

# NÚMERO DE OXIDAÇÃO (NOX)

---

IURY CÂNDIDO



As reações de oxidação e redução, também chamadas de reações redox, são fenômenos muito frequentes no nosso cotidiano. Como exemplo, temos:

- Um material sofrendo combustão (queima);



- O processo de enferrujamento do ferro;



- A queima (combustão) de combustíveis nos veículos;



- O funcionamento de pilhas e baterias, que movimentam as calculadoras, carros, brinquedos, rádios, televisões e muitas outras coisas.



## Como definição temos:

- Oxidação é a perda de elétrons;
- Redução é o ganho de elétrons.
- Reações de Oxirredução é quando há transferência de elétrons.

# Número de Oxidação (Nox)

No caso dos compostos iônicos, chama-se Número de Oxidação (Nox) a própria carga elétrica do íon, ou seja, o número de elétrons que o átomo realmente perdeu ou ganhou (4).

No  $MgO$  (óxido de magnésio)



Nos compostos covalentes, não há um átomo que perca e outro que ganhe elétrons, já que os átomos estão apenas compartilhando elétrons.

Entretanto, podemos estender o conceito de número de oxidação também para os compostos covalentes .

Dizendo que:

**Seria a carga elétrica teórica que o átomo iria adquirir se houvesse quebra da ligação covalente, ficando os elétrons com o átomo mais eletronegativo.**

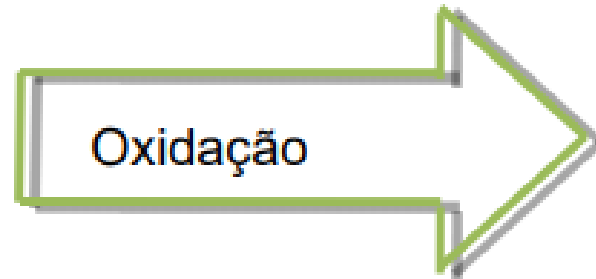


Dado o conceito de número de oxidação (Nox), podemos ampliar o conceito de oxidação e redução dizendo:

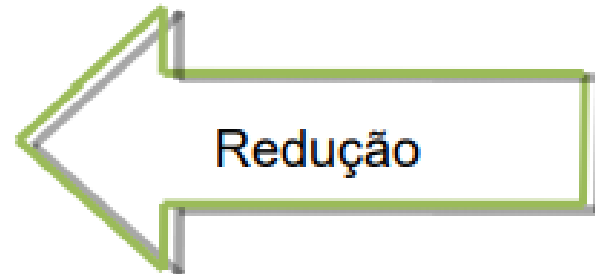
- Oxidação é a *perda* de elétrons ou *aumento* do número de oxidação de um elemento.

- Redução é o *ganho* de elétrons ou *diminuição* do número de oxidação de um elemento.

Esquemáticamente temos:



-7 -6 -5 -4 -3 -2 -1 0 1 2 3 4 5 6 7 Nox.



## REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DO Nox

É fácil calcular o Nox de um elemento que aparece numa substância, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos, usando as seguintes regras:

**1ª regra:** O Nox de cada átomo em uma substância simples é sempre zero.

Neste caso, como os átomos apresentam a mesma eletronegatividade, numa eventual quebra da ligação, nenhum perde ou ganha elétrons .

Exemplos:  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $P_4$ ,  $S_8$ ,  $C_{\text{graf}}$ ,  $C_{\text{diam}}$

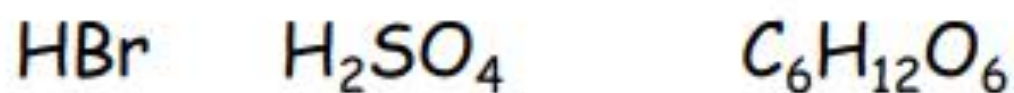
**2ª regra:** O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.

	$K^+$	$Ba^{2+}$	$F^-$	$N^{3-}$
Nox:	+1	+2	-1	-3

### 3ª regra: Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

Metais Alcalinos (1A) (Li, Na, K, Rb Cs e Fr)	Nox = + 1	Exemplo: $K_2SO_4$ . Nox = + 1
Metais Alcalinos-terrosos (2A) (Be, Mg, Ca, Sr, Ba e Ra)	Nox = + 2	Exemplo: $CaO$ . Nox = + 2
Zn (zinco)	Nox = + 2	Exemplo: $ZnSO_4$ . Nox = + 2
Ag (prata)	Nox = + 1	Exemplo: $AgCl$ . Nox = + 1
Al (alumínio)	Nox = + 3	Exemplo: $Al_2O_3$ . Nox = + 3

**4ª regra:** O Nox do elemento hidrogênio (H), nas substâncias compostas, é geralmente +1.



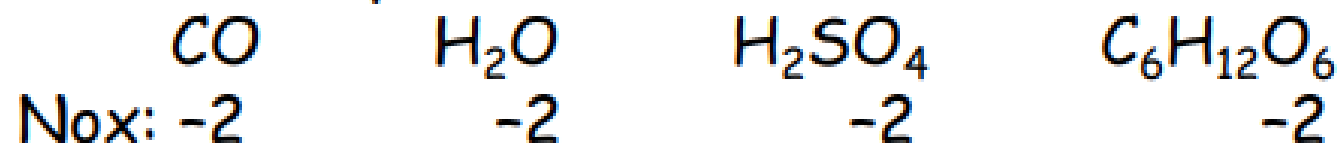
Nox:	+1	+1	+1
------	----	----	----

Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando *hidretos metálicos*, seu Nox é -1 .

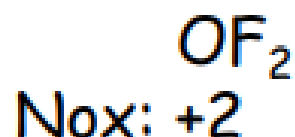


Nox:	-1	-1
------	----	----

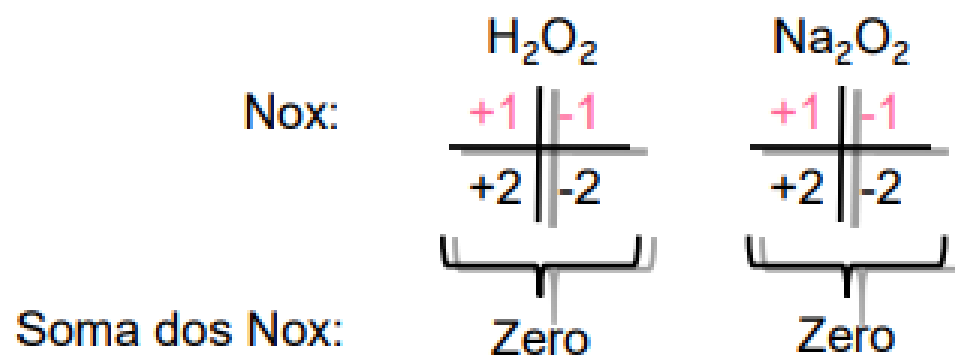
**5ª regra:** O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2.



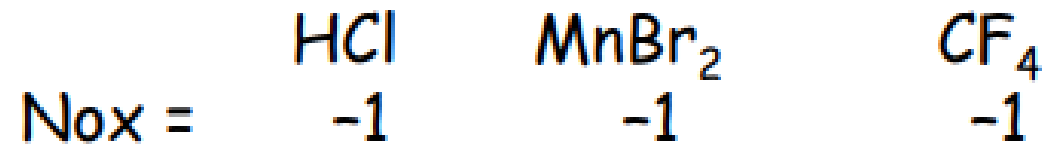
No composto fluoreto de oxigênio ( $OF_2$ ), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é + 2:



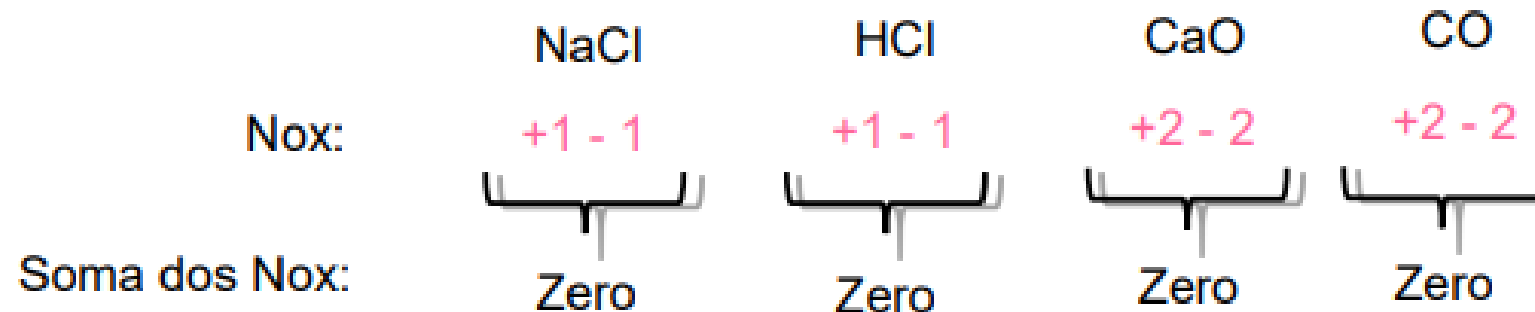
Nos peróxidos ( $O_2$ )<sup>2-</sup>, o Nox do oxigênio é -1.



**6ª regra:** Os halogênios apresentam  $\text{Nox} = -1$ , quando formam compostos binários (2 elementos), nos quais são mais eletronegativos.



**7ª regra:** A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre zero.



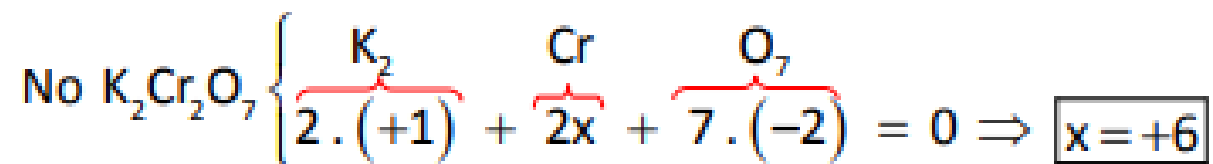
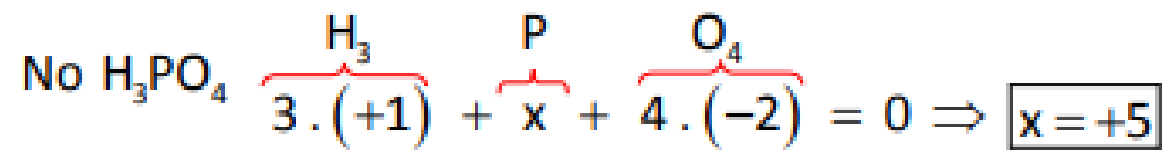


A soma do  $N^{\text{ox}}$  de todos os elementos de um composto é sempre igual a zero (nos íons é igual a carga do íon).



$$x = +1$$

Outros exemplos:



Conhecendo essas regras, podemos calcular o Nox de muitos outros elementos.

### Exemplo 1:

- Determinação do Nox do fósforo (P) no  $H_3PO_4$ :



$$\begin{array}{ccc} H_3 & P & O_4 \\ 3.(+1) + X + 4.(-2) = 0 \end{array}$$

$$X = +5$$

## Exemplo 2:

- Determinação do Nox do Cromo (Cr) no  $K_2Cr_2O_7$ :

$$K \rightarrow \text{Nox} = + 1$$

$$Cr \rightarrow \text{Nox} = X$$

$$O \rightarrow \text{Nox} = - 2$$



$$2.( + 1 ) + 2.X + 7.( - 2 ) = 0$$

$$X = + 6 \text{ (Nox do Cr).}$$

**8ª regra:** Num íon composto, o somatório dos Nox é igual à carga do íon.

Exemplo 3:

- Determinação do Nox do fósforo (P) no  $P_2O_7^{-4}$ :

P  $\rightarrow$  Nox = x

O  $\rightarrow$  Nox = - 2



$$2.X + 7.(-2) = -4$$

$$X = +5 \text{ (Nox do P).}$$

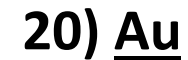
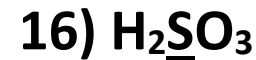
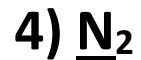
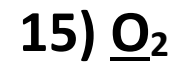
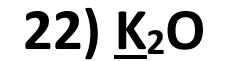
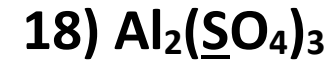
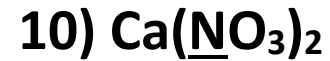
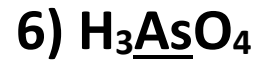
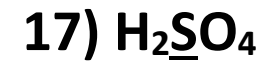
# EXEMPLO:

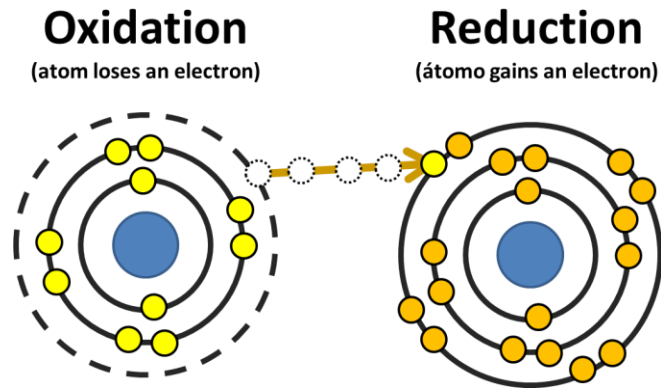
Nas substâncias  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HPO}_3^{-2}$ ,  $\text{KMnO}_4$  e  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ , os números de oxidação dos elementos S, P, Mn e N são, respectivamente:

- a) +6, -3, -7 e +5
- b) -6, -3, +7 e -5
- c) +5, +7, +3 e +6
- d) +6, +3, +7 e +5
- e) -6, -3, -7 e -5

# EXERCÍCIOS

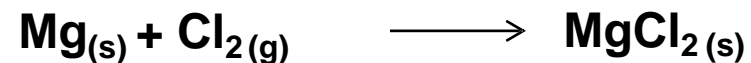
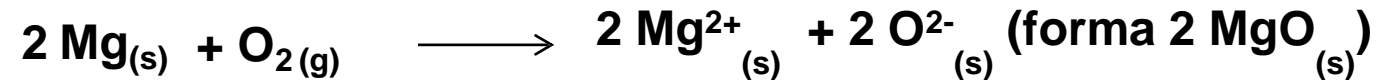
Calcule o Nox dos elementos sublinhados nos compostos:





## REAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

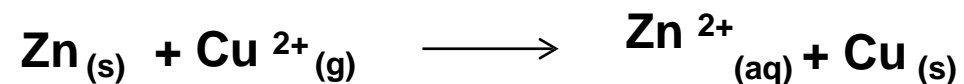
Uma reação de **Oxirredução** é a combinação de uma reação de oxidação e uma reação de redução. Reações como a combustão, a corrosão, a fotossíntese, o metabolismo do alimento e a extração dos metais dos minérios são reações de oxirredução.



Nesta reação o átomo de magnésio (**Mg**) também sofreu oxidação, porém, em presença do gás cloro (**Cl<sub>2</sub>**). Os dois elétrons do **Mg** foram transferidos para cada átomo de **Cl**. Desta forma, o **Mg** sofreu oxidação e o **Cl** redução.

***O agente oxidante em uma reação redox é a espécie que sofre redução.***

***O agente redutor em uma reação redox é a espécie que sofre oxidação***



O átomo de zinco metálico (**Zn**) perdeu dois elétrons, sofreu oxidação (**Zn<sup>2+</sup>**), provocou a redução do íon cobre (**Cu<sup>2+</sup>**) para cobre metálico (**Cu**), portanto é o **AGENTE REDUTOR**.

O íon cobre (**Cu<sup>2+</sup>**) recebeu dois elétrons do átomo de zinco metálico (**Zn**), sofreu redução (**Cu**), provocou a oxidação do zinco metálico (**Zn**) para íon zinco (**Zn<sup>2+</sup>**), portanto é o **AGENTE OXIDANTE**.



