

Continue





















## Ejercicios balanceo redox

When balancing redox reactions, the overall electronic charge must be balanced in addition to the usual molar ratios of the component reactants and products. This example problem illustrates how to use the half-reaction method to balance a redox reaction in a solution. Balance the following redox reaction in an acidic solution:  $\text{Cu(s)} + \text{HNO}_3\text{(aq)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}\text{(aq)} + \text{NO(g)}$

Step 1: Identify what is being oxidized and what is being reduced. To identify which atoms are being reduced or oxidized, assign oxidation states to each atom of the reaction. For review:  $\text{Cu(s)}: \text{Cu} = 0$ ;  $\text{H} = +1$ ;  $\text{N} = +5$ ;  $\text{O} = -2$ . Copper is oxidized by this reaction. N went from oxidation state +5 to +2, gaining three electrons. Nitrogen is reduced by this reaction.

Step 2: Break the reaction into two half-reactions: oxidation and reduction. Oxidation:  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$  Reduction:  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$

Step 3: Balance each half-reaction by both stoichiometry and electronic charge. This is accomplished by adding substances to the reaction. The only rule is that the only substances you can add must already be in the solution. These include water ( $\text{H}_2\text{O}$ ),  $\text{H}^+$  ions (in acidic solutions),  $\text{OH}^-$  ions (in basic solutions) and electrons. Start with the oxidation half-reaction: The half-reaction is already balanced atomically. To balance the reduction reaction, two electrons must be added to the product side.  $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2 \text{e}^-$ . Now, balance the reduction reaction. This first step is to balance all atoms except oxygen and hydrogen.  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}$  There is only one nitrogen atom on both sides, so nitrogen is already balanced. The second step is to balance the oxygen atoms. This is done by adding water to the side that needs more oxygen. In this case, the reactant side has three oxygens and the product side has only one oxygen. Add two water molecules to the product side.  $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$  The third step is to balance the hydrogen atoms. This is accomplished by adding  $\text{H}^+$  ions to the side that needs more hydrogen. The reactant side has one hydrogen atom while the product side has four. Add 3  $\text{H}^+$  ions to the reactant side.  $\text{HNO}_3 + 3 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$  The equation is balanced atomically, but not electrically. The final step is to balance the charge by adding electrons to the more positive side of the reaction. One the reactant side, the overall charge is +3, while the product side is neutral. To counteract the +3 charge, add three electrons to the reactant side.  $\text{HNO}_3 + 3 \text{H}^+ + 3 \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2 \text{H}_2\text{O}$  Now the reduction half-equation is balanced. Step 4: Equalize the electron transfer. In redox reactions, the number of electrons gained must equal the number of electrons lost. To accomplish this, each reaction is multiplied by whole numbers to contain the same number of electrons. The oxidation half-reaction has two electrons while the reduction half-reaction has three electrons. Multiply the oxidation half-reaction by 3 and the reduction half-reaction by 2.  $3 \text{Cu} \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 6 \text{e}^-$   $2 \text{HNO}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

Step 5: Recombine the half-reactions. This is accomplished by adding the two reactions together. Once they are added, cancel out anything that appears on both sides of the reaction.  $3 \text{Cu} + 2 \text{HNO}_3 + 6 \text{H}^+ + 6 \text{e}^- \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$  The complete redox reaction is now balanced.  $3 \text{Cu} + 2 \text{HNO}_3 + 6 \text{H}^+ \rightarrow 3 \text{Cu}^{2+} + 2 \text{NO} + 4 \text{H}_2\text{O}$

To summarize: Identify the oxidation and reduction components of the reaction. Separate the reaction into the oxidation half-reaction and reduction half-reaction. Balance each half-reaction both atomically and electronically. Equalize the electron transfer between oxidation and reduction half-equations. Recombine the half-reactions to form the complete redox reaction.

El método de balanceo por redox es aquel que permite balancear las ecuaciones químicas de las reacciones redox, que de otra manera resultarían un dolor de cabeza. Aquí una o más especies intercambian electrones; la que los dona o pierde, se llama especie oxidante, mientras que la que los acepta o gana, especie reductora. En este método es primordial conocer los números de oxidación de estas especies, ya que revelan cuántos electrones han ganado o perdido por mol. Gracias a esto, es posible balancear las cargas eléctricas escribiendo en las ecuaciones los electrones como si fueran reactantes o productos. Semirreacciones generales de una reacción redox junto a los tres protagonistas durante su balanceo:  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OH}^-$ . Fuente: Gabriel Bolívar. La imagen superior muestra como efectivamente los electrones, que se colocan como reactivos cuando la especie oxidante los gana; y como productos cuando la especie reductora los pierde. Nótese que para balancear este tipo de ecuaciones es necesario dominar los conceptos de números de oxidación y oxidación-reducción. Las especies  $\text{H}^+$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{OH}^-$ , dependiendo del pH del medio de reacción, permite el balanceo redox, por lo que es muy común encontrarlas en los ejercicios. Si el medio es ácido, recurrimos a los  $\text{H}^+$ ; pero si por el contrario el medio es básico, entonces usamos los  $\text{OH}^-$  para el balanceo. La naturaleza de la reacción por sí misma dictamina cuál debe ser el pH del medio. Es por eso que si bien puede procederse a balancear asumiendo un medio ácido o básico, la ecuación final balanceada indicará si son prescindibles o no realmente los iones  $\text{H}^+$  y  $\text{OH}^-$ . [toc]

Pasos - Generales Chequear los números de oxidación de los reactivos y productos Supóngase la siguiente ecuación química:  $\text{Cu(s)} + \text{AgNO}_3\text{(ac)} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{Ag(s)}$  Esta corresponde a una reacción redox, en la que ocurren cambios en los números de oxidación de los reactivos:  $\text{Cu}_0\text{(s)} + \text{Ag}^+\text{NO}_3\text{(ac)} \rightarrow \text{Cu}^{2+}\text{(NO}_3)_2 + \text{Ag(s)}$  Identificar las especies oxidante y reductora La especie oxidante gana electrones oxidando a la especie reductora. Por lo tanto, su número de oxidación de la especie reductora disminuye: se torna menos positivo. Mientras, el número de oxidación de la especie oxidante aumenta, ya que pierde electrones: se torna más positivo. Así, en la reacción anterior el cobre se oxida, ya que pasa de  $\text{Cu}_0$  a  $\text{Cu}^{2+}$ ; y la plata se reduce, pues pasa de  $\text{Ag}^+$  a  $\text{Ag}$ . El cobre es la especie reductora, y la plata la especie oxidante. Escribir las semirreacciones y balancear átomos y cargas Identificando qué especies ganan y pierden electrones, se escriben las semirreacciones redox tanto para la reacción de reducción como para la de oxidación:  $\text{Cu}_0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{Ag}^+ + \text{e}^-$   $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^0$  Nótese que las cargas permanecen balanceadas en ambas semirreacciones; pero si se sumaran, se violaría la ley de la conservación de la materia: el número de electrones debe ser igual en las dos semirreacciones. Por lo tanto, la segunda ecuación se multiplica por 2 y se procede a sumar las dos ecuaciones:  $(\text{Cu}_0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-) \times 1 + (\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0) \times 2 \rightarrow \text{Cu}_0 + 2\text{Ag}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Ag}^0$  Esta es la ecuación iónica global. Sustituir coeficientes de la ecuación iónica en la ecuación general Por último, los coeficientes estequiométricos de la ecuación anterior se trasladan a la primera ecuación:  $\text{Cu(s)} + 2\text{AgNO}_3\text{(ac)} \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2\text{Ag(s)}$  Nótese que el 2 se posicionó con el  $\text{AgNO}_3$  porque en esta sal la plata está como  $\text{Ag}^+$ , y lo mismo sucede con el  $\text{Cu(NO}_3)_2$ . Si esta ecuación no está balanceada al final, se procede a realizar el tanteo. La ecuación propuesta en los pasos anteriores pudo haberse balanceado directamente por el tanteo. Sin embargo, hay reacciones redox que necesitan de un medio ácido ( $\text{H}^+$ ) o básico ( $\text{OH}^-$ ). Por otro lado, conviene saber que en las semirreacciones se escriben los átomos, iones y compuestos (óxidos en su mayoría) en los que ocurren los cambios en los números de oxidación. Esto se resaltará en el apartado de los ejercicios. - Balanceo en medio ácido Cuando el medio es ácido hay que detenerse en las dos semirreacciones. Esta vez al momento de balancear ignoramos los átomos de oxígeno y de hidrógeno, y también los electrones. Los electrones se balancearán al final. Luego, en el lado de la reacción con menos átomos de oxígeno, añadimos moléculas de agua para compensarlo. Del otro lado, balanceamos los hidrógenos con iones  $\text{H}^+$ . Y finalmente, añadimos los electrones y se procede siguiendo los pasos generales ya expuestos. - Balanceo en medio básico Cuando el medio es básico, se procede del mismo modo que en el medio ácido con una pequeña diferencia: esta vez del lado donde haya más oxígenos, se situarán un número moléculas de agua igual a este exceso de oxígeno; y del otro lado, iones  $\text{OH}^-$  para compensar los hidrógenos. Finalmente, se balancean los electrones, se suman las dos semirreacciones, se sustituyen los coeficientes de la ecuación iónica global en la ecuación general. Puedes servirte: Molaridad Ejemplos Las siguientes ecuaciones redox sin balancear y balanceadas sirven de ejemplos para observar qué tanto cambian después de aplicar este método de balanceo:  $\text{P}_4 + \text{ClO}_4^- \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + \text{Cl}^-$  (sin balancear)  $\text{P}_4 + 10 \text{ClO}_4^- \rightarrow 4 \text{PO}_4^{3-} + 10 \text{Cl}^-$  (balanceada medio ácido)  $\text{P}_4 + 10 \text{ClO}_4^- + 12 \text{H}^+ \rightarrow 4 \text{PO}_4^{3-} + 10 \text{Cl}^- + 6 \text{H}_2\text{O}$  (balanceada medio básico)  $\text{I}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{I}^- + \text{KIO}_3 + \text{NO}_3^-$  (sin balancear)  $3\text{I}_2 + \text{KNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 5\text{I}^- + \text{KIO}_3 + \text{NO}_3^- + 6\text{H}^+$  (balanceada medio ácido)  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cr}_3^+ + \text{NO}_3^-$  (sin balancear)  $3\text{HNO}_3 + 5\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow \text{Cr}_3^+ + 2\text{Cr}_3^+ + 4\text{H}_2\text{O}$  (balanceada medio ácido) Ejercicios Ejercicio 1 Balancear la siguiente ecuación en medio básico:  $\text{I}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{I}^- + \text{KIO}_3 + \text{NO}_3^-$  Pasos generales Empezamos por escribir los números de oxidación de las especies que sospechamos se han oxidado o reducido; en este caso, los átomos de yodo:  $\text{I}_2 + \text{KNO}_3 \rightarrow \text{I}^- + \text{K}^+ + \text{O}_3^- + \text{NO}_3^-$  Nótese que el yodo se oxida y al mismo tiempo se reduce, por lo que procedemos a escribir sus dos semirreacciones respectivas:  $\text{I}_2 \rightarrow \text{I}^-$  (reducción, por cada  $\text{I}_2$  se consume 1 electrón)  $\text{I}_2 \rightarrow \text{IO}_3^-$  (oxidación, por cada  $\text{IO}_3^-$  se liberan 5 electrones) En la semirreacción de oxidación colocamos el anión  $\text{IO}_3^-$ , y no al átomo de yodo como  $\text{I}^5+$ . Balanceamos los átomos de yodo:  $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^-$   $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{IO}_3^-$  Balanceo en medio básico Ahora nos centramos en balancear en medio básico la semirreacción de oxidación, ya que esta posee una especie oxigenada. Agregamos en el lado de los productos el mismo número de moléculas de agua como átomos de oxígeno:  $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}^- + 6\text{H}_2\text{O}$  Y del lado izquierdo balanceamos los hidrógenos con  $\text{OH}^-$ :  $\text{I}_2 + 12\text{OH}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O}$  Escribimos las dos semirreacciones y añadimos los electrones faltantes para balancear las cargas negativas:  $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$   $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^- + 12\text{OH}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^-$  Igualamos en ambas semirreacciones los números de los electrones y las sumamos:  $(\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-) \times 1 + (\text{I}_2 + 2\text{e}^- + 12\text{OH}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\text{e}^-) \times 1 \rightarrow 2\text{I}_2 + 24\text{OH}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}_2\text{O}$  Los electrones se cancelan y dividimos todos los coeficientes entre cuatro para simplificar la ecuación iónica global:  $(2\text{I}_2 + 24\text{OH}^- \rightarrow 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}_2\text{O}) \times \frac{1}{4} \rightarrow \text{I}_2 + 6\text{OH}^- \rightarrow \text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$  Finalmente, sustituimos los coeficientes de la ecuación iónica en la primera ecuación:  $3\text{I}_2 + 6\text{OH}^- + \text{KNO}_3 \rightarrow 5\text{I}^- + \text{KIO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  Puedes servirte: Hidróxido de berilio ( $\text{BeH}_2$ ) La ecuación ya está balanceada. Compare este resultado con el balanceo en medio ácido del ejemplo 2. Ejercicio 2 Balancea la siguiente ecuación en medio ácido:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$  Pasos generales Observa los iones de Fe y el carbono para saber cuál de los dos se ha oxidado o reducido:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$  El hierro se ha reducido, por lo que es la especie oxidante. Mientras, el carbono se ha oxidado, comportándose como la especie reductora. Las semirreacciones para la oxidación y reducción concernientes vienen a ser:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$   $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$  Y se procede a realizar el balanceo en medio ácido en ambas semirreacciones, ya que hay especies oxigenadas de por medio. Balanceo en medio ácido Añadimos agua para balancear los oxígenos, y luego  $\text{H}^+$  para balancear los hidrógenos:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$   $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$  Ahora balanceamos las cargas colocando los electrones en las semirreacciones y las sumamos:  $(6\text{H}^+ + 6\text{e}^- + \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}) \times 2 + (\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2) \rightarrow 12\text{H}^+ + 12\text{e}^- + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{CO} + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 6\text{CO}_2 + 12\text{H}^+ + 12\text{e}^-$  Cancelamos los electrones, los iones  $\text{H}^+$  y las moléculas de agua:  $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{CO} \rightarrow 4\text{Fe} + 6\text{CO}_2$  Pero estos coeficientes pueden dividirse entre dos para simplificar la ecuación todavía más, teniendo:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$  Surge esta pregunta: ¿era necesario el balanceo redox para esta ecuación? Por tanto hubiera sido mucho más rápido. Esto demuestra que esta reacción procede indistintamente de cuál sea el pH del medio. Referencias Whitten, Davis, Peck & Stanley. (2008). Química. (8va ed.). CENGAGE Learning. Helmenstine, Anne Marie, Ph.D. (22 de septiembre de 2019). How to Balance Redox Reactions. Chemistry LibreTexts. Recuperado de: chem.libretexts.org Quimicube. (2012). Ejercicio 19: Ajuste de una reacción redox en medio básico con dos semirreacciones de oxidación. Recuperado de: quimicube.com Washington University in St. Louis. (s.f.). Practice Problems: Redox Reactions. Recuperado de: chemistry.wustl.edu John Wiley & Sons. (2020). How to Balance Redox Equations. Recuperado de: dummies.com Rubén Darío O. G. (2015). Balanceo de ecuaciones químicas. Recuperado de: aprendeonline.udea.edu.co Estamos trabajando para resolver todas las reacciones que se encuentran aquí, en su mayoría son solicitudes que se nos han pedido a través de Facebook, Instagram o Youtube, si tienes alguna reacción química que no esté aquí, háznoslo llegar por Facebook o Instagram. Somos QuímicaOficial, "Somos tu enlace", Esperadnos ... DISPONIBLE: DESCARGAR CALCULADORA REDOX  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$  RESPUESTAS: M. REDOX Ó M. ALGEBRAICO  $\text{I}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HIO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{HNO}_3 + \text{P} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{HNO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{NO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{HNO}_2 + \text{KI} + \text{HCl} \rightarrow \text{I}_2 + \text{N}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{PbO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Sn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{FeCr}_2\text{O}_7 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{AlCl}_3$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Ba} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Ba}_3\text{N}_2 + \text{H}_2$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Co}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Co}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_4$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Sn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{FeCr}_2\text{O}_7 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{CO}_2$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CO} + \text{AlCl}_3$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  RESPUESTAS: M. REDOX - M. ALGEBRAICO  $\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

- <http://cutyourssupport.com/userfiles/file/15116747117.pdf>
  - <http://zoekidsworld.com/userfiles/file/lejokabedonixed.pdf>
  - [nalohofera](#)
  - [cal poly pomona masters application deadline](#)
  - [how to add a resume to indeed](#)