SECRETÁRIA DE EDUCAÇÃO DE MATO GROSSO DO SUL



Escola _____

Prof: Fábio Lima **Disciplina:** Química



Aluno: Turma: Data

1 Sistema Redox

REAÇÃO REDOX: são aqueles processos químicos que envolvem TRANSFERÊNCIA (troca) DE ELÉTRONS de uma molécula, átomo ou íon para outro reagente.

OXIDAÇÃO: perda de elétrons por parte de uma espécie, aumenta Nox

REDUÇÃO: fixação (ganho) de elétrons por parte de uma espécie, diminui Nox

AGENTE OXIDANTE ou oxidante: substância que promove uma oxidação ao mesmo tempo em que ela se reduz o processo: bom aceitador de elétrons.

AGENTE REDUTOR ou redutor: substância que doa elétrons promovendo a redução de outra substância e ela é oxidada no processo: bom doador de elétrons

$$\underbrace{Fe^{3+}}_{Ag. \ Oxidante} + \underbrace{Cu^{+}}_{Ag. \ Redutor} \iff Fe^{2+} + Cu^{2+}$$

As reações redox acontecem SIMULTANEAMENTE: sempre deve haver um redutor que doe elétrons e um oxidante que os aceite

1.1 Semi-reações

Toda reação redox está formada pela soma de duas SEMI-REAÇÕES

SEMI-REAÇÃO DE REDUÇÃO DO OXIDANTE, SEMI-REAÇÃO DE OXIDAÇÃO DO REDUTOR

$$\begin{aligned} & \mathsf{Ox}_1 + n_1 e^- \leftrightarrow \mathsf{Red}_1 \\ & \mathsf{Ox}_2 + n_2 e^- \leftrightarrow \mathsf{Red}_2 \\ & \hline & n_2 \mathsf{Ox}_1 + n_1 \mathsf{Red}_2 \leftrightarrow n_1 \mathsf{Ox}_2 + n_2 \mathsf{Red}_1 \end{aligned}$$

2 Balanceamento de equações: Método por íon – elétron

O método íon-elétron, também conhecido como método das semirreações, é uma abordagem para balancear equações redox, separando a reação em meiasreações de oxidação e redução. Isso permite a identificação e o balanceamento dos elétrons transferidos, garantindo a conservação da carga elétrica durante a reação.

2.1 Balanceamento Meio Ácido

Exemplo

A reação entre e $\rm MnO_4^-$ e $\rm H_2SO_3$ em meio ácido, para dar $\rm H_2SO_4$ e $\rm Mn^{2+}$

$$MnO_4^- + H_2SO_3 + \longrightarrow SO_4^{2-} + Mn^{2+}$$

Etapa 1: Escrever as semirreações (verificar pelo nox dos elementos quem oxidou e quem reduziu).

Oxidação: $H_2SO_3 \longrightarrow SO_4^{2-}$ Redução: $MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+}$

Etapa 2: Balancear as quantidades de todos os átomos das semirreações diferentes de oxigênio e hidrogênio.

Oxidação: $H_2SO_3 \longrightarrow SO_4^{2^-}$ Redução: $MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2^+}$

Etapa 3: Balancear o oxigênio acrescentando moléculas de água no lado oposto.

Oxidação: $H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-}$ Redução: $MnO_4^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Etapa 4: Balancear o hidrogênio colocando H⁺ do lado onde a quantidade de hidrogênio.

Oxidação: $H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+$ Redução: $MnO_4^- + 8H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Etapa 5: Igualar cargas de ambos os lados das semirreações.

Oxidação:
$$H_2SO_3 + H2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^-$$

Redução: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O$

Etapa 6: Igualar as quantidades de elétrons nas duas semirreações, se necessário.

Oxidação:
$$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow SO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- \times 5$$

Redução: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \times 2$

Etapa 7: Somar as reações

$$5 \text{ H}_2 \text{SO}_3 + 5 \text{ H}_2 \text{O} \longrightarrow 5 \text{ SO}_4^{2^-} + 20 \text{ H}^+ + 10 \text{ e}^-$$

 $2 \text{ MnO}_4^- + 16 \text{ H}^+ + 10 \text{ e}^- \longrightarrow 2 \text{ Mn}^{2^+} + 8 \text{ H}_2 \text{O}^{-3}$

$$5 \,\mathrm{H_2SO_3} + 2 \,\mathrm{MnO_4}^- \longrightarrow 5 \,\mathrm{SO_4}^{2-} + 2 \,\mathrm{Mn}^{+2} + 4 \,\mathrm{H}^+ + 3 \,\mathrm{H_2O}$$

2.2 Balanceamento meio alcalino

Hidrogênio nessas equações deve estar na forma de OH^- ou H_2O . Uma forma simples de conseguir isto, é eliminar os H^+ que aparecem nas semi-reações "neutralizando-os" mediante o acréscimo dum número igual de OH^- em ambos lados.

Etapa 1: Dividir as semi-reações

Oxidação:
$$CN^- \longrightarrow CNO^-$$

Redução: $CrO_4^- \longrightarrow Cr(OH)_4^-$

Etapa 2: balancear cada semirreação em relação à massa e à carga

Oxidação:
$$CN^- \longrightarrow CNO^-$$

Redução: $CrO_4^- \longrightarrow Cr(OH)_4^-$

Etapa 3: Balancear oxigênio adicionando água

Oxidação:
$$H_2O + CN^- \longrightarrow CNO^-$$

Redução: $CrO_4^- \longrightarrow Cr(OH)_4^-$

Etapa 4: Balancear H adicionando H⁺

Oxidação:
$$H_2O + CN^- \longrightarrow CNO^- + 2 H^+$$

Redução: $4 H^+ + CrO_4^- \longrightarrow Cr(OH)_4^-$

Etapa 5: Balanço de cargas e adicionando os elétrons envolvidos

Oxidação:
$$H_2O + CN^- \longrightarrow CNO^- + 2H^+ + 2e^-$$

Redução: $3e^- + 4H^+ + CrO_4^- \longrightarrow Cr(OH)_4^-$

Etapa 6: Iguale a quantidade de elétrons

Oxidação:
$$H_2O + CN^- \longrightarrow CNO^- + 2H^+ + 2e^- \times 5$$

Redução: $3e^- + 4H^+ + CrO_4^- \longrightarrow Cr(OH)_4^- \times 2$

Etapa 7: Cancele os termos equivalentes na soma da reações

$$3 H_{2}O + 3 CN^{-} \longrightarrow 3 CNO^{-} + 6H^{+} + 6e^{-}$$

$$\frac{2}{6e^{-} + 8H^{+} + 2 CrO_{4}^{-} \longrightarrow 2 Cr(OH)_{4}^{-}}$$

$$3 H_{2}O + 3 CN^{-} + 2 H^{+} + 2 CrO_{4}^{-} + 3 CN^{-} \longrightarrow$$

$$3 CNO^{-} + 2 Cr(OH)_{4}^{-}$$

Etapa 8: Adicionar OH⁻ na mesma quantidade de H⁺ presente na reação

$$2 \text{ OH}^- + 2 \text{ H}^+ + 2 \text{ CrO}_4^{2-} + 3 \text{ H}_2 \text{O} + 3 \text{ CN}^- \longrightarrow 3 \text{ CNO}^- + 2 \text{ Cr(OH)}_4^- + 2 \text{ OH}^-$$

Etapa 9: Combine H⁺ e OH⁻ para formar H₂O

$$2 H_2O + 2 CrO_4^{2-} + 3 H_2O + 3 CN^{-} \rightarrow$$

 $3 CNO^{-} + 2 Cr(OH)_4^{-} + 2 OH^{-}$

Etapa 10: Combine as mesmas espécies na reação

$$5 H_2O + 2 CrO_4^{2-} + 3 CN^- \rightarrow 3 CNO^- + 2 Cr(OH)_4^- + 2 OH^-$$