

# *Classificação e nomenclatura de ácidos, bases e sais*

*Letícia R. Teixeira*

Este documento tem nível de compartilhamento de acordo com a licença 3.0 do [Creative Commons](http://creativecommons.org/).



<http://creativecommons.org.br>  
<http://creativecommons.org/licenses/by-nc-sa/3.0/br/legalcode>

### Classificação e nomenclatura de ácidos, bases e sais

#### 1. Nomenclatura: o início

"Água fagedênica", "pó de Algarotti", "sal de Alembroth", "vitriolo azul", "colcotar", "litargírio", "galena", "óleo de tártaro por desfalecimento", "óleo de tártaro pelo sino", "óleo de vitriolo", "manteiga de antimônio", "manteiga de arsênico" "branco de Troyes" e "flôres de zinco". Esse era o modo como os alquimistas da Idade Média, considerados por muitos os precursores dos químicos, denominavam as substâncias. No entanto, esses nomes estranhos e complicados não nos dizem nada, não é mesmo? Eles nada revelam sobre a classe e os componentes de cada substância.

**Antoine Laurent Lavoisier**, um químico francês do século XVIII, considerado o maior cientista da história da Química, foi um dos primeiros a chamar a atenção para o problema da nomenclatura. Em 1789, Lavoisier, em colaboração com Louis B. Guyton de Morveau e Antoine F. Fourcroy, publicou o livro que é considerado o marco da Química moderna, *Traité Élémentaire de Chémie* ("Tratado Elementar de Química"), no qual propôs uma nomenclatura química sistemática e racional. Sobre a nomenclatura usada pelos alquimistas, Lavoisier afirmou:

*"É necessário grande hábito e muita memória para nos lembrarmos das substâncias que os nomes exprimem e, sobretudo para reconhecer a que gênero de combinações pertencem".*  
(A.L. Lavoisier, *Traité Élémentaire de Chémie*).

A nova nomenclatura estabeleceu nomes que expressavam a natureza química ou a composição da substância. "Litargírio", "branco de Troyes" e "vitriolo azul", por exemplo, passaram a se chamar, respectivamente, "óxido de chumbo", "carbonato de cálcio" e "sulfato de cobre". Observe que os novos nomes trazem informações valiosas sobre a composição desses compostos:

1. O primeiro possui chumbo em sua estrutura, o segundo cálcio e o terceiro cobre;
2. O óxido de chumbo contém, além do chumbo, oxigênio;
3. O carbonato de cálcio contém, além do cálcio, carbono e oxigênio;
4. O sulfato de cobre contém, além do cobre, enxofre.

E não é só isso! A nova nomenclatura nos ajuda ainda a classificar os compostos, ou seja, a partir dos novos nomes podemos identificar diferenças e semelhanças entre eles. Vamos explicar melhor: acima temos um exemplo de óxido, um de carbonato e um de sulfato. "Flores de zinco", que passou a chamar






“óxido de zinco”, é um outro exemplo de óxido. Muito fácil concluir isso pelo seu novo nome, mas não é possível dizer o mesmo sobre o nome antigo!

Perceberam a importância da nova nomenclatura? Com certeza, a elaboração de uma nomenclatura sistemática foi uma das maiores contribuições de Lavoisier à Química. Mas as mudanças não podiam parar por aí. Mesmo com a nova nomenclatura, os cientistas continuavam usando os símbolos da alquimia para identificar os elementos, que, assim como os nomes, só confundiam a todos. E é claro que isso também precisava ser mudado.

Essa mudança veio no início do século XIX, com o trabalho do cientista sueco **Jöns Jacob Berzelius**. Berzelius completou a reforma na nomenclatura química iniciada por Lavoisier, substituindo os símbolos químicos usados pelos alquimistas (que além de confusos, variavam muito de país para país) por letras (Tabela 1). Cada elemento químico passou então a ter como símbolo a primeira letra de seu nome em *latim*. Quando dois elementos começavam pela mesma letra, usava-se a primeira e a segunda letra do nome para identificá-los, ou a primeira e alguma outra letra do nome. Disse Berzelius:

*“Os sinais químicos devem ser letras, para maior facilidade de anotação. Portanto, tomou-se como símbolo químico a letra inicial do nome latino (ou comum) de cada elemento químico”*  
(J. Berzelius, 1814).

Tabela 1: Símbolos químicos usados pelos alquimistas e pela Química moderna.

Elemento	Alquimia	Química Moderna
Ouro		Au (do latim Aurum)
Ferro		Fe (do latim Ferrum)
Cobre		Cu (do latim Cuprum)
Mercúrio		Hg (do latim hydrargyrum)
Enxofre		S (do latim sulphur)

É importante salientar que a simbologia proposta por Berzelius, em 1918, é usada nos dias de hoje praticamente sem alterações. Já a nomenclatura química, utilizada atualmente, é regulamentada pela **IUPAC** (sigla para o nome em inglês da União Internacional de Química Pura e Aplicada), que estabelece regras que são seguidas por toda a comunidade química.

## 2. Por que classificar?

Bem, com tudo isso, fica clara a importância da nomenclatura e da simbologia, não é mesmo? Então, vamos falar agora da importância de classificar as substâncias. Isso vai ser fácil, basta pensar no que seria dos estudantes, dos professores e dos cientistas sem a Tabela Periódica, que classifica mais de 100 elementos, levando em consideração suas propriedades químicas e físicas. Seria como chegar a uma biblioteca e não encontrar os livros organizados por assunto, autor e título. Nessas condições, achar um livro seria uma tarefa quase impossível!

Na verdade, nós não nos damos conta do quanto classificamos em nosso dia-a-dia. Classificar significa ordenar e dispor em classes e está relacionado com as necessidades da utilização da informação. O homem, em todas as suas atividades diárias, naturalmente classifica e, desse modo, tenta organizar o conhecimento. Quanto maior o número de informações, maior é a necessidade de organizá-las.

As substâncias químicas são classificadas como inorgânicas e orgânicas. As inorgânicas são aquelas que não possuem **cadeias carbônicas**, e as orgânicas são as que possuem. As substâncias inorgânicas são divididas em quatro grupos, chamados de "*funções inorgânicas*". São eles: **ácidos, bases, sais e óxidos**. As substâncias orgânicas são divididas em hidrocarbonetos, funções halogenadas, funções oxigenadas e funções nitrogenadas e, do mesmo modo, os grupos são denominados "***funções orgânicas***" (Figura 1).

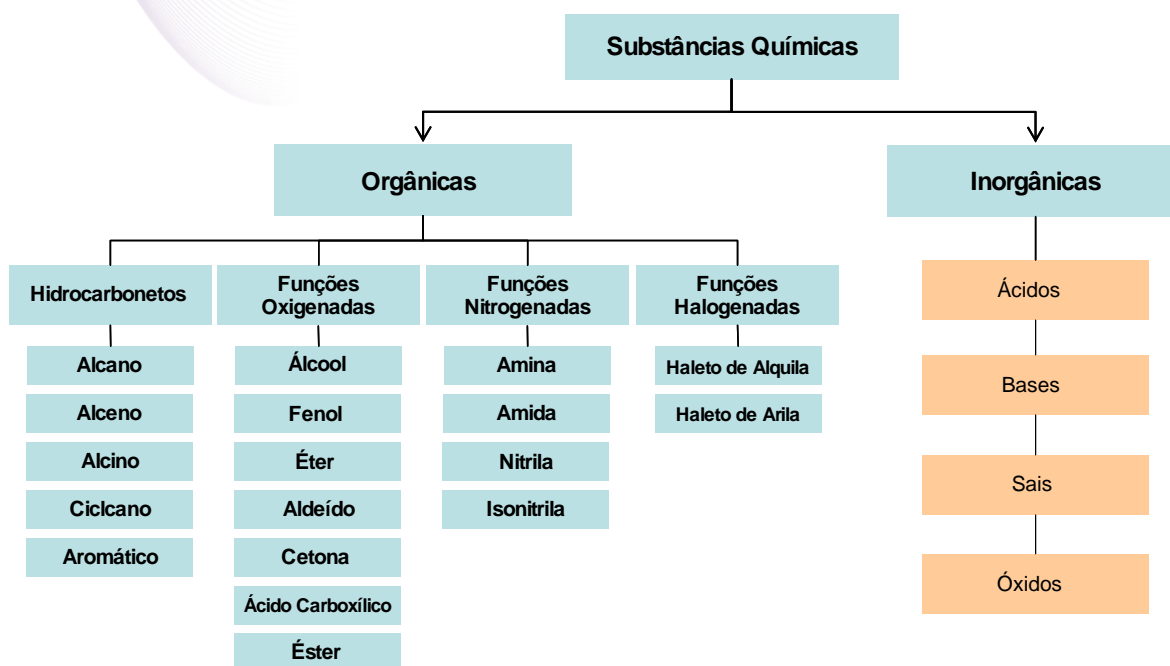


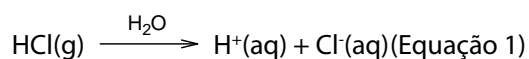
Figura 1: Classificação das substâncias químicas

As substâncias pertencentes a cada um dos grupos mostrados na Figura 1, possuem propriedades químicas em comum. O que confere às propriedades as substâncias participantes de uma mesma função é sua capacidade de reagir. Substâncias que reagem da mesma forma, quando colocadas em uma mesma situação, geralmente pertencem à mesma função.

No momento, vamos nos concentrar em três das funções inorgânicas: ácidos, bases e sais. Vejamos cada uma delas separadamente.

### 3. Os ácidos

Segundo o conceito de **Arrhenius**, ácidos são substâncias que, em solução aquosa, aumentam a concentração de íons hidrogênio,  $H^+(aq)$ , na água. O ácido clorídrico,  $HCl$ , por exemplo, à temperatura ambiente, é um gás. Quando dissolvido em água, o  $HCl$  forma íons  $H^+(aq)$  e  $Cl^-(aq)$  (Equação 1). Mas, como será que isso ocorre?



Na molécula de HCl, os átomos de hidrogênio e de cloro estão unidos por uma ligação **covalente** (H-Cl). Em solução aquosa, a ligação covalente é rompida, com a consequente formação de íons  $\text{H}^+(\text{aq})$  e  $\text{Cl}^-(\text{aq})$ . Esse processo é chamado de **ionização**. Como a ionização do HCl leva à formação de íons  $\text{H}^+(\text{aq})$ , ele é um ácido, segundo o conceito de Arrhenius.

A fórmula HCl nos diz que esse ácido é formado por um átomo de hidrogênio e um de cloro. Logo, não há oxigênios em sua estrutura. Por isso, o HCl é classificado como **hidrácido**. Portanto, **hidrácido** é qualquer ácido que não possui átomos de oxigênio em sua estrutura.

O nome ácido clorídrico é a combinação da palavra ácido, seguida do nome do elemento (nesse caso, o cloro), mais o sufixo *ídrico*. Os nomes de todos os hidrácidos são obtidos desta mesma forma:

ácido + [nome do elemento] + *ídrico*

A Tabela 2 apresenta outros exemplos de hidrácidos e sua respectiva nomenclatura.

Tabela 2: Estrutura e nomenclatura de alguns hidrácidos.

Estrutura	Nome
HF	ácido fluorídrico
HBr	ácido bromídrico
HI	ácido iodídrico
HCN	ácido cianídrico
H <sub>2</sub> S	ácido sulfídrico

Agora você já sabe que toda vez que encontrar um ácido cujo nome termine com o sufixo *ídrico*, tratar-se-á de um ácido que não possui átomos de oxigênio em sua estrutura e que, portanto, é classificado como hidrácido.

E o ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? Como ele é classificado? Como seu nome pode ser obtido?

Olhando apenas para o nome 'ácido sulfúrico' já sabemos que não se trata de um hidrácido, pois, nesse caso, o sufixo é *ico* e não *ídrico*. Olhando agora apenas a fórmula,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , vemos que há quatro átomos de oxigênio na estrutura, e chegamos à mesma conclusão anterior, ou seja, que não se trata de um hidrácido.

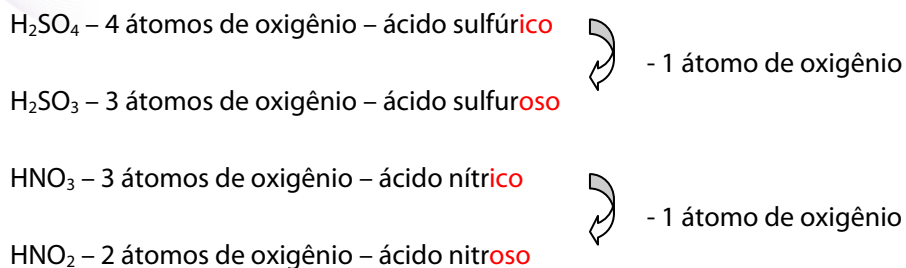
O ácido sulfúrico, assim como todos os outros ácidos que possuem átomos de oxigênio em sua estrutura, são classificados como **oxiácidos**. A Tabela 3 traz outros exemplos de oxiácidos e seus respectivos nomes:

Tabela 3: Estrutura e nomenclatura de alguns oxiácidos.

Fórmula	Nomenclatura
$\text{H}_2\text{SO}_4$	ácido sulfúrico
$\text{H}_2\text{SO}_3$	ácido sulfuroso
$\text{HNO}_3$	ácido nítrico
$\text{HNO}_2$	ácido nitroso

Olhando atentamente a Tabela 3, percebemos que nem todos os oxiácidos têm o nome terminado em *ico*, como é o caso do ácido sulfúrico. Alguns nomes terminam com o sufixo *oso*. O que será que isso quer dizer? À primeira vista, parece que tem a ver com o número de átomos de oxigênios na estrutura.

Vejamos:



E como ficaria, então, a nomenclatura dos seguintes ácidos:  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{HClO}_2$  e  $\text{HClO}$ ? Apenas os sufixos *ico* e *oso* não são suficientes para diferenciar esses quatro ácidos, não é mesmo? O que fazer?

Uma forma comum de nomear os compostos químicos é por meio da atribuição de diferentes sufixos e prefixos. Veja, então, na Tabela 4, como ficam os nomes desses quatro oxiácidos.

Tabela 4: Estrutura e nomenclatura de oxiácidos contendo átomos de cloro

Fórmula	Nomenclatura
$\text{HClO}_4$	ácido perclórico
$\text{HClO}_3$	ácido clórico
$\text{HClO}_2$	ácido cloroso
$\text{HClO}$	ácido hipocloroso

Observa-se novamente que a diferença entre os quatro ácidos listados na Tabela 4 é o número de átomos de oxigênio. Mas não é só isso. Os diferentes sufixos e prefixos indicam o **estado de oxidação** (também chamado de **número de oxidação**) do átomo central do ácido. Vamos rever todos os exemplos anteriores na Tabela 5, voltando nossa atenção para os estados de oxidação dos elementos centrais de cada ácido.



Tabela 5: Estrutura, nomenclatura, átomo central e número de oxidação do átomo central de alguns oxiácidos.

Fórmula	Nomenclatura	Átomo central	Numero de oxidação
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	ácido sulfúrico	S	+6
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	ácido sulfuroso	S	+4
HNO <sub>3</sub>	ácido nítrico	N	+5
HNO <sub>2</sub>	ácido nitroso	N	+3
HClO <sub>4</sub>	ácido perclórico	Cl	+7
HClO <sub>3</sub>	ácido clórico	Cl	+5
HClO <sub>2</sub>	ácido cloroso	Cl	+3
HClO	ácido hipocloroso	Cl	+1

Por que a Tabela 5 lista quatro exemplos de ácidos quando o átomo central é o cloro, e apenas dois exemplos quando o átomo central é o nitrogênio ou o enxofre? Isso deve ter alguma explicação, não é mesmo? O que ocorre é que nem todos os elementos possuem tantos estados de oxidação possíveis quanto o cloro. O nitrogênio e o enxofre, por exemplo, formam apenas dois oxiácidos.

Observando esses exemplos, fica fácil perceber que o sufixo *ico* é usado para os estados de oxidação mais elevados, enquanto que o sufixo *oso* é usado para os mais baixos. No caso de um número maior de estados de oxidação possível, usa-se o prefixo *per* para o maior deles e o prefixo *hipo* para o menor, como foi o caso do cloro.

A Tabela 5 nos dá uma outra informação importante. Vocês devem ter percebido que em todos os exemplos de oxiácidos listados, o número de oxidação do átomo central é positivo. Isso ocorre para todos os oxiácidos. Nos hidrácidos, ao contrário, o número de oxidação do átomo central é negativo. No HCl, por exemplo, o número de oxidação do cloro é -1.

A nomenclatura dos oxiácidos pode, então, ser resumida do seguinte modo:

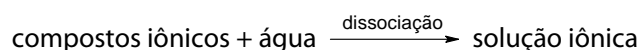
ácido <i>per</i> + [nome do elemento] + <i>ico</i>
ácido + [nome do elemento] + <i>ico</i>
ácido + [nome do elemento] + <i>oso</i>
ácido <i>hipo</i> + [nome do elemento] + <i>oso</i>

Vimos que os ácidos são classificados como hidrácidos ou oxiácidos. Eles podem também ser classificados como fortes e fracos. Quanto maior for a capacidade de um ácido de ionizar-se em solução aquosa, maior será a quantidade de íons  $H^+$  produzidos e mais forte será o ácido. Portanto, a quantidade de moléculas que ionizam, produzindo íons  $H^+$  determina a força dos ácidos.

Vamos, então, falar um pouquinho sobre as bases.

#### 4. As bases

Segundo o conceito de **Arrhenius**, bases são substâncias que, em solução aquosa, aumentam a concentração de íons hidróxidos,  $OH^-(aq)$ , na água. O hidróxido de sódio,  $NaOH$ , é um **sólido iônico**. Nele, a ligação não é entre átomos, mas entre os íons  $Na^+$  e  $OH^-$ . Ao contrário das moléculas de  $HCl$ , que sofrem ionização em solução aquosa, os íons do  $NaOH$  se **dissociam**. Observe o esquema abaixo:



A Figura 2 ilustra a dissociação dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$  em solução aquosa.

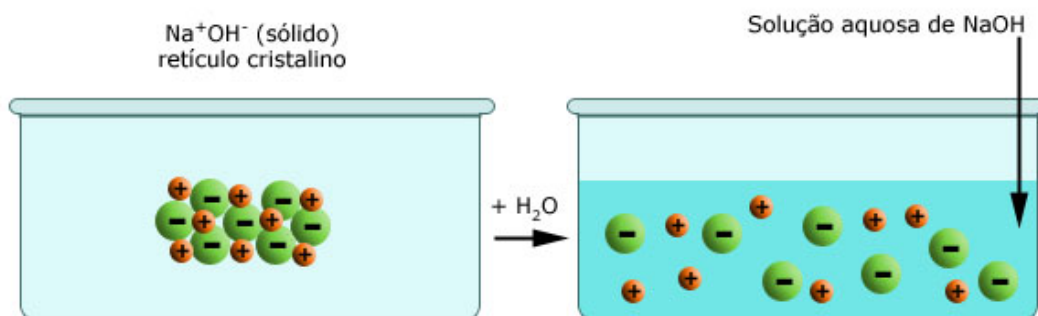


Figura 2: Desenho esquemático dos íons  $\text{Na}^+$  e  $\text{OH}^-$  no estado sólido e em solução aquosa.

Como o  $\text{OH}^-$  é um dos íons liberados na dissociação do  $\text{NaOH}$ , esse composto é uma base segundo o conceito de Arrhenius.

O nome hidróxido de sódio é a combinação das palavras 'hidróxido de', seguidas pelo nome do cátion, nesse caso, o sódio. Veja outros exemplos na Tabela 6.

Tabela 6: Estrutura e nomenclatura de algumas bases

Fórmula	Nomenclatura
$\text{KOH}$	hidróxido de potássio
$\text{LiOH}$	hidróxido de lítio
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	hidróxido de magnésio
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	hidróxido de cálcio

Mas será que todas as bases podem ser nomeadas dessa mesma maneira? Que nome você daria para o  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ? Hidróxido de ferro? Poderia ser, mas o ferro também pode formar o  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ . Dois compostos

químicos diferentes não podem ter o mesmo nome, portanto é preciso diferenciar o  $\text{Fe(OH)}_2$  do  $\text{Fe(OH)}_3$ . Nos exemplos listados na Tabela 6 não há esse problema, pois o potássio e o lítio são metais alcalinos e, nesse caso, o único número de oxidação possível é +1. O magnésio e o cálcio são metais alcalinos terrosos e sempre vão apresentar número de oxidação +2. O ferro, por outro lado, pode apresentar número de oxidação +2 ou +3.

Há duas maneiras de nomear o  $\text{Fe(OH)}_2$  e o  $\text{Fe(OH)}_3$ . A primeira delas consiste em colocar o número de oxidação do metal em algarismo romano. Desse modo, esses compostos seriam chamados de hidróxido de ferro(II) e hidróxido de ferro(III). Outra possibilidade é usar os sufixos *oso* e *ico*. Assim, teríamos, hidróxido ferroso e hidróxido férrico.

Portanto, podemos resumir a nomenclatura das bases do seguinte modo:

1. Se o cátion apresentar apenas um número de oxidação:

hidróxido de + [nome do cátion]

2. Se o cátion apresentar mais de um número de oxidação:

hidróxido de + [nome do cátion] + número de oxidação do metal em algarismos  
romanos

ou

hidróxido de + [nome do cátion] + *oso*

hidróxido de + [nome do cátion] + *ico*

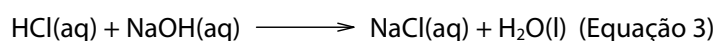
As bases, assim como os ácidos, podem ainda ser classificadas como fortes e fracas. Bases fortes são aquelas que se dissolvem mais facilmente em água, gerando uma maior quantidade de íons  $\text{OH}^-$  dissociados. Há, no entanto, uma exceção. O hidróxido de amônio,  $\text{NH}_4\text{OH}$ , embora seja muito solúvel em água, é uma base fraca.

Vamos, então, passar para os sais.

### 5. Os sais

A maioria das pessoas quando ouve a palavra sal pensa no sal de cozinha. Mas, se você disser a palavra sal para um químico, ele provavelmente irá lhe perguntar de que sal você está falando. Pois o sal de cozinha (cloreto de sódio, NaCl) é apenas um exemplo dessa enorme classe de substâncias.

Sais são compostos iônicos que, em solução aquosa, se dissociam, formando pelo menos um cátion diferente do hidrogênio,  $H^+(aq)$ , e um ânion diferente da hidroxila,  $OH^-(aq)$ , e do oxigênio,  $O^{2-}(aq)$ . Os sais podem ser obtidos através de **reações de neutralização** entre um ácido e uma base. A reação entre o ácido clorídrico, HCl, e o hidróxido de sódio, NaOH, por exemplo, forma o sal cloreto de sódio, NaCl, e a água (Equação 3).



O NaCl é formado pelo cátion  $Na^+$ , vindo da base NaOH, e pelo ânion  $Cl^-$ , vindo do ácido HCl. Isso irá acontecer em todos os casos, ou seja, o ácido sempre irá formar o ânion do sal e a base, o cátion.

E quanto ao nome cloreto de sódio? Como ele é formado?

Como dito anteriormente, o ânion cloreto,  $Cl^-$ , é derivado do ácido clorídrico, que é um hidrácido. Toda vez que o ânion for formado a partir de um hidrácido terá o sufixo *eto*. A Tabela 7 mostra alguns exemplos.

Tabela 7: Estrutura e nomenclatura de alguns hidrácidos e seus ânions correspondentes.

Ácido de Origem	Ânion
HF (ácido fluorídrico)	$F^-$ (fluoreto)
HBr (ácido bromídrico)	$Br^-$ (brometo)
HI (ácido iodídrico)	$I^-$ (iodeto)
HCN (ácido cianídrico)	$CN^-$ (cianeto)
$H_2S$ (ácido sulfídrico)	$S_2^{2-}$ (sulfeto)

Vamos agora examinar um outro exemplo de sal, o sulfato de sódio,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Esse sal pode ser obtido através da reação entre o hidróxido de sódio,  $\text{NaOH}$ , e o ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (Equação 4).



O  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  é formado pelo cátion  $\text{Na}^+$ , vindo da base  $\text{NaOH}$ , e pelo ânion  $\text{SO}_4^{2-}$ , vindo do ácido  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . O  $\text{H}_2\text{SO}_4$  é um oxiácido cujo nome termina com o sufixo *ico*. Por isso, o nome do ânion  $\text{SO}_4^{2-}$  é formado pelo sufixo *ato* (sulfato). Generalizando, quando o nome do oxiácido terminar com o sufixo *ico*, o nome de seu ânion correspondente será formado pelo sufixo *ato*.

Mas, nós sabemos que nem todos os oxiácidos têm o nome terminado com o sufixo *ico*. Alguns terminam pelo sufixo *oso*. Nesse caso, o nome do ânion correspondente terá o sufixo *ito*.

Para que tudo isso fique mais claro, vamos examinar os exemplos da Tabela 8.

Tabela 8: Estrutura e nomenclatura de alguns oxiácidos e de seus ânions correspondentes e alguns exemplos de sais.

Ácido de Origem	Ânion	Sal (exemplo)
$\text{H}_2\text{SO}_4$ (ácido sulfúrico)	$\text{SO}_4^{2-}$ (sulfato)	$\text{Na}_2\text{SO}_4$ (sulfato de sódio)
$\text{H}_2\text{SO}_3$ (ácido sulfuroso)	$\text{SO}_3^{2-}$ (sulfito)	$\text{K}_2\text{SO}_3$ (sulfito de potássio)
$\text{HNO}_3$ (ácido nítrico)	$\text{NO}_3^-$ (nitrato)	$\text{CaNO}_3$ (nitrato de cálcio)
$\text{HNO}_2$ (ácido nitroso)	$\text{NO}_2^-$ (nitrito)	$\text{Al}(\text{NO}_2)_3$ (nitrito de alumínio)
$\text{HClO}_4$ (ácido perclórico)	$\text{ClO}_4^-$ (perclorato)	$\text{NaClO}_4$ (perclorato de sódio)
$\text{HClO}_3$ (ácido clórico)	$\text{ClO}_3^-$ (clorato)	$\text{LiClO}_3$ (clorato de lítio)
$\text{HClO}$ (ácido hipocloroso)	$\text{ClO}^-$ (hipoclorito)	$\text{NaClO}$ (hipoclorito de sódio)

O nome dos sais é, portanto formado pelo nome do ânion seguido do nome do cátion:

[nome do ânion] + *de* + [nome do cátion]

O nome do ânion pode ser obtido segundo as regras que estão resumidas na Tabela 9.

Tabela 9: Regra geral para obtenção dos nomes dos ânions.

Sufixo no ácido	Sufixo no ânion
<i>ídrico</i>	<i>eto</i>
<i>oso</i>	<i>ito</i>
<i>ico</i>	<i>ato</i>

## 6. Considerações finais

Esperamos que esse texto tenha deixado clara a importância da nomenclatura e da classificação para a Química e para a ciência. As regras apresentadas visam facilitar o reconhecimento das funções inorgânicas ácido, base e sais.