



Prof. Ricardo Honda

<http://www.professorhonda.com.br>

Resumão do Hondinha

Nox e reações de oxirredução

“As reações que envolvem perda e ganho de elétrons são denominadas reações de oxirredução. Algumas delas são muito importantes no mundo que nos cerca e estão presentes nos processos que permitem a manutenção da vida. A fotossíntese é um exemplo de reação de oxirredução. Todas as reações de oxirredução ocorrem com a transferência de elétrons”.

Número de oxidação (Nox)

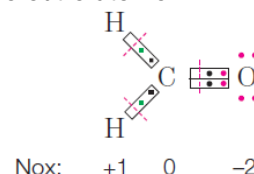
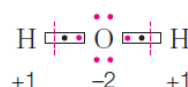
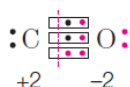
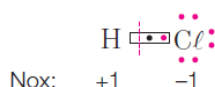
O número de oxidação nos ajuda a entender como os elétrons estão distribuídos entre os átomos que participam de um composto iônico ou de uma molécula.

Nos compostos iônicos, o Nox corresponde à própria carga do íon. Essa carga equivale ao número de elétrons perdidos ou recebidos na formação do composto.

Composto iônico	Na ⁺ Cl ⁻	Ca ²⁺ O ²⁻	Al ³⁺ F ₃ ⁻	Fe ₂ ³⁺ S ₃ ²⁻
Nox	+1 -1	+2 -2	+3 -1	+3 -2

Nos compostos moleculares, não existe transferência definitiva de elétrons. Assim, o Nox corresponde à carga elétrica que o átomo iria adquirir se a ligação fosse rompida.

Desse modo, o átomo de maior eletronegatividade receberia os elétrons do outro átomo:



Observações:

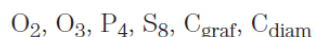
- O Nox deve ser determinado para cada átomo, isoladamente.
- Nos compostos iônicos, o Nox é a própria carga de cada íon.
- Nos compostos moleculares, o Nox é uma carga imaginária, e o Nox negativo é atribuído ao átomo de maior eletronegatividade.

Regras para a determinação do Nox

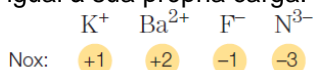
Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

- 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:



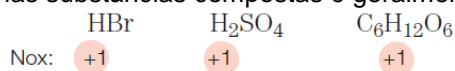
- O Nox de um íon monoatômico é sempre igual à sua própria carga.



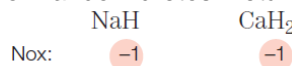
- Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

	Nox	Exemplos
Metais alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	NaCl K ₂ SO ₄ +1 +1
Metais alcalino-terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO MgCl ₂ +2 +2
Zinco (Zn)	+2	ZnSO ₄ ZnO +2 +2
Prata (Ag)	+1	AgCl Ag ₂ SO ₄ +1 +1
Alumínio (Al)	+3	Al ₂ (SO ₄) ₃ Al ₂ O ₃ +3 +3

4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente +1.



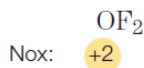
Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando hidretos metálicos, seu Nox é -1.



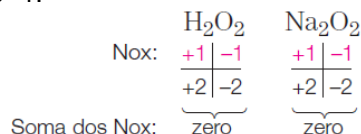
5. O Nox do elemento oxigênio (O), na maioria dos seus compostos, é -2.



No composto fluoreto de oxigênio (OF₂), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2:



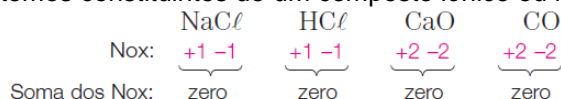
Nos peróxidos (O₂)²⁻, o Nox do oxigênio é -1.



6. Os halogênios apresentam Nox = -1 quando formam compostos binários (2 elementos), nos quais são mais eletronegativos.



7. 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. Vejamos dois exemplos:

• Determinação do Nox do fósforo (P) no H₃PO₄:

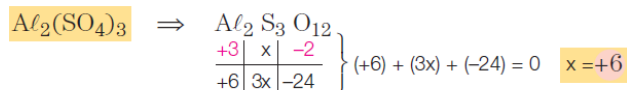
Elemento	Atomicidade	Nox do átomo
H	3	+1 = +3
P	1	x = x
O	4	-2 = -8

$\left. \begin{array}{l} \text{H}_3\text{PO}_4 \\ \text{H}_3 \text{ P } \text{O}_4 \\ \begin{array}{c} +1 \quad x \quad -2 \\ +3 \quad x \quad -8 \end{array} \end{array} \right\} (+3) + (x) + (-8) = 0$
 $x = +5$

O Nox do fósforo (P) é +5.

• Determinação do Nox do enxofre (S) no Al₂(SO₄)₃:

Uma das maneiras usadas para determiná-lo consiste em representar a fórmula sem o uso de parênteses. Assim, temos:



O Nox do enxofre (S) é +6.

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

• Determinação do Nox do cromo (Cr) no (Cr₂O₇)²⁻:

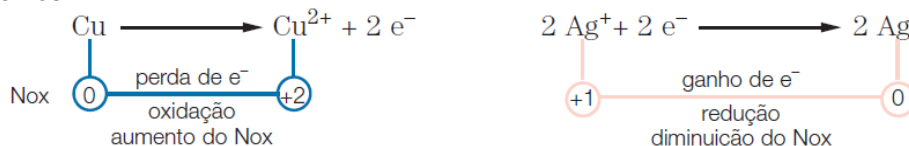
Elemento	Atomicidade	Nox do átomo
Cr	2	x = 2x
O	7	-2 = -14

$\left. \begin{array}{l} \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \\ \begin{array}{c} x \quad -2 \\ 2x \quad -14 \end{array} \end{array} \right\} (2x) + (-14) = \overset{\text{carga do íon}}{-2}$
 $x = +6$

O Nox do cromo (Cr) é +6.

Reações de oxirredução

Retomando o exemplo da reação entre o cobre e a solução aquosa de nitrato de prata e associando-o ao conceito de Nox, temos:



A semirreação em que ocorre perda de elétrons é denominada reação de oxidação.

A semirreação em que ocorre ganho de elétrons é denominada reação de redução.

Neste exemplo, o cobre (Cu) sofre **oxidação** e é denominado **agente redutor**, pois, ao ceder elétrons aos íons prata (Ag^{+}), provoca sua redução.

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

Para esta reação, temos:

