèixer ni els nombres d'oxidació ni els subíndexs 1:



Nomenclatura sistemàtica	Nomenclatura de Stock	Nom clàssic
<p>Es llegeixen els subíndexs mitjançant prefixos numerals (<i>mono-, di-, tri-, tetra-, penta-...</i>) que precedeixen el nom dels elements.</p> <p>El prefix <i>mono-</i> només s'usa si la seva omisió pot provocar alguna ambigüitat.</p>	<p>S'indica el nombre d'oxidació de l'element més electropositiu amb xifres romanes entre parèntesis, al final de la fórmula.</p>	<p>Si l'element menys electronegatiu té dos nombres d'oxidació, s'anomenarà amb la terminació <b>-ós</b> quan utilitza el <b>més petit</b> i la terminació <b>-ic</b> quan utilitza el <b>més gran</b>.</p>
<p>CuF: <b>monofluorur</b> de coure</p> <p>SnBr<sub>2</sub>: <b>dibromur</b> d'estany</p> <p>FeO: <b>monòxid</b> de ferro</p> <p>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: <b>triòxid</b> de <b>diferro</b></p> <p>Ni<sub>2</sub>Se<sub>3</sub>: <b>triselenur</b> de <b>diníquel</b></p> <p>Hg<sub>3</sub>As<sub>2</sub>: <b>diarsenur</b> de <b>trimercuri</b></p>	<p>CuF: fluor<b>ur</b> de coure(I)</p> <p>SnBr<sub>2</sub>: brom<b>ur</b> d'estany(II)</p> <p>FeO: <b>òxid</b> de ferro(II)</p> <p>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: <b>òxid</b> de ferro(III)</p> <p>Ni<sub>2</sub>Se<sub>3</sub>: selen<b>ur</b> de níquel(III)</p> <p>Hg<sub>3</sub>As<sub>2</sub>: arsen<b>ur</b> de mercuri(II)</p>	<p>CuF: fluor<b>ur</b> cupr<b>ós</b></p> <p>SnBr<sub>2</sub>: brom<b>ur</b> estann<b>ós</b></p> <p>FeO: <b>òxid</b> ferr<b>ós</b></p> <p>Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>: <b>òxid</b> ferr<b>ic</b></p> <p>Ni<sub>2</sub>Se<sub>3</sub>: selen<b>ur</b> niquè<b>lic</b></p> <p>Hg<sub>3</sub>As<sub>2</sub>: arsen<b>ur</b> mercú<b>ric</b></p>

# Combinacions binàries amb hidrogen

## Hidràcids

Els halògens (F, Cl, Br i I) i els calcògens (S, Se i Te) formen un grup important de compostos amb l'hidrogen, que es caracteritzen pel fet de tenir **propietats àcides** en dissolució aquosa.

En aquests compostos, l'hidrogen és l'element menys electronegatiu i actua amb nombre d'oxidació +1. Es formulen i s'anomenen com a compostos binaris si estan en estat gas, però s'anomenen com a àcids si estan en dissolució aquosa.

<i>Fórmula</i>	<i>Nom sistemàtic</i>	<i>En dissolució aquosa</i>
HF	Fluorur d'hidrogen	<b>Àcid fluorhídric</b>
HCl	Clorur d'hidrogen	<b>Àcid clorhídric</b>
H <sub>2</sub> S	Sulfur d'hidrogen	<b>Àcid sulfhídric</b>

## Hidrogen amb altres no-metalls

Són les combinacions binàries de l'hidrogen amb els no-metalls nitrogen, fòsfor, arsènic, antimoni, carboni i silici. L'hidrogen hi actua amb nombre d'oxidació  $-1$  i els no-metalls, amb nombre d'oxidació positiu.

<i>Fórmula</i>	<i>Nom comú</i>	<i>Nom sistemàtic</i>
$\text{NH}_3$	Amoníac	<b>Trihidrur</b> de nitrogen
$\text{PH}_3$	Fosfina	<b>Trihidrur</b> de fòsfor
$\text{AsH}_3$	Arsina	<b>Trihidrur</b> d'arsènic

<i>Fórmula</i>	<i>Nom comú</i>	<i>Nom sistemàtic</i>
$\text{SbH}_3$	Estibina	<b>Trihidrur</b> d'antimoni
$\text{CH}_4$	Metà	Metà
$\text{SiH}_4$	Silà	<b>Tetrahidrur</b> de silici

## *Hidrurs metàl·lics*

Són les combinacions binàries de l'hidrogen amb metalls. L'hidrogen hi actua amb nombre d'oxidació  $-1$  i la majoria dels metalls hi actuen sempre amb un únic nombre d'oxidació.

$\text{NaH}$ : hidrur de sodi

$\text{BaH}_2$ : hidrur de bari

$\text{PbH}_4$ : hidrur de plom

$\text{CuH}$ : hidrur de coure(I)

## Hidròxids

Tenen per fórmula general  $M(OH)_x$ ,

- on M és el símbol d'un metall i x el seu nombre d'oxidació sense signe
- Per anomenar-los utilitzarem la mateixa nomenclatura que per als compostos binaris. Escriurem

hidròxid de “nom del metall”

- Si el metall té més d'un nombre d'oxidació utilitzarem qualsevol de les formes que ja coneixem.

<i>Fórmula</i>	<i>Nomenclatura sistemàtica</i>	<i>Nomenclatura de Stock</i>	<i>Nom clàssic</i>
$Fe(OH)_3$	Trihidròxid de ferro	Hidròxid de ferro(III)	Hidròxid fèrric
$Sn(OH)_2$	Dihidròxid d'estany	Hidròxid d'estany(II)	Hidròxid estannós



# Peròxids

Són compostos semblants als òxids, en els quals l'oxigen actua amb nombre d'oxidació -1.

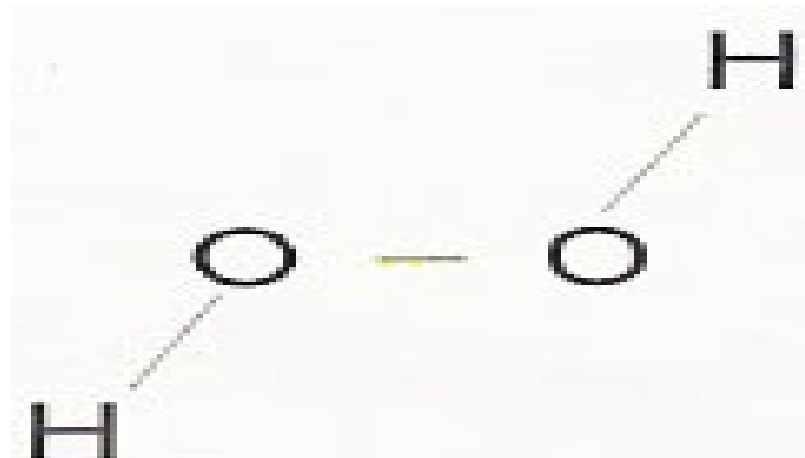
Això és degut a que existeix un enllaç O-O, de manera que és forma l'ió peròxid,  $O_2^{2-}$ .

La seva formulació és similar a la dels compostos binaris i s'anomenen, habitualment, mitjançant nomenclatura de Stock:

$H_2O_2$  Peròxid d'hidrogen

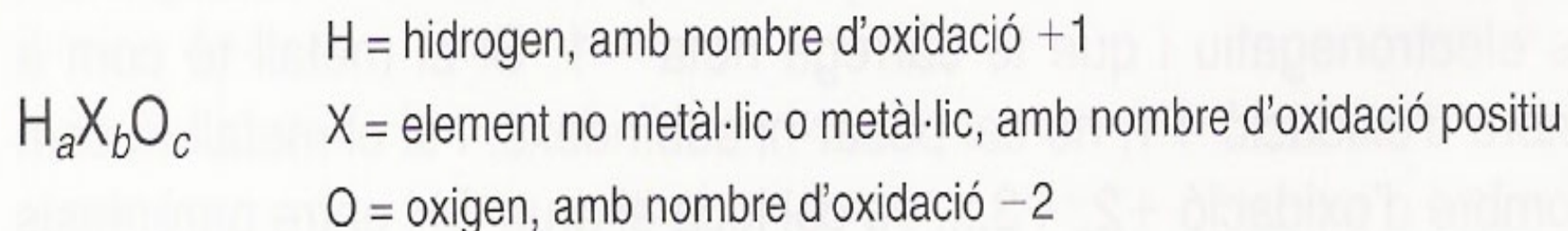
$ZnO_2$  Peròxid de zinc

$Cu_2O_2$  Peròxid de coure (I)



## Oxoàcids

Les combinacions binàries de l'hidrogen amb halògens i calcògens són àcids (excepte l'aigua,  $\text{H}_2\text{O}$ ). Uns altres compostos amb propietats àcides, caracteritzats perquè contenen oxigen en la molècula, són els *oxoàcids*, els quals responen a la fórmula general següent:



Es classifiquen i s'anomenen segons el nombre d'oxidació de l'àtom central. En els oxoàcids més comuns, l'àtom central és un **no-metall** amb **subíndex 1**.

## Suffixos (-ós, -ic) i prefixos (hipo- i per-)

En els elements que tenen més de dos nombres d'oxidació, a més dels suffixos -ós i -ic s'usen els prefixos **hipo-** i **per-**.

Prefix **hipo-** i sufix **-ós**: indica un estat d'oxidació més petit que l'assignat a la terminació **-ós**.

Prefix **per-** i sufix **-ic**: indica un estat d'oxidació més gran que l'assignat a la terminació **-ic**.

Grup	Nombre d'oxidació	Àcids		
17 o 7 B (Cl, Br, I)	+1	HClO, àcid <b>hipoclorós</b>	HBrO, àcid <b>hipobromós</b>	HIO, àcid <b>hipoiódós</b>
	+3	HClO <sub>2</sub> , àcid <b>clorós</b>	HBrO <sub>2</sub> , àcid <b>bromós</b>	HIO <sub>2</sub> , àcid <b>iodós</b>
	+5	HClO <sub>3</sub> , àcid <b>clòric</b>	HBrO <sub>3</sub> , àcid <b>bròmic</b>	HIO <sub>3</sub> , àcid <b>iòdic</b>
	+7	HClO <sub>4</sub> , àcid <b>perclòric</b>	HBrO <sub>4</sub> , àcid <b>perbròmic</b>	HIO <sub>4</sub> , àcid <b>periòdic</b> H <sub>5</sub> IO <sub>6</sub> , àcid <b>ortoperiòdic</b>
16 o 6 B (S, Se, Te)	+4	H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , àcid <b>sulfurós</b> H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>5</sub> , àcid <b>disulfurós</b>	H <sub>2</sub> SeO <sub>3</sub> , àcid <b>selenós</b>	H <sub>2</sub> TeO <sub>3</sub> , àcid <b>tel·lurós</b>
	+6	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , àcid <b>sulfúric</b> H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>7</sub> , àcid <b>disulfúric</b>	H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> , àcid <b>selènic</b>	H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub> , àcid <b>tel·lúric</b> H <sub>6</sub> TeO <sub>6</sub> , àcid <b>ortotel·lúric</b>

## Prefixos *meta-* i *orto-*

Els prefixos **meta-** i **orto-** indiquen l'existència de menys o més hidrògens i oxigens, respectivament. Una manera senzilla de trobar el compost **orto-** és sumar 1 o més molècules d'aigua al compost **meta-**

15 o 5 B (N, P, As)	+1	$\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ , àcid <b>hiponitrós</b>	$\text{HPH}_2\text{O}_2$ ( $\text{H}_3\text{PO}_2$ ), àcid hipofosforós o àcid <b>fosfínic</b>	
	+3	$\text{HNO}_2$ , àcid <b>nitrós</b>	$\text{H}_2\text{PHO}_3$ ( $\text{H}_3\text{PO}_3$ ), àcid fosforós o àcid <b>fosfònic</b>	$\text{H}_3\text{AsO}_3$ , àcid <b>arsenós</b>
	+5	$\text{HNO}_3$ , àcid <b>nítric</b>	$\text{HPO}_3$ , àcid <b>metafosfòric</b> $\text{H}_3\text{PO}_4$ , àcid <b>ortofosfòric</b>	$\text{H}_3\text{AsO}_4$ , àcid <b>arsènic</b>
14 o 4 B (C, Si)	+4	$\text{H}_2\text{CO}_3$ , àcid <b>carbònic</b>	$\text{H}_2\text{SiO}_3$ , àcid <b>metasilícic</b> $\text{H}_4\text{SiO}_4$ , àcid <b>ortosilícic</b>	
13 o 3 B (B)	+3	$\text{HBO}_2$ , àcid <b>metabòric</b> $\text{H}_3\text{BO}_3$ , àcid <b>ortobòric</b>		

## ***Poliàcids: prefixos di-, tri-***

Els prefixos **di-**, **tri-**, etc, s'utilitzen quan el nombre d'àtoms de l'element central és el doble de l'esperat.

Una manera senzilla de trobar la fórmula del diàcid, és multiplicar per dos, la de l'àcid de procedència i restar una molècula d'aigua. Si es tracta d'un triàcid, es multiplica per 3 la fórmula original i es resten 2 d'aigua, etc.

Si l'element central de l'oxoàcid és un metall, es tracta d'un metall de transició amb un nombre d'oxidació elevat. Per exemple:

$\text{H}_2\text{MnO}_4$ , àcid mangànic

$\text{HMnO}_4$ , àcid **permangànic**

$\text{H}_2\text{ReO}_4$ , àcid rènic

$\text{HReO}_4$ , àcid **perrènic**

$\text{H}_2\text{CrO}_4$ , àcid cròmic

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , àcid **dicròmic**

## Oxoanions

Per a anomenar aquests anions es procedeix de la manera següent:

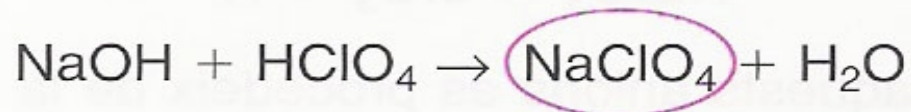
- El nom **àcid** se substitueix pel nom **ió**.
- La terminació **-ós** de l'àcid es transforma en **-it**.
- La terminació **-ic** de l'àcid es transforma en **-at**.

Els prefixos *hipo-*, *per-*, *meta-* o *orto-* de l'àcid es mantenen en l'anió.

$\text{HClO}_4$ , àcid <b>perclòric</b>	→	$\text{ClO}_4^-$ , ió <b>perclorat</b>
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ , àcid <b>disulfúric</b>	→	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ , ió <b>disulfat</b>
$\text{H}_4\text{SiO}_4$ , àcid <b>ortosilícic</b>	→	$\text{SiO}_4^{4-}$ , ió <b>ortosilicat</b>
$\text{H}_3\text{AsO}_3$ , àcid arsenós	→	$\text{AsO}_3^{3-}$ , ió arsenit
$\text{H}_3\text{BO}_3$ , àcid <b>ortobòric</b>	→	$\text{BO}_3^{3-}$ , ió <b>ortoborat</b>
$\text{H}_2\text{CrO}_4$ , àcid cròmic	→	$\text{CrO}_4^{2-}$ , ió cromat

## Sals ternàries

En fer reaccionar un hidròxid amb un oxoàcid obtenim una **sal ternària** i aigua:



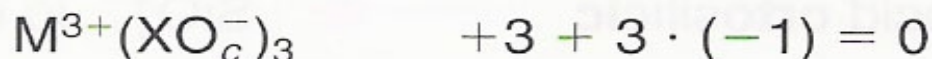
En general, una sal ternària està formada per un element metàl·lic o un ió poliatòmic positiu i un anió procedent d'un oxoàcid.

**Formulació** d'una sal ternària:

— Escrivim primerament el catió i després l'anió.

Per exemple:  $\text{M}^{3+} \text{XO}_c^-$

— Assignem a cada ió el subíndex necessari per tal que la suma total dels nombres d'oxidació o de les càrregues sigui **zero**:



— Escrivim la fórmula definitiva, en la qual no han d'aparèixer ni nombres d'oxidació, ni càrregues, ni els subíndexs 1.



## Nomenclatura d'una sal ternària:

— Escrivim primerament el nom de l'anió i, a continuació, el nom del catió precedit per **de**.

$\text{Ba}(\text{IO}_4)_2$ : **periodat** de bari

$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ : **sulfat** d'amoni

$\text{ZnCrO}_4$ : **cromat** de zinc

$\text{Na}_2\text{PHO}_3$ : **fosfonat** de sodi

Si el catió té més d'un nombre d'oxidació, de vegades s'utilitzen les mateixes terminacions que en els compostos binaris, *-ós* i *-ic*.

$\text{Fe}(\text{IO})_2$ : **hipoiodit** de ferro(II) o **hipoiodit ferrós**

$\text{Fe}(\text{IO})_3$ : **hipoiodit** de ferro(III) o **hipoiodit fèrric**

$\text{Hg}_4\text{SiO}_4$ : **ortosilicat** de mercuri(I) o **ortosilicat mercurós**

$\text{Hg}_2\text{SiO}_4$ : **ortosilicat** de mercuri(II) o **ortosilicat mercúric**

$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_2$ : **ortofosfat** d'estany(II) o **ortofosfat estannós**

$\text{Sn}_3(\text{PO}_4)_4$ : **ortofosfat** d'estany(IV) o **ortofosfat estànnic**



## Sals àcides

Anomenem **sals àcides** les que procedeixen de la substitució parcial dels àtoms d'hidrogen dels oxoàcids. En principi, poden formar sals àcides tots els àcids que tenen més d'un hidrogen.

Per a formular i anomenar les sals àcides procedirem de la mateixa manera que per a les sals neutres, però afegirem el prefix *hidrogen* o *dihidrogen* al nom de l'anió.

Àcid	Anió àcid	Sal àcida
$\text{H}_2\text{CO}_3$ , àcid carbònic	$\text{HCO}_3^-$ , ió <b>hidrogen</b> carbonat	$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , <b>hidrogen</b> carbonat de calci
$\text{H}_2\text{SO}_3$ , àcid sulfurós	$\text{HSO}_3^-$ , ió <b>hidrogen</b> sulfit	$\text{KHSO}_3$ , <b>hidrogen</b> sulfit de potassi
$\text{H}_2\text{SO}_4$ , àcid sulfúric	$\text{HSO}_4^-$ , ió <b>hidrogen</b> sulfat	$\text{Cu}(\text{HSO}_4)_2$ , <b>hidrogen</b> sulfat de coure(II)
$\text{H}_3\text{PO}_4$ , àcid ortofosfòric	$\text{HPO}_4^{2-}$ , ió <b>hidrogen</b> fosfat	$\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$ , <b>hidrogen</b> fosfat d'alumini
$\text{H}_3\text{PO}_4$ , àcid ortofosfòric	$\text{H}_2\text{PO}_4^-$ , ió <b>dihidrogen</b> fosfat	$\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ , <b>dihidrogen</b> fosfat de magnesi
$\text{H}_2\text{S}$ , àcid sulfhídric	$\text{HS}^-$ , ió <b>hidrogen</b> sulfur	$\text{NaHS}$ , <b>hidrogen</b> sulfur de sodi

## *Cianurs*

Són sals que provenen de l'àcid cianhídric, HCN. Els cianurs es consideren similars als compostos formats pels halurs i es formulen de la mateixa manera:

**AgCN** cianur de plata  
**Fe(CN)<sub>2</sub>**: dicianur de ferro, cianur de ferro (II)

## *ló amoni*

$\text{NH}_4^+$ , és un catió que prové de l'amoniac, que forma sals i hidròxids.

**NH<sub>4</sub>Cl** Clorur d'amoni  
**NH<sub>4</sub>OH** Hidròxid d'amoni