



USP
Universidade de São Paulo

Universidade de São Paulo
Centro de Energia Nuclear na Agricultura



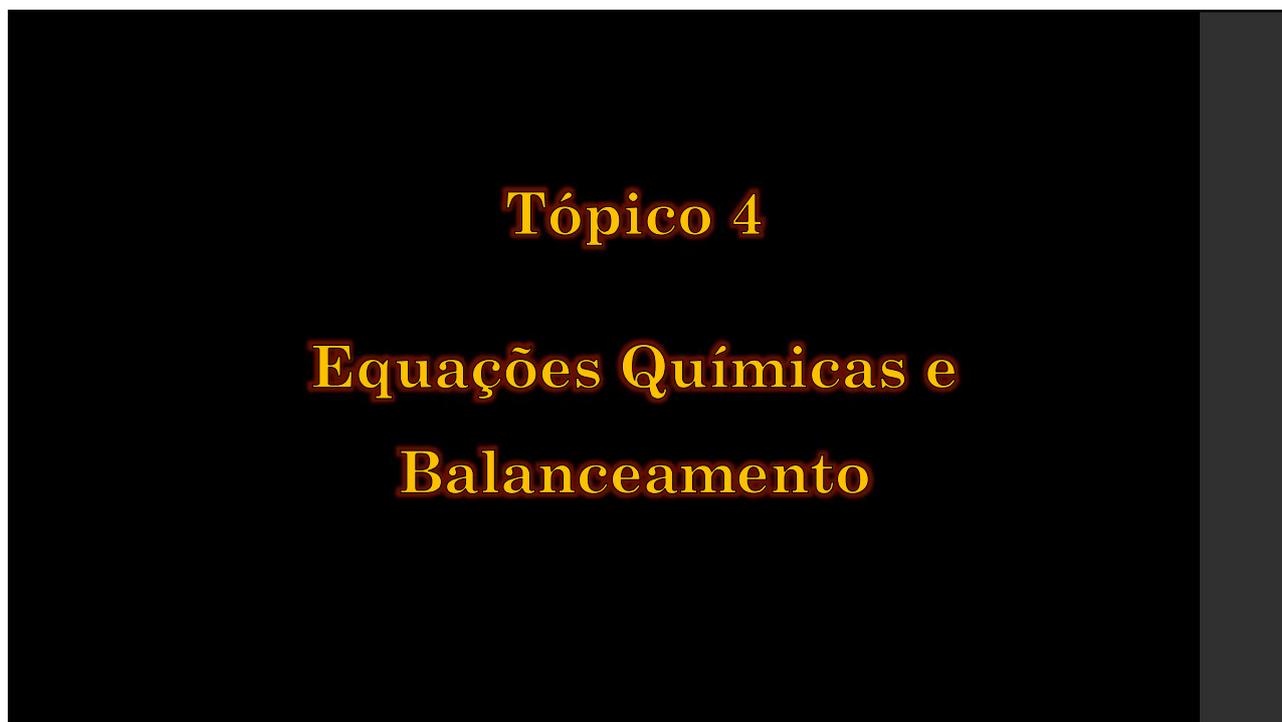
CEN5806

**Fundamentos de Química
Aplicados à Agricultura e
ao Ambiente**

Prof. Alex Virgilio

alexvirgilio@cena.usp.br

2º Sem
2020



Tópico 4

**Equações Químicas e
Balanceamento**

Tipos de linguagem

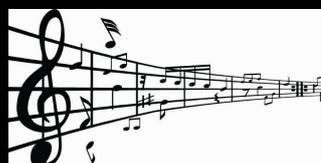
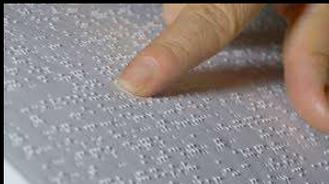
linguagem

substantivo feminino

- LINGÜÍSTICA**
qualquer meio sistemático de comunicar ideias ou sentimentos através de signos convencionais, sonoros, gráficos, gestuais etc.
"L. humana"
- POR EXTENSÃO**
qualquer sistema de símbolos ou sinais ou objetos instituídos como signos; código.
"L. da dança"



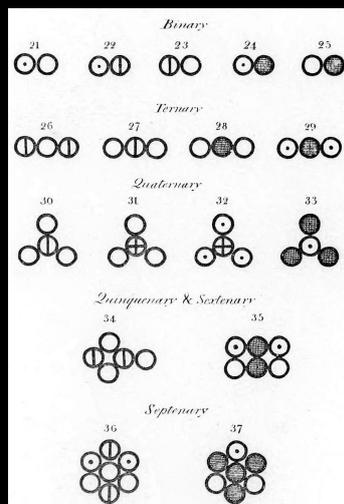
- >: maior que
- <: menor que
- >=: maior ou igual
- <=: menor ou igual
- =: igual (equações)
- ≠: diferente (inequações)
- ⊃: implica
- ∪: união
- ∩: intersecção
- ∈: pertence a
- ∉: não pertence a
- ∞: infinito positivo
- ∞: infinito negativo
- N: números naturais
- Z: números inteiros
- Q: números racionais
- R: números reais
- ||: números irracionais
- √: raiz quadrada
- ∛: raiz cúbica
- %: por cento
- ∅: conjunto vazio
- °: grau
- ': minuto
- ": segundo
- π: número pi
- e: número e
- i: número imaginário
- +se, então
- //: paralelas
- /: tal que
- {}: fração



E qual é a linguagem química?

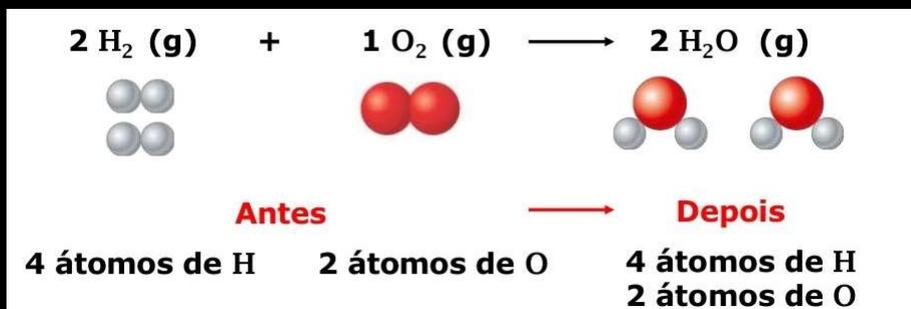
Dalton, 1803

ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	46
Azote	5	Barytes	68
Carbon	5	Iron	56
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	190
Lime	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167



E qual é a linguagem química?

Atualmente

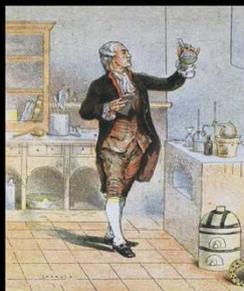


Equações químicas são descrições de reações químicas por meio de símbolos e fórmulas

Como as equações químicas são formadas?



Leis Ponderais e Equações



“Na natureza nada se cria, nada se perde, tudo se transforma...”

Antoine Lavoisier (1743-1794)

A massa é conservada em uma reação química!

“As substâncias que se combinam para formar um composto, sempre o fazem em uma relação de massas fixas, constantes e invariáveis...”

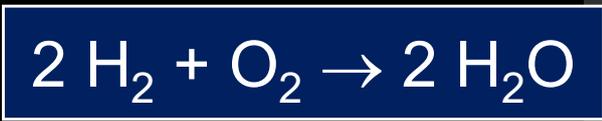
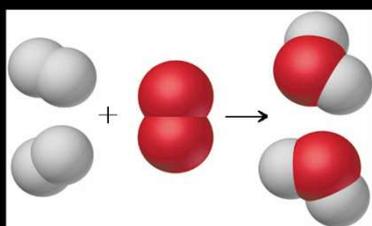
Joseph Louis Proust (1754-18264)

As proporções de uma reação química são constantes!



Escrevendo uma equação química

“Duas moléculas de hidrogênio reagindo com uma molécula de oxigênio para formar duas moléculas de água”



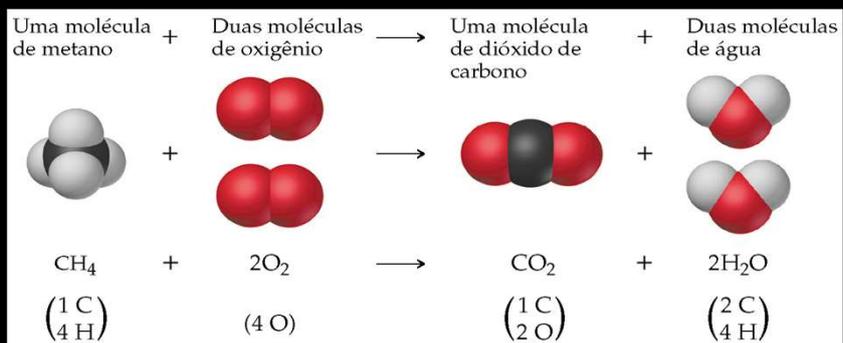
Proporções constantes

Reagentes

1C

4H

4O

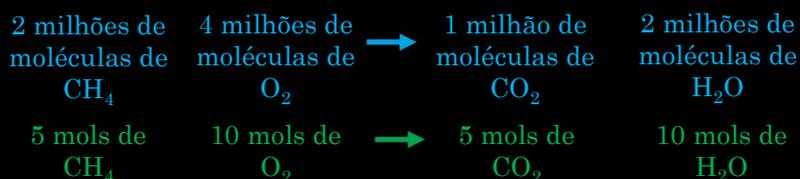


Produtos

1C

4H

4O



Número subscrito: indica a composição e identidade da substância

Símbolo químico	Significado	Composição
H ₂ O	Uma molécula de água	2 átomos de H e 1 átomo de O
2H ₂ O	Duas moléculas de água	4 átomos de H e 2 átomos de O
H ₂ O ₂	Uma molécula de peróxido de hidrogênio	2 átomos de H e 2 átomos de O
(OH) ₂	Duas moléculas de hidroxila	2 átomos de H e 2 átomos de O

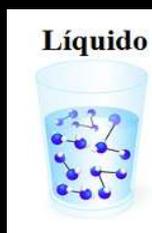
Coeficiente estequiométrico: fornece a proporção da substância

Estado físico das substâncias



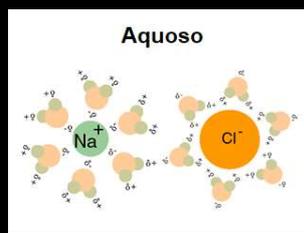
Denota-se por (s)

Ex: Zn_(s)
AgCl_(s)
C₆H₁₂O_{6(s)}



Denota-se por (l)

Ex: C₂H₅OH_(l)
H₂O_(l)



Denota-se por (aq)

Ex: Na⁺_(aq)
Cl⁻_(aq)



Denota-se por (g)

Ex: H_{2(g)}
CO_{2(g)}
NO_(g)

Uma equação química só é considerada correta quando
estiver **BALANCEADA**



Balanceamento de equações

- Método da simples inspeção
 - Método da inspeção algébrica
 - Método da transferência de elétrons
 - Método das semi-reações

Equações
balanceadas e não
balanceadas



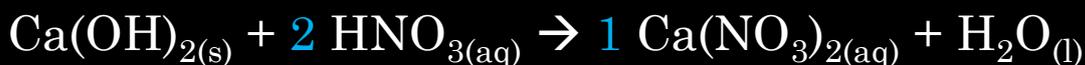
Passo a passo: Método da simples inspeção



1° Passo: Escolher a substância com maior número de átomos (preferencialmente que não seja O e H).

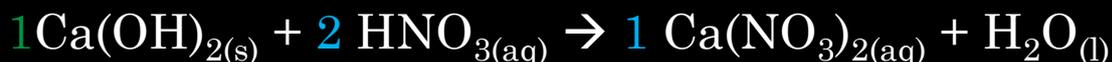
Escolhida: $\text{Ca(NO}_3)_2(aq)$ – Possui 2 átomos de N

Iguala-se o número de átomos em ambos os lados da equação

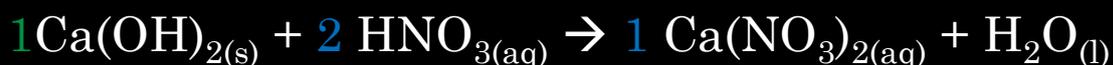


2° Passo: Igualar o número de átomos dos demais elementos (exceto O e H)

Iguala-se o Ca



Passo a passo: Método da simples inspeção



3° Passo: Igualar o número de átomos de H e a seguir o de O

Iguala-se H e O



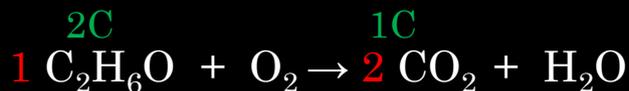
4° Passo: Caso os números não sejam inteiros, multiplicar pelo mínimo múltiplo

Fazer a checagem final!!

Exemplos de balanceamento por simples inspeção



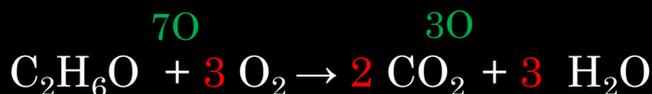
Escolhido: $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ pois apresenta maior nº átomos de C (exceto O e H)



Balanceamento dos H



Balanceamento dos O



Exemplos de balanceamento por simples inspeção



Escolhido – Cl, balanceando:



Balancear a Ag



Balancear o Ca

Balancear H e O



Passo a passo: Método da inspeção algébrica



1º Passo: Fixa-se o número de fórmulas de 1 reagente (geralmente o que tiver maior número de átomos diferentes). Ex: HNO_3



2º Passo: Verificar quais elementos da fórmula fixada ocorre apenas em um único produto e balanceá-lo. Ex: O H só ocorre em H_2O , portanto, balancear esse produto



Passo a passo: Método da inspeção algébrica



3º Passo: Atribuir letras como incógnitas nos outros coeficientes.



4º Passo: Considerando a Lei das massas, iguala-se o número de átomos de cada elemento, considerando as incógnitas e coeficientes já definidos.



$$\text{Para Cu} \rightarrow a = b \quad (\text{Equação 1})$$

$$\text{Para N} \rightarrow 1 = 2b + c \rightarrow c = 1 - 2b \quad (\text{Equação 2})$$

$$\text{Para O} \rightarrow 3 = 6b + c + 1/2 \quad (\text{Equação 3})$$

$$\begin{aligned} \text{Para Cu} &\rightarrow a = b && \text{(Equação 1)} \\ \text{Para N} &\rightarrow 1 = 2b + c \rightarrow c = 1 - 2b && \text{(Equação 2)} \\ \text{Para O} &\rightarrow 3 = 6b + c + 1/2 && \text{(Equação 3)} \end{aligned}$$

5° Passo: Determina-se os valores das incógnitas resolvendo o sistema de equações

Substituindo a Eq 2 em Eq 3, temos:

$$\begin{aligned} 3 &= 6b + c + 1/2 \\ 3 &= 6b + (1 - 2b) + 1/2 \\ 1,5 &= 4b \quad (\times 2) \\ 3 &= 8b ; \text{ portanto } b = 3/8 \end{aligned}$$

Substituindo o valor de "b" em Eq 2:

$$\begin{aligned} 1 &= 2b + c \\ 1 &= 2 \times (3/8) + c \\ 1 &= 6/8 + c \\ c &= 8/8 - 6/8 = 2/8 \rightarrow c = 1/4 \end{aligned}$$

Como $a = b$; então $a = 3/8$



6° Passo: Multiplicar todos os coeficientes por um fator adequado. Ex: X8



Fazer a checagem final!!

Exemplos de balanceamento por inspeção algébrica



Fixando um valor para a substância com mais átomos:



Balanceando os produtos para o átomo que ocorre apenas 1x



Atribuindo variáveis e resolvendo o sistema



$$\begin{aligned} \text{Para Fe} &\rightarrow a = b && \text{(Equação 1)} \\ \text{Para Cl} &\rightarrow 3a = 1 && \text{(Equação 2)} \\ \text{Para O} &\rightarrow 1 = 3b && \text{(Equação 3)} \\ \text{Para H} &\rightarrow 5 = 3b + 4 && \text{(Equação 4)} \end{aligned}$$

Exemplos de balanceamento por inspeção algébrica

$$\text{Para Fe} \rightarrow a = b \quad (\text{Equação 1})$$

$$\text{Para Cl} \rightarrow 3a = 1 \quad (\text{Equação 2})$$

$$\text{Para O} \rightarrow 1 = 3b \quad (\text{Equação 3})$$

$$\text{Para H} \rightarrow 5 = 3b + 4 \quad (\text{Equação 4})$$

$$\text{A partir de Eq. 2: } \rightarrow a = 1/3$$

$$\text{Como da Eq. 1, } a = b, \text{ então } b = 1/3$$

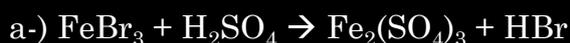


Multiplicando por 3 para eliminar as frações:



Exercício em aula

Balanceie as seguintes equações químicas pelo método algébrico



$$\text{Fe} \rightarrow a = 1/3 \times 2$$

$$\text{Br} \rightarrow 3a = b$$

$$\text{H} \rightarrow 2 = b$$



$$a = 2/3$$



$$b = 2$$



$$\text{C} \rightarrow 7a = 1/3 \times 7$$

$$\text{H} \rightarrow 9a + 1 = 1/3 \times 6 + 2b$$

$$\text{O} \rightarrow 3 = 1/3 \times 6 + b$$



$$a = 1/3$$



$$b = 1$$



Exercício em aula

Balancie as seguintes equações químicas pelo método algébrico



Reações Redox

As reações de oxidação e redução, também chamadas de reações redox, são fenômenos frequentes no nosso cotidiano



Um material sofrendo combustão

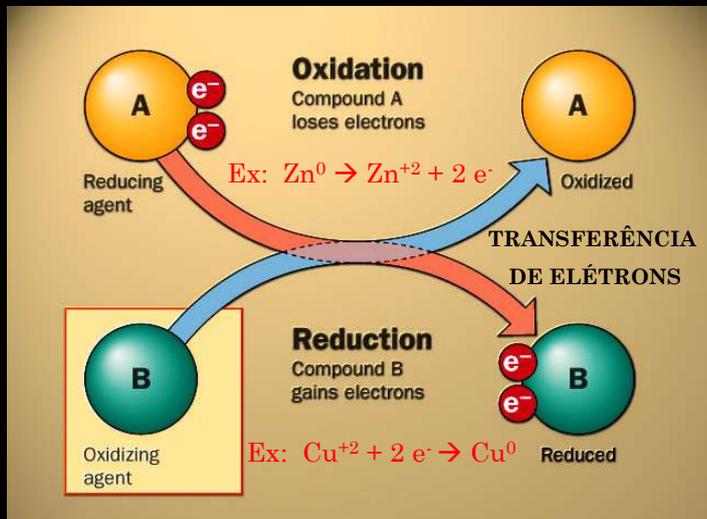


O processo de enferrujamento do ferro



O funcionamento de pilhas e baterias

Reações Redox



- O Cu^{+2} é o **agente oxidante** pois provoca a oxidação do Zn^0 a Zn^{+2}

O agente oxidante se reduz no processo

- O Zn é o **agente redutor** pois provoca a redução do Cu^{+2} a Cu^0

O agente redutor se oxida no processo

Potenciais padrão de redução (E^0_{red})

Agente oxidante forte

Agente redutor fraco

Definem a tendência de um íon ou espécie em se oxidar ou reduzir

Capacidade de se reduzir

Capacidade de se oxidar

Agente oxidante fraco

Agente redutor forte

Standard Reduction Potentials at 25°C		
Reduction Half-Reaction		E^0 (V)
$\text{F}_2(\text{g}) + 2 e^-$	$\rightarrow 2 \text{F}(\text{aq})$	2.87
$\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.78
$\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + 8 \text{H}^+(\text{aq}) + 5 e^-$	$\rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.51
$\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 e^-$	$\rightarrow 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$	1.36
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+(\text{aq}) + 6 e^-$	$\rightarrow 2 \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 7 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.33
$\text{O}_2(\text{g}) + 4 \text{H}^+(\text{aq}) + 4 e^-$	$\rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	1.23
$\text{Br}_2(\text{l}) + 2 e^-$	$\rightarrow 2 \text{Br}^-(\text{aq})$	1.09
$\text{Ag}^+(\text{aq}) + e^-$	$\rightarrow \text{Ag}(\text{s})$	0.80
$\text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + e^-$	$\rightarrow \text{Fe}^{2+}(\text{aq})$	0.77
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$	0.70
$\text{I}_2(\text{s}) + 2 e^-$	$\rightarrow 2 \text{I}^-(\text{aq})$	0.54
$\text{O}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 4 e^-$	$\rightarrow 4 \text{OH}^-(\text{aq})$	0.40
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Cu}(\text{s})$	0.34
$\text{Sn}^{4+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Sn}^{2+}(\text{aq})$	0.15
$2 \text{H}^+(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{H}_2(\text{g})$	0
$\text{Pb}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Pb}(\text{s})$	-0.13
$\text{Ni}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Ni}(\text{s})$	-0.26
$\text{Cd}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Cd}(\text{s})$	-0.40
$\text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Fe}(\text{s})$	-0.45
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Zn}(\text{s})$	-0.76
$2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{OH}^-(\text{aq})$	-0.83
$\text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 e^-$	$\rightarrow \text{Al}(\text{s})$	-1.66
$\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 e^-$	$\rightarrow \text{Mg}(\text{s})$	-2.37
$\text{Na}^+(\text{aq}) + e^-$	$\rightarrow \text{Na}(\text{s})$	-2.71
$\text{Li}^+(\text{aq}) + e^-$	$\rightarrow \text{Li}(\text{s})$	-3.04



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)



Regras para determinação do nox

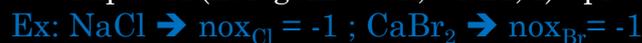
1. Substâncias simples possuem nox igual a 0. Ex: $\text{Cl}_{2(g)}$, $\text{Ni}_{(s)}$, $\text{Br}_{2(aq)}$
2. O Hidrogênio (H) possui nox igual a +1, exceto em hidretos (NaH, LiH) onde o nox = -1
Ex: $\text{HCl} \rightarrow \text{nox}_H = +1$; $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{nox}_H = +1$; $\text{NH}_3 \rightarrow \text{nox}_H = +1$
3. O Oxigênio (O) possui nox igual a -2, exceto em:
 - peróxidos (H_2O_2) - $\text{nox}_O = -1$
 - ligados ao flúor (OF_2) - $\text{nox}_O = +2$ ou (OF) - $\text{nox}_O = +1$Ex: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{nox}_O = -2$; $\text{SO}_3 \rightarrow \text{nox}_O = -2$; $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{nox}_O = -2$
4. Metais do grupo I A (Na, K, Li..) e a prata (Ag) possuem nox igual a +1 e do grupo 2 A (Ca, Mg, Ba, Sr..) e o zinco (Zn) possuem nox igual a +2.
Ex: $\text{NaOH} \rightarrow \text{nox}_{\text{Na}} = +1$; $\text{AgCl} \rightarrow \text{nox}_{\text{Ag}} = +1$; $\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{nox}_{\text{Mg}} = +2$

5. O somatório dos nox dos elementos é igual à carga do composto



6. Elementos dos grupos 7A, 6A e 5A não ligados ao O, possuem:

- Grupo 7A (halogênios - F, Cl Br, I) apresentam nox igual a -1.



- Grupo 6A (calcogênios – S, Se, Te) apresentam nox igual a -2.

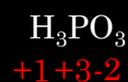
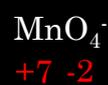
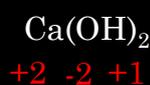


- Grupo 5A (N, P, As) apresentam nox igual a -3.



Exercício em aula

Determine os Nox de cada elemento das seguintes espécies:



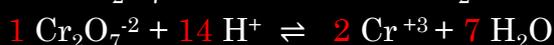
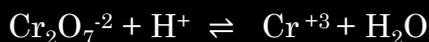
Passo a passo: Método das semi-reações

O número de átomos, cargas e elétrons deve ser o mesmo dos dois lados da equação

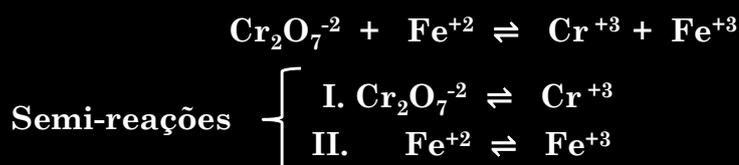
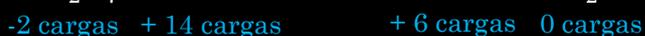
Exemplo – Escreva a equação química balanceada para a reação entre íons Fe^{+2} e $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$ em meio ácido, para originar Cr^{+3} e Fe^{+3}



1. Balanço de massa para I (em meio ácido)



2. Balanço de cargas para I (redução)



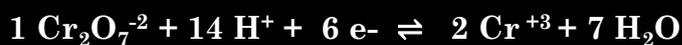
1. Balanço de massa para II



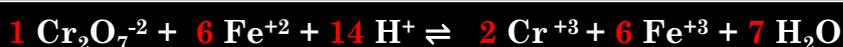
2. Balanço de cargas para II (oxidação)



3. Balanço de elétrons



Multiplicando a equação do Fe por 6 e somando-se as equações



Se possível, simplificar

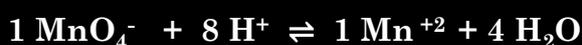
Realizar a checagem final

Exemplo

Balanceie a equação redox para a oxidação do Sn^{+2} com MnO_4^- em meio ácido.



1. Balanço de massa para I (em meio ácido)



1. Balanço de massa para II



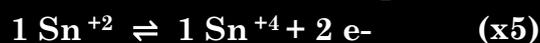
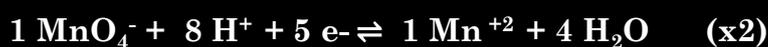
2. Balanço de cargas para I (redução)



2. Balanço de cargas para II (oxidação)



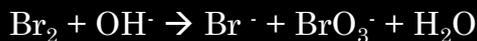
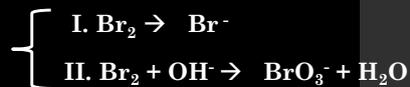
3. Balanço de elétrons



Exercício em aula

Balanceie a equação redox em meio básico

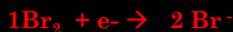
Semi-reações



1. Balanço de massa para I



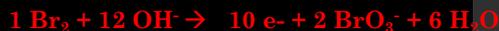
2. Balanço de cargas para I (redução)



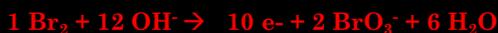
1. Balanço de massa para II



2. Balanço de cargas para II (oxidação)

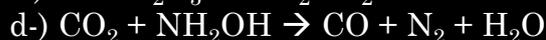
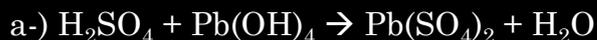


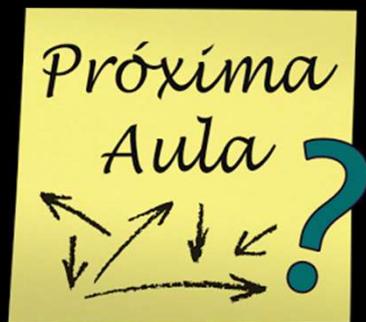
3. Balanço de elétrons



Exercício extras

Balanceie as seguintes equações de acordo com os métodos descritos nessa aula





Cálculos estequiométricos