

# FUNÇÕES INORGÂNICAS

# QUI B

Na Química, “funções” são grupos de substâncias com propriedades químicas semelhantes. Os compostos inorgânicos se dividem em quatro grandes grupos: ácidos, bases, sais e óxidos. Existem outras funções inorgânicas menores, como os peróxidos, carbeto e hidretos.

## FUNÇÕES INORGÂNICAS

### ÁCIDOS

Ácidos são compostos moleculares, ou seja, formados apenas por ligações covalentes entre seus átomos. Quando colocados em água, eles sofrem ionização, uma reação que produz íons, sendo o cátion sempre o H<sup>+</sup>.

### CLASSIFICAÇÃO

Pode-se separar os ácidos em grupos menores, de acordo com características específicas em comum.

#### Quanto ao número de elementos na molécula

**Binários** – Ácidos que possuem dois elementos distintos na molécula. Ex.: HBr, H<sub>2</sub>S, HF.

**Ternários** – Ácidos que possuem três elementos distintos na molécula. Ex.: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>4</sub>P<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, HBrO.

**Quaternários** – Ácidos que possuem quatro elementos distintos na molécula. Ex.: HSCN.

#### Quanto à presença de oxigênio

#### Hidrácidos

Não apresentam átomos de oxigênio em suas moléculas. Os hidrácidos têm fórmula geral **H<sub>x</sub>E** e são caracterizados pela terminação **ÍDRICO** em sua nomenclatura.

Veja a relação dos principais hidrácidos:

HIDRÁCIDOS	
HF	ácido fluorídrico
HCl	ácido clorídrico
HBr	ácido bromídrico
HI	ácido iodídrico
H <sub>2</sub> S	ácido sulfídrico
HCN	ácido cianídrico
HNC	ácido isocianídrico
H <sub>3</sub> [Fe (CN) <sub>6</sub> ]	ácido ferricianídrico
H <sub>4</sub> [Fe (CN) <sub>6</sub> ]	ácido ferrocianídrico

#### Oxiácidos

Ácidos que apresentam átomos de oxigênio em suas moléculas.

Para os oxiácidos, obedecemos à fórmula geral **H<sub>x</sub>EO<sub>y</sub>**.

Para apresentar a nomenclatura dos oxiácidos, precisamos utilizar os conceitos básicos de número de oxidação (N<sub>ox</sub>), uma vez que a variação no NOX do elemento central (“E”, na fórmula geral) influencia na formulação e, conseqüentemente, na nomenclatura do oxiácido.

### NÚMERO DE OXIDAÇÃO (N<sub>ox</sub>)

Substância	N <sub>ox</sub>
Simplex	Igual a zero Ex.: H <sup>0</sup> , Ca <sup>0</sup> , Fe <sup>0</sup> , Ni <sup>0</sup> .
Íons	É a própria carga do íon Ex.: Ca <sup>+2</sup> , S <sup>-2</sup> , Br <sup>-</sup> , Al <sup>+3</sup>
Substância Composta	A soma das cargas deve ser sempre igual a zero Ex.: H <sub>2</sub> S O <sub>4</sub> $\begin{matrix} +1 & +6 & -2 \\ +2 & +6 & -8 \end{matrix} = 0$
Íons compostos	A soma das cargas deve ser sempre igual à carga do íon composto. Ex.: (P O <sub>4</sub> ) <sup>-3</sup> $\begin{matrix} +5 & -2 \\ +5 & -8 \end{matrix} = -3$

Para melhor compreender devemos ainda conhecer os N<sub>ox</sub> de alguns elementos que apresentam carga fixa quando combinados com algum outro átomo.

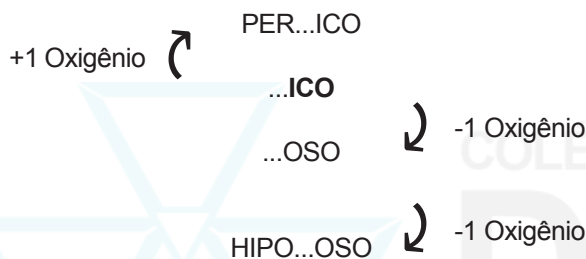
FAMÍLIA	NOX
1A, Ag	1+
2A, Zn	2+
Al, Bi	3+
6A (direita)	2-
7A (direita)	1-

**Nomenclatura – oxiácidos**

A nomenclatura dos oxiácidos seguirá o quadro abaixo, que relaciona o valor do  $N_{ox}$  do elemento central ao prefixo (quando houver) e à terminação do nome do oxiácido:

$N_{ox}$ do elemento central	PREFIXO	TERMINAÇÃO
+1 ou +2	HIPO	... OSO
+3 ou +4		... OSO
+5 ou +6		... ICO
+7	PER	... ICO

Ainda, é possível determinar as fórmulas moleculares das variações de oxiácidos de um mesmo elemento, tendo como base o principal oxiácido para aquele elemento (em que o elemento apresenta  $N_{ox} +5$  ou  $+6$ ):



Os elementos mais importantes apresentam números de hidrogênios nas fórmulas de seus principais oxiácidos segundo o quadro abaixo:

Elementos	N Cl Br I	P As Sb	S Cr* Mn*
Nº de H no ácido	H	H <sub>2</sub>	H <sub>3</sub>
Nox no principal oxiácido	+5		+6

Os seguintes oxiácidos desobedecem às regras acima e, portanto, devem ser memorizados:

- H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> → ácido carbônico
- H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub> → ácido bórico
- H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> → ácido dicrômico
- HMnO<sub>4</sub> → ácido permangânico
- H<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> → ácido tiosulfúrico

**Exemplos:**

**Determinando a fórmula do oxiácido a partir do nome**

Sabendo o número de hidrogênios e o NOX do elemento central (de acordo com as tabelas anteriores), basta descobrir o número de oxigênios da molécula para determinar a fórmula do oxiácido.

**Exemplo 1:**

**Ácido clórico**

De acordo com a tabela, os oxiácidos de cloro terão apenas um hidrogênio, sendo a fórmula inicial:



Ainda de acordo com a tabela, o  $N_{ox}$  do cloro em seu principal oxiácido (terminação ICO) é +5. Como o hidrogênio em ácidos apresenta  $N_{ox} +1$  e o oxigênio apresenta  $N_{ox} -2$ , temos:

+1 +5 -2



Seguindo a regra dos NOX para substâncias compostas, temos:

+1 + 5 -2X = 0 ∴ X = 3 (nº de oxigênios)

Assim, a fórmula molecular do principal oxiácido de cloro fica:



**Exemplo 2:**

**Ácido sulfúrico**

+1 +6 -2



+2 +6 -2X = 0 ∴ X = 4

Assim:



**Exemplo 3:**

**Ácido fosfórico**

+1 +5 -2



+3 +5 -2X = 0 ∴ X = 4

Assim:



## Exemplo 4:

### Ácido perclórico

Conhecendo a fórmula molecular do ácido clórico ( $\text{HClO}_3$ ), pode-se determinar a fórmula do ácido perclórico acrescentando um oxigênio:



## Exemplo 5:

### Ácido cloroso

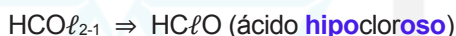
Da mesma forma, basta subtrair um oxigênio da fórmula do ácido clórico:



## Exemplo 6:

### Ácido hipocloroso

Se retirarmos um oxigênio da fórmula do ácido cloroso ( $\text{HClO}_2$ ) ou mesmo dois oxigênios da fórmula do ácido clórico ( $\text{HClO}_3$ ), teremos:



### Determinando o nome de um oxiácido a partir da fórmula molecular

Utilizando a mesma regra de  $N_{ox}$  para substâncias compostas, é possível determinar a carga do elemento central e o nome do oxiácido.

## Exemplo 1:

### $\text{H}_2\text{SO}_3$

+1 X -2 ( $N_{ox}$  individual)



+2 +X -6 ( $N_{ox}$  total)

Para que a soma total dos NOX seja igual a zero, é preciso que o NOX do enxofre seja igual a +4. Logo, com o auxílio da tabela, o nome deste oxiácido não apresenta prefixo e tem terminação OSO – Ácido sulfuroso.

## Exemplo 2:

### $\text{HNO}_2$

+1 X -2



+1 +X -4  $\Rightarrow X = +3 \Rightarrow$  Ácido Nitroso

## Exemplo 3:

### $\text{HBrO}_4$

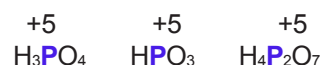
+1 X -2



+1 +X -8  $\Rightarrow X = +7 \Rightarrow$  Ácido perbrômico

### Quanto ao grau de hidratação

Oxiácidos de As, Sb, Si e P podem apresentar fórmulas moleculares diferentes, mesmo com o elemento central apresentando o mesmo valor de NOX. Nesses casos, a diferença está em seus graus de hidratação e é refletida em suas nomenclaturas:



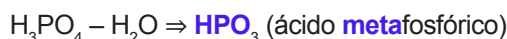
Para identificar cada um, utilizamos o prefixo ORTO para o ácido mais hidratado, ou seja, o principal oxiácido para aquele elemento:



Nas derivações PIRO e META, utiliza-se o ácido ORTO como referência:

### Derivação META:

1 molécula de ORTO – 1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$



### Derivação PIRO:

2 moléculas de ORTO – 1 molécula de  $\text{H}_2\text{O}$

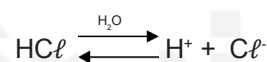


### Quanto ao número de hidrogênios ionizáveis

Segundo Arrhenius, ácidos são compostos que, em solução aquosa, ionizam-se produzindo como único íon de carga positiva o cátion  $\text{H}^+$  (também representado por  $\text{H}_3\text{O}^+$ ):



ou, simplificada:

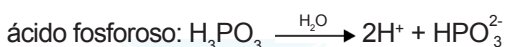


São chamados hidrogênios ionizáveis aqueles que deixam a molécula do ácido durante a ionização. Podemos classificar um ácido segundo o número de hidrogênios ionizáveis que ele possui:

**Monoácidos ou ácidos monopróticos:** ácidos que, em água, liberam apenas um hidrônio. Exemplos:



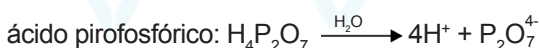
**Diácidos ou ácidos dipróticos:** liberam dois íons hidrônios. Exemplos:



**Triácidos ou ácidos tripróticos:** ácidos que, em água, liberam três hidrônios. Exemplo:



**Tetrácidos ou ácidos tetrapróticos:** liberam quatro hidrônios quando em solução aquosa. Exemplo:



### Quanto à “força” do ácido

#### Hidrácidos

HCl HBr HI ⇒ ácidos fortes  
HF ⇒ ácido moderado/semiforte  
H<sub>2</sub>S HCN ⇒ ácidos fracos

#### Oxiácidos

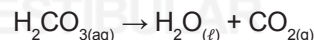
Pode-se ter uma ideia da força de um oxiácido pela diferença entre o número de oxigênios e o número de hidrogênios ionizáveis



Assim:

se  $Y - X = 2$  ou  $3$ , o ácido é **forte**  
se  $Y - X = 1$ , o ácido é **moderado/semiforte**  
se  $Y - X = 0$ , o ácido é **fraco**

**Exceção:** O ácido carbônico (H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>) é um ácido FRACO, pois sofre decomposição em H<sub>2</sub>O e CO<sub>2</sub> espontaneamente:



#### Grau de ionização (α)

O grau de ionização de um ácido é a relação entre o número de moléculas ionizadas e o número de moléculas dissolvidas (total):

$$\alpha = \frac{(\text{n}^\circ \text{ de moléculas ionizadas})}{(\text{n}^\circ \text{ de moléculas dissolvidas})}$$

Para o HCl,  $\alpha = 91/100 = 0,91$  ou 91%

Para o HF,  $\alpha = 8/100 = 0,08$  ou 8%

**Ácidos fortes:** apresentam  $\alpha > 50\%$

Exemplos: HCl ( $\alpha = 91\%$ ) e H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> ( $\alpha = 61\%$ )

**Ácidos moderados/semifortes:** apresentam  $\alpha$  entre 5% e 50%

Exemplos: HF ( $\alpha = 8\%$ ) e H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> ( $\alpha = 27\%$ )

**Ácidos fracos:** apresentam  $\alpha < 5\%$

#### Quanto à volatilidade

Dizemos que uma substância é volátil quando pode se transformar em vapor. Substâncias muito voláteis apresentam baixo ponto de ebulição.

De modo geral, os ácidos são voláteis, no entanto, há dois ácidos que não são considerados voláteis: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> e H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, que são considerados ácidos fixos.

### PROPRIEDADES IMPORTANTES

**Sabor:** azedo.

**Condutibilidade elétrica:** em solução aquosa.

**Ação sobre indicadores ácido – base:**

Ação sobre indicadores em presença de ácido	
Indicador	Coloração
Papel de tornassol Azul	Vermelha
Fenolftaleína	Incolor

### VOCÊ SABIA?

O extrato de repolho roxo pode ser utilizado como um indicador ácido-base caseiro, apresentando uma variação de cores de vermelho a púrpura em meio ácido e de verde a amarelo em meios alcalinos.