

## Nomenclatura de Compostos Inorgânicos.

A palavra alquimia foi uma prática laboratorial e doutrina filosófica que contribuiu para a estruturação da química experimental. É uma palavra de origem árabe/egípcia oriunda da palavra: el-kimyâ (o terra negra, nome dado anteriormente ao Egito devido as terras férteis). Os alquimistas tinham como objetivo compreender a natureza e reproduzir seus fenômenos para ascender, seu trabalho era interpretado como um trabalho espiritual.

Por buscarem a "purificação dos metais" (a transformação dos mesmos em ouro), elixires para o prolongamento da vida, eles eram alvo de constantes espionagens e perseguições políticas. Fato que contribui para o desenvolvimento de uma linguagem simbólica, hermética, secreta.

Uma mesma substância apresentava diferentes nomes, através dos diferentes grupos de alquimistas. O nitrato de potássio ( $\text{KNO}_3$ ), por exemplo era chamado de: sal de Petra, Salpetre, nitrato de potassa.



**Figura 1.** Vitríolo Verde. O leão verde representa o vitríolo verde, designação alquímica para o sulfato ferroso ( $\text{FeSO}_4$ ). O leão verde mordendo o sol representa o processo de calcinação, processo pelo qual - segundo os alquimistas - purificava-se um metal. Fonte: <https://mariaeunicesousa.com/wp-content/uploads/2019/08/leao-verde.jpg>

Com o Renascimento (cultural e científico) e a estruturação de ciências como a Química, houve a necessidade de uma padronização da nomenclatura das substâncias. A seguir iremos discutir a nomenclatura dos compostos inorgânicos e moleculares.

## Compostos Inorgânicos

Os compostos inorgânicos tem origem mineral, são formados por dois ou mais elementos (tipos de átomos) combinados. Eles podem ser classificados basicamente em: **ÁCIDOS, BASES, SAIS e ÓXIDOS**.

As classificações não são exclusivas e podem altera-se de acordo com o referencial no caso dos ácidos e bases. Mas para título de simplificação iremos considerar:

**ÁCIDOS** - substâncias que liberam/formam  $H^+$  em solução aquosa.

Exemplo:  $HF$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HCl$ .

Estas substâncias quando colocadas em solução aquosa sofrem **IONIZAÇÃO** (formação de íons devido a interação com as moléculas de água):

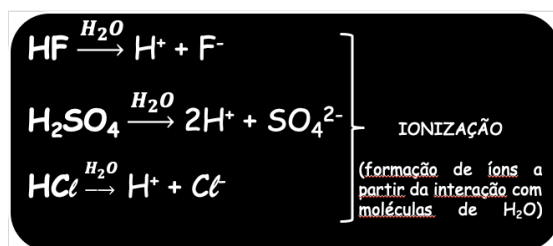


Figura 2. Processo de ionização dos ácidos.

Esses ácidos podem ser divididos ainda em **HIDRÁCIDOS** e **OXIÁCIDOS**.

**HIDRÁCIDOS** - ácidos que não apresentam **OXIGÊNIO** em sua constituição

**NOMENCLATURA** - **ÁCIDO** elemento + ídrico

$HF$  - Ácido **Fluorídrico**

$H_2S$  - Ácido **Sulfídrico**

$HBr$  - Ácido **Bromídrico**

Seus **ânions** oriundos da ionização recebem a nome - Ânion elemento + **eto**

$HF \rightarrow H^+ + F^-$  (ânion **fluoreto**)

$H_2S \rightarrow 2H^+ + S^{2-}$  (ânion **sulfeto**)

$HBr \rightarrow H^+ + Br^-$  (ânion **brometo**)

**OXIÁCIDOS** - ácidos que apresentam **OXIGÊNIO** em sua constituição

No caso dos oxiácidos, o número de oxigênios pode variar, os oxiácidos chaves (padrões -  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) serão nomeados de acordo com a regra:

### NOMENCLATURA - ÁCIDO elemento + ico

$\text{HNO}_3$  - Ácido **Nítrico**

$\text{H}_2\text{SO}_4$  - Ácido **Sulfúrico**

$\text{H}_3\text{PO}_4$  - Ácido **Fosfórico**

Seus **oxiânions** (ânions com oxigênio) oriundos da ionização recebem a nome - Ânion elemento + ato

$\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$  (ânion **nitrato**)

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$  (ânion **sulfato**)

$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow 3\text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$  (ânion **fosfato**)

Para as variações dos ácidos chaves teremos:

Quadro 1. Oxiácidos e as possíveis variações de nomenclatura

Ácido	Reação	Oxiânion
$\text{HClO}_4$ (+O) - ácido <b>perclórico</b>	$\text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	$\text{ClO}_4^-$ - perclor <b>ato</b>
$\text{HClO}_3$ (ácido chave) - ácido <b>clórico</b>	$\text{H}^+ + \text{ClO}_3^-$	$\text{ClO}_3^-$ - clor <b>ato</b>
$\text{HClO}_2$ (-O) - ácido <b>cloroso</b>	$\text{H}^+ + \text{ClO}_2^-$	$\text{ClO}_2^-$ - clor <b>ito</b>
$\text{HClO}$ (-2 O) - ácido <b>hipocloroso</b>	$\text{H}^+ + \text{ClO}^-$	$\text{ClO}^-$ - <b>hipoclorito</b>

Oxiácidos com sufixo **ICO** liberarão oxiânion (ânions com oxigênio) com sufixo **ATO**, enquanto oxiácidos com sufixo **OSO** irão liberar oxiânion com sufixo **ITO**.

Quadro 2. Exemplos de variações de nomenclatura. Fonte: <https://www.profpcc.com.br/ácido11.gif>

	Padrão		
Per ... ico	$\xleftarrow{+O}$ ... ico	$\xrightarrow{-O}$ ... oso	$\xrightarrow{-O}$ Hipo ... oso
$\text{HClO}_4$ Ác. perclórico	$\text{HClO}_3$ Ác. clórico	$\text{HClO}_2$ Ác. cloroso	$\text{HClO}$ Ác. hipocloroso
	$\text{H}_2\text{SO}_4$ Ác. sulfúrico	$\text{H}_2\text{SO}_3$ Ác. sulfuroso	
	$\text{H}_3\text{PO}_4$ Ác. fosfórico	$\text{H}_3\text{PO}_3$ Ác. fosforoso	$\text{H}_3\text{PO}_2$ Ác. hipofosforoso

**BASES** – substâncias que liberam/formam  $\text{OH}^-$  em solução aquosa.

Exemplos:  $\text{NaOH}$ ;  $\text{NH}_4\text{OH}$ ;  $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Estas substâncias quando colocadas em solução aquosa sofrem **DISSOCIAÇÃO IÔNICA** (separação de íons devido a interação com as moléculas de água):

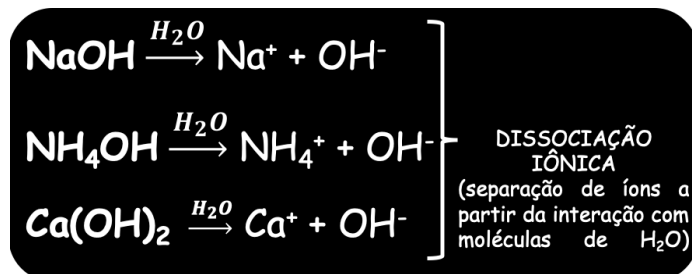


Figura 3. Processo de dissociação iônica das bases.

### **NOMENCLATURA – HIDRÓXIDO do elemento**

**NaOH** – Hidróxido de **Sódio**

**NH<sub>4</sub>OH** – Hidróxido de **Amônio** (exceção)

**Ca(OH)<sub>2</sub>** – Hidróxido de **Cálcio**

As bases são compostos iônicos, sendo o Hidróxido de Amônio um dos únicos compostos iônicos que não apresenta um METAL em sua constituição.

Alguns metais que cargas variáveis como o ferro ( $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^{3+}$ ) e o cobre ( $\text{Cu}^+/\text{Cu}^{2+}$ ), por exemplo, é necessário indicar a carga no nome:

Para metais com a carga variável:

### **NOMENCLATURA – HIDRÓXIDO do elemento carga**

**Fe(OH)<sub>2</sub>** – Hidróxido de Ferro II (Hidróxido Ferroso)

**Fe(OH)<sub>3</sub>** – Hidróxido de Ferro III (Hidróxido Férrico)

**CuOH** – Hidróxido de Cobre I (Hidróxido Cuproso)

**Cu(OH)<sub>2</sub>** – Hidróxido de Cobre II (Hidróxido Cúprico)

Em parênteses temos um outro sistema de nomenclatura, no qual se indica o metal com **MENOR** carga com o sufixo **-OSO** e o com **MAIOR** carga com o sufixo **ICO**.

**SAIS** – compostos iônicos que em solução aquosa liberam cátions diferentes de  $\text{H}^+$  e ânions de  $\text{OH}^-$

Exemplos:  $\text{KCl}$ ,  $\text{Li}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaClO}$

**NOMENCLATURA** - nome do ânion do metal.

**KCl** - **Cloreto** de potássio

**Li<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>** - **Sulfato** de lítio

**NaClO** - **Hipoclorito** de Sódio

Lembrando que a fórmula do composto iônico é estruturada a partir de suas cargas.

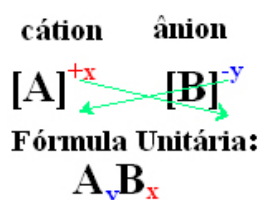


Figura 4. Estruturação da fórmula dos compostos iônicos. Fonte:  
<https://s2.static.brasile escola.uol.com.br/img/2012/08/formula-unitaria.jpg>

**ÓXIDOS** - compostos binários nos quais o oxigênio é o elemento mais eletronegativo.

Exemplos: CO, NO<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>

**NOMENCLATURA** - **Prefixo+óxido de prefixo+elemento**

Neste caso, os prefixos indicam as quantidades dos elementos:

Quadro 3. Exemplos de variações de nomenclatura.

Quantidade	Prefixo
Mono*	1
Di	2
Tri	3
Tetra	4
Penta	5
Hexa	6
Hepta	7
Octa	8
Nona	9
Deca	10

\*(utilizado apenas para o primeiro elemento da nomenclatura).

Exemplos:

CO - monóxido de carbono (\*e não ~~monocarb~~one)

NO<sub>2</sub> - dióxido de nitrogênio (\*e não ~~mononit~~rogênio)

$\text{N}_2\text{O}_4$  - **tetr**óxido de **d**initrogênio

No caso de óxido com **elementos metálicos** os prefixos com as quantidades não são necessários, contudo para metais que a carga varia é necessário indicar a carga (semelhante aos hidróxidos).

Exemplo -  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ;  $\text{Li}_2\text{O}$ ;  $\text{CaO}$ ;  $\text{FeO}$

$\text{Al}_2\text{O}_3$  - óxido de **alumínio**

$\text{Li}_2\text{O}$  - óxido de **lítio**

$\text{CaO}$  - óxido de **cálcio**

$\text{FeO}$  - óxido de **ferro II** (óxido ferroso)