



# Reações de Oxirredução

Luiza Lanza L. Temponi





# 1 Número de Oxidação ou NOX

No artigo da H. Gabriela, disponível no nosso Curso de Química, você pode se aprofundar no assunto. Porém, como é um pré-requisito para esse curso, vamos relembrar as principais características do Número de Oxidação:

O NOX de um elemento é o número de elétrons ( $e^-$ ) que esse elemento ganhou ou perdeu. Quando temos uma substância molecular, que é formada por ligações covalentes, consideramos quantos elétrons essa substância perderia ou ganharia caso essa ligação fosse rompida, i.e., qual átomo ficaria com os elétrons do par eletrônica.

Nesse caso, o átomo mais eletronegativo da dupla fica com os elétrons da ligação. Dessa definição, temos que substâncias simples possuem  $\text{NOX} = 0$ , já que os dois átomos ligantes possuem a mesma eletronegatividade.

Dessa forma, o átomo mais eletronegativo reduz (ganha elétrons) e o menos eletronegativo oxida (perde elétrons). Também é importante dizer que os elétrons perdidos e doados em uma ligação covalente de um átomo à outro está diretamente relacionado ao número de ligações covalentes entre dois átomos, ou seja, somente os elétrons dos pares eletrônicos compartilhados podem ser oxidados.

## 2 Cálculo do NOX

### 2.1 NOX de substâncias iônicas:

O NOX em uma substância iônica é determinado pela carga do íon.

Ex.: NOX do Magnésio no composto iônico  $MgSO_4(aq)$ .

Como a solução é eletricamente neutra e a carga do ânion  $SO_4$  é 2-, a carga do cátion  $Mg$  é 2+. Logo, o  $\text{NOX}_{Mg} = +2$

### 2.2 NOX de substâncias simples:

O NOX das substâncias simples é sempre igual a zero, já que não há diferença de eletronegatividade entre os átomos.

Ex.:  $C_{grafite}, Fe_{(s)}, O_{2(g)}$

### 2.3 NOX em substâncias compostas:

A soma do NOX de todos os elementos que formam uma substância composta, multiplicados pelo coeficiente de cada elemento, deve ser igual à carga do composto. Se a substância é um composto iônico,  $\Sigma_{composto} = \text{carga do íon}$ . Se a substância é neutra,  $\Sigma_{composto} = 0$

Ex.: carga do  $CO_2 = 0$ . Logo,  $\text{NOX}_C + \text{NOX}_{O_2} = 0$ . Como  $\text{NOX}_{O_2} = -2 \rightarrow \text{NOX}_C = +2 \cdot 2 \rightarrow \text{NOX}_C = +4$

Para saber o NOX de cada átomo, é necessário decorar a ordem de eletronegatividade entre os átomos e a ordem de ligação entre eles. Porém, algumas substâncias possuem NOX fixo ou NOX mais comum. São eles:

NOX do hidrogênio:  $+1 \Rightarrow H^+$ . Outros valores de NOX possíveis são 0 ( $H_2$ ) ou, menos comum,  $-1$ , ligado ao Boro;

NOX dos metais alcalinos:  $+1$ ;

NOX dos metais alcalinos terrosos:  $+2$ ;



NOX dos metais de transição: +2;

NOX do Alumínio (Al): +3;

NOX do Flúor (átomo mais eletronegativo): -1;

NOX da Prata: +1;

NOX do Ferro: +2 ou +3;

NOX do Oxigênio: -2. Exceção: alótropos do oxigênio ( $O_2$  e  $O_3$ ), peróxidos  $NOX = -1$  e fluoretos de oxigênio, exemplos: fluoreto de oxigênio  $OF$ , difluoreto de dióxigênio  $O_2F_2$ , trifluoreto de dióxigênio  $O_3F_2$ , difluoreto de tetraoxigênio  $O_2F_5$ , etc. Superóxidos.



NOX do Carbono: +4, +2, 0, -2 ou -4;

*Compostos sem nitrogênio:*

Halogênios: -1;

Calcogênios: -2;

Família do Nitrogênio: -3;

*Compostos oxigenados (com exceção do Flúor):*

Halogênios: +1, +3, +5 ou +7;

Calcogênios: +2, +4 ou +6;

Família do Nitrogênio: +3, +5.

Há, ainda, átomos de determinadas substâncias que possuem NOX fracionário, como o NOX do oxigênio em superóxidos igual a  $-1/2$ . Não existe carga fracionária, portanto, esse NOX é uma média de todos os NOXs de determinado tipo de átomo da substância. Porém, estes NOXs são menos comuns e extrapolam os objetivos deste artigo.

### 3 Oxidação e redução

Ao sofrer oxidação, o átomo perde elétrons para outro, o chamado agente redutor, e fica com NOX positivo, já que ele perde cargas negativas. Já ao sofrer redução, o átomo ganha elétrons de outro, o chamado agente oxidante, e fica com NOX negativo, já que ele ganha cargas negativas.

Dessa forma, em uma reação de oxirredução, sempre há pelo menos um elemento oxidando e um reduzindo, pois há transferência de elétrons, e o número de elétrons ganhados deve ser igual ao número de elétrons perdidos.

Dica: para não se esquecer de que quem oxida perde elétrons e quem reduz ganha elétrons, atente-se ao passado dos verbos:

"Quem oxidou, o NOX aumentou. Quem reduziu, o NOX diminuiu."

Dica 2: macete para saber qual átomo é mais eletronegativo:

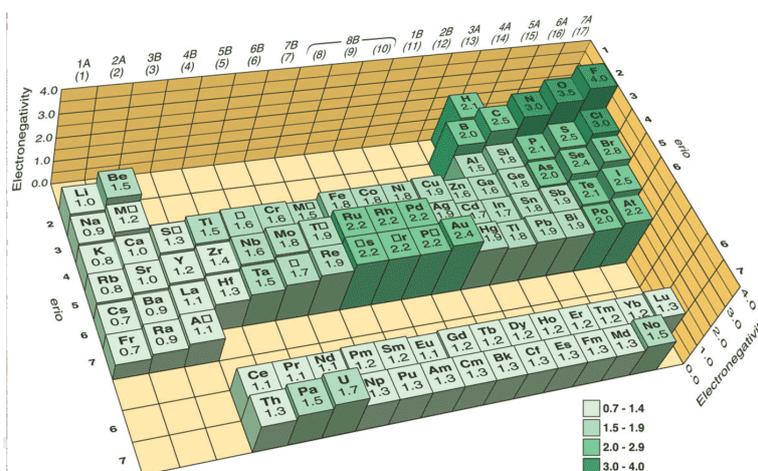
"Fui ontem no clube briguei e saí carregado para o hospital da baleia (metais)."



Apenas para pincelar esse assunto, a eletronegatividade depende da Carga Nuclear Efetiva ( $Z_{ef}$ ), também chamado fator de blindagem, e também do seu raio atômico. Quanto menor o raio atômico e maior a  $Z_{ef}$  maior a força com a qual o núcleo atrai seus elétrons, portanto, maior a tendência de ficar com os elétrons do par ligante.

Mulliken definiu a eletronegatividade de um átomo pela média aritmética da sua energia de ionização ( $E_i$ ) e afinidade eletrônica ( $E_{ea}$ ), sendo a tendência de um átomo a atrair os elétrons do par ligante em uma ligação covalente. Logo:

$$\chi = \frac{E_i + E_{ea}}{2}$$



## 4 Identificação das semirreações pelo potencial padrão de oxidação e redução

Outra forma de observar qual composto sofre redução e qual sofre oxidação em uma reação de oxirredução, é a partir dos potenciais padrão de oxidação e redução de determinada espécie, que deve ser fornecido pela questão por ser um dado experimental.

O potencial padrão de redução, diz respeito a capacidade que uma espécie tem de sofrer redução. Quanto maior, melhor agente redutor determinada espécie é. Já o potencial padrão de oxidação diz respeito a capacidade de oxidação de uma espécie. Ele pode ser obtido trocando o sinal do potencial padrão de redução: quanto mais facilidade uma espécie tem de sofrer redução, mais difícil fazer com que ela sofra oxidação.

Potencial de redução ( $E_{\text{red}}^0$ )	Estado reduzido	Estado oxidado	Potencial de oxidação ( $E_{\text{oxid}}^0$ )
-3,04	Li	$\text{Li}^+ + e^-$	+3,04
-2,92	K	$\text{K}^+ + e^-$	+2,92
-2,90	Ba	$\text{Ba}^{2+} + 2e^-$	+2,90
-2,89	Sr	$\text{Sr}^{2+} + 2e^-$	+2,89
-2,87	Ca	$\text{Ca}^{2+} + 2e^-$	+2,87
-2,71	Na	$\text{Na}^+ + e^-$	+2,71
-2,37	Mg	$\text{Mg}^{2+} + 2e^-$	+2,37
-1,66	Al	$\text{Al}^{3+} + 3e^-$	+1,66
-1,18	Mn	$\text{Mn}^{2+} + 2e^-$	+1,18
-0,83	$\text{H}_2 + 2(\text{OH})^-$	$2 \text{H}_2\text{O} + 2e^-$	+0,83
-0,76	Zn	$\text{Zn}^{2+} + 2e^-$	+0,76
-0,74	Cr	$\text{Cr}^{3+} + 3e^-$	+0,74
-0,48	$\text{S}^{2-}$	$\text{S} + 2e^-$	+0,48
-0,44	Fe	$\text{Fe}^{2+} + 2e^-$	+0,44
-0,28	Co	$\text{Co}^{2+} + 2e^-$	+0,28
-0,23	Ni	$\text{Ni}^{2+} + 2e^-$	+0,23
-0,13	Pb	$\text{Pb}^{2+} + 2e^-$	+0,13
0,00	$\text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2e^-$	0,00
+0,15	$\text{Cu}^+$	$\text{Cu}^{2+} + e^-$	-0,15
+0,34	Cu	$\text{Cu}^{2+} + 2e^-$	-0,34
+0,40	$2(\text{OH})^-$	$\text{H}_2\text{O} + 1/2 \text{O}_2 + 2e^-$	-0,40
+0,52	Cu	$\text{Cu}^+ + e^-$	-0,52
+0,54	$2\text{I}^-$	$\text{I}_2 + 2e^-$	-0,54
+0,77	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+} + e^-$	-0,77
+0,80	Ag	$\text{Ag}^+ + e^-$	-0,80
+0,85	Hg	$\text{Hg}^{2+} + 2e^-$	-0,85
+1,09	$2 \text{Br}^-$	$\text{Br}_2 + 2e^-$	-1,09
+1,23	$\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}^+ + 1/2 \text{O}_2 + 2e^-$	-1,23
+1,36	$2 \text{Cl}^-$	$\text{Cl}_2 + 2e^-$	-1,36
+2,87	$2 \text{F}^-$	$\text{F}_2 + 2e^-$	-2,87

ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO OXIDANTE

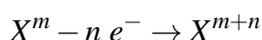
ORDEM CRESCENTE DE AÇÃO REDUTORA

Exemplo: em uma reação de oxirredução entre ferro e manganês, o ferro reduz e o manganês oxida, pois  $E_{\text{OXI}}^{\circ} \text{Mn} > E_{\text{OXI}}^{\circ} \text{Fe}$ . Assim, a ação redutora do manganês é maior que a do ferro.

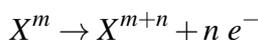
## 5 Reação de oxirredução

Para chegar à reação completa e balanceada de oxirredução (próximo tópico), primeiro recorremos à semireações de oxirredução. A partir da soma das semireações, chegamos à equação geral.

Na semirreação de oxidação, a substância perde elétrons. Sendo  $n$  o número de elétrons perdidos:



ou

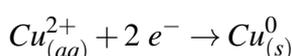
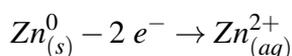


Onde  $X$  é o elemento que está sofrendo oxidação,  $m$  é seu NOX inicial e  $m+n$  é seu NOX final, após perder  $n$  elétrons. Adotarei neste artigo a primeira notação. Na semirreação de redução, a substância ganha elétrons. Sendo  $n$  o número de elétrons ganhos:



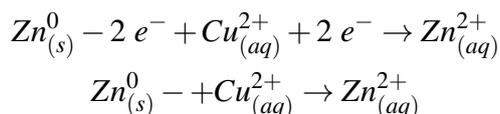
Onde  $X$  é o elemento que está sofrendo redução,  $m$  é seu NOX inicial e  $m-n$  é seu NOX final, após ganhar  $n$  elétrons.

Ex.: Zinco sólido é oxidado à Zinco (2+) por Cobre (2+).



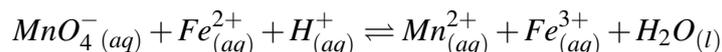


Somando as reações:



## 6 Balanceamento de semirreações (equações redox)

Finalmente, chegamos ao tópico mais importante deste artigo, e talvez o que os alunos tenham mais dificuldade. Dada uma reação de oxirredução não balanceada



pergunte-se:

- Qual a soma dos menores coeficientes inteiros que tornam a equação balanceada?
- Quantos elétrons participam da reação de oxirredução?

Balancear uma equação de oxirredução demanda mais alguns passos do que reações em que há somente rearranjo de átomos, pelo método de tentativa e erro (regra do "MACHO"). É necessário seguir passo a passo para balancear a equação.

### 6.1 Calcular o NOX de cada substância da equação:

$\text{MnO}_4^- (aq)$ : como  $\chi_{\text{O}} > \chi_{\text{Mn}}$ , o oxigênio fica com os elétrons de cada par ligante. Sendo o NOX do oxigênio 2-, o NOX do magnésio  $x$  e o NOX da substância 1-, temos:

$$\text{NOX}_{\text{Mn}} + 4 \cdot (-2) \Rightarrow \text{NOX}_{\text{Mn}} = -1 + 8 \Rightarrow \text{NOX}_{\text{Mn}} = +7$$

. Os NOX das substâncias iônicas são iguais a carga do íon, portanto:  $\text{NOX}_{\text{Fe}_{(aq)}^{2+}} = 2+$ ;  $\text{NOX}_{\text{H}_{(aq)}^+} = 1+$ ;  $\text{NOX}_{\text{Mn}_{(aq)}^{2+}} = 2+$ ;  $\text{NOX}_{\text{Fe}_{(aq)}^{3+}} = 3+$ . Na água, como o NOX do oxigênio é 2- e a substância é eletricamente neutra, o hidrogênio tem NOX +1, pois  $-2 + 2 \cdot (+1) = 0$ .

### 6.2 Observar qual elemento está reduzindo (diminuição do NOX) e oxidando (aumento do NOX).

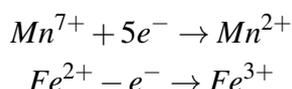
$$\text{NOX}_{\text{Mn}} = +7 \rightarrow \text{NOX}_{\text{Mn}_{(aq)}^{2+}} = 2+$$

O NOX do magnésio de uma substância para outra diminuiu, logo, ele sofreu redução.

$$\text{NOX}_{\text{Fe}_{(aq)}^{2+}} = 2+ \rightarrow \text{NOX}_{\text{Fe}_{(aq)}^{3+}} = 3+$$

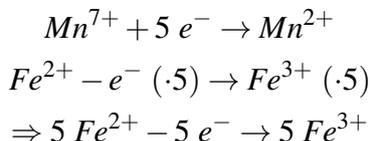
O NOX do ferro de uma substância para outra aumentou, logo, ele sofreu oxidação.

### 6.3 Montar as semirreações de oxidação e redução, com os coeficientes fornecidos.



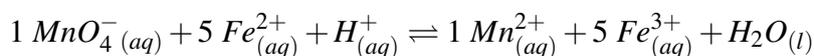


**6.4 Balanço de cargas: balancear as equações de oxirredução de forma que o número de elétrons perdidos seja igual ao número de elétrons ganhos. Se necessário, multiplique toda a semirreação pelo mesmo coeficiente.**



Dessa forma, o número de elétrons perdidos por 5 mol de Ferro é igual ao número de elétrons ganhos por 1 mol de magnésio.

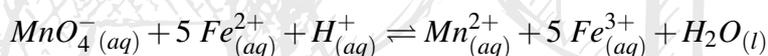
**6.5 Substituir os coeficientes encontrados nas substâncias da equação original.**



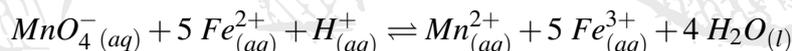
**6.6 Conferir o balanceamento e, se necessário, concertar os coeficientes pelo método das tentativas e erros até que a equação esteja balanceada (não mudar os coeficientes do item anterior!).**

Vejamos:

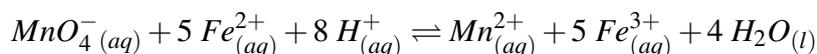
Balanceando os metais (já está balanceado):



Balanceando o oxigênio:



Balanceando os hidrogênios:



**6.7 Respostas:**

Temos aqui as seguintes respostas:

a) Qual a soma dos menores coeficientes inteiros que tornam a equação balanceada?

$$1+5+8+1+5+4 = 24.$$

**Observação:** Não esquecer de que quando os coeficientes não estão explicitos  $n = 1$ , como no  $MnO_4^{-}aq!$

b) Quantos elétrons participam da reação de oxirredução?

5 elétrons.



## 6.8 Exemplo 2:

Balacear a seguinte equação pelo método das semiequações:



NOX do sódio nos reagentes:  $NOX_{Na} = 0$ ;

NOX do sódio nos produtos:  $NOX_{Na} = x \rightarrow -2 + 2x = 0 \rightarrow x = +1$ ;

NOX do oxigênio nos reagentes:  $NOX_O = -2$ ;

NOX do oxigênio nos produtos:  $NOX_O = -2$ ;

NOX do nitrogênio nos reagentes:  $NOX_N = y \rightarrow +1 + y + 3 \cdot (-2) = 0 \rightarrow y = +5$ ;

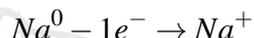
NOX do nitrogênio nos produtos:  $NOX_N = 0$ ;

NOX do potássio nos reagentes:  $NOX_K = +1$ ;

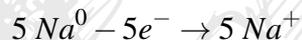
NOX do potássio nos produtos:  $NOX_K = +1$ .

Logo, o sódio oxida  $NOX = 0 \rightarrow NOX = +1$  e o nitrogênio reduz  $NOX = +5 \rightarrow NOX = 0$ .

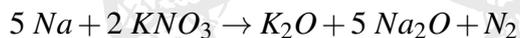
Montando as semirreações, temos:



Multiplicando a primeira equação por 5 para fazer o balanço de cargas:



Logo:



O balanceamento de massa também está correto.