



UNIVERSIDADE FEDERAL DO ESPÍRITO SANTO
CENTRO UNIVERSITÁRIO NORTE DO ESPÍRITO SANTO
Projeto Pró-Ensino de Química Geral

APOSTILA DE EXERCÍCIOS SOBRE BALANCEAMENTO DE REAÇÕES REDOX

São Mateus/ES

2020

Questão 1: Fonte: BROWN, BURSLEN, LEMAY. **Química:** a ciência central. 9. ed., 2009, questão 20.7, p. 763

Complete e faça o balanceamento das seguintes semirreações. Em cada caso, indique se ocorre oxidação ou redução.

- $\text{Sn}^{2+}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Sn}^{4+}_{(\text{aq})}$
- $\text{TiO}_{2(\text{s})} \rightarrow \text{Ti}^{2+}_{(\text{aq})}$ (meio ácido)
- $\text{ClO}_{3^{-}}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Cl}^{-}_{(\text{aq})}$ (meio ácido)
- $\text{OH}^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{O}_{2(\text{g})}$ (meio básico)
- $\text{SO}_{3^{-2}}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{SO}_{4^{-2}}_{(\text{aq})}$ (meio básico)

Relembrando:

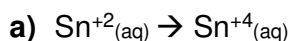
Agente oxidante: É a espécie que provoca oxidação em uma reação redox. Ao agir o oxidante aceita os elétrons liberados pelas espécies que se oxidam. Em outras palavras o agente oxidante contém um elemento no qual o número de oxidação diminui.

Agente redutor: É a espécie que promove redução. O agente redutor fornece elétrons para a espécie que está sendo reduzida, ele perde elétrons. Isto é, ele contém um elemento no qual o número de oxidação aumenta.



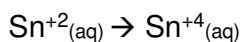
Para saber mais olhe no livro BROWN, BURSLEN, LEMAY. Química a ciência central. p. 722

Resolução:



Dica: Quando o exercício não indica qual é o meio em que a reação acontece devemos considerar que ele é neutro.

A primeira coisa que devemos fazer para balancear é considerar a quantidade de elementos nos reagentes e nos produtos.



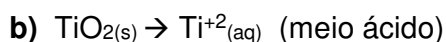
Observando a reação vemos que temos a mesma quantidade de Sn nos reagentes e nos produtos, sendo assim a quantidade de elementos já está balanceada.

Com os elementos balanceados agora temos que balancear a quantidade de carga. Nos reagentes o Sn tem carga +2 e no produto tem carga +4. Isso significa que o Sn^{+2} perdeu 2 elétrons. Para balancear as cargas devemos adicionar uma quantidade de elétrons (que possui carga negativa) no lado que possui uma maior quantidade de cargas positivas, para que no final tenhamos a mesma quantidade de cargas positivas nos dois lados da equação. Como o Sn^{+2} perdeu 2 elétrons, para poder balancear devemos acrescentar dois elétrons ao lado dos produtos. Assim, duas cargas positivas do Sn^{+4} serão anuladas por duas cargas negativas dos dois elétrons adicionados, restando nos produtos duas cargas positivas.



Agora a quantidade de elementos e de elétrons esta balanceada.

Como ocorre essa perda de elétrons esta reação é de oxidação.



Dica:

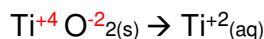
Para fazer o balanceamento em meio ácido ou básico devemos seguir os seguintes passos:

- 1) Identifique a espécie que sofre oxidação e a espécie que sofre redução e escreva as duas equações simplificadas das semirreações de oxidação e de redução;
- 2) Balanceie todos os elementos nas duas semirreações com exceção do O e H.
- 3) Em solução ácida, balanceie o oxigênio acrescentando moléculas de H_2O no lado que estiver precisando de oxigênios para balancear e, depois, balanceie o H usando o H^+ no lado que precisar. Em solução básica, balanceie o Oxigênio acrescentando H_2O e, depois, balanceie o H adicionando uma molécula de H_2O para cada H e a mesma quantidade de OH^- do lado oposto.
- 4) Balanceie as cargas elétricas adicionando elétrons em cada semirreação, conforme necessário.
- 5) Multiplique uma ou ambas semirreações pelo fator necessário para igualar o número de elétrons doados e recebidos.
- 6) Some as semirreações e simplifique, se necessário, as espécies que aparecem em ambos os lados.

Observando a reação e colocando as cargas teremos:

Dica: Para ajudar a colocar as cargas devemos saber previamente os valores fixos de alguns elementos. Por exemplo: oxigênio terá sempre carga -2 e o hidrogênio sempre carga +1. Segue uma tabela para consulta do Nox e para lembrar o cálculo da carga.

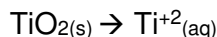
Exemplos de Números de oxidação		
Regra	NOX	Exemplo
Substancia simples	zero	O ₂ , S ₈
Grupo 1/Ag	+1	Na ⁺¹ , Li ⁺¹
Grupo 2/Zn	+2	Ca ⁺² , Zn ⁺²
Al	+3	Al ⁺³
Hidrogênio (H)	+1	H ⁺¹
Oxigênio (O)	-2 (geralmente)	O ⁻²
Grupo 16 (compostos sem O)	-3	N ⁻³ , P ⁻³
Grupo 17 (compostos sem O)	-2	S ⁻² , Se ⁻²
Somatório NOX do composto molecular ou iônico	zero	CaO → Ca ⁺² O ⁻² Somatório das cargas = zero +2-2 = zero
Somatório NOX do íon do composto	Carga do íon	(SO ₄) ⁻² → (S ^{+x} O ₄ ⁻²) ⁻² somatório das cargas = -2 +x -2.4 = -2 +x - 8 = -2 X = +6



Dica: Lembre de observar a carga total do composto. Lembre também que algumas cargas podemos considerar fixas, como do O de -2.

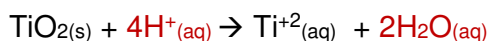
Ou seja, O Ti passa da carga +4 nos reagentes para a carga +2 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes dos elementos que não sejam O e H:

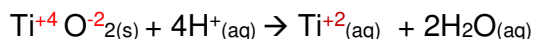


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Ti nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H₂O para cada O a ser balanceado e, depois, balancear o H usando dois H⁺ para cada molécula de H₂O adicionada.



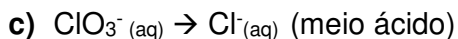
Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



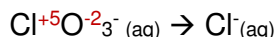
Como o Ti passa da carga +4 para a carga +2 ele recebe 2 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber 2e do lado dos reagentes, então:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

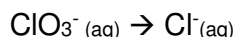


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



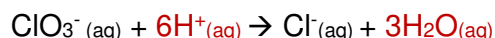
Ou seja, O Cl passa da carga +5 nos reagentes para a carga -1 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes dos elementos que não sejam O e H:

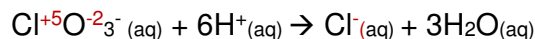


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Cl nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H₂O para cada O a ser balanceado e, depois, balancear o H usando dois H⁺ para cada molécula de H₂O adicionada.



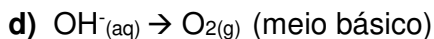
Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



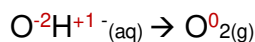
Como o Cl passa da carga +5 para a carga -1 ele recebe 6 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber 6e do lado dos reagentes, então:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.



Observando a reação e colocando as cargas teremos:

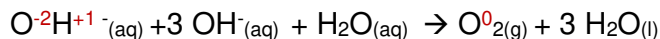


Ou seja, o O passa da carga -2 nos reagentes para a carga 0 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

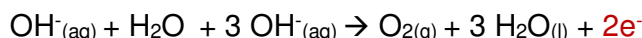
Agora para balancear em solução básica, balanceie o **O** usando H_2O e, depois, balanceie o **H** adicionando uma molécula de H_2O para cada H necessário do lado em que falta H e a mesma quantidade de OH^- do lado oposto.



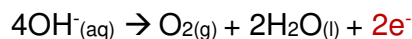
Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



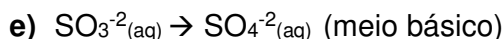
Como o O passa da carga -2 para a carga 0 ele perde 2 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber $2e^-$ do lado dos produtos, então:



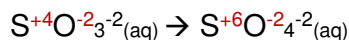
Agora que já está balanceada vamos simplificar a reação:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

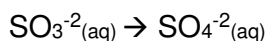


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



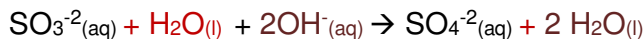
Ou seja, o S passa da carga +4 nos reagentes para a carga +6 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes que não sejam O e H:

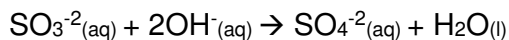


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de S nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

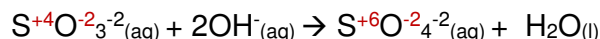
Agora para balancear em solução básica, balanceie o **O** usando H_2O e, depois, balanceie o **H** adicionando uma molécula de H_2O para cada H necessário do lado em que falta H e a mesma quantidade de OH^- do lado oposto.



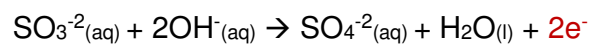
Simplificando a reação teremos:



Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



Como o S passa da carga +4 para a carga +6 ele perde 2 elétrons. Então vamos adicionar dois elétrons aos produtos:



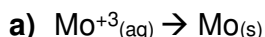
Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

Questão 2: Fonte: BROWN, BURSLEN, LEMAY. **Química:** a ciência central. 9. ed., 2009, questão 20.8, p. 763

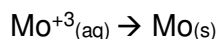
Complete e faça o balanceamento das seguintes semirreações. Em cada caso, indique se ocorre oxidação ou redução.

- a) $\text{Mo}^{+3}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{Mo}_{(\text{s})}$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{SO}_4^{-2}_{(\text{aq})}$ (meio ácido)
- c) $\text{NO}_3^{-}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NO}_{(\text{g})}$ (meio ácido)
- d) $\text{Mn}^{+2}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{MnO}_{2(\text{s})}$ (meio básico)
- e) $\text{Cr}(\text{OH})_{3(\text{s})} \rightarrow \text{CrO}_4^{-2}_{(\text{aq})}$ (meio básico)

Resolução:

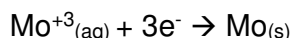


A primeira coisa que devemos fazer para balancear é considerar a quantidade de elementos nos reagentes e nos produtos.



Observando a reação vemos que temos a mesma quantidade de Mo nos reagentes e nos produtos, sendo assim a quantidade de elementos já está balanceada.

Com os elementos balanceados agora temos que balancear a quantidade de carga. Nos reagentes o Mo tem carga +3 e no produto tem carga 0. Isso significa que o Mo^{+3} ganhou 3 elétrons. Para balancear as cargas devemos adicionar uma quantidade de elétrons (que possui carga negativa) no lado que possui uma maior quantidade de cargas positivas, para que no final tenhamos a mesma quantidade de cargas positivas nos dois lados da equação. Como o Mo^{+3} ganhou 3 elétrons, para poder balancear devemos acrescentar três elétrons ao lado dos reagentes. Assim, três cargas positivas do Mo^{+3} serão anuladas por três cargas negativas dos 3 elétrons adicionados, restando nos produtos 0 cargas.



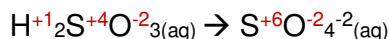
Importante lembrar:

Compostos sólidos como o $\text{Zn}_{(\text{s})}$ e compostos gasosos simples como $\text{H}_{2(\text{g})}$ terão a carga sempre igual a zero.

Agora a quantidade de elementos e de elétrons está balanceada. Como ocorre ganho de elétrons esta reação é de redução.

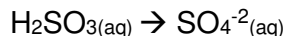


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



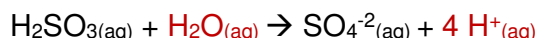
Ou seja, O S passa da carga +4 nos reagentes para a carga +6 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes que não sejam O e H:

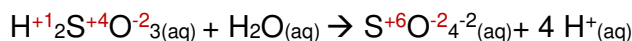


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de S nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio o **O** usando uma molécula de H_2O para cada O para ser balanceado e, depois, balanceie o H usando H^+ .



Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



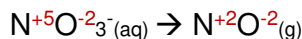
Como o S passa da carga +4 para a carga +6 ele perde 2 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber $2e^-$ do lado dos produtos, então:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

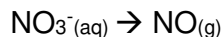


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



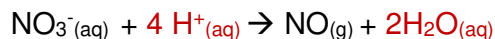
Ou seja, o N passa da carga +5 nos reagentes para a carga +2 nos produtos, sendo assim ele ganha elétrons, portanto esta reação é de redução.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes dos que não sejam O e H:

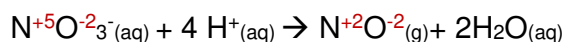


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de N nos reagentes e nos produtos, logo os elementos estão balanceados.

Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H_2O para cada **O** para ser balanceado e, depois, balanceie o H usando H^+ .



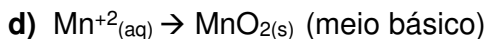
Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



Como o N passa da carga +5 para a carga +2 ele ganha 3 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber 3e do lado dos produtos, então:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

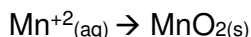


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



Ou seja, o Mn passa da carga +2 nos reagentes para a carga +4 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes dos que não sejam O e H:

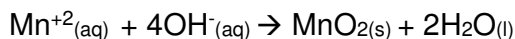


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Mn nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

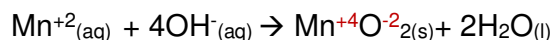
Agora para balancear em solução básica, balanceie o **O** usando H_2O e, depois, balanceie o **H** adicionando uma molécula de H_2O para cada H necessário do lado em que falta H e a mesma quantidade de OH^- do lado oposto.



Simplificando a reação teremos:



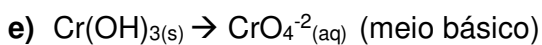
Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



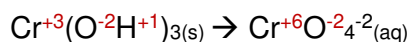
Como o Mn passa da carga +2 para a carga +4 ele perde 2 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber 2e do lado dos reagentes, então:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

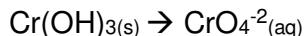


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



Ou seja, o Cr passa da carga +3 nos reagentes para a carga +6 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Primeiro vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes que não sejam O e H:

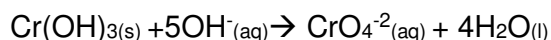


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Cr nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

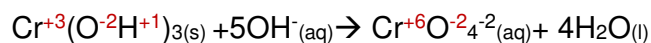
Agora para balancear em solução básica, balanceie o **O** usando H_2O e, depois, balanceie o **H** adicionando uma molécula de H_2O para cada H necessário do lado em que falta H e a mesma quantidade de OH^- do lado oposto.



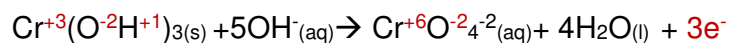
Simplificando a reação teremos:



Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:



Como o Cr passa da carga +3 para a carga +6 ele perde 3 elétrons. Isso significa que para igualar a quantidade de elétrons dos dois lados da equação ele terá que receber $3e^-$ do lado dos produtos, então:



Agora a equação esta balanceada quanto a massa e carga.

Questão 3: Fonte: BROWN, BURSLEN, LEMAY. **Química:** a ciência central. 9. ed., 2009, questão 20.9, p. 763

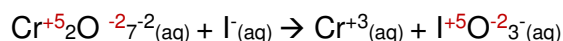
Complete e faça o balanceamento das seguintes semirreações. Em cada caso, indique se ocorre oxidação ou redução.

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{IO}_3^-(\text{aq})$ (meio ácido)
- b) $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{CH}_3\text{OH}(\text{aq}) \rightarrow \text{Mn}^{2+}(\text{aq}) + \text{HCO}_2\text{H}(\text{aq})$ (meio ácido)
- c) $\text{I}_2(\text{s}) + \text{OCl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{IO}_3^-(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ (meio ácido)
- d) $\text{As}_2\text{O}_3(\text{aq}) + \text{NO}_3^-(\text{aq}) \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4(\text{aq}) + \text{N}_2\text{O}_3(\text{aq})$ (meio ácido)
- e) $\text{MnO}_4^-(\text{aq}) + \text{Br}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{MnO}_2(\text{s}) + \text{BrO}_3^-(\text{aq})$ (meio básico)
- f) $\text{Pb}(\text{OH})_4^{2-}(\text{aq}) + \text{ClO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{PbO}_2(\text{s}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$ (meio básico)

Resolução:

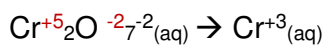
- a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + \text{I}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + \text{IO}_3^-(\text{aq})$ (meio ácido)

Observando a reação e colocando as cargas teremos:



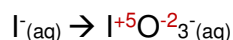
Agora vamos escrever as semirreações:

Semirreação 1:



Ou seja, o Cr passa da carga +5 nos reagentes para a carga +3 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

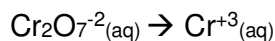
Semirreação 2:



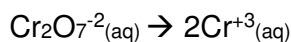
Ou seja, o I passa da carga -1 nos reagentes para a carga +5 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

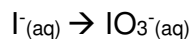
Agora vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes, nas semirreações, dos elementos que não sejam O e H:

Semirreação 1:



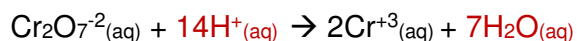
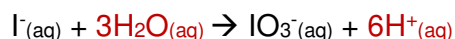
Observamos que nos reagentes temos 2 Cr e nos produtos temos só 1, portanto vamos multiplicar os produtos por 2.



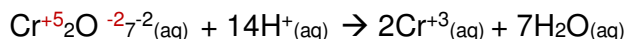
Semirreação 2:

Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de I nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

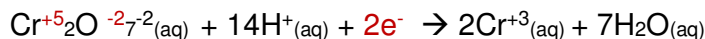
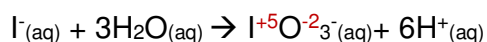
Como está em meio ácido, vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H₂O para cada O a ser balanceado e, depois, balancear o H usando dois H⁺ para cada molécula de H₂O adicionada.

Semirreação 1:**Semirreação 2:**

Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:

Semirreação 1:

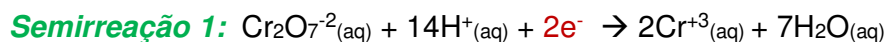
Como o Cr passa da carga +5 para a carga +3 ele recebe 2 elétrons. Então, vamos adicionar 2 elétrons aos reagentes:

**Semirreação 2:**

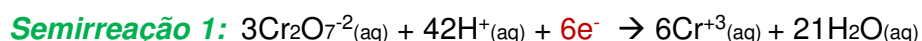
Como o I passa da carga -1 para a carga +5 ele perde 6 elétrons. Então, vamos adicionar 6 elétrons aos produtos:



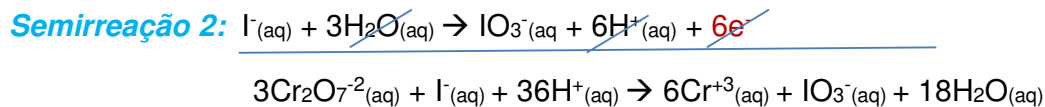
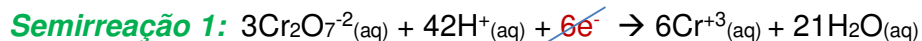
Agora vamos comparar as duas semirreações:



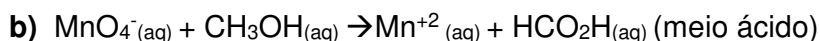
Vamos multiplicar a semirreação 1 por 3 para que ao somarmos as duas semirreações a quantidade de elétrons se anule:



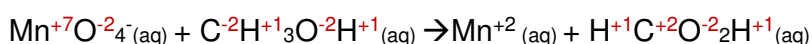
Agora vamos somar as semirreações:



Agora a equação esta balanceada.

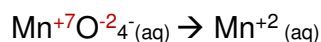


Observando a reação e colocando as cargas teremos:



Agora vamos escrever as semirreações:

Semirreação 1:



Ou seja, o Mn passa da carga +7 nos reagentes para a carga +2 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

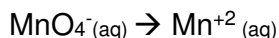
Semirreação 2:



Ou seja, o C passa da carga -2 nos reagentes para a carga +2 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

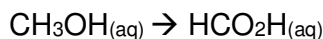
Agora vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes, nas semirreações, dos elementos que não sejam O e H:

Semirreação 1:



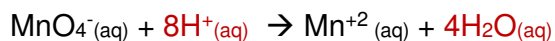
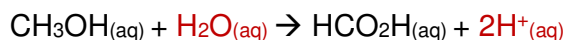
Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Mn nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Semirreação 2:

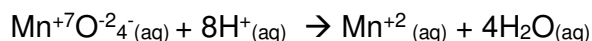


Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de C nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

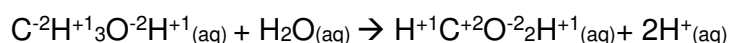
Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H_2O para cada O a ser balanceado e, depois, balancear o H usando dois H^+ para cada molécula de H_2O adicionada.

Semirreação 1:**Semirreação 2:**

Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:

Semirreação 1:

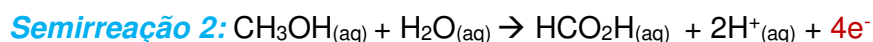
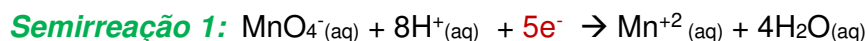
Como o Mn passa da carga +7 para a carga +2 ele recebe 5 elétrons. Então, vamos adicionar 5 elétrons aos reagentes:

**Semirreação 2:**

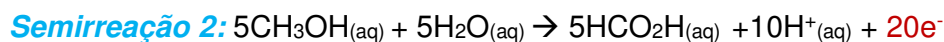
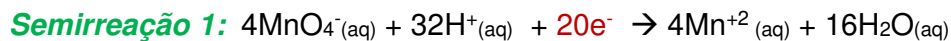
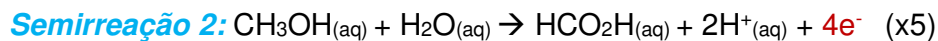
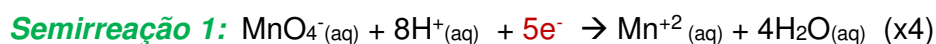
Como o C passa da carga -2 para a carga +2 ele perde 4 elétrons. Então, vamos adicionar 4 elétrons aos produtos:



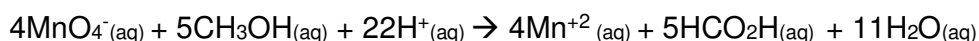
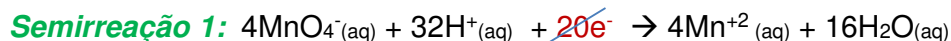
Agora vamos comparar as duas semirreações:



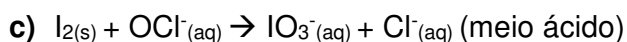
Vamos multiplicar a semirreação 1 por 4 e a semirreação 2 por 5, para que ao somarmos as duas semirreações a quantidade de elétrons se anule:



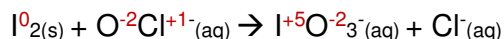
Agora vamos somar as semirreações:



Agora a equação esta balanceada.



Observando a reação e colocando as cargas teremos:



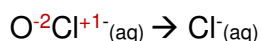
Agora vamos escrever as semirreações:

Semirreação 1:



Ou seja, o I passa da carga 0 nos reagentes para a carga +5 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Semirreação 2:



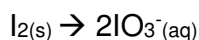
Ou seja, o Cl passa da carga +1 nos reagentes para a carga -1 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

Agora vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes, nas semirreações, dos elementos que não sejam O e H:

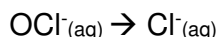
Semirreação 1:



Observamos que nos reagentes temos 2 I e nos produtos temos só 1, portanto vamos multiplicar os produtos por 2.



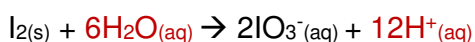
Semirreação 2:



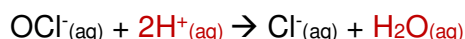
Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Cl nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H_2O para cada O para ser balanceado e, depois, balancear o H usando dois H^+ para cada molécula de H_2O adicionada.

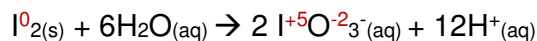
Semirreação 1:



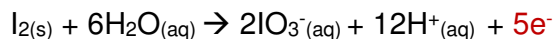
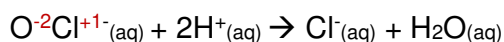
Semirreação 2:



Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:

Semirreação 1:

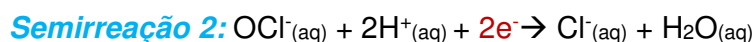
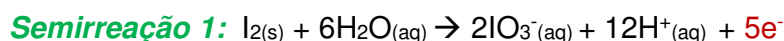
Como o I passa da carga 0 para a carga +5 ele perde 5 elétrons. Então, vamos adicionar 5 elétrons aos produtos:

**Semirreação 2:**

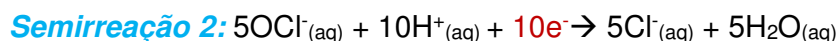
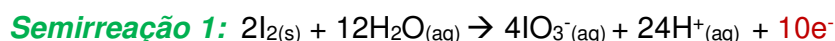
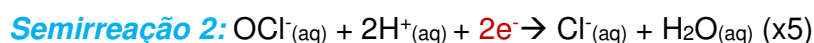
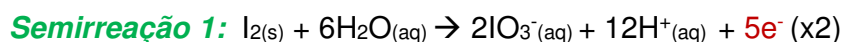
Como o Cl passa da carga +1 para a carga -1 ele recebe 2 elétrons. Então, vamos adicionar 2 elétrons aos reagentes:



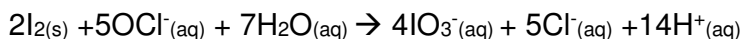
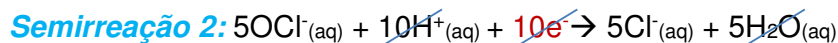
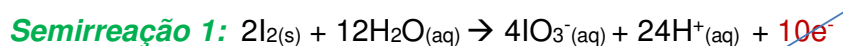
Agora vamos comparar as duas semirreações:



Vamos multiplicar a semirreação 1 por 2 e a semirreação 2 por 5, para que ao somarmos as duas semirreações a quantidade de elétrons se anule:



Agora vamos somar as semirreações:



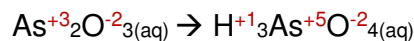
Agora a equação esta balanceada.



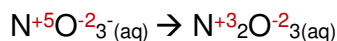
Observando a reação e colocando as cargas teremos:



Agora vamos escrever as semirreações:

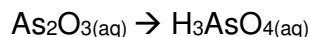
Semirreação 1:

Ou seja, o As passa da carga +3 nos reagentes para a carga +5 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

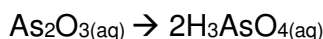
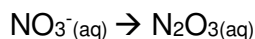
Semirreação 2:

Ou seja, o N passa da carga +5 nos reagentes para a carga +3 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

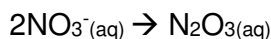
Agora vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes, nas semirreações, dos elementos que não sejam O e H:

Semirreação 1:

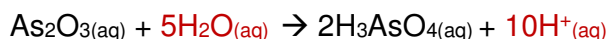
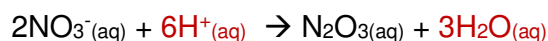
Observamos que nos reagentes temos 2 As e nos produtos temos só 1, portanto vamos multiplicar os produtos por 2.

**Semirreação 2:**

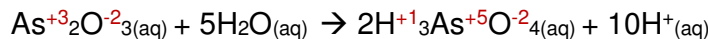
Observamos que nos reagentes temos 1 N e nos produtos temos 2, portanto vamos multiplicar os reagentes por 2.



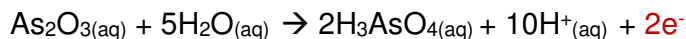
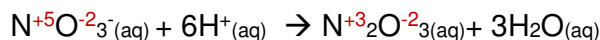
Como está em meio ácido vamos balancear o oxigênio usando uma molécula de H₂O para cada O para ser balanceado e, depois, balancear o H usando dois H⁺ para cada molécula de H₂O adicionada.

Semirreação 1:**Semirreação 2:**

Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:

Semirreação 1:

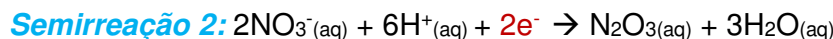
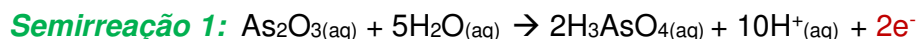
Como o As passa da carga +3 para a carga +5 ele perde 2 elétrons. Então, vamos adicionar 2 elétrons aos produtos:

**Semirreação 2:**

Como o N passa da carga +5 para a carga +3 ele recebe 2 elétrons. Então, vamos adicionar 2 elétrons aos reagentes:

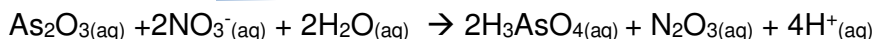
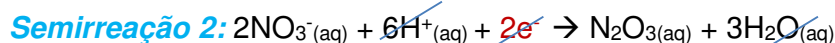
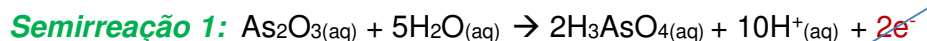


Agora vamos comparar as duas semirreações:

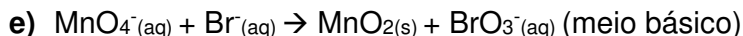


Como há a mesma quantidade de elétrons nas duas reações não precisamos multiplicar nenhuma delas.

Agora vamos somar as semirreações:



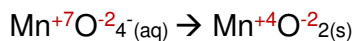
Agora a equação esta balanceada.



Observando a reação e colocando as cargas teremos:



Agora vamos escrever as semirreações:

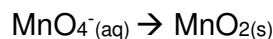
Semirreação 1:

Ou seja, o Mn passa da carga +7 nos reagentes para a carga +4 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

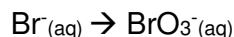
Semirreação 2:

Ou seja, o Br passa da carga -1 nos reagentes para a carga +5 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Agora vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes, nas semirreações, dos elementos que não sejam O e H:

Semirreação 1:

Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Mn nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

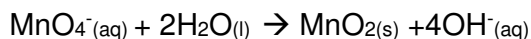
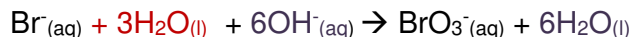
Semirreação 2:

Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Br nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

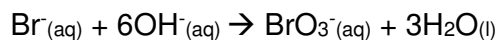
Agora, para balancear em solução básica, balanceie o O usando H₂O e, depois, balanceie o H adicionando uma molécula de H₂O para cada H necessário do lado em que falta H e a mesma quantidade de OH⁻ do lado oposto.

Semirreação 1:

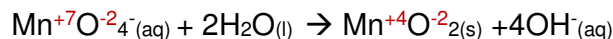
Agora simplificando a reação teremos:

**Semirreação 2:**

Simplificando a reação teremos:



Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:

Semirreação 1:

Como o Mn passa da carga +7 para a carga +4 ele recebe 3 elétrons. Então, vamos adicionar 3 elétrons aos reagentes:

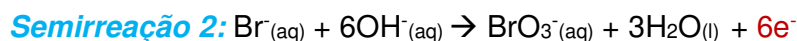
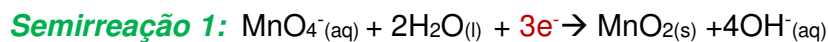


Semirreação 2:

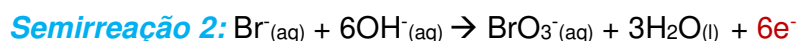
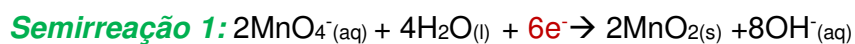
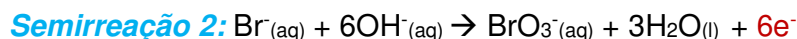
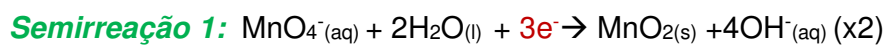
Como o Br passa da carga -1 para a carga +5 ele perde 6 elétrons. Então, vamos adicionar 6 elétrons aos produtos:



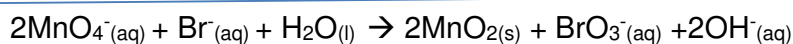
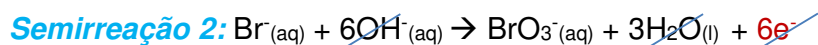
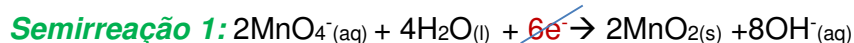
Agora vamos comparar as duas semirreações:



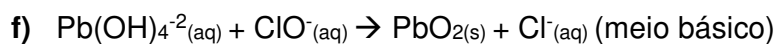
Vamos multiplicar a semirreação 1 por 2, para que ao somarmos as duas semirreações a quantidade de elétrons se anule:



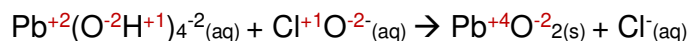
Agora, vamos somar as semirreações:



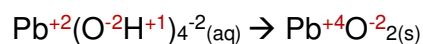
Agora a equação esta balanceada.



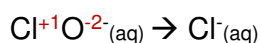
Observando a reação e colocando as cargas teremos:



Agora vamos escrever as semirreações:

Semirreação 1:

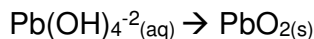
Ou seja, o Pb passa da carga +2 nos reagentes para a carga +4 nos produtos, sendo assim ele perde elétrons, portanto esta reação é de oxidação.

Semirreação 2:

Ou seja, o Cl passa da carga +1 nos reagentes para a carga -1 nos produtos, sendo assim ele recebe elétrons, portanto esta reação é de redução.

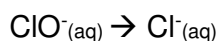
Agora, vamos balancear a quantidade de elementos nos produtos e reagentes, nas semirreações, dos elementos que não sejam O e H:

Semirreação 1:



Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Pb nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Semirreação 2:



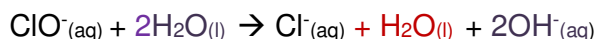
Observando a reação notamos que tem a mesma quantidade de Cl nos reagentes e nos produtos, sendo assim os elementos estão balanceados.

Agora para balancear em solução básica, balanceie o O usando H_2O e, depois, balanceie o H adicionando uma molécula de H_2O para cada H necessário do lado em que falta H e a mesma quantidade de OH^{-} do lado oposto.

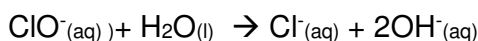
Semirreação 1:



Semirreação 2:

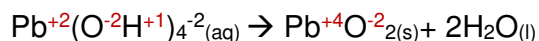


Simplificando a reação teremos:



Agora que todos os elementos estão balanceados vamos balancear as cargas:

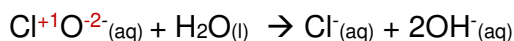
Semirreação 1:



Como o Pb passa da carga +2 para a carga +4 ele perde 2 elétrons. Então, vamos adicionar 2 elétrons aos produtos:



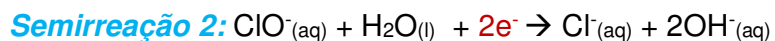
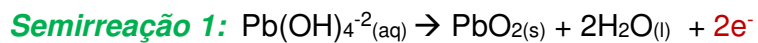
Semirreação 2:



Como o Cl passa da carga +1 para a carga -1 ele recebe 2 elétrons. Então, vamos adicionar 2 elétrons aos reagentes:

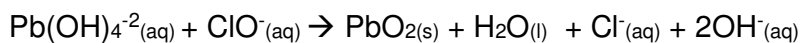
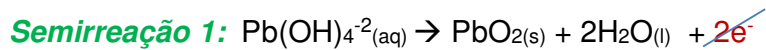


Agora vamos comparar as duas semirreações:



Como há a mesma quantidade de elétrons nas duas reações não precisamos multiplicar nenhuma delas.

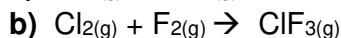
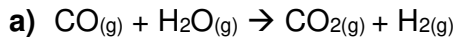
Agora vamos somar as semirreações:



Agora a equação está balanceada.

Questão 4: Fonte: ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012, questão K26 (a,b), p. F85

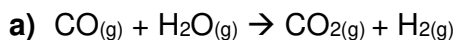
Balacei as seguintes equações e identifique os oxidantes e os redutores em cada uma delas:



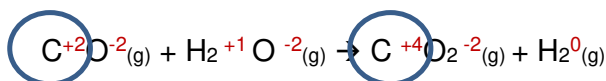
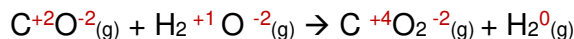
Considere o meio ácido.

Resolução:

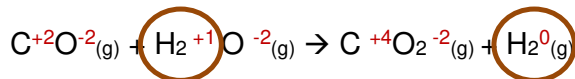
Para balancear uma reação redox devemos não só observar os coeficientes estequiométricos, mas também a quantidade de elétrons presente nos reagentes e nos produtos.



Primeiro vamos colocar as cargas nos elementos como fizemos nos exercícios 1,2 e 3.

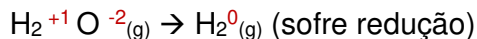
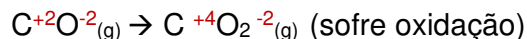


Sofre oxidação



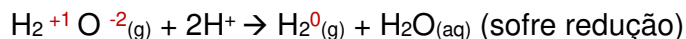
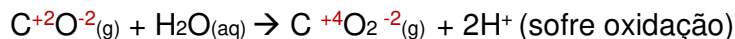
Sofre redução

Uma vez que identificamos qual espécie sofre oxidação e qual espécie sofre redução, vamos separar em semirreações:

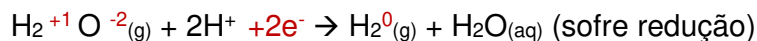
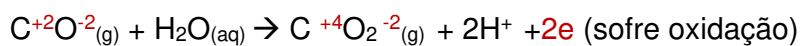


Agora, vamos balancear as duas semirreações, observando apenas a quantidade de elementos presente nos reagentes e nos produtos.

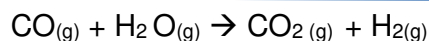
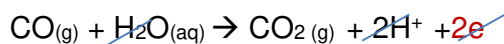
Em solução ácida nós usaremos a adição de água para balancear os oxigênios, lembrando que para cada água adicionada nos reagentes de verão ser adicionadas 2H^+ nos produtos.



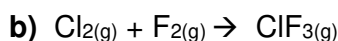
Agora, balacei as cargas elétricas adicionando elétrons do lado esquerdo nas reduções e do lado direito na oxidação:



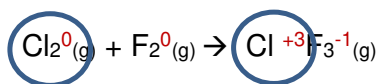
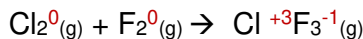
Agora vamos somar as semirreações:



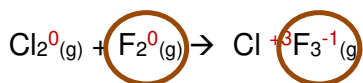
Agora a equação esta balanceada.



Primeiro vamos colocar as cargas e ver qual espécie sofre oxidação e qual espécie sofre redução:

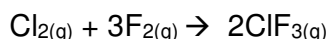


Sofre oxidação

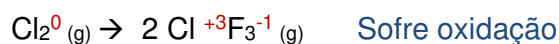
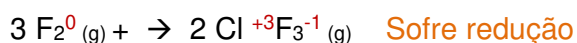


Sofre redução

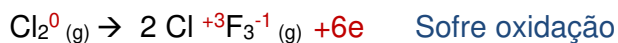
Agora, vamos balancear todos os elementos exceto o oxigênio:



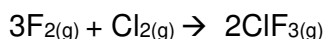
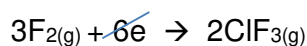
Dividindo em semirreações teremos:



Agora, balancei as cargas elétricas adicionando elétrons do lado esquerdo nas reduções e do lado direito na oxidação:



Somando as semirreações teremos:

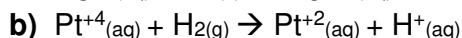
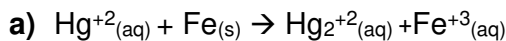


Agora a equação esta balanceada.

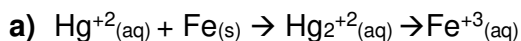
Questão 5: Fonte: ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química:** questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012, questão K2 (a,b), p. F85

Escreva equações balanceadas para as seguintes reações redox simplificadas:

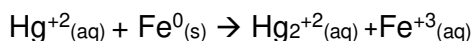
Considere o meio ácido.



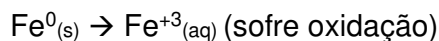
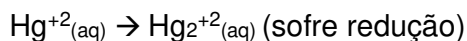
Resolução:



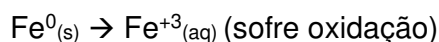
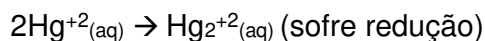
Primeiro vamos colocar as cargas nos elementos como fizemos nos exercícios 1, 2 e 3.



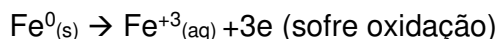
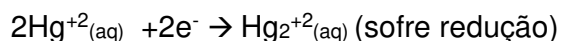
Agora que identificamos as espécies que estão se oxidando e reduzindo, vamos separar em semirreações:



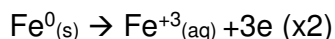
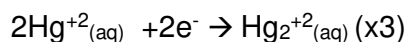
A seguir, vamos balancear as duas semirreações observando apenas a quantidade de elementos nos reagentes e nos produtos:



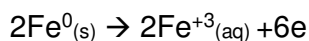
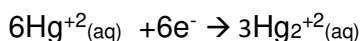
Agora balancei as cargas elétricas adicionando elétrons do lado esquerdo nas reduções e do lado direito na oxidação:



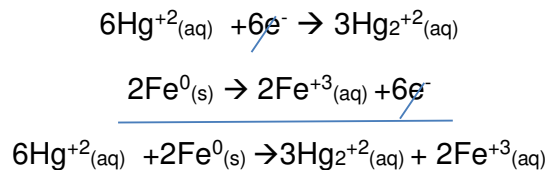
Para igualar a quantidade de elétrons vamos multiplicar as reações:



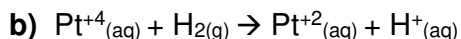
E obteremos:



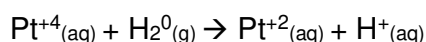
Agora vamos somar as semirreações:



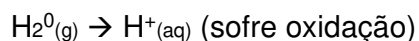
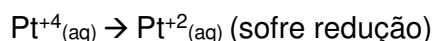
Agora a equação esta balanceada.



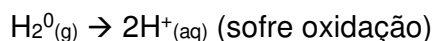
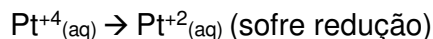
Primeiro vamos colocar as cargas nos elementos como fizemos nos exercícios 1, 2 e 3.



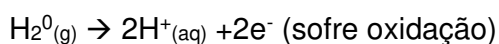
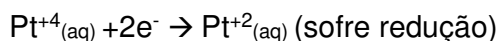
Uma vez identificadas as espécies que se oxidam e que se reduzem, vamos separar em semirreações:



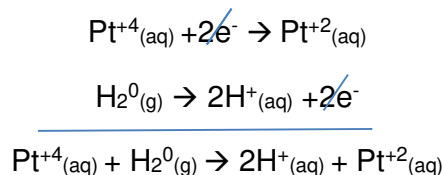
Agora, vamos balancear as duas semirreações observando apenas a quantidade de elementos nos reagentes e nos produtos:



Balancei as cargas elétricas adicionando elétrons do lado esquerdo nas reduções e do lado direito na oxidação:



Na sequência vamos somar as semirreações:



Agora a equação esta balanceada.

FICOU COM ALGUMA DÚVIDA?

Acesse o [Fórum de Química Geral!](#)

O Fórum de Dúvidas de Química Geral é um espaço feito para que os estudantes tirem dúvidas com os monitores do projeto – é *online e de fácil acesso!*

REFERENCIAS BIBLIOGRÁFICAS

ATKINS, Peter William; JONES, Loretta. **Princípios de química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. 5. ed. Porto Alegre: Bookman, 2012

BROWN, Theodore; LEMAY, H. Eugene; BURSTEN, Bruce **Química**: a ciência central. 9. ed., 2009.