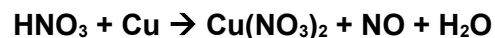


Ajuste de reacciones redox

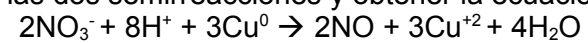
Método del número de oxidación	Método del ión-electrón (en medio ácido)
<ol style="list-style-type: none">1. Una vez formulada la reacción, se determina el número de oxidación de cada uno de los átomos que intervienen2. Reconocer qué elementos se oxidan y cuáles se reducen, escribiendo las semireacciones3. Multiplicar las semireacciones por un número tal que iguale en ambas el número de electrones en juego.4. Sumar las semirreacciones y obtener la ecuación redox total.5. Ajustar por tanteo los elementos que ni se oxidan ni se reducen.	<ol style="list-style-type: none">1. Una vez formulada la reacción, se determina el número de oxidación de cada uno de los átomos que intervienen2. Reconocer qué elementos se oxidan y cuáles se reducen, escribiendo las semireacciones pero sin electrones.3. Igualar en las semirreacciones los átomos de oxígeno , añadiendo al miembro en que haya menos oxígeno tantas moléculas de agua como sean necesarias.4. Igualar el hidrógeno añadiendo el H^+ que sea necesario.5. Ajustar las semirreacciones electrónicamente, añadiendo los electrones necesarios para que haya el mismo número de cargas en los dos lados.6. Multiplicar las semireacciones por un número tal que iguale en ambas el número de electrones en juego.7. Sumar las dos semirreacciones y obtener la ecuación redox total.

Ajusta la ecuación redox:

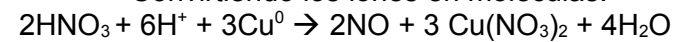


Método del número de oxidación	Método del ión-electrón (en medio ácido)
<p>1. Una vez formulada la reacción, se determina el número de oxidación de cada uno de los átomos que intervienen</p> $\begin{array}{ccccccc} +1 & +5 & -2 & 0 & +2 & +5 & -2 & +2 & -2 & +1 & -2 \\ \text{HNO}_3 & + & \text{Cu} & \rightarrow & \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 & + & \text{NO} & + & \text{H}_2\text{O} \end{array}$ <p>2. Reconocer qué elementos se oxidan y cuáles se reducen, escribiendo las semireacciones Se oxida el Cu, que pasa de 0 a +2; se reduce el N, que pasa de +5 a +2</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } \text{N}^{+5} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{N}^{+2} \\ \text{Oxidación: } \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \end{array}$ <p>3. Multiplicar las semireacciones por un número tal que iguale en ambas el número de electrones en juego.</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } 2\text{N}^{+5} + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{N}^{+2} \\ \text{Oxidación: } 3\text{Cu}^0 \rightarrow 3\text{Cu}^{+2} + 6\text{e}^- \end{array}$ <p>4. Sumar las semirreacciones y obtener la ecuación redox total.</p> $2\text{N}^{+5} + 3\text{Cu}^0 \rightarrow 2\text{N}^{+2} + 3\text{Cu}^{+2}$ <p>Convirtiendo los iones en moléculas:</p> $2\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>5. Ajustar por tanteo los elementos que ni se oxidan ni se reducen. Para ajustar el nitrógeno, nos faltan 6 nitrógenos en los reactivos, así que añadimos 6 moléculas de HNO_3</p> $8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>Para ajustar el hidrógeno hay que poner un total de 4 moléculas de agua en los productos. Al hacerlo, se igualan los oxígenos.</p> <p>Resultado final:</p> $8\text{HNO}_3 + 3\text{Cu} \rightarrow 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$	<p>1. Se escribe la reacción en forma iónica</p> $\text{H}^+ + \text{NO}_3^- + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{+2} + \text{NO}_3^- + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Una vez formulada la reacción, se determina el número de oxidación de cada uno de los átomos que intervienen</p> $\begin{array}{ccccccc} +1 & +5 & -2 & 0 & +2 & +5 & -2 & +2 & -2 & +1 & -2 \\ \text{H}^+ & + & \text{NO}_3^- & + & \text{Cu} & \rightarrow & \text{Cu}^{+2} & + & \text{NO}_3^- & + & \text{NO} & + & \text{H}_2\text{O} \end{array}$ <p>3. Reconocer qué elementos se oxidan y cuáles se reducen, escribiendo las semireacciones pero sin electrones. Se oxida el Cu, que pasa de 0 a +2; se reduce el N, que pasa de +5 a +2</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO} \\ \text{Oxidación: } \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} \end{array}$ <p>4. Igualar en las semirreacciones los átomos de oxígeno, añadiendo al miembro en que haya menos oxígeno tantas moléculas de agua como sean necesarias.</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } \text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{Oxidación: } \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} \end{array}$ <p>5. Igualar el hidrógeno añadiendo el H^+ que sea necesario.</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{Oxidación: } \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} \end{array}$ <p>6. Ajustar las semirreacciones electrónicamente, añadiendo los electrones necesarios para que haya el mismo número de cargas en los dos lados.</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \\ \text{Oxidación: } \text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{+2} + 2\text{e}^- \end{array}$ <p>7. Multiplicar las semireacciones por un número tal que iguale en ambas el número de electrones en juego.</p> $\begin{array}{l} \text{Reducción: } 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O} \\ \text{Oxidación: } 3\text{Cu}^0 \rightarrow 3\text{Cu}^{+2} + 6\text{e}^- \end{array}$

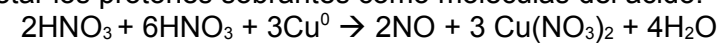
8. Sumar las dos semirreacciones y obtener la ecuación redox total.



Convirtiendo los iones en moléculas:



Completar los protones sobrantes como moléculas del ácido:



Resultado final:

