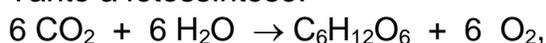


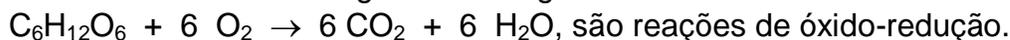
I. INTRODUÇÃO: CONCEITO DE OXI-REDUÇÃO

O fenômeno da óxido-redução é muito importante no mundo que nos cerca e está presente nos processos que permitem a manutenção da vida.

Tanto a fotossíntese:



como o metabolismo da glicose no organismo:



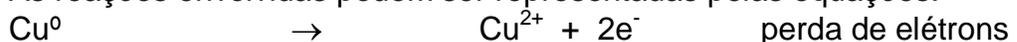
Durante o processo de produção do ferro a partir da hematita (Fe_2CO_3):



Essas, como todas as reações de óxido-redução, ocorrem com a transferência de elétrons. Esse processo de transferência de elétrons pode ser evidenciado por um experimento bastante simples.

Ao introduzirmos um fio de cobre (Cu) numa solução aquosa de nitrato de prata (AgNO_3), verificamos, após certo tempo, que ocorre a formação de um depósito de prata e que a solução adquire a cor azul, característica dos íons Cu^{2+} .

As reações envolvidas podem ser representadas pelas equações:



Quando representamos a reação global, ou seja, a soma das duas semi-reações, cancelamos os elétrons: $\text{Cu}^0 + 2 \text{Ag}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{Ag}^0$.

A semi-reação onde ocorre **perda de elétrons** é denominada **reação de oxidação**. A semi-reação onde 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:



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 (Nox) é de grande importância para o entendimento dos processos de óxido-redução.

Vamos agora estudar as maneiras de determiná-lo.

II. NÚMERO DE OXIDAÇÃO (Nox)

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

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^-	$\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$	$\text{Al}^{3+}\text{F}_3^-$	$(\text{Fe}^{3+})_2(\text{S}^{2-})_3$
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:

Composto molecular	H Cl	C O	$\text{Al}^{3+}\text{F}_3^-$	H O H
Nox	+1 - 1	+ 2 - 2	+ 3 - 1	+1 - 2 +1

OBSERVAÇÕES:

1. O Nox deve ser determinado para cada átomo, isoladamente.
2. Nos compostos iônicos, o nox é a própria carga de cada íon.
3. Nos compostos covalentes, o Nox é uma carga imaginária, sendo que o Nox negativo é atribuído ao átomo de maior eletronegatividade.

III. ELEMENTOS COM NOX FIXO

REGRAS PARA A DETERMINAÇÃO DO NOX!!!

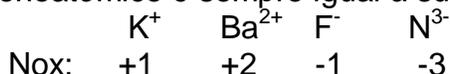
Veremos, a seguir, um conjunto de regras que permite a determinação dos números de oxidação de uma maneira bastante simples, sem que seja necessário construir as fórmulas eletrônicas dos compostos.

1. 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.

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



3. Existem elementos que apresentam Nox fixo em seus compostos.

Elementos químicos	Nox	Exemplos	
Metais Alcalinos (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr)	+1	NaCl +1	K_2SO_4 +1
Metais Alcalino-Terrosos (Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra)	+2	CaO +2	MgCl_2 +2
Zinco (Zn)	+2	ZnSO_4 +2	ZnO +2
Prata (Ag)	+1	AgCl	Ag_2SO_4
Alumínio (Al)	+3	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	Al_2O_3

- 4. O Nox do elemento hidrogênio (H) nas substâncias compostas é geralmente + 1. Ex.: HBr, H₂SO₄, C₆H₁₂O₆. Quando o hidrogênio estiver ligado a metal, formando hidretos metálicos, seu nox é -1. Ex.: NaH, CaH₂.
- 5. O Nox do elemento oxigênio [O], na maioria dos seus compostos, é -2. Ex.: CO, H₂O, H₂SO₄, C₆H₁₂O₆. Nos peróxidos (O₂)⁻², o Nox do oxigênio é -1: H₂O₂, Na₂O₂. No composto fluoreto de oxigênio (OF₂), como o flúor é mais eletronegativo, o Nox do oxigênio é +2.

IV. CÁLCULO DO NOX

- 6. A soma dos Nox de todos os átomos constituintes de um composto iônico ou molecular é sempre **zero**.

	NaCl	HCl	CaO	CO
Nox:	+1 -1	+1-1	+2-2	+2-2
Soma dos Nox:	zero	zero	zero	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

.....

.....

.....

→ Determinação do Nox do enxofre (S) no Al₂(SO₄)₃; A notação (SO₄)₃, indica a presença de 3 grupos SO₄, ou seja, 3 átomos de S e 12 átomos de [O], o que equivale a S₃O₁₂:

.....

.....

.....

- 7. Num íon composto, o somatório dos Nox é igual a carga do íon. Cálculo do Nox do cromo (Cr) no íon Cr₂O₇²⁻.

.....

.....

.....

- 8. Os halogênios apresentam Nox = -1, quando formam compostos binários (2 elementos), em que eles são mais eletronegativos. Ex.: HCl, MnBr₂, CF₄

V. IDENTIFICAÇÃO DE AGENTES OXIDANTES E REDUTORES

Variação do Nox nas reações de óxido-redução.

Retomando o exemplo inicial e associando-o ao conceito de Nox, temos:

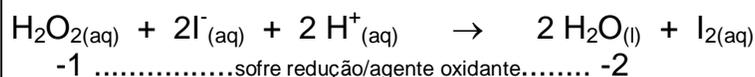
Numa reação de óxido-redução, temos espécies perdendo elétrons enquanto outras recebem elétrons, o que irá ocasionar a variação de seus Nox.

Generalizando, espécie que:

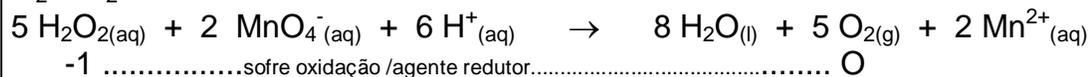
Perde e⁻ → oxida – Nox ↑ - agente redutor
 Ganha e⁻ → reduz – Nox ↓ - agente oxidante

H₂O₂: oxidante e redutor

Na maioria das reações, o peróxido de hidrogênio age como oxidante, produzindo água como um dos produtos:



Porém, na presença de agentes oxidantes fortes, ele pode agir como redutor, produzindo O₂ e H₂O:



VI. EXERCÍCIOS:

→ RESOLVIDO ←

Seja a equação química:



Indique a afirmativa correta:

- a) O arsênio oxida-se, o enxofre e o nitrogênio reduzem-se.
- b) O enxofre e o nitrogênio oxidam-se; o arsênio reduz-se.
- c) O enxofre e o arsênio oxidam-se; o nitrogênio reduz-se.
- d) O enxofre oxida-se; o nitrogênio e o hidrogênio reduzem-se.
- e) O agente oxidante é o As₂S₃ e o agente redutor é o HNO₃.

Solução

- Inicialmente, devemos calcular o Nox dos átomos presentes em todas as substâncias:

- Assim, podemos observar que ocorreu variação de Nox no **As**, no **N**, e no **S**:

- Assim, temos:

→ O arsênio (As) e o enxofre (S), presentes no As₂S₃, se oxidaram; portanto, esse é o agente redutor.

→ O nitrogênio (N), presente no HNO₃, se reduziu; portanto, esse é o agente oxidante.

→ Resposta: alternativa **c**.

→ RESOLVA ←

01. Defina número de oxidação:

02. Vamos calcular o número de oxidação dos átomos presentes na molécula de tetracloreto de carbono (CCl_4)

(a) Construa a fórmula eletrônica (${}_6\text{C}$ e ${}_{17}\text{Cl}$)

(b) Agora imagine, para cada ligação, que o par eletrônico será cedido para o átomo mais eletronegativo. Com isso, concluímos que:

Carbono → Nox: Cloro → Nox:

(c) Vamos fazer o mesmo raciocínio anterior para determinar o número de oxidação de cada átomo da molécula de fluoreto de fósforo (PF_3), (${}_{15}\text{P}$ e ${}_{9}\text{F}$). Então, construa a fórmula eletrônica e ceda o par eletrônico para o átomo mais eletronegativo. Com isso, concluímos que: e..... .

03. Calcule o Nox dos elementos marcados nas moléculas abaixo:

$(\underline{\text{Bi}}\text{O}_3)^-$, $\text{HO}\underline{\text{C}}\text{N}$, $\text{H}\underline{\text{Al}}\text{O}_2$, $(\underline{\text{S}}_2\text{O}_4)^{2-}$, $\text{K}_4\underline{\text{P}}_2\text{O}_7$,

$\text{H}_3\underline{\text{Fe}}(\text{CN})_6$, $\text{H}_4\underline{\text{Fe}}(\text{CN})_6$, $\text{Na}_2\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_7$, $\text{Li}_2\underline{\text{Cr}}_2\text{O}_4$, $\text{Na}\underline{\text{I}}\text{O}$,

$\text{H}\underline{\text{I}}\text{O}_3$, $\underline{\text{N}}\text{H}_4^+$, I_2 , $\text{H}\underline{\text{Br}}\text{O}_2$, $\underline{\text{N}}\text{Cl}_3$,

$\text{H}\underline{\text{N}}\text{O}_2$, $\underline{\text{C}}_2\text{H}_4$, $\underline{\text{S}}\text{Cl}_2$, $\text{H}_4\underline{\text{P}}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\underline{\text{P}}\text{O}_2^-$,

$\underline{\text{P}}\text{O}_4^{3-}$, $\underline{\text{C}}\text{H}_3\text{F}$

04. Determine o número de oxidação de cada átomo, nos compostos seguintes:

- a) N_2
- b) H_2SO_3
- c) $HMnO_4$
- d) PO_4^{3-}
- e) OF_2

05. Determine o número de oxidação das seguintes espécies:

- | | | |
|--------------|--------------|--------------|
| a) P_4 | b) Fe^{3+} | c) Cl_2 |
| d) S_8 | e) O_3 | f) Ag^{1+} |
| g) S^{2-} | h) Fe | i) Al^{3+} |
| j) Li^{1+} | | |

06. Determine o número de oxidação do oxigênio, nas substâncias abaixo:

- a) H_2O
- b) $NaClO_3$
- c) Na_2O_2
- d) H_2SO_4
- e) O_2F_2
- f) $BaSO_3$

07. Determine o número de oxidação do cloro, nos seguintes compostos:

- | | | | |
|-------------|-------------|-------------|------------|
| a) $HClO_4$ | b) $HClO_3$ | c) $KClO_2$ | d) ClO_2 |
|-------------|-------------|-------------|------------|

08. Descubra o NOX de todos os átomos nos seguintes íons:

- a) PO_4^{3-}
- b) $Cr_2O_7^{2-}$
- c) NO_2^-
- d) $S_2O_3^{2-}$
- e) MnO_4^-
- f) $P_2O_7^{4-}$