

1

SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.

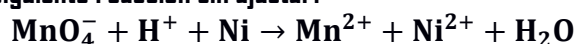


AJUSTAR REACCIONES REDOX. MÉTODO DEL IÓN – ELECTRÓN.

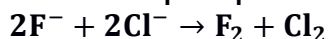
SEGUIMOS EL ESQUEMA SIGUIENTE:

1. Calculamos los números de oxidación de cada átomo.
2. ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?
3. Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.
4. Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.
5. Ajustamos atómicamente y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.
6. Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción y la segunda, para tener el mismo n^o de electrones en cada una.
7. Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.
8. Trasladamos la información de la reacción iónica ajustada a la reacción molecular.

1. U.I.B. 2019 (I). Dada la siguiente reacción sin ajustar:



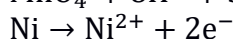
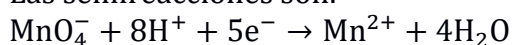
- a. Ajusta la reacción iónica por el método del ión – electrón.
- b. Determina el porcentaje de níquel (pureza) de una muestra que tiene impurezas internas, si 10 gramos de la muestra reaccionan completamente con 50 mL. de una disolución ácida de KMnO₄ 1,2 M.
- c. Justifica que la siguiente reacción no se puede producir:



VER VÍDEO <https://youtu.be/eF7ZVIUdm2M>

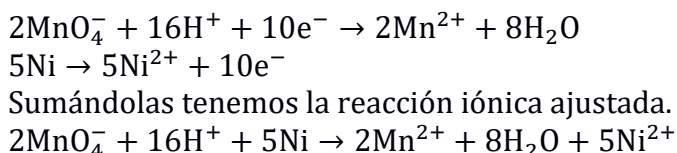
a.

Las semireacciones son:



Multiplicando la 1ª reacción por dos y la 2ª por 5, tendremos 10 electrones en cada una.

2



b.

$$10 \text{ g Ni impuro} \cdot \frac{x \text{ g. Ni puro.}}{100 \text{ g. Ni impuro.}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ni}}{58,7 \text{ g. de Ni}} \cdot \frac{2 \text{ moles de MnO}_4^-}{5 \text{ moles de Ni}} \cdot \frac{1000 \text{ mL. dión}}{1,2 \text{ moles de MnO}_4^-} = 50 \text{ mL. dión.} \rightarrow x = 88,1 \%$$

c. En esta reacción el ión fluoruro pasa a difluor, es decir se oxida y el ión cloruro pasa a dicloro, también se oxida. Tenemos pues dos oxidaciones sin ninguna reducción, eso no es posible.

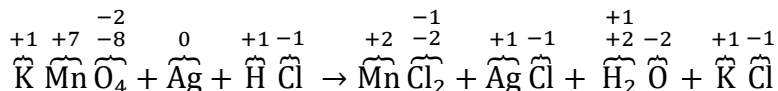
2. U.I.B. 2019 (4). El KMnO_4 Reacciona con el metal plata según la reacción no ajustada siguiente:



- Escribe y ajusta la reacción iónica y molecular por el método del ion electrón.
- ¿Cuál es la especie reductora?
- Calcula el volumen de una disolución KMnO_4 0,20 M que reaccionará con 6 gramos de plata.

VER VIDEO <https://youtu.be/M8fBOeclxWU>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

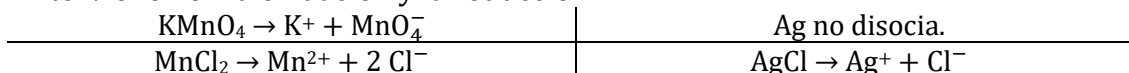


- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

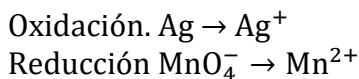
El Mn (de +7 a +2) se reduce. El oxidante es el KMnO_4

La Ag (de 0 a +1) se oxida. El reductor es la Ag.

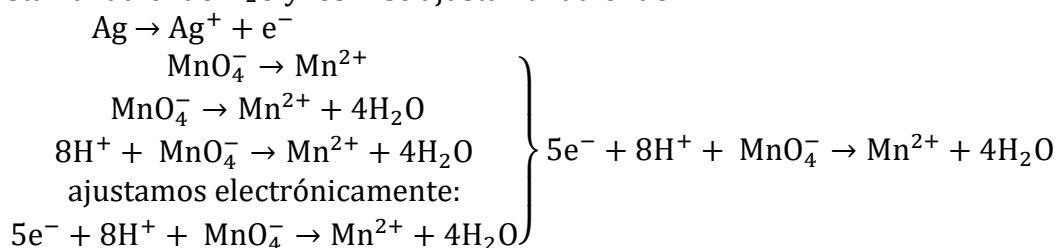
- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.



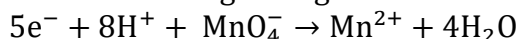
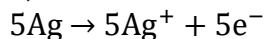
- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.



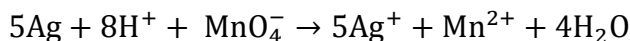
- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H_2O y los H se ajustan añadiendo H^+ .



● Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 5, así tendremos 5 e⁻ en cada una.



● Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.



● Trasladando esta información a la reacción inicial:

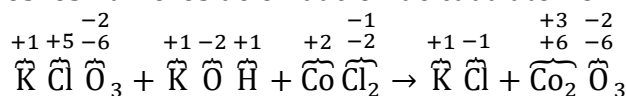


$$6 \text{ g. de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{107,8 \text{ g. Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol de KMnO}_4}{5 \text{ moles de Ag}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,2 \text{ moles de KMnO}_4} = 0,056 \text{ L.}$$

3. MEDIO BÁSICO. Ajustar la reacción: $\text{KClO}_3 + \text{KOH} + \text{CoCl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{Co}_2\text{O}_3$. Reacción en medio básico.

VER VIDEO <https://youtu.be/W5JVt1NVgNs>

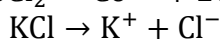
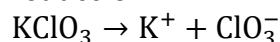
● Calculamos los números de oxidación de cada átomo.



El Cl se reduce (de +5 a -1). El oxidante es el KClO₃

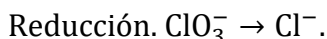
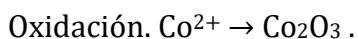
El Co se oxida (de +2 a +3). El reductor es el CoCl₂

● Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.

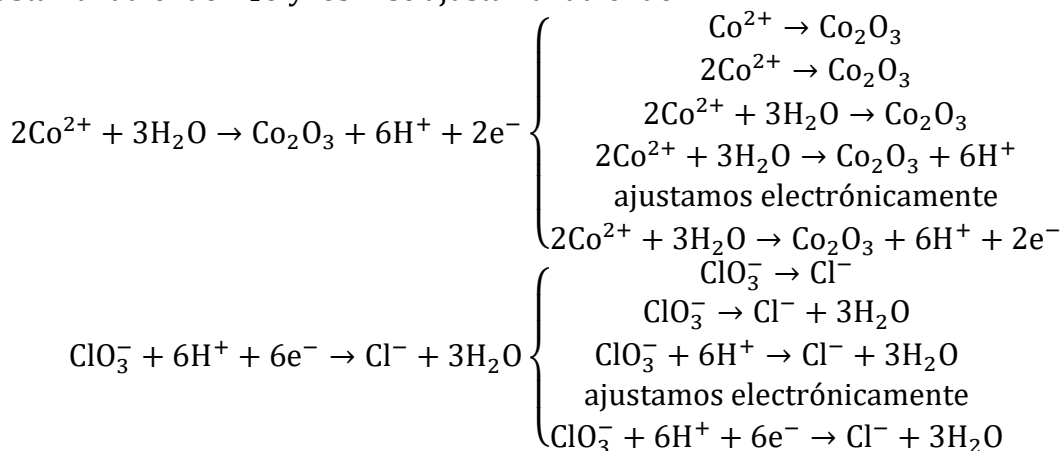


Co₂O₃ no se disocia.

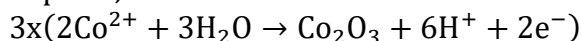
● Escribimos las semirreacciones de oxidación y reducción.



● Ajustamos atómica y electrónicamente las semirreacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.



● Para que el número de e⁻ de ambas semirreacciones coincida, debemos multiplicar la primera por 3, así tendremos 6 e⁻ en cada una.



● Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.



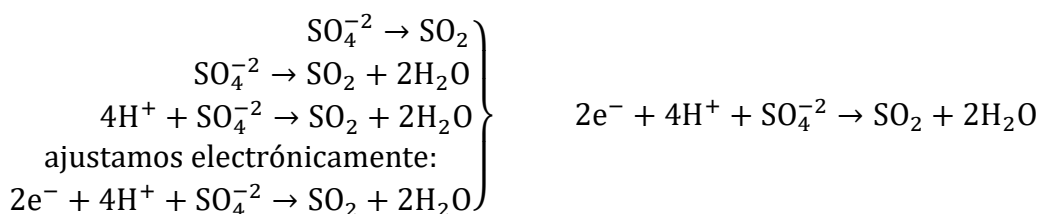
● Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

Oxidación. $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+3}$

Reducción. $\text{SO}_4^{-2} \rightarrow \text{SO}_2$

● Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H_2O y los H se ajustan añadiendo H^+ .

$\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+3} + 3\text{e}^-$



● Para que el número de e^- de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 2 y la segunda por 3, así tendremos 6 e^- en cada una.

$2\text{Fe} \rightarrow 2\text{Fe}^{+3} + 6\text{e}^-$

$6\text{e}^- + 12\text{H}^+ + 3\text{SO}_4^{-2} \rightarrow 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

● Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.

$2\text{Fe} + 6\text{e}^- + 12\text{H}^+ + 3\text{SO}_4^{-2} \rightarrow 2\text{Fe}^{+3} + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

● Trasladando esta información a la reacción inicial:

$2\text{Fe}(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{AQ}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3(\text{AQ}) + 3\text{SO}_2(\text{g}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{l})$

Para ajustar el H_2SO_4 con un 6 nos fijamos en los 6H^+ y no en los 3SO_4^{-2} , pues si solo hay un ácido me guio por los H^+ .

c. El uso de pinturas para cubrirlo con una capa protectora, galvanizado (hierro recubierto con una capa de zinc) o la formación de aleaciones con cromo y níquel.

6. U.I.B. 2017 (I) Dada la siguiente reacción no ajustada:

$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

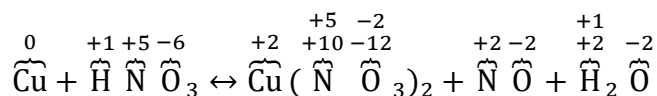
a. Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón.

b. ¿Qué sustancia química actúa como oxidante? Razonar la respuesta.

c. Nombrar los siguientes compuestos: HNO_3 y NO_2 .

VER VÍDEO <https://youtu.be/t3C3Yww7xls>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

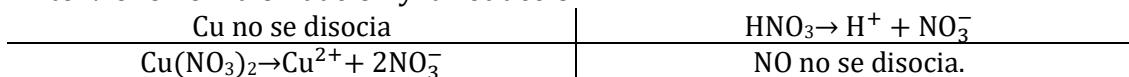


- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

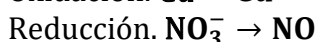
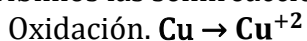
Cu (de 0 a +2), se oxida. El reductor es el Cu

N (de +5 a +2) se reduce. El oxidante es el HNO₃

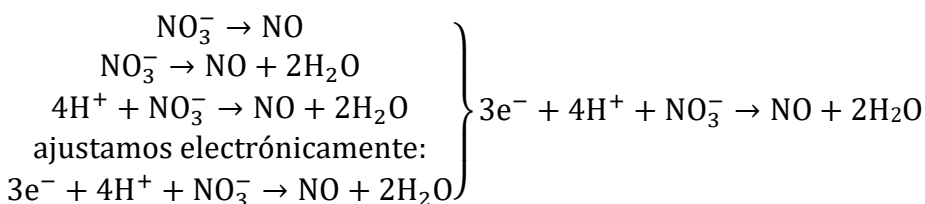
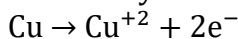
- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.



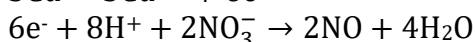
- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.



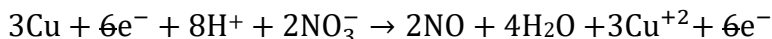
- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.



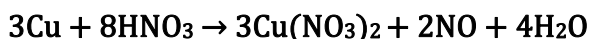
- Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 3 y la segunda por 2, así tendremos 6 e⁻ en cada una.



- Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.

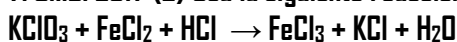


- Trasladando esta información a la reacción inicial:



Para ajustar el HNO₃ con un 8 nos fijamos en los 8H⁺ y no en los 2NO₃⁻, pues si solo hay un ácido me guio por los H⁺.

7. U.I.B. 2017 (2) Sea la siguiente reacción no ajustada:



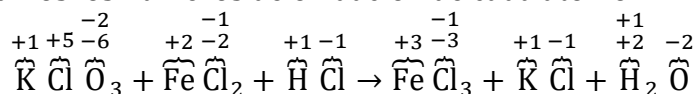
a. Ajusta la reacción iónica por el método del ion-electrón.

b. ¿Cuál es la especie oxidante? Razonar la respuesta.

c. Nombrar los siguientes compuestos: $KClO_3$ y HCl .

VER VÍDEO <https://youtu.be/Hk6jxwUi4L8>

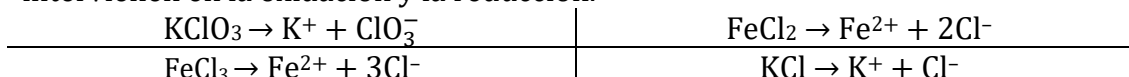
- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.



- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

Fe (de +2 a +3), se oxida. El reductor es el $FeCl_2$
Cl (de +5 a -1) se reduce. El oxidante es el $KClO_3$

- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.



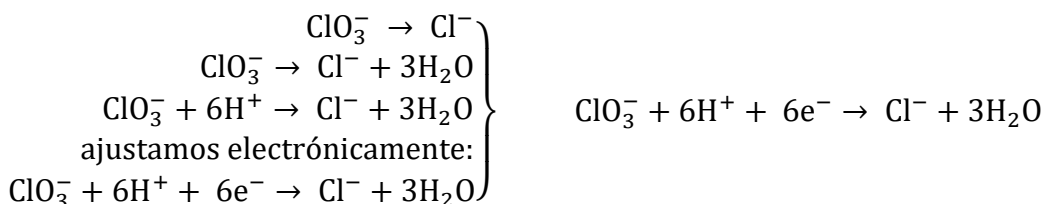
- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

Oxidación. $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$

Reducción. $Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$

- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H_2O y los H se ajustan añadiendo H^+ .

$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+} + e^-$



- Para que el número de e^- de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera por 6, así tendremos 6 e^- en cada una.

$5Fe^{2+} \rightarrow 5Fe^{3+} + 5e^-$

$ClO_3^- + 6H^+ + 6e^- \rightarrow Cl^- + 3H_2O$

- Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.

$6Fe^{2+} + ClO_3^- + 6H^+ \rightarrow 6Fe^{3+} + Cl^- + 3H_2O$

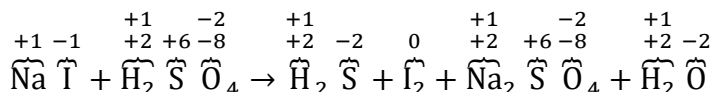
- Trasladando esta información a la reacción inicial:

$KClO_3 + 6 FeCl_2 + 6 HCl \rightarrow 6 FeCl_3 + KCl + 3 H_2O$

8. U.I.B. 2016. (I) Ajusta la siguiente reacción. $NaI + H_2SO_4 \rightarrow H_2S + I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

VER VÍDEO <https://youtu.be/XM27GjYk8po>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.



- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

I (de -1 a 0), se oxida. El reductor es el NaI.

S (de +6 a -2) se reduce. El oxidante es el H₂SO₄

- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.

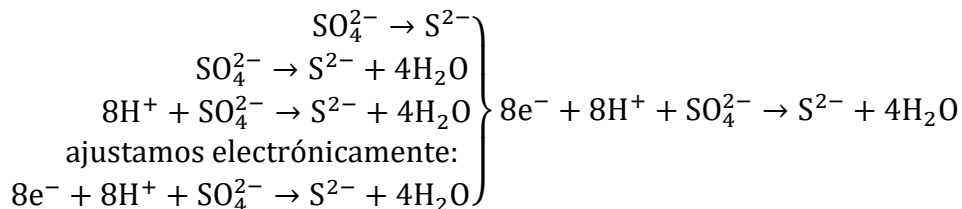
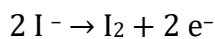


- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

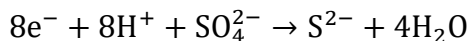
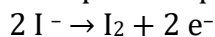
Oxidación. $\text{I}^- \rightarrow \text{I}_2$

Reducción. $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{S}^{2-}$

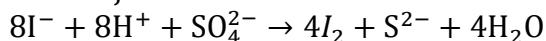
- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.



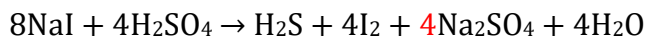
- Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 4, así tendremos 8 e⁻ en cada una.



- Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.



- Trasladando esta información a la reacción inicial:

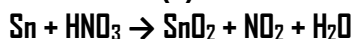


El 4 del Na₂SO₄ se ha ajustado por tanteo mirando el Na.

El 4H₂SO₄ se cambia por tanteo a 5H₂SO₄.



9. U.I.B. 2015. (3) El Sn metálico reacciona con el HNO₃ según la reacción:

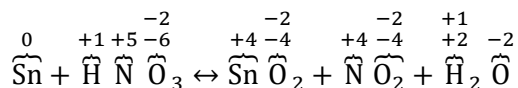


- Escribe y ajusta la reacción por el método del ion electrón.

- Calcula el volumen de una reacción de ácido nítrico 0,5 M. que reacciona con 2 g. de Sn.

VER VÍDEO <https://youtu.be/iENS-VyGGfM>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

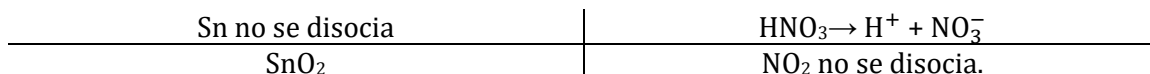


- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

Sn (de 0 a +4), se oxida. El reductor es el Sn.

N (de +5 a +4) se reduce. El oxidante es el HNO₃

- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.

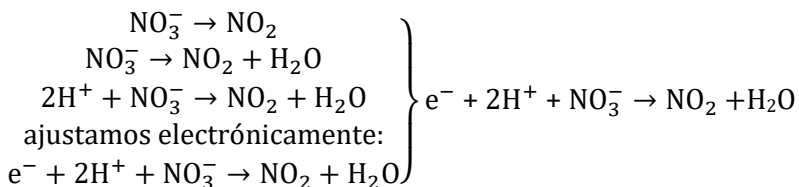
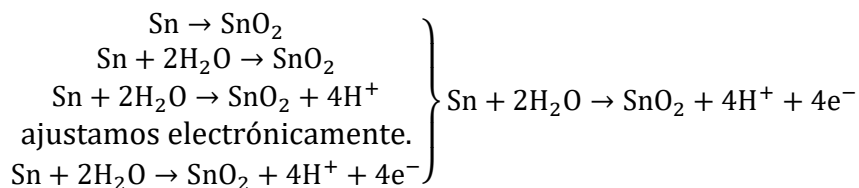


- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

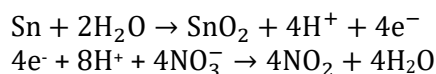
Oxidación. Sn → SnO₂

Reducción. NO₃⁻ → NO₂

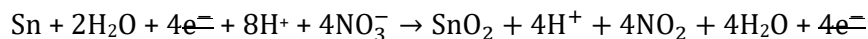
- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.



- Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, multiplicamos la segunda por 4, así tendremos 4 e⁻ en cada una.



- Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.



Simplificando H₂O y H⁺:



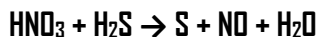
- Trasladando esta información a la reacción inicial:



b.

$$2 \text{ g. de Sn} \cdot \frac{1 \text{ mol de Sn}}{118,71 \text{ g. de Sn}} \cdot \frac{4 \text{ moles de HNO}_3}{1 \text{ mol de Sn}} \cdot \frac{1 \text{ L.}}{0,5 \text{ moles de HNO}_3} = 0,135 \text{ L.}$$

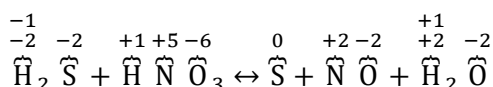
10. U.I.B. 2015. (4) El ácido nítrico reacciona con el ácido sulfhídrico según la siguiente reacción:



- Ajusta la reacción por el método del ion electrón.
- Razona que especie actúa como oxidante.
- Determina el volumen de NO, medido a 60º y 1 atm., que se formará si reaccionan 0,2 moles de HNO₃ con un exceso de H₂S.

VER VÍDEO <https://youtu.be/x7HW-H1zg28>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

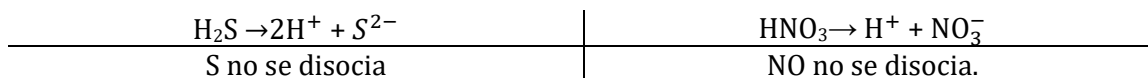


- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

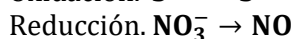
S (de -2 a 0), se oxida. El reductor es el S.

N (de +5 a +2) se reduce. El oxidante es el HNO₃

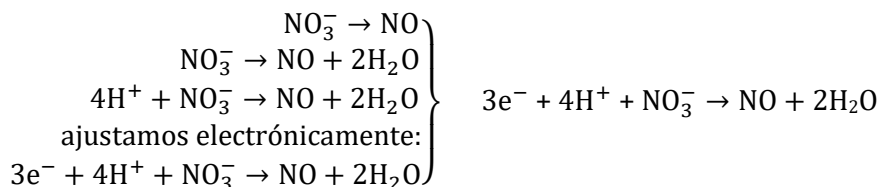
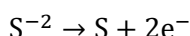
- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.



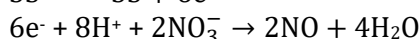
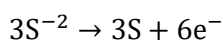
- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.



- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.

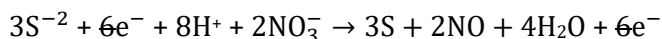


- Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 3 y la segunda por 2, así tendremos 6 e⁻ en cada una.

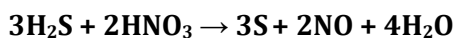


- Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.I.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).



- Trasladando esta información a la reacción inicial:



Los $8H^{+}$ se reparten entre el H_2S ($6 H^{+}$) y el HNO_3 ($2 H^{+}$).

b.

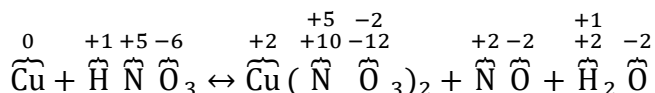
$$0,2 \text{ moles de } HNO_3 \cdot \frac{2 \text{ moles de NO}}{2 \text{ moles de } HNO_3} = 0,2 \text{ moles de NO}$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = 5,5 \text{ L. de NO.}$$

11. Ajustar la siguiente reacción: $Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

VER VIDEO <https://youtu.be/0kDoy-AinGU>

- Calculamos los números de oxidación de cada átomo.

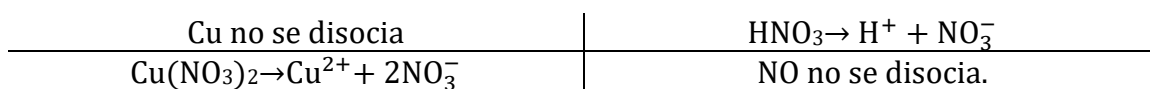


- ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

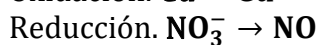
Cu (de 0 a +2), se oxida. El reductor es el Cu

N (de +5 a +2) se reduce. El oxidante es el HNO_3

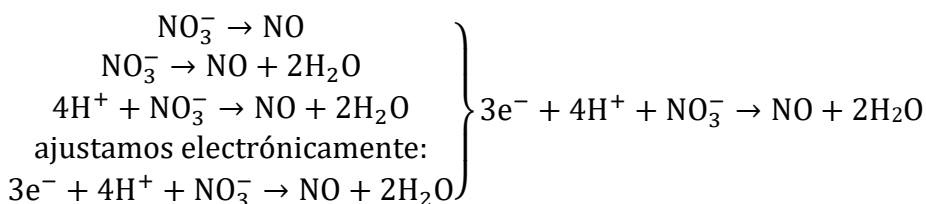
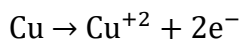
- Disociamos las sustancias (solo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.



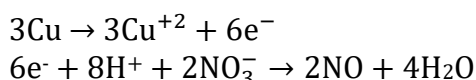
- Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.



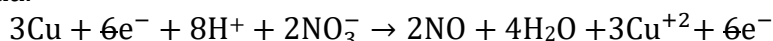
- Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H_2O y los H se ajustan añadiendo H^{+} .



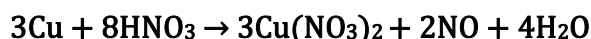
● Para que el número de e⁻ de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 3 y la segunda por 2, así tendremos 6 e⁻ en cada una.



● Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas obteniendo la reacción iónica ajustada.



● Trasladando esta información a la reacción inicial:

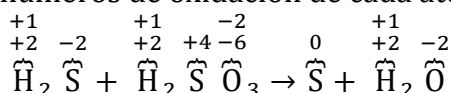


Para ajustar el HNO₃ con un 8 nos fijamos en los 8H⁺ y no en los 2NO₃⁻, pues si solo hay un ácido me guio por los H⁺.

12. Ajustar la siguiente reacción: H₂S + H₂SO₃ → S + H₂O

VER VIDEO <https://youtu.be/zLXu5tI6E9I>

● Calculamos los números de oxidación de cada átomo.



● ¿Qué elementos cambian de número de oxidación?

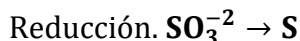
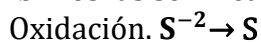
S (de -2 a 0), se oxida. El reductor es el H₂S

S (de +4 a 0) se reduce. El oxidante es el H₂SO₃

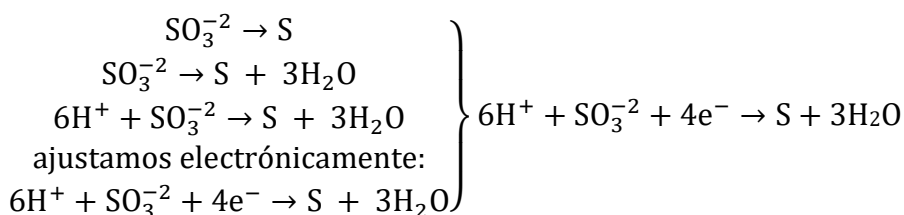
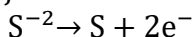
● Disociamos las sustancias (sólo ácidos, hidróxidos y sales) que intervienen en la oxidación y la reducción.

$\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{H}^{+} + \text{S}^{2-}$	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow 2\text{H}^{+} + \text{SO}_3^{-2}$	S no de disocia.
--	--	------------------

● Escribimos las semireacciones de oxidación y reducción.

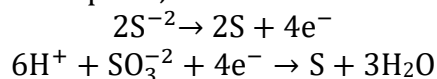


● Ajustamos atómica y electrónicamente las semireacciones. Los O se ajustan añadiendo H₂O y los H se ajustan añadiendo H⁺.

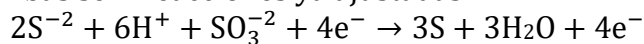


13

● Para que el número de e^- de ambas semireacciones coincida, debemos multiplicar la primera reacción por 2, así tendremos 4 e^- en cada una.

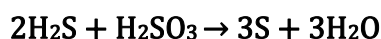


● Sumamos ambas semireacciones ya ajustadas.



● Trasladando esta información a la reacción inicial:

Como hay dos ácidos los ajustamos fijándonos en los aniones (S^{-2} y SO_3^{-2}) no en los H^+ .



13. Ajusta la siguiente reacción. $NaI + H_2SO_4 \rightarrow H_2S + I_2 + Na_2SO_4 + H_2O$

VER VIDEO <https://youtu.be/XM27GjYk8po>

14. Ajusta la siguiente reacción. $KClO_3 + FeCl_2 + HCl \rightarrow FeCl_3 + KCl + H_2O$

VER VIDEO <https://youtu.be/Hk6jxwUi4L8>
