

Aluno: _____

Turma: _____

Data _____

1 Número de oxidação (Nox)

1.1 Carga elétrica real de um átomo

O número de oxidação (nox) pode ser simplificado como “carga elétrica”. Isso porque, quando um elemento químico passa por reações químicas, através de ligação predominantemente covalente ou ligação iônica, ele ganha ou perde elétrons formando os diferentes tipos de compostos.

Uma das principais características dos elementos químicos é tendência em ganhar, compartilhar ou perder elétrons, com o objetivo de se tornarem estáveis - oito elétrons na camada de valência. Deste modo, o nox indica a carga elétrica real do átomo após as reações.

Mas para que serve o nox? Confira abaixo algumas funções:

- Nomenclatura de íons (cátions e ânions);
- Aplicado aos cálculos das cargas dos ânimos oxigenados e não oxigenados;
- Determinar as fórmulas químicas dos compostos iônicos;
- Estequiometria (balanceamento de equações químicas).

Regras para o cálculo do número de oxidação

Como já dito, os elementos químicos possuem uma capacidade de doar, ganhar ou compartilhar elétrons. Os metais têm predisposição de perder elétrons (eletropositivos) e terão o nox positivo. Os ametais têm predisposição de ganhar elétrons (eletronegativos) e podem ter o nox variável, negativo ou positivo.

A depender do tipo de ligação química realizada pelo átomo, podemos saber se ele terá um nox positivo ou negativo. Por exemplo, na ligação iônica, que acontece entre um metal e um ametal, no caso hidreto de sódio (NaH), o sódio é que é um metal e perde elétron tem nox positivo, enquanto o hidrogênio tem nox negativo.

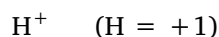
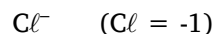
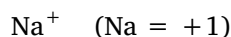
Para descobrir o número de oxidação de outros elementos químicos, existem outras condições que devem ser observadas. Veja abaixo:

Substâncias simples: não existe diferença de eletronegativa entre os elementos, logo não há perda ou ganho de elétrons e o nox é 0 (zero). Exemplos:

Exemplo	Nox
H ₂	0
Zn	0
O ₃	0

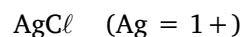
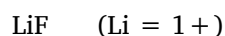
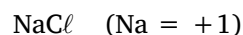
1.2 Íons

Íons: o nox será sempre igual a carga do próprio íon.
Exemplos:

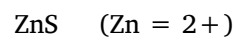
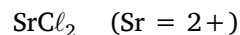
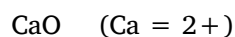


1.3 Substâncias compostas

- Com metais alcalinos ou prata (Ag): se estiverem localizados na extremidade esquerda da fórmula o nox será +1. Exemplos:

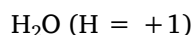


- Com metais alcalinos terrosos ou zinco (Zn): se estiverem localizados na extremidade esquerda da fórmula o nox será +2. Exemplos:

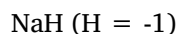


1.4 Hidrogênio

- Hidrogênio: quando ligado a um composto o nox será 1+. Exemplo:

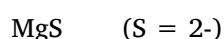
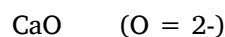


- Hidrogênio: quando ligado a um metal (hidretos metálicos) o nox será -1. Exemplos:

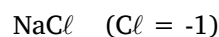
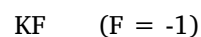


1.5 Calcogênios

- Com calcogênios: -2. Exemplos:



- Com halogênios (F, Cl, Br, I): o nox será -1.



- Oxigênio (regra calcogênio): quando ligado a um composto o nox será -2.

Exemplo	Nox
H ₂ O	(O = -2)
H ₂ SO ₄	(O = -2)

Existem alguns elementos em condições naturais que possuem uma inclinação mais eletropositiva ou mais eletronegativa. Devido a essa característica, eles têm o número de oxidação fixo. Confira a tabela abaixo:

Como realizar o cálculo do número de oxidação

O cálculo do nox de substâncias simples e compostas (dois ou mais elementos) segue duas regras básicas:

- A soma dos noxs dos elementos de um composto sempre será igual a zero;
- A soma dos noxs dos elementos em um íon composto sempre será igual a sua carga.

O cálculo do nox das substâncias compostas pode ser realizada em cinco etapas:

1. Identifique os elementos com nox fixo;
2. Coloque os nox acima dos elementos, o do meio terá o x (que será calculado);
3. Multiplique o nox pelo número de átomos do elemento correspondente;
4. Some os nox resultantes e iguale a zero;
5. Por fim, calcule o valor de x

O pirofosfato de sódio (Na₄P₂O₇) é um composto no qual pode-se fazer as seguintes inferências: o sódio (Na) é um metal com nox +1, o oxigênio nesse caso possui nox -2 e o nox do fósforo (P) será encontrado para que a soma dos três seja igual a zero. Observe:

Na ₄	P ₂	O ₇
+1	x	-2
4 · (+1)	2 · x	7 · (-2)

$$4 + 2x - 14 = 0$$

$$2x = 14 - 4$$

$$x = \frac{10}{2}$$

$$x = +5$$

1.6 Nox de íons compostos

Em íons compostos a soma dos números de oxidação dos elementos que compõem o íon é sempre igual à sua carga. A partir disso, podemos calcular o nox de um dos componentes.

Cr ₂	O ₇ ⁻²
x	-2
2 · x	7 · (-2)

$$2x - 14 = -2$$

$$2x = 14 - 2$$

$$x = \frac{12}{2}$$

$$x = +6$$

1.7 Exercícios

- 1. Calcule o Nox das seguintes fórmulas

- a) H₂SO₄ – Ácido sulfúrico
- b) KMnO₄ – Permanganato de potássio
- c) Na₂Cr₂O₇ – Dicromato de sódio
- d) Fe₂O₃ – Óxido de ferro(III)
- e) HNO₃ – Ácido nítrico
- f) H₂O₂ – Peróxido de hidrogênio
- g) Cu(NO₃)₂ – Nitrato de cobre(II)
- h) K₂CrO₄ – Cromato de potássio
- i) SO₂ – Dióxido de enxofre
- j) NO₂⁻ – Íon nitrito

2 Oxidação e redução

A oxidação e a redução são processos físico-químicos complementares conhecidos como reações de oxirredução. Uma substância perde elétrons na oxidação e ganha elétrons na redução.

Oxidação e redução são processos físico-químicos complementares que envolvem a transferência de elétrons entre átomos e moléculas. Nesse contexto, imagine um carro enferrujado pela ação silenciosa do tempo ou uma pilha de células que impulsiona nossos dispositivos eletrônicos — ambas são manifestações tangíveis de processos de oxidação e redução. Esses fenômenos, embora muitas vezes abstratos, permeiam nossa realidade, moldando desde reações químicas mais simples até complexos processos biológicos.

2.1 O que é oxidação e redução?

A oxidação e a redução são processos físico-químicos caracterizados pela transferência simultânea de elétrons. Na oxidação, uma substância (átomo, íon ou molécula) perde elétrons, acompanhada pelo aumento do número de oxidação (Nox). Em contrapartida, na redução, uma substância ganha elétrons, levando à diminuição do número de oxidação (Nox). Esse processo configura, assim, uma reação que pode ser denominada das seguintes formas: oxidação-redução, oxirredução ou reação redox.

A ferramenta-chave para entender reações de oxidação e redução é o conceito de potencial redox, cujo potencial padrão de redução (E°), valor obtido experimentalmente e tabelado para cada substância, é usado e representa a tendência de uma substância ser oxidada ou reduzida. Sendo assim, espécies com maior E° têm maior propensão a serem reduzidas, enquanto aquelas com menor E° são mais propensas à oxidação.

Tabela 1: Tabela de Nox de alguns elementos

Elementos	Nox	Ocorrência	Exemplo
Substâncias simples	zero	Substâncias simples	O ₂ , C, Fe , Mg
Metais alcalinos Li, Na, K, Rb, Cs, Fr	+ 1	Substâncias compostas	NaF, Na ₂ O
Metais alcalinos terrosos Be, Mg, Ca, Ba, Sr, Ra	+ 2	Substâncias compostas	CaO, BeCl ₂
Calcogênios S, Se, Te	-2	Substâncias compostas	H ₂ S, CS ₂ , BaS
Halogênios F, Cl, Br, I	-1	Substâncias compostas	HF, NaBr, CaI ₂
Prata Ag	+ 1	Substâncias compostas	AgF, AgS, AgNO ₃
Zinco Zn	+ 2	Substâncias compostas	ZnCl ₂ , ZnS, ZnO
Alumínio Al	+ 3	Substâncias compostas	AlCl ₃ , Al ₂ O ₃ , AlF ₃
Hidrogênio H	+ 1	Ligado aos não metais	CH ₄ , H ₂ SO ₄
	-1	Ligado aos metais alcalinos e alcalinos terrosos	NaH, AlH ₃ , CaH ₂
Oxigênio O	-2	Maioria dos compostos	H ₂ SO ₄ , KMnO ₄ , HNO ₃
	-2	Óxidos compostos binários	Na ₂ O, H ₂ O, CaO
	-1/2	Superóxidos, compostos binários	Na ₂ O ₄
	-1	peróxidos compostos binários	H ₂ O ₂
	+ 1	Fluoretos	O ₂ F ₂
	+ 2	Fluoretos	OF ₂

2.2 Processos de oxidação e de redução

A ferramenta-chave para entender reações de oxidação e redução é o conceito de potencial redox, cujo potencial padrão de redução (E°), valor obtido experimentalmente e tabelado para cada substância, é usado e representa a tendência de uma substância ser oxidada ou reduzida. Sendo assim, espécies com maior E° têm maior propensão a serem reduzidas, enquanto aquelas com menor E° são mais propensas à oxidação.

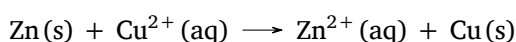
Tabela 2: Potenciais padrão de redução, semi reação de redução.

Semirreação de redução	Potencial padrão de redução (E°)
$O_2 + 4e^- + 4H^+ \rightarrow 2H_2O$	+1,23 V
$Fe^{3+} + e^- \rightarrow Fe^{2+}$	+0,77 V
$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$	+0,34 V
$2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$	0,00 V
$Zn^{2+} + 2e^- \rightarrow Zn$	-0,76 V
$2H_2O + 2e^- \rightarrow H_2 + 2OH^-$	-0,83 V

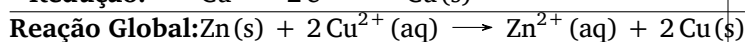
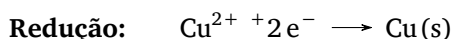
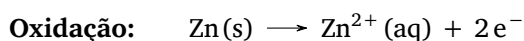
É importante salientar que os valores são dados em relação ao eletrodo padrão de hidrogênio ($E^\circ = 0.00$ V). Sendo assim, valores mais altos indicam uma tendência à redução, enquanto valores menores indicam uma tendência à oxidação.

Como o zinco tem menor potencial de redução ($E^\circ = -0,76$ V), ele perde elétrons, passando pela oxidação enquanto, simultaneamente, o íon de cobre ($E^\circ = 0,34$ V) reduz ao receber os elétrons, caracterizando-se uma reação de oxidação-redução (redox).

Outra forma de visualizarmos esse processo é por meio das semirreações de cada espécie química usadas para montar a equação global. Nesse caso, vamos considerar novamente a reação entre zinco (Zn) e cobre (Cu):



De forma simplificada, as semirreações mostram cada uma das reações ocorrendo separadamente. Nesse modelo, é necessário mostrar o número de elétrons envolvidos no processo.



Perceba que, ao perder elétrons, o Nox do zinco aumentou de 0 para 2+, logo, ele oxidou. Por outro lado, ao ganhar elétrons, o Nox do cobre diminuiu de 2+ para 0, logo, ele reduziu.

Vale lembrar que o número de elétrons transferidos na oxidação deve ser o mesmo recebido na redução, já que se trata de processos simultâneos, logo, um não existe sem o outro.

2.3 Agente Oxidante e Redutor

Agora que sabemos o que são oxidação e redução, vamos entender os conceitos de agente oxidante e de agente redutor. Sendo assim:

Agente oxidante: é a espécie química que reduz, ou seja, ao receber elétrons de outra, ela promove a oxidação.

Agente redutor: é a substância que oxida, sendo assim, ao doar elétrons durante a reação de oxirredução, ela promove a redução de outra substância.

Exemplo

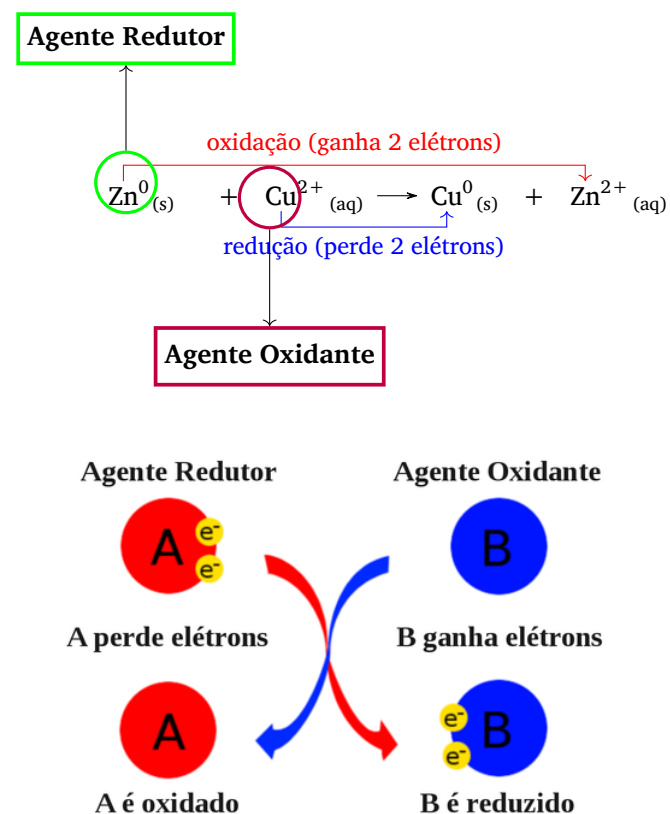
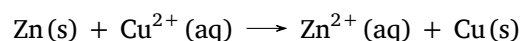
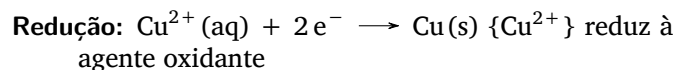
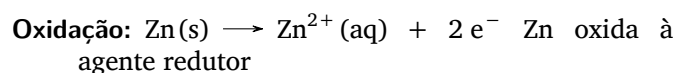


Figura 1: Esquema sobre agente oxidante e redutor.

Nesse contexto, vamos voltar ao exemplo do cobre e do zinco e identificar cada um deles na reação de oxirredução.

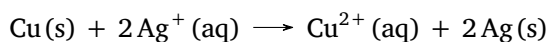


Diante da equação global, podemos usar as semirreações para facilitar o nosso entendimento. Dessa forma, temos:



Então fica claro que quem perde elétrons é o agente redutor e que quem ganha elétrons age como agente oxidante.

Considere a reação entre cobre (Cu) metálico e íons prata (Ag^+) em uma solução aquosa:



Agente redutor: o cobre (Cu) é oxidado a íons $\{\text{Cu}^{2+}\}$, portanto, Cu é o agente redutor, pois doa elétrons.

Agente oxidante: íons prata (Ag^+) são reduzidos à prata metálica (Ag), portanto, Ag^+ é o agente oxidante, pois aceita elétrons.

3 Exercícios

1 Em uma reação de óxido-redução, o agente oxidante é:

- (a) A espécie que perde elétrons.
- (b) A espécie que ganha elétrons.
- (c) A substância que sofre oxidação.
- (d) Sempre o metal presente na reação.

2 Na reação: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$, qual é o agente redutor?

- (a) Cu
- (b) Cu^{2+}
- (c) Zn
- (d) Zn^{2+}

3 Qual das opções apresenta corretamente o papel do H_2 na reação: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$?

- (a) Agente oxidante
- (b) Agente redutor
- (c) Nenhum
- (d) Produto da reação

4 Observe a reação: $\text{Fe}^{2+} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + 2\text{Cl}^-$. Qual é o agente oxidante?

- (a) Fe^{2+}
- (b) Cl_2
- (c) Fe^{3+}
- (d) Cl^-

5 Em uma reação de óxido-redução, o agente redutor:

- (a) Ganha elétrons
- (b) É reduzido
- (c) Perde elétrons
- (d) Não sofre variação de número de oxidação

6 Na equação: $2\text{Al} + 3\text{Cu}^{2+} \longrightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Cu}$, qual das espécies é o agente oxidante?

- (a) Al
- (b) Al^{3+}
- (c) Cu^{2+}
- (d) Cu

7 Considere a reação: $\text{Cl}_2 + 2\text{Br}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^- + \text{Br}_2$. O agente redutor é:

- (a) Cl_2
- (b) Cl^-
- (c) Br^-
- (d) Br_2

8 Na reação: $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$, o agente oxidante é:

- (a) Mn^{2+}
- (b) MnO_4^-
- (c) Fe^{2+}
- (d) Fe^{3+}

9 Qual alternativa apresenta corretamente o que ocorre com o agente oxidante?

- (a) Ele perde elétrons
- (b) Ele sofre oxidação
- (c) Ele é reduzido
- (d) Ele mantém o número de oxidação

10 Na reação: $\text{H}_2\text{O}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$, o peróxido de hidrogênio (H_2O_2):

- (a) Age como oxidante e redutor
- (b) Age apenas como redutor
- (c) Age apenas como oxidante
- (d) Não participa da reação redox