

ELETROQUÍMICA

Balanceamento de equações

Método do íon-elétron

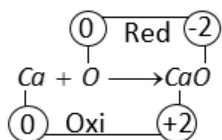
- 1.1) Semirreação de Oxidação
- 1.2) Semirreação de Redução
- 1.3) Semirreações de íons oxigenados
- 1.4) Multiplicando a semirreação por um número qualquer
- 1.5) Igualando o número de elétrons perdidos e recebidos
- 1.6) Reações em meio básico

PROFESSOR: THÉ

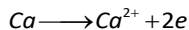
LIÇÃO: 122

Balanceamento de equações pelo método íon-elétron

Embora os fenômenos de oxidação e redução sejam simultâneos, é conveniente examina-los separadamente.

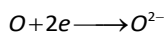


1. Semirreação de oxidação



Os elétrons perdidos são colocados no segundo membro da equação (**lado mais positivo**)

2. Semirreação de redução

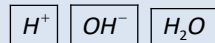


Os elétrons recebidos são colocados no primeiro membro da equação (**lado mais positivo**)

3. Semirreação de espécies oxigenadas

Considere que todos os íons oxigenados e hidrogenados, de alguma maneira, os H^+ e os O^{2-} vieram da água ou vão se tornar água.

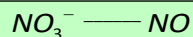
As reações nas quais a água participa, os íons H^+ e OH^- estarão presentes no balanceamento da equação.



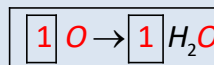
Essas espécies são acrescentadas às reações sempre que for conveniente

MODELO -1

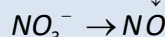
Modelo de uma semirreação de íon oxigenado (NO_3^-) em uma outra espécie (NO)



1- Cada **oxigênio** se transforma em uma **água**:

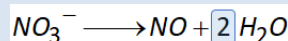


(um átomo)

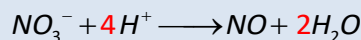


(três átomos)

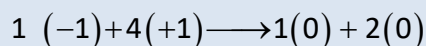
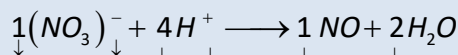
Para cada **oxigênio** de um lado **acrescenta-se uma água** no outro lado



2- Cada **hidrogênio** é expresso como íon H^+



3- Para ajustar as cargas elétricas, adicionam-se x elétrons, ao membro **mais positivo** da semirreação

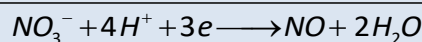


$$-1 + 4 = 0$$

$$+3 + x = 0$$

$$x = -3$$

Semirreação completa

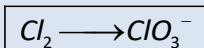


Acrescentam-se x elétrons ao lado, mais positivo

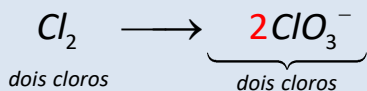
Esta é uma **semirreação de redução** por que os elétrons foram adicionados ao **primeiro** membro.

MODELO 2

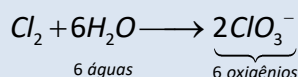
Examine agora uma semirreação de oxidação



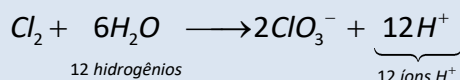
1- Inicialmente, ajustam-se os átomos de cloro



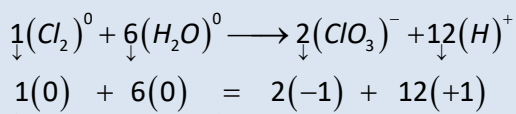
2- Ajustando os átomos de oxigênio (com "águas")



3- Ajustando os átomos de hidrogênio (com íons H^+)



4- Ajuste as cargas: Adicionam-se \boxed{x} elétrons ao lado mais positivo da equação



$$0 = -2 + 12$$

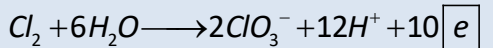
$$0 = +10$$

(Acrescentando x elétrons)

$$0 = 10 + x$$

$$\boxed{-10 = x} \rightarrow 10 \text{ elétrons, ou 10 cargas negativas}$$

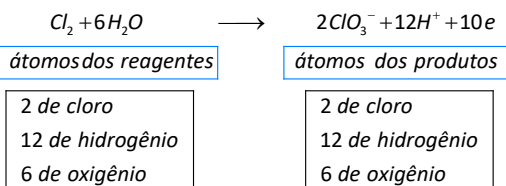
Semirreação completa:



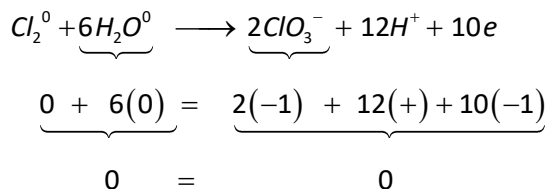
- Esta é uma semirreação de oxidação porque os elétrons estão no segundo membro.

4- Multiplicando a semirreação por um número qualquer

- A equação química é uma igualdade, logo
- O número de átomos é igual em ambos os membros.
- A soma das cargas é a mesma em ambos os membros

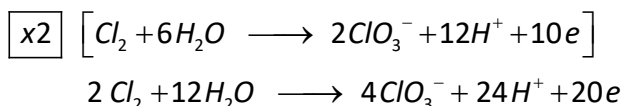


A soma das cargas é a mesma em ambos os membros.

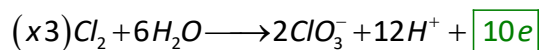
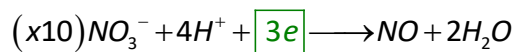


Multiplicando-se ambos os membros da igualdade por um número qualquer, a igualdade se conserva.

Por exemplo, multiplicando por 2:



5- Igualando o número de elétrons perdidos e recebidos



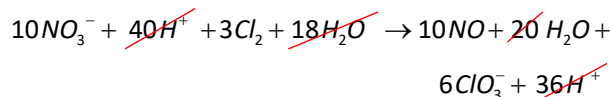
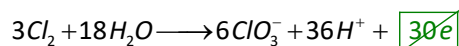
Propriedade Comutativa da Multiplicação:

$$10 \times 3 = 30$$

$$3 \times 10 = 30$$

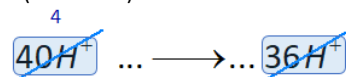
A ordem dos fatores não altera o produto.

Multiplicando a primeira semirreação por $\boxed{10}$ e a segunda por $\boxed{3}$ consegue-se igualar o número de elétrons.

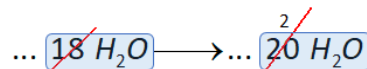


Finalmente chega-se à equação de oxi-redução balanceada:

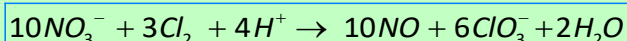
- Somam-se as duas semirreações
- Cortam-se os elétrons perdidos e recebidos
- Os íons H^+ de ambos os lados são cancelados, deixando aqueles que estão em excesso (se houver).



4- Cancelam-se as moléculas de água de ambos os lados, deixando aquelas que estão em excesso

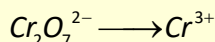
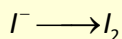


Equação completa balanceada



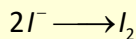
EXEMPLO 1

Escrever a reação química resultante das duas semirreações a partir da espécie oxidada e da reduzida.

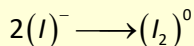


1) Completando a semirreação do iodo

a) Igualam-se os átomos;



b) Igualam-se as cargas (uma vez que não há O e nem H para balancear);



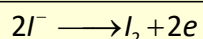
$$2(-1) = 0$$

$$-2 = 0$$

Acrescentam-se \boxed{x} elétrons ao lado mais positivo

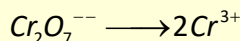
$$-2 = 0 + x$$

$$\boxed{-2 = x}$$

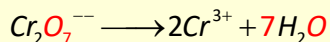


2) Completando a semirreação do crômio

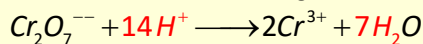
a) Igualam-se os átomos



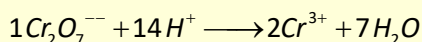
b) Acertam-se os átomos de oxigênio com água.



c) Acertam-se os átomos de hidrogênio com H^+



d) Acertam-se as cargas colocando \boxed{x} elétrons no lado mais positivo da equação



$$1(-2) + 14(+1) = 2(+3) + 7(0)$$

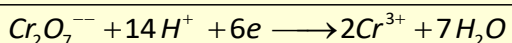
$$+12 = +6 \quad ???$$

$$12 + \boxed{x} = +6$$

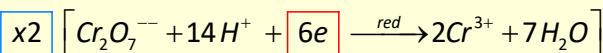
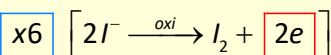
$$\boxed{x = -6}$$



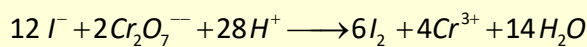
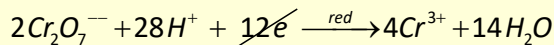
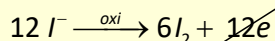
Semirreação Completa:



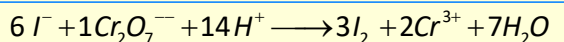
3) Igualando o número de elétrons das duas semirreações



Somando-se as semirreações e cancelando espécies de ambos os membros da equação (elétrons, H^+ e H_2O)



Simplificando por 2:



6. Reações em meio básico

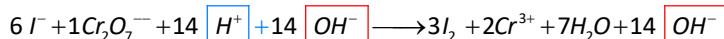
O ajuste dos átomos de hidrogênio é feito com íons H^+ , o que representa um ácido.

Contudo muitas reações só ocorrem em meio básico, então para

mudar o meio de ácido para básico, adicionam-se íons OH^- a ambos os membros da equação, de modo a neutralizar todos os íons

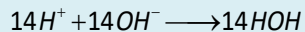
H^+ presentes.

Por exemplo, supondo que a equação a seguir ocorra em meio básico.

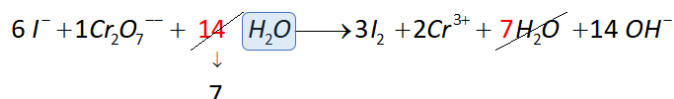


Adicionando-se 14 e íons a ambos os membros

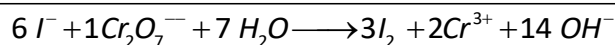
➤ Os íons H^+ se combinam com OH^- formando água



➤ As águas formadas são canceladas com as outras moléculas de água presentes na equação



Equação completa em meio básico:



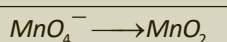
RESUMO

- 1- No método chamado de **íon-elétron** não se calculam os Nox (o que é uma vantagem).
- 2- O fenômeno é dividido em semirreação de oxidação e semirreação de redução.
- 3- Para cada semirreação seguem-se os passos:
 - 3.1) Ajustam-se os coeficientes do **elemento diferente** de hidrogênio e de oxigênio.
 - 3.2) **Cada oxigênio** de um membro é balanceado com uma água no outro membro da semirreação.
 - 3.3) **Cada hidrogênio** de um membro é balanceado com um **íon H^+** no outro membro da semirreação

- 3.4) Multiplica-se cada semirreação por um fator que **iguale** o número de elétrons em cada membro das semi-reações
- 3.5) Somam-se as semirreações obtendo-se a equação global.
- 3.6) Cancelam-se as espécies que aparecem nos reagentes e nos produtos, isto é, **elétrons, íons H^+ moléculas de água**.
- 3.7) As reações são sempre balanceadas com H^+ (meio ácido)
- 3.8) Para mudar o meio de ácido para básico, adicionam-se

íons OH^- a ambos os membros da equação na quantidade exata que neutraliza todos os íons H^+ presentes.

Resumindo com mais um exemplo.



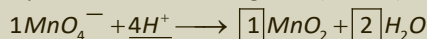
1ª Etapa: Acertando o manganês (elemento diferente do O ou H)



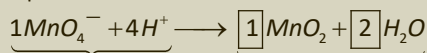
2ª Etapa: Acertando os oxigênios (com H_2O)



3ª Etapa: Acertando os hidrogênios (com H^+)

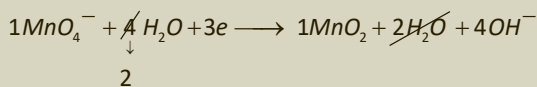
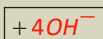
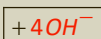
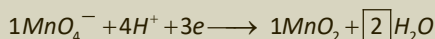


4ª Etapa: Acertando os elétrons:

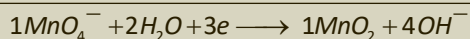


$$\begin{array}{rcl} 1(-1) + 4(+1) & \neq & (0) + 2(0) \\ +3 & \neq & 0 \\ +3 + 3e & = & 0 \end{array}$$

5ª Etapa: No meio básico, "não há H^+ ", então acrescentam-se OH^- aos dois membros, até neutralizar todos os H^+ .



Semirreação completa (final):



OBS₁: A decisão de que meio (ácido ou básico) a reação vai ocorrer depende de fatores ainda não estudados até o momento.

OBS₂: Apesar de não haver necessidade de se usar números de oxidação dos elementos ao balancear uma semirreação por esse método, os números de oxidação podem ser usados para conferência. Nesse exemplo, MnO_4^- contém manganês em estado de oxidação +7. Como o manganês varia de um estado de oxidação +7 para um +4, ele deve ganhar três elétrons, como acabamos de concluir.