

Semana 29

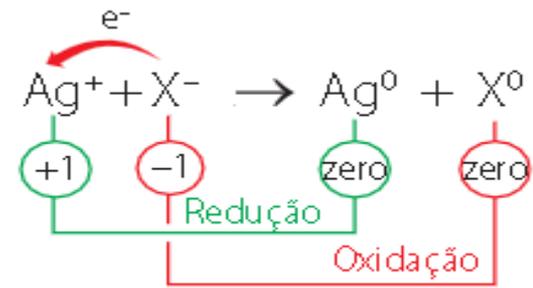
Reações de oxirredução



O princípio óptico de formação da imagem em câmeras analógicas é constituído por duas etapas:

- física → formação da imagem na câmara;
- química → reação do material fotossensível à ação da luz.

Dentro da câmara fotográfica, ao ser exposto à luz que passa pela lente, o filme sofre alterações físico-químicas. A imagem latente registrada é transformada em imagem visível, em que a luz ativa os sais de prata (AgX) presentes no filme fotográfico, produzindo prata metálica (Ag). Essa reação classificada como de deslocamento (simples troca) é também uma reação de **oxirredução**.



Nesse processo, ocorre a transferência de elétrons entre uma espécie química e outra.

A espécie química que **perde elétrons** está relacionada ao fenômeno da **oxidação**.
Já a que recebe **elétrons**, ao fenômeno da **redução**.

Os processos que envolvem troca de elétrons estão presentes em diversas situações do cotidiano, como na corrosão de metais, na fermentação de bebidas, na combustão da gasolina, na respiração animal, na fotossíntese e no princípio do funcionamento de pilhas e baterias.

Conceito de oxidação e de redução aplicado às reações que envolvem transferências de elétrons

*Para entender as reações de oxirredução, nas quais ocorrem simultaneamente a **oxidação** e a **redução**, é importante conhecer o conceito do número de oxidação (Nox), desenvolvido para ter informações, de maneira simples, sobre os elétrons envolvidos em uma ligação.*

*O **Nox** corresponde à carga de cada átomo e indica a tendência que os átomos dos elementos têm de perder ou receber elétrons.*

Como saber o Nox dos átomos ?



- Para compostos iônicos, o Nox de cada átomo é numericamente igual à sua **carga real**, isto é, à **carga do íon**.



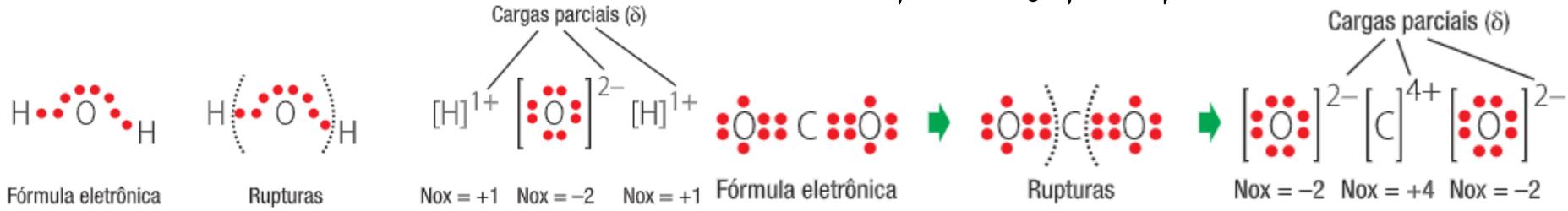
No composto iônico cloreto de sódio, o sódio - elemento menos eletronegativo - perde um elétron e se transforma em um íon com carga real (Nox) +1 (Na^+). Já o cloro - elemento mais eletronegativo - recebe um elétron e adquire carga real (Nox) -1 (Cl^-)

- A posição de um elemento químico na tabela periódica fornece possíveis informações sobre os números de oxidação.

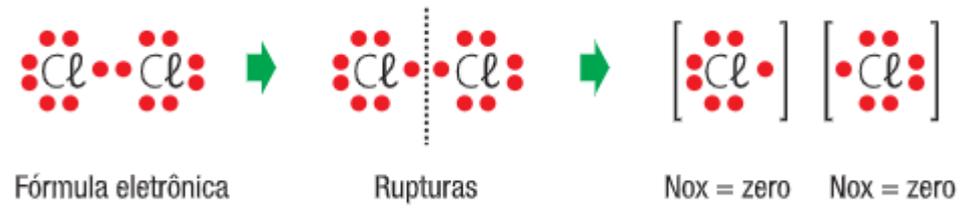
1	2	13	14	15	16	17	18
Li ⁺				N ³⁻	O ²⁻	F ⁻	G a s e s n o b r e s
Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺		P ³⁻	S ²⁻	Cl ⁻	
K ⁺	Ca ²⁺				Se ²⁻	Br ⁻	
Rb ⁺	Sr ²⁺		Sn ²⁺ Sn ⁴⁺	Sb ³⁺ Sb ⁵⁺	Te ²⁻	I ⁻	
Cs ⁺	Ba ²⁺		Pb ²⁺ Pb ⁴⁺	Bi ³⁺ Bi ⁵⁺			

- Em compostos moleculares é necessário verificar a diferença de eletronegatividade existente entre os elementos que participam da ligação - nesse caso, o Nox é conhecido como **carga aparente**.

↳ O número de oxidação é indicado pela carga que cada átomo do elemento participante adquire, caso ocorra a ruptura da ligação. Nessa transferência parcial, o(s) elétron(s) fica(m) com o átomo do elemento mais eletronegativo, ao qual é atribuída a carga parcial negativa (δ^-). Consequentemente, o átomo do elemento de menor eletronegatividade adquire a carga parcial positiva (δ^+).



- Para a moléculas, constituídas por átomos do mesmo elemento químico, ou seja, com a mesma eletronegatividade, admite-se que cada átomo apresente Nox igual a zero.



Como saber o Nox dos átomos de maneira mais prática

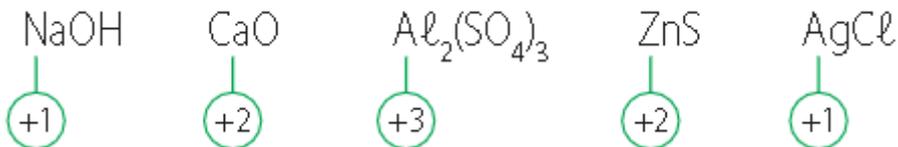


Sem que seja necessário construir a fórmula eletrônica do composto, o Nox e algumas de suas características podem ser determinados por um conjunto de regras.

I. Alguns **metais** apresentam, em seus compostos, Nox fixo.

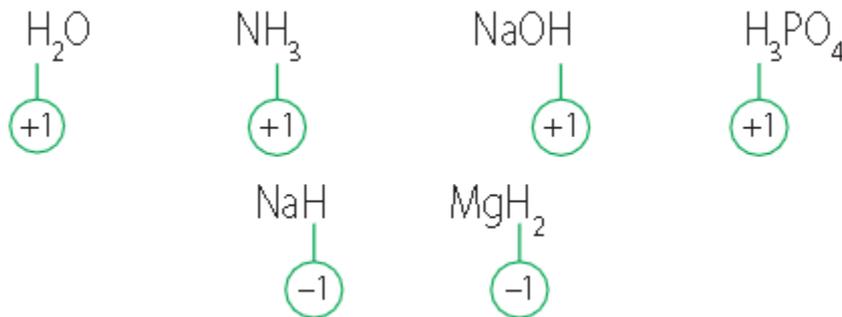
- Metais alcalinos (grupo 1): +1
- Metais alcalinoterrosos (grupo 2): +2
- Alumínio: +3
- Zinco: +2
- Prata: +1

Ex.:



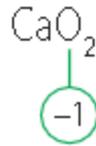
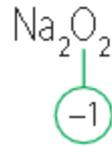
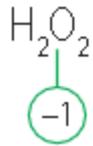
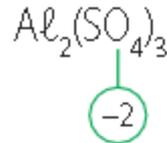
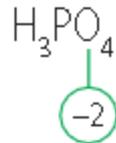
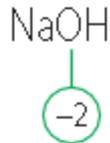
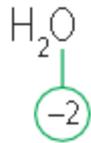
II. O Nox do **hidrogênio**, em seus compostos, é normalmente +1; exceto nos hidretos metálicos (compostos iônicos), em que o Nox do H é -1.

Ex.:



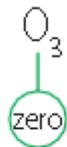
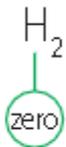
III. O Nox do **oxigênio**, em seus compostos, é normalmente -2 ; exceto nos peróxidos, em que o Nox do oxigênio é igual a -1 .

Ex.:



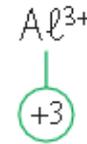
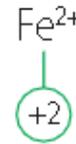
IV. O Nox dos **átomos isolados** sem uma substância simples é igual a zero.

Ex.:



V. Em um **ion monoatômico**, o Nox é a carga do próprio ion.

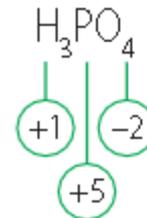
Ex.:



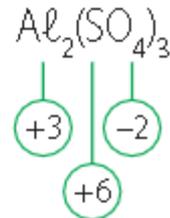
VI. Em uma **espécie química neutra** (composto), a soma do Nox total para todos os átomos participantes é igual a zero.

Ex.:

$$+3 + 5 - 8 = \text{zero}$$

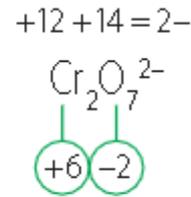
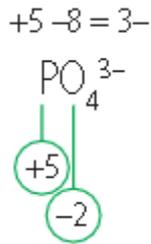


$$+6 + 18 - 24 = \text{zero}$$



VII. Em um **íon poliatômico**, a soma do Nox total para todos os átomos participantes é igual à carga do íon.

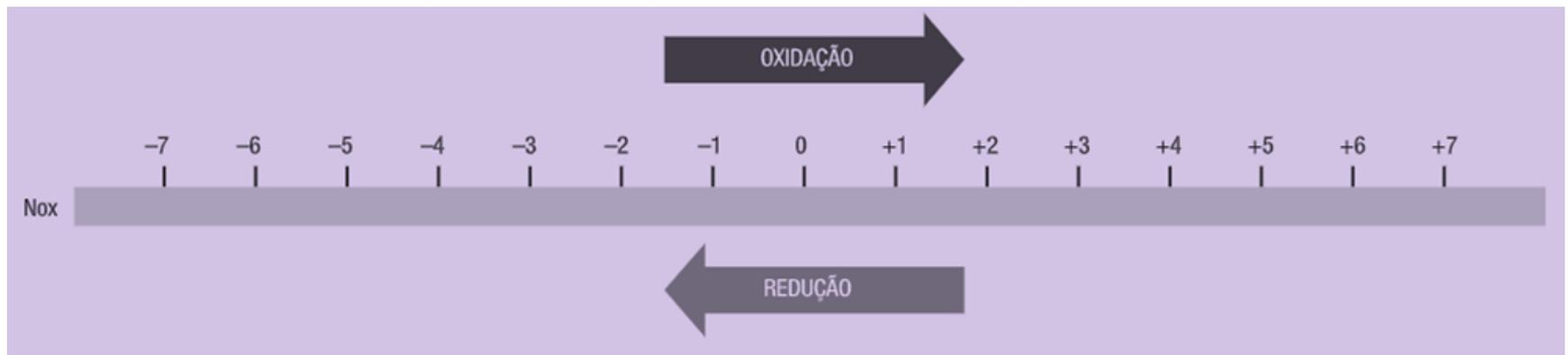
Ex.:



Reações de oxirredução ou redox

As reações químicas que apresentam variações do Nox são denominadas reações de oxirredução. Essas reações estão relacionadas com a transferência de elétrons entre as espécies químicas (átomos e/ou íons) dos reagentes.

O aumento do Nox verificado na espécie que perde elétron(s) indica o processo de oxidação; a diminuição do Nox na outra espécie, aquela que recebe elétron(s), o processo de redução.



A oxidação e a redução são sempre simultâneas, ou seja, toda vez que ocorrer a perda de elétron(s) por determinada espécie participante, haverá o recebimento de elétron(s) pela outra espécie.

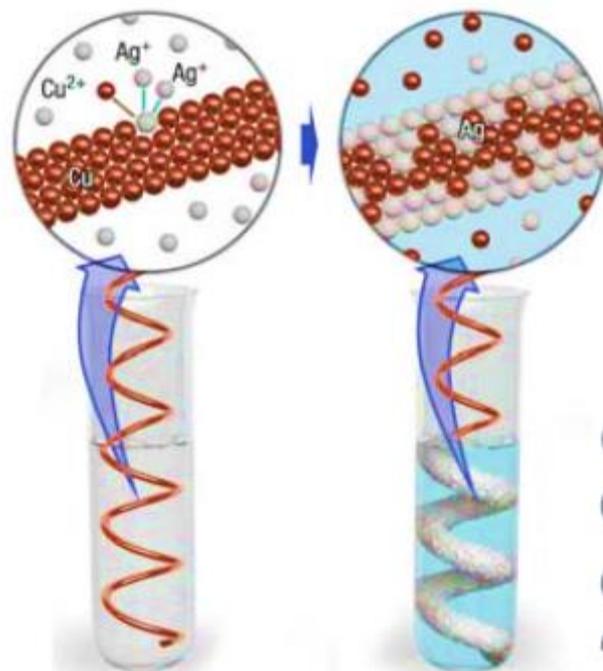
O átomo ou o íon que perde elétron(s) – que contém o elemento que oxida – é denominado (agente) **redutor**, pois provoca a redução da outra espécie química. Conseqüentemente, o átomo ou o íon que recebe elétron(s) – que contém o elemento que reduz – é denominado (agente) **oxidante**, pois provoca a oxidação da outra espécie.

Em uma reação de oxirredução, o número de elétrons perdidos pelo redutor é igual ao número de elétrons recebidos pelo oxidante.

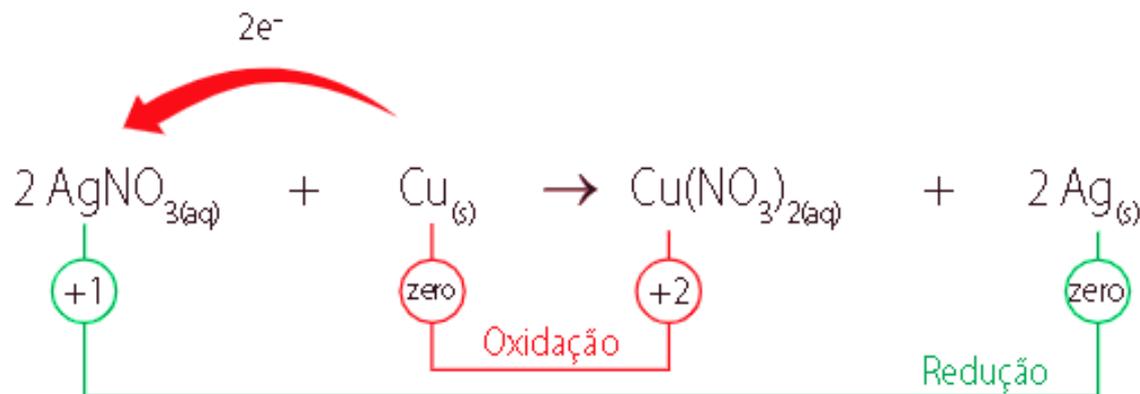
Para exemplificar, considere a situação a seguir.

Ao colocar um fio de cobre (Cu) em uma solução de nitrato de prata (AgNO_3), forma-se uma solução de nitrato de cobre ($\text{Cu(NO}_3)_2$).

A transferência eletrônica ocorre do fio de cobre ($\text{Cu}(s)$) para os íons prata ($\text{Ag}^+(aq)$) presentes na solução incolor. Após certo tempo, há um depósito de prata ($\text{Ag}(s)$) no fio e a solução adquire a cor azul, característica dos íons cobre ($\text{Cu}^{2+}(aq)$).



Essa reação pode ser representada conforme a equação:



Além de ser classificada como uma **reação de deslocamento**, ou simples troca, em razão da variação de Nox, também corresponde a uma reação de oxirredução.

O aumento no valor do Nox do cobre, provocado pela perda de elétrons, e a diminuição no Nox da prata, em razão do recebimento desses elétrons, permitem concluir que:

$\text{Cu}^0 \rightarrow$ oxidou $\therefore \text{Cu}_{(s)}$ agente redutor

$\text{Ag}^+ \rightarrow$ reduziu $\therefore \text{AgNO}_{3(aq)}$ agente oxidante