

Números de Oxidação

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:

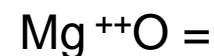
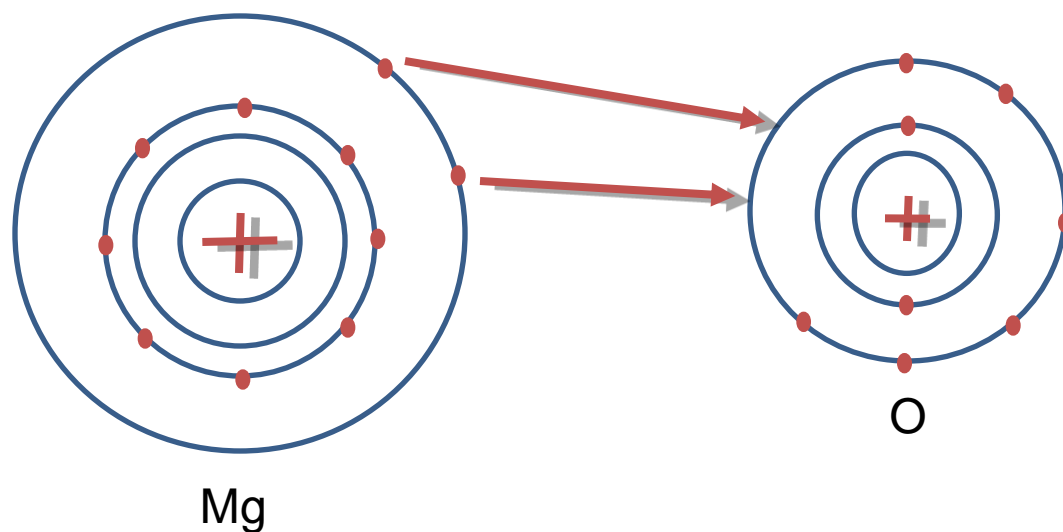
- Oxidação é a perda de elétrons;
- Redução é o ganho de elétrons.
- Reações de Oxirredução é quando há transferência de elétrons.

Observando a estrutura da matéria, as reações de oxidação e redução envolvem a transferência de elétrons entre os átomos.

Contudo, sabe-se que a oxidação e a redução ocorrem juntas na mesma reação química (1).

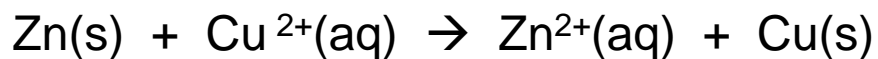
Como exemplo deste fenômeno temos:

O Magnésio (Mg) sofrendo oxidação (perdendo 2 elétrons) e o Oxigênio (O) sofrendo redução (ganhando 2 elétrons).

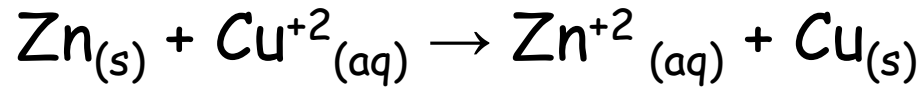


Outro exemplo é introduzirmos um fio de zinco (Zn) em uma solução aquosa de sulfato de cobre (CuSO₄).

Verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de cobre e que a solução aos poucos, vai deixando de ser azul, que é característica dos íons Cu²⁺.

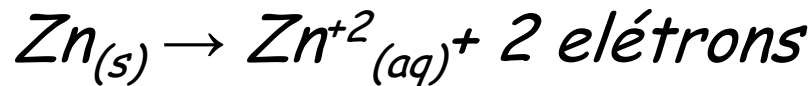


Podemos representar a reação pela seguinte equação química:



Assim, temos as seguintes semirreações:

- Semirreação de oxidação:



- Semirreação de redução:



Podemos notar que, devido à transferência de elétrons, ocorreu uma mudança na carga elétrica das espécies químicas. Essas cargas elétricas são denominadas número de oxidação (**Nox**).

O conhecimento do número de oxidação é de grande importância para o entendimento dos processos de óxido-redução.

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)



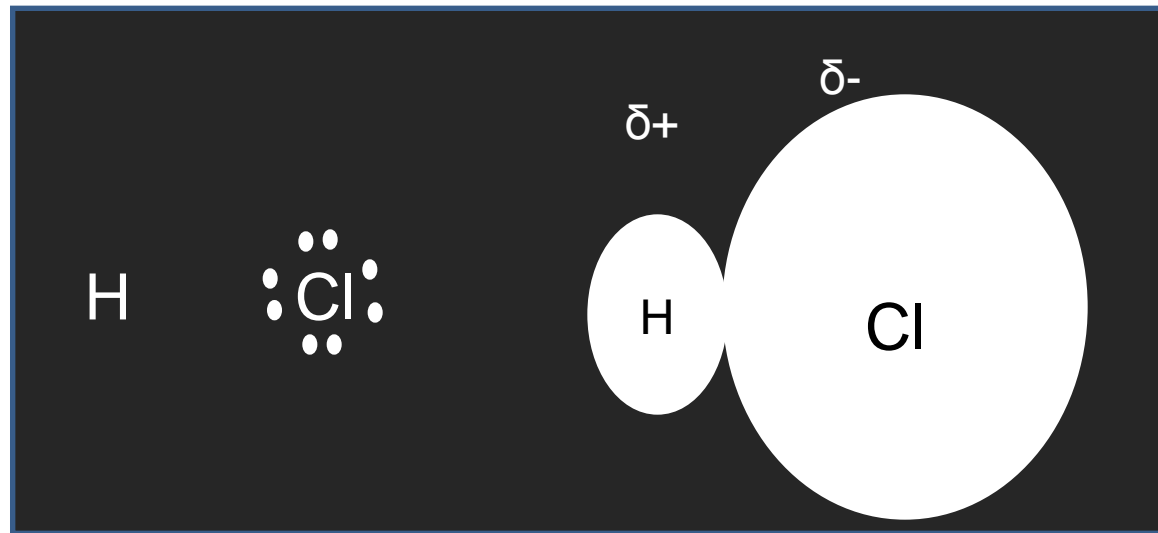
Nos compostos covalentes, não há um átomo que perca e outro que ganhe elétrons, já que os átomos estão apenas compartilhando elétrons.

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.

Por exemplo: No ácido clorídrico (HCl), o cloro é mais eletronegativo que o hidrogênio e, em consequência, atrai o par eletrônico covalente para o seu lado.



Se, por influência externa, houver uma ruptura dessa ligação, é evidente que o par eletrônico ficará com o cloro.

Então:

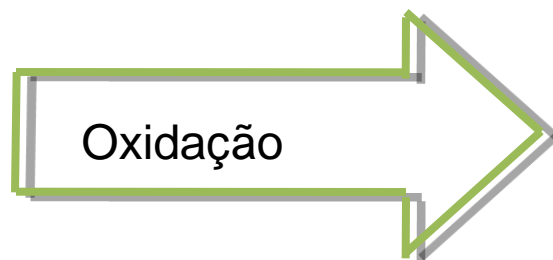
No HCl (ácido clorídrico)



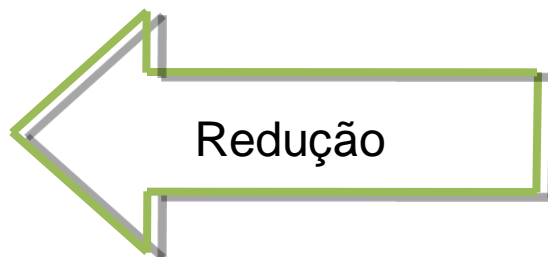
Dado o conceito de número de oxidação (Nox), podemos ampliar o conceito de oxidação e redução dizendo:

- 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_{graf} , C_{diam}

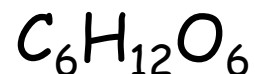
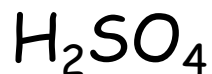
2ª regra: O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.

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

3ª regra: Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos. (10)

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:

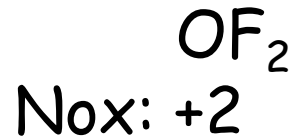
-1

-1

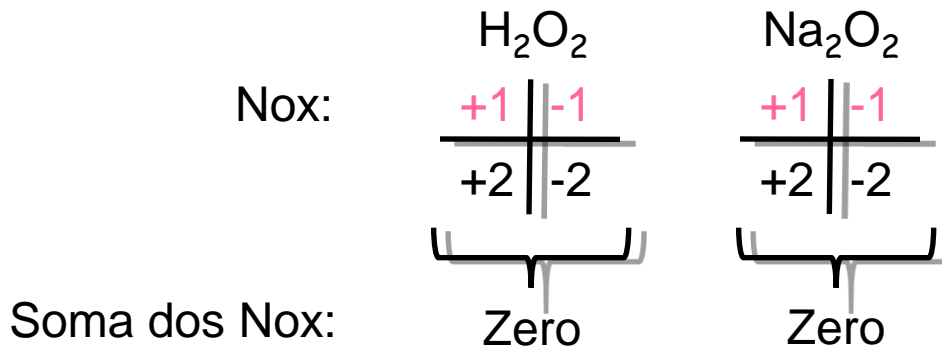
5ª regra: O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2.



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



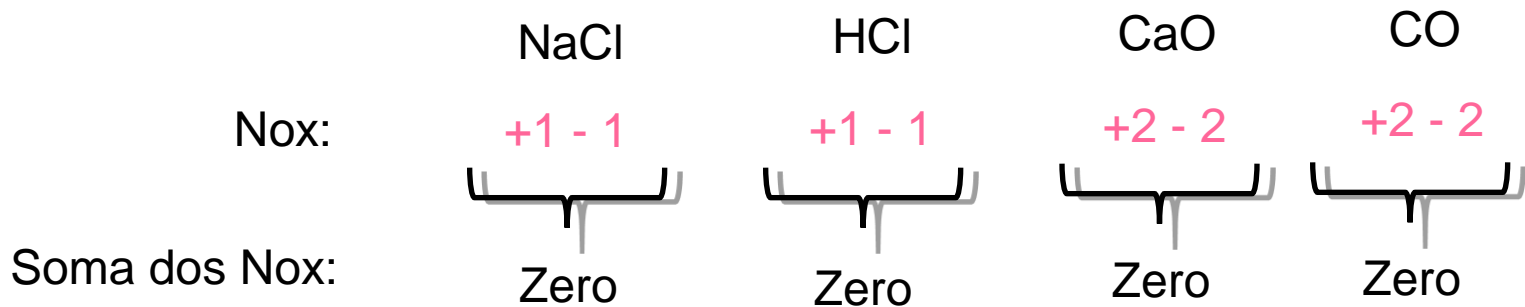
Nos peróxidos (O_2)²⁻, o Nox do oxigênio é -1.



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.



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

Exemplo 1:

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



$$H_3 \quad P \quad O_4$$
$$3.(+1) + X + 4.(-2) = 0$$

$$X = +5$$

Exemplo 2:

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

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

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

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

$$\begin{array}{ccc} K_2 & Cr_2 & O_7 \\ 2.(+ 1) + 2.X + 7.(- 2) = 0 \end{array}$$

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

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

Exemplo 3:

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



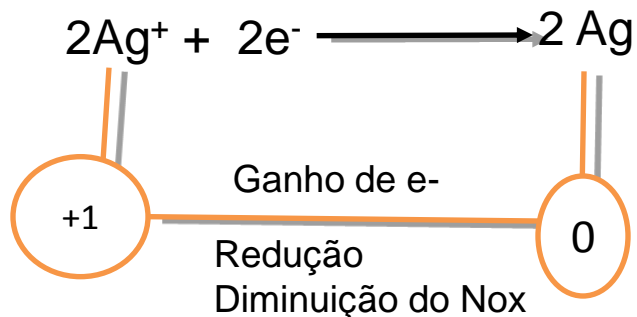
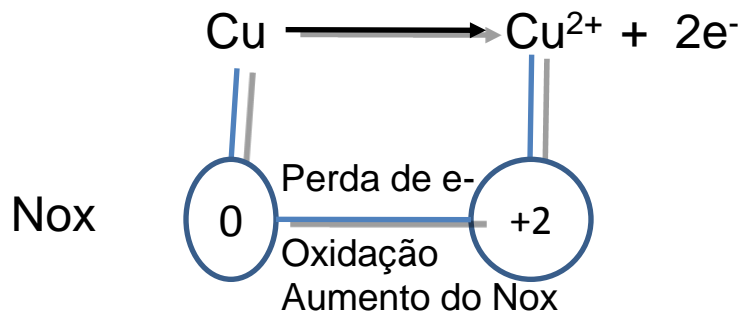
$$2.X + 7.(-2) = -4$$

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

Variação do Nox nas Reações de Óxido-redução

Observando o exemplo da reação entre o cobre (Cu) e a solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3) e associando-o ao conceito de Nox, temos:

- semirreação em que ocorre *perda de elétrons* é denominada reação de oxidação.
- semirreação em que ocorre *ganho de elétrons* é denominada reação de redução.



Com isso, temos:

-O cobre (Cu) sofre **oxidação** e é denominado **agente redutor**, pois, ao ceder elétrons aos íons prata (Ag^+), provoca sua redução (16).

- Os íons prata (Ag^+) sofrem **redução** e agem como **agente oxidante**, pois, ao receberem elétrons do cobre (Cu), provocam sua oxidação.

Cu: perde elétrons \longrightarrow Sofre oxidação \longrightarrow Agente redutor

Ag^+ : ganha elétrons \longrightarrow Sofre redução \longrightarrow Agente Oxidante

Com isso, verificamos a importância das reações redox e aprendemos as regras e mecanismos de como calcular o número de oxidação (Nox) das substâncias iônicas e moleculares.