

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

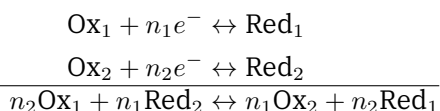


As reações redox acontecem **SIMULTANEAMENTE**: sempre deve haver um redutor que doe elétrons e um oxidante que os aceite

### 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



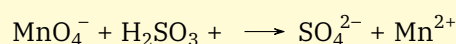
## 2 Balanceamento de equações: Método por íon – elétron

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

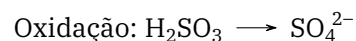
### 2.1 Balanceamento Meio Ácido

#### Exemplo

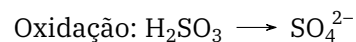
A reação entre  $\text{MnO}_4^-$  e  $\text{H}_2\text{SO}_3$  em meio ácido, para dar  $\text{H}_2\text{SO}_4$  e  $\text{Mn}^{2+}$



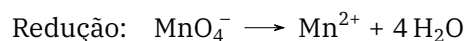
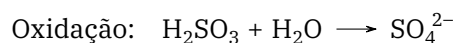
**Etapa 1:** Escrever as semirreações (verificar pelo nox dos elementos quem oxidou e quem reduziu).



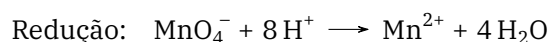
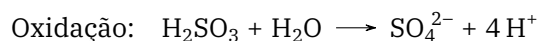
**Etapa 2:** Balancear as quantidades de todos os átomos das semirreações diferentes de oxigênio e hidrogênio.



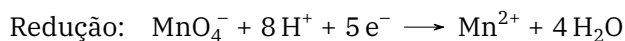
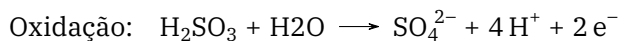
**Etapa 3:** Balancear o oxigênio acrescentando moléculas de água no lado oposto.



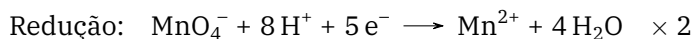
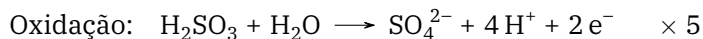
**Etapa 4:** Balancear o hidrogênio colocando  $\text{H}^+$  do lado onde a quantidade de hidrogênio.



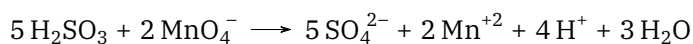
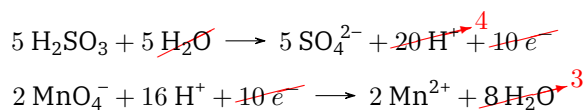
**Etapa 5:** Igualar cargas de ambos os lados das semirreações.



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



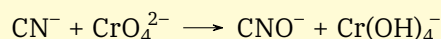
**Etapa 7:** Somar as reações



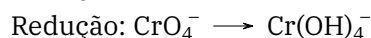
## 2.2 Balanceamento meio alcalino

Hidrogênio nessas equações deve estar na forma de  $\text{OH}^-$  ou  $\text{H}_2\text{O}$ . Uma forma simples de conseguir isto, é eliminar os  $\text{H}^+$  que aparecem nas semi-reações “neutralizando-os” mediante o acréscimo dum número igual de  $\text{OH}^-$  em ambos lados.

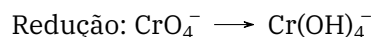
### Exemplo



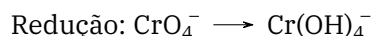
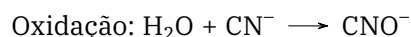
**Etapa 1:** Dividir as semi-reações



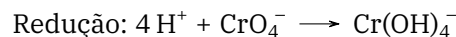
**Etapa 2:** balancear cada semirreação em relação à massa e à carga



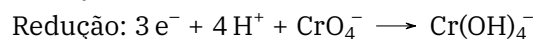
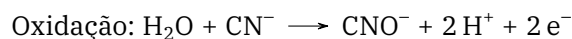
**Etapa 3:** Balancear oxigênio adicionando água



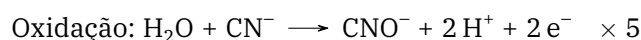
**Etapa 4:** Balancear H adicionando  $\text{H}^+$



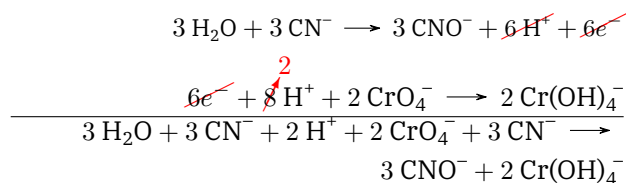
**Etapa 5:** Balanço de cargas e adicionando os elétrons envolvidos



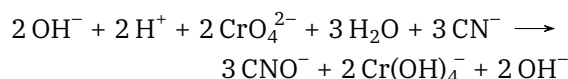
**Etapa 6:** Iguala a quantidade de elétrons



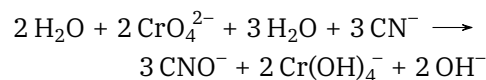
**Etapa 7:** Cancele os termos equivalentes na soma da reações



**Etapa 8:** Adicionar  $\text{OH}^-$  na mesma quantidade de  $\text{H}^+$  presente na reação



**Etapa 9:** Combine  $\text{H}^+$  e  $\text{OH}^-$  para formar  $\text{H}_2\text{O}$



**Etapa 10:** Combine as mesmas espécies na reação

