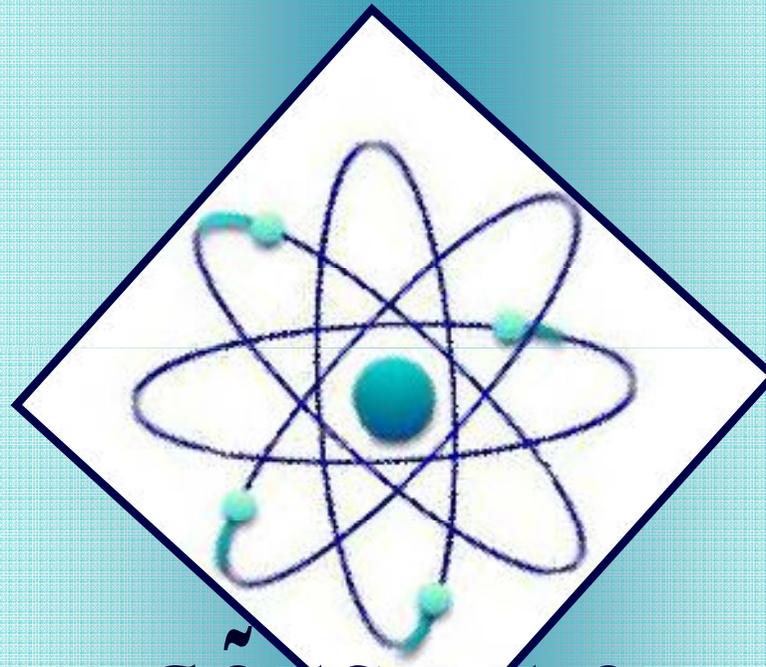




Universidade Federal do Acre



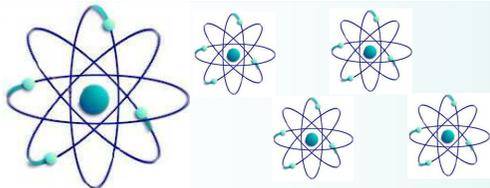
Programa de Educação Tutorial



NOX E EQUAÇÕES DE OXIRREDUÇÃO

TUTOR: *Dr. Ribamar Silva*

PETIANO: *Pablo Selhorst e Paulo Beber*



Introdução

ÁTOMO

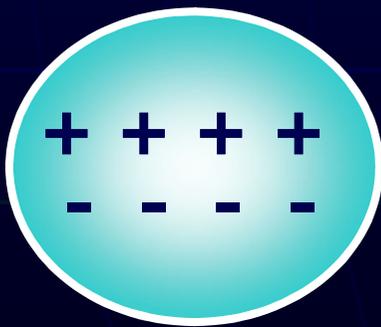
→ Íon

⊕ **Cátion** ($np^+ > ne^-$)

⊖ **Ânion** ($ne^- > np^+$)

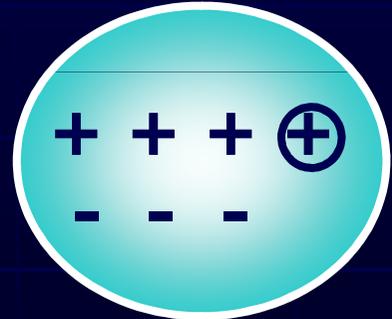
↓
Neutro

Carga 0



$-1e^-$
perde

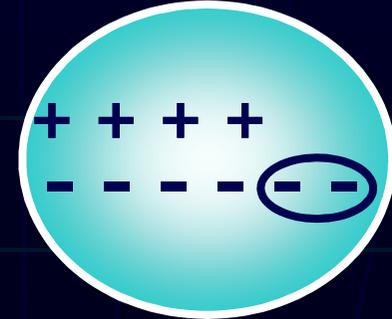
Carga +1



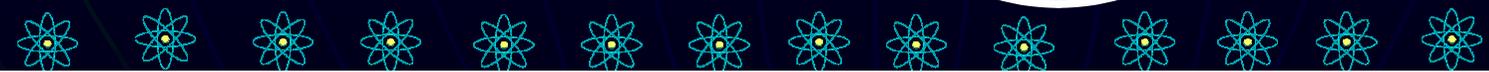
$$\begin{array}{r} Np^+ = +4 \\ Ne^- = -3 \\ \hline +1 \end{array}$$

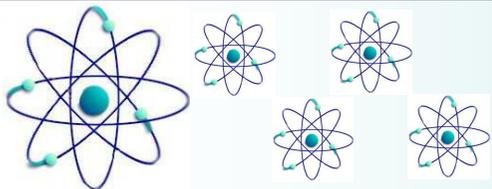
$+2e^-$
ganha

Carga -2



$$\begin{array}{r} Np^+ = +4 \\ Ne^- = -6 \\ \hline -2 \end{array}$$





Número de Oxidação (NOX)

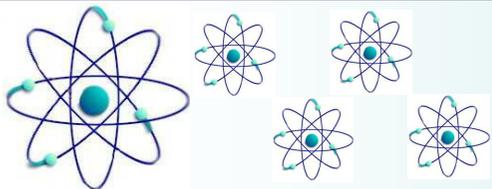
. Conceituação de Nox;

Regras Práticas para Determinação do Número de Oxidação

Regra 1 → Em compostos químicos ou íons poliatômicos, alguns metais apresentam Nox fixo.

Metal	Nox	Exemplo
Alcalinos (1A) e Ag	+1	NaCl
Alcalinos Terrosos (2A) e Zn	+2	CaCl ₂
Alumínio	+3	AlCl ₃





Número de Oxidação (NOX)

Regra 2 → Nox do Hidrogênio e do Oxigênio na grande maioria dos compostos químicos ou íons poliatômicos são:

① Hidrogênio

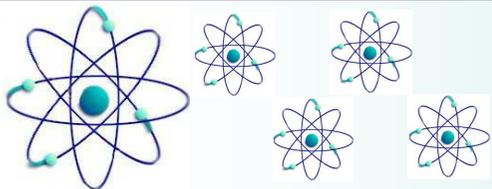
. Nox = **+1**

^{+1 -1}
Ex: HCl

. Exceção: Hidretos Metálicos → Nox = -1

^{+1 -1}
Ex: NaH → Hidreto de Sódio





Número de Oxidação (NOX)

② Oxigênio

. Óxidos:

Ex: CaO

Nox = -2

. Peróxidos:

Ex: Na₂O₂

Nox = -1

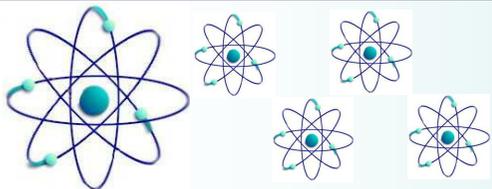
. Superóxidos:

Ex: CaO₄

Nox = -1/2

Exceções





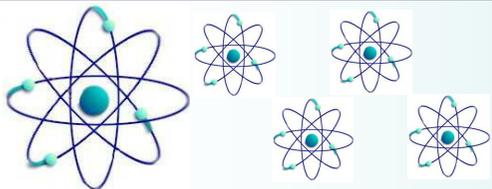
Número de Oxidação (NOX)

Regra 3 → Substâncias simples possuem o Nox igual a 0.



Regra 4 → Nox de um íon monoatômico é igual a sua própria carga.





Número de Oxidação (NOX)

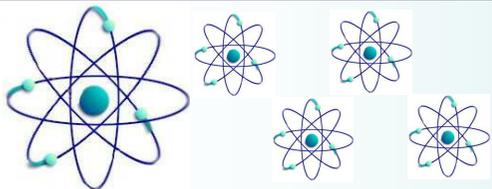
Regra 5 → A soma algébrica dos Nox dos átomos em compostos químicos ou íons poliatômicos é igual a carga geral da fórmula.

Ex₁: $[\text{Cr}_2\text{O}_7]^{-2}$

Átomo	Cr ₂	O ₇	
Nox	X	-2	
Total	2X	-14	= -2

$$2X + (-14) = -2 \rightarrow 2X = 12 \rightarrow X = 6 \text{ (Nox do Cr)}$$





Número de Oxidação (NOX)

. **Ex₂**: HNO₃

Átomo	H	N	O ₃	
Nox	+1	X	-2	
Total	+1	X	-6	= 0

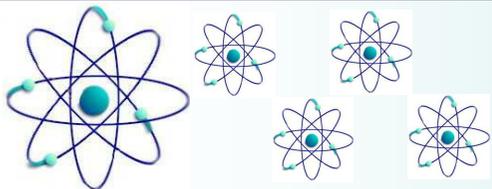
$$+1 + X - 6 = 0 \rightarrow X = +5 \text{ (Nox do N)}$$

. **Ex₃**: NH₄⁺

Átomo	N	H ₄	
Nox	X	+1	
Total	X	+4	= +1

$$X + (+4) = +1 \rightarrow X = -4 + 1 \rightarrow X = -3 \text{ (Nox do N)}$$





Número de Oxidação (NOX)

. **Ex₄**: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$

Átomo	Cu	N ₂	O ₆	
Nox	+2	X	-2	
Total	+2	2X	-12	= 0

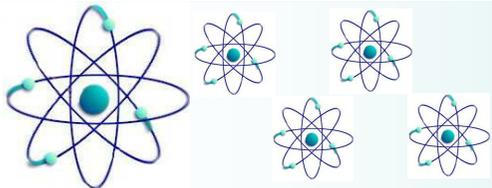
$$+2 + 2X - 12 = 0 \rightarrow 2X = 10 \rightarrow X = +5 \text{ (Nox do N)}$$

. **Ex₄**: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$

Átomo	H ₄	P ₂	O ₇	
Nox	+1	X	-2	
Total	+4	2X	-14	= 0

$$+4 + 2X - 14 = 0 \rightarrow 2X = 10 \rightarrow X = +5 \text{ (Nox do P)}$$





Número de Oxidação (NOX)

Nox e Tabela Periódica

+1-1



+1+1-2



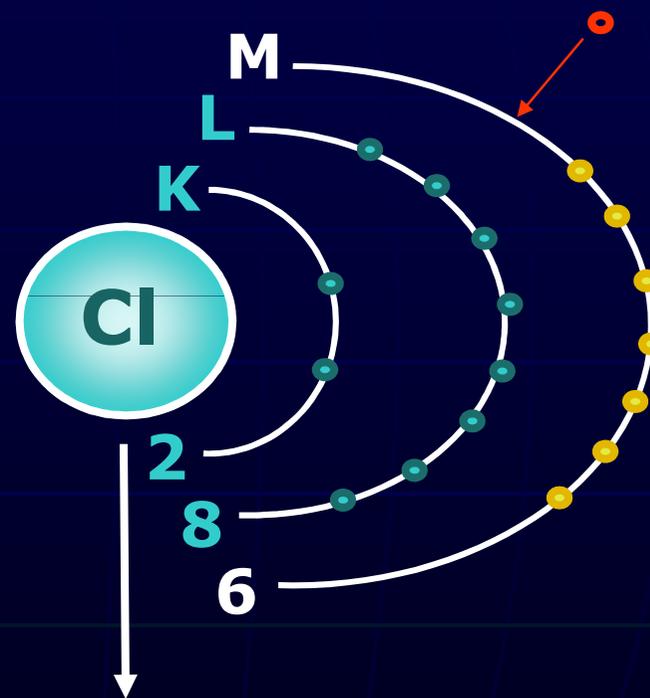
+1+3-2



+1+5-2



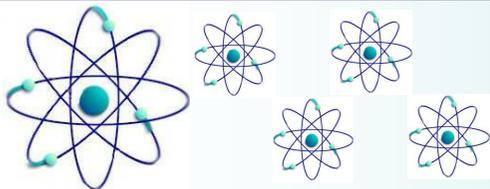
+1+7-2



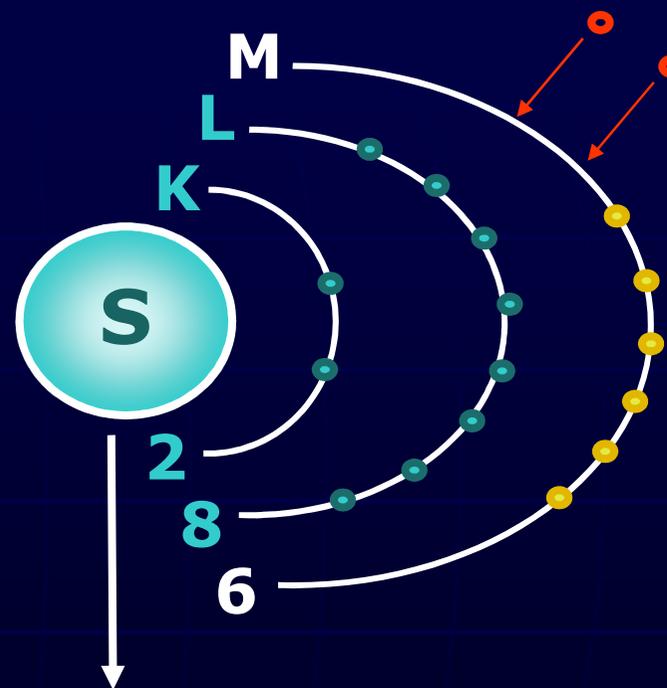
Família 7A

Nox = -1

Cl → Nox = [-1, +1, +3, +5 e +7]



Número de Oxidação (NOX)

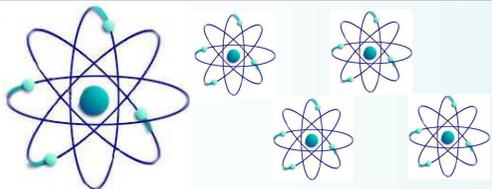


Família 6A

Nox = -2

S → Nox = [-2, +4, +6]





Número de Oxidação (NOX)

Exercício Resolvido

(UFAC-96) Os números de oxidação do átomo de nitrogênio nos compostos: N_2O_5 , NO , HNO_3 e $NaNO_2$ são respectivamente:

~~a. () +5 +1 +3 +2~~

~~b. () +2 +1 +1 +1~~

~~c. () +5 +2 +4 +3~~

~~d. () +1 +2 +3 +4~~

e. (x) +5 +2 +5 +3

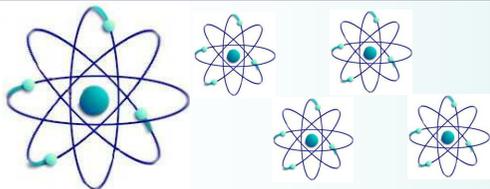
Resolução:

$$N_2O_5 \rightarrow 2X + 5(-2) = 0 \rightarrow X = +5$$

$$NO \rightarrow X - 2 = 0 \rightarrow X = +2$$

$$HNO_3 \rightarrow 1 + X + 3(-2) = 0 \rightarrow X = +5$$

$$NaNO_2 \rightarrow 1 + X + 2(-2) = 0 \rightarrow X = +3$$



Reação de Oxirredução

Redução e Oxidação

① Oxidação

. Conceito;

Aumentou

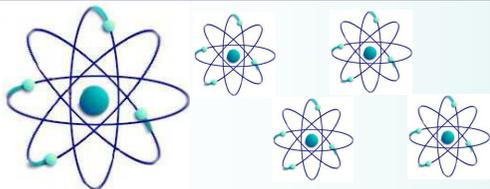


② Redução

. Conceito;

Diminuiu





Reação de Oxirredução

③ Semi-reações e Reação Global

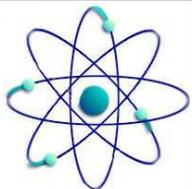


④ Agente Oxidante e Redutor

• $\text{Zn}^0 \rightarrow$ Sofreu oxidação \rightarrow Agente Redutor.

• $\text{Cu}^{2+} \rightarrow$ Sofreu redução \rightarrow Agente Oxidante.





Balanceamento de Oxirredução

Princípio Fundamental

nº de elétrons
perdidos

=

nº de elétrons
recebidos

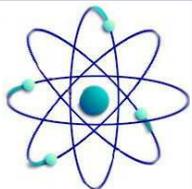
(oxidação)

(redução)

Etapas para Determinação dos Coeficientes

- . Determinar o Nox de cada espécie química;
- . Identificar quem sofreu oxidação e redução;
- . Calcular o maior valor de Δ ;
- . Inverter os valores de Δ na equação química;
- . Balancear os demais elementos → Tentativas.





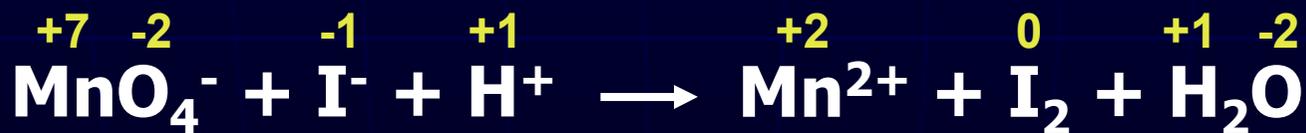
Balanceamento de Oxirredução

Equação Principal



Determinação dos Valores de Δ

Δ = Variação do Nox x N^o de Átomos



+7

-1

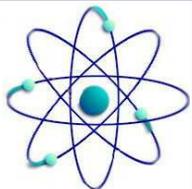
+2

0

$\Delta = 5 \cdot 1 = 5$ (redução)

$\Delta = 1 \cdot 2 = 2$ (oxidação)





Balanciamento de Oxirredução

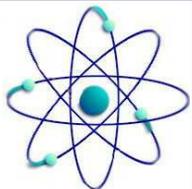
Inversão dos Valores de Δ -----

- . Δ da redução \rightarrow coeficiente da espécie oxidada;
- . Δ da oxidação \rightarrow coeficiente da espécie reduzida.



↑ ↑
inversão





Balanceamento de Oxirredução

. Os demais coeficientes → obtidos por tentativas.

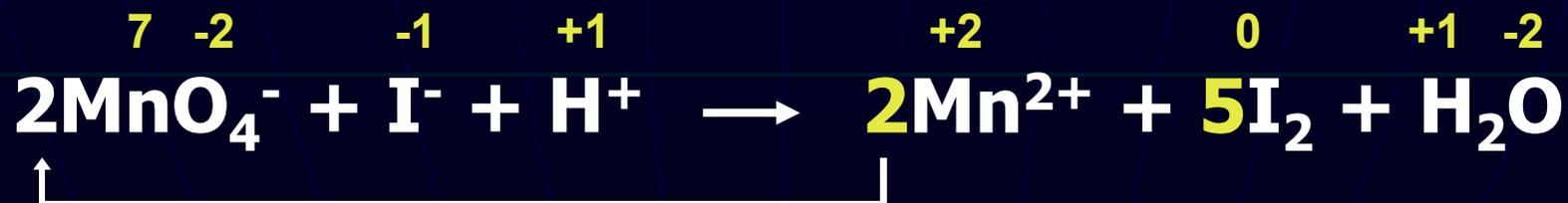
Seqüência:

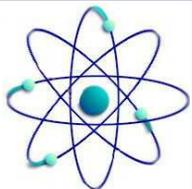
.. metais;

.. não-metais;

.. hidrogênios e oxigênios.

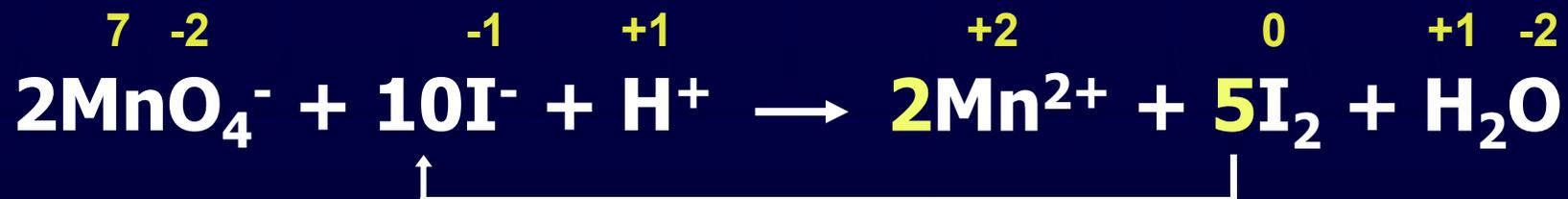
Balanceando os átomos de manganês:



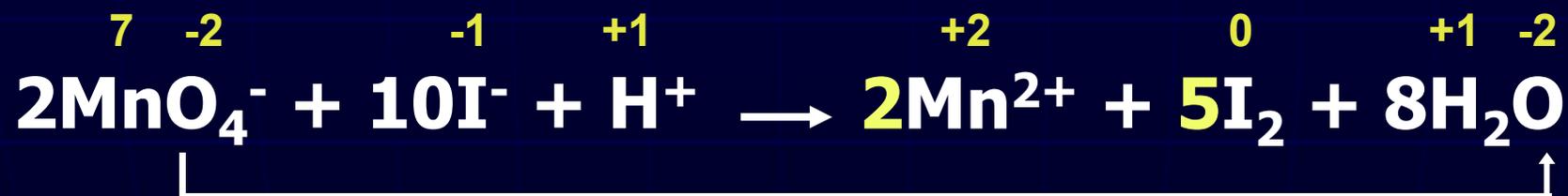


Balanceamento de Oxirredução

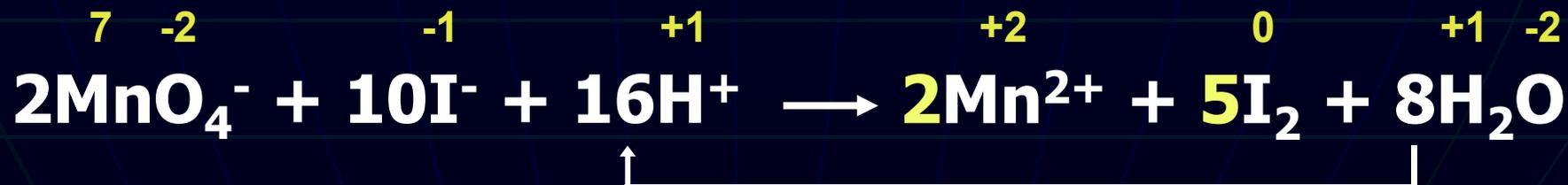
Balanceando os átomos de iodo:

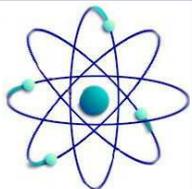


Balanceando os átomos de oxigênio:



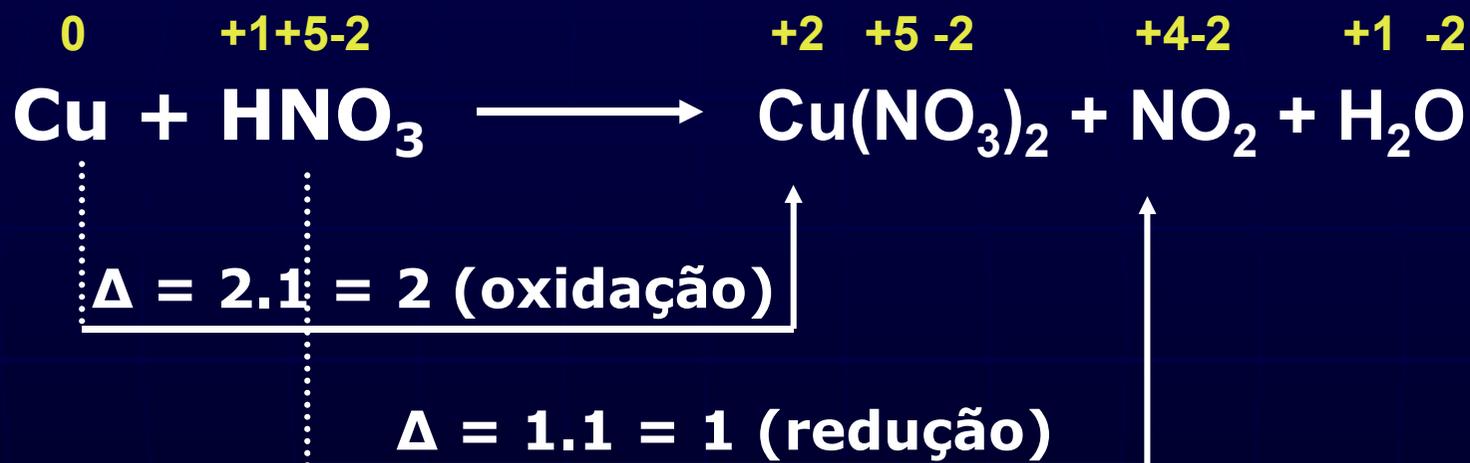
Balanceando os átomos de hidrogênio:





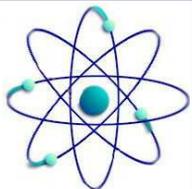
Balanceamento de Oxirredução

Equação Principal



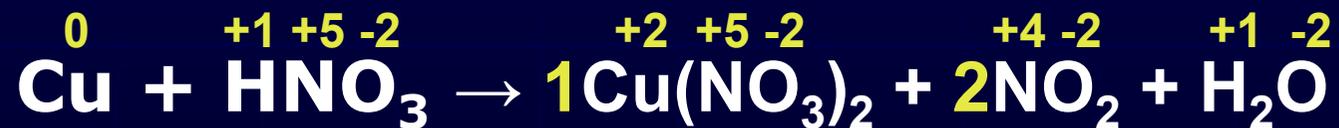
- . Cu sofreu oxidação → Cu = Agente Redutor;
- . N sofreu redução → HNO₃ = Agente Oxidante.





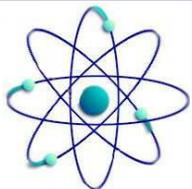
Balanciamento de Oxirredução

Inversão dos Valores de Δ



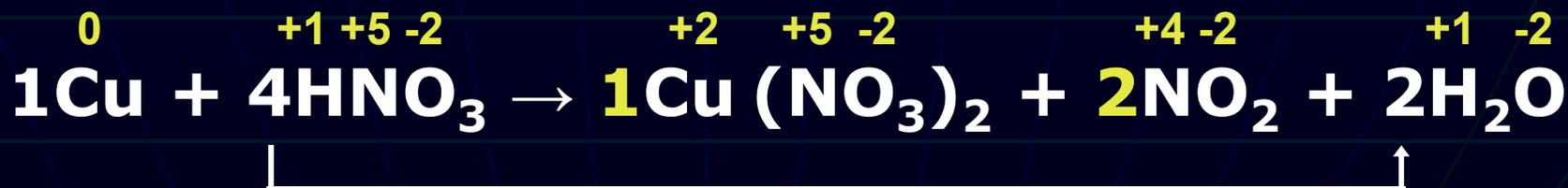
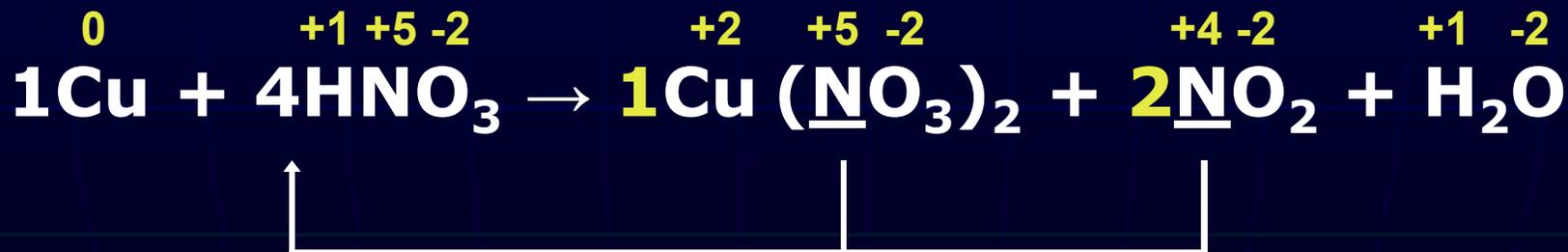
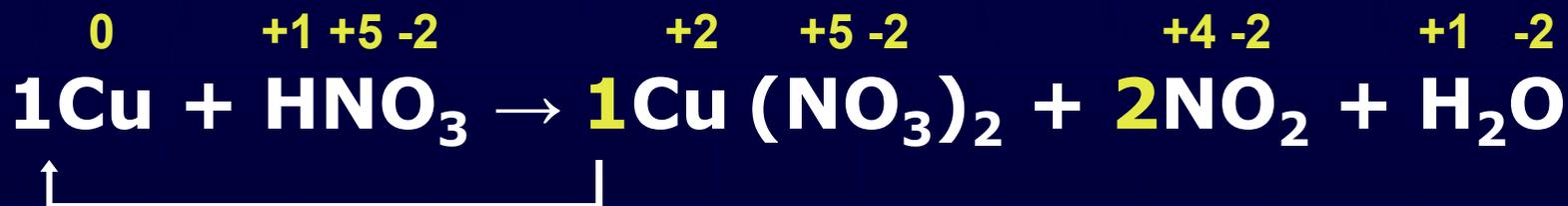
inversão

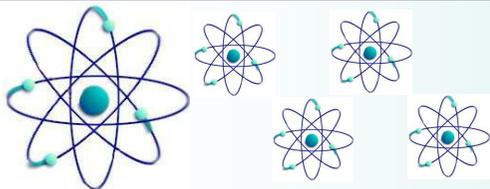




Balanceamento de Oxirredução

. Os demais coeficientes → obtidos por tentativas.





Considerações Finais

.. Numero de Oxidação;

.. Oxidação/Redução;

.. Agente Redutor e Oxidante;

.. Balanceamento de Equações de Oxirredução.



**OBRIGADO
PELA ATENÇÃO...**

Pablo Selhorst