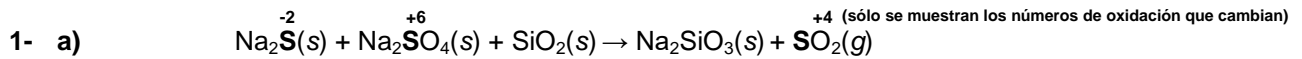
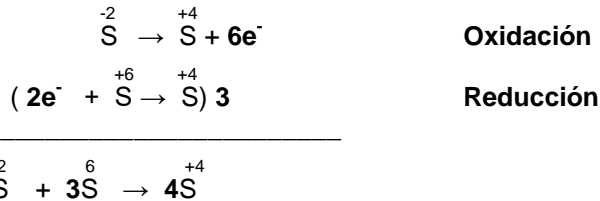


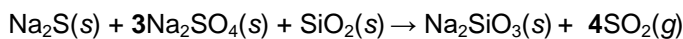
### Resolución de ejercicios PRÁCTICO



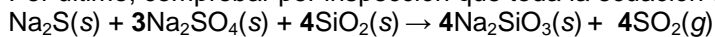
Esta reacción ocurre en medio sólido, produciéndose un gas, por lo que realizaremos la igualación utilizando el método del cambio en el número de oxidación.



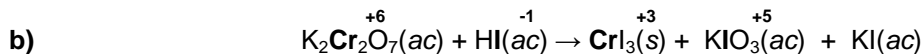
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original



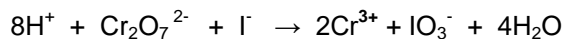
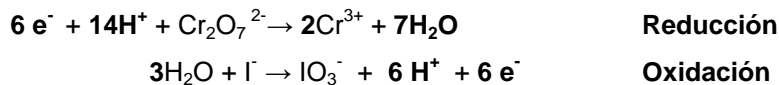
Por último, comprobar por inspección que toda la ecuación quede igualada



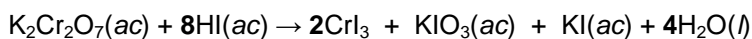
El agente reductor es el  $\text{Na}_2\text{S}(\text{s})$  y el agente oxidante es el  $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{s})$



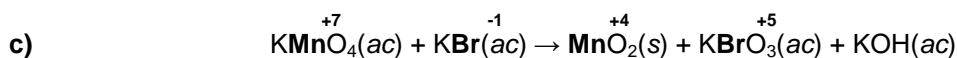
Esta reacción ocurre en solución acuosa ácida (HI), por lo que para su igualación utilizaremos el método de ión electrón en medio ácido. Debemos identificar átomos que cambian estado oxidación, las sustancias que se disocian completamente en solución acuosa, escribir las semireacciones, igualar elementos que cambian E.O, O, H, e intercambio electrónico total.



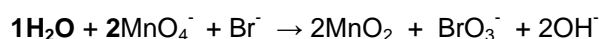
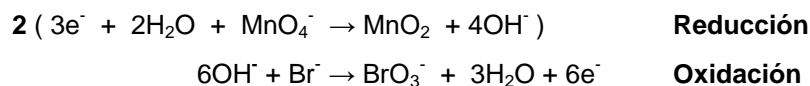
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



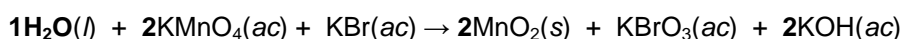
El agente reductor es el  $\text{HI}(\text{ac})$  y el agente oxidante es el  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac})$



Esta reacción ocurre en solución acuosa básica (KOH), por lo que para su igualación utilizaremos el método del ión electrón en medio básico. Debemos identificar átomos que cambian estado oxidación, las sustancias que se disocian completamente en solución acuosa, escribir las semireacciones, igualar elementos que cambian E.O, O, H, e intercambio electrónico total.

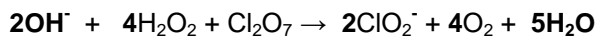
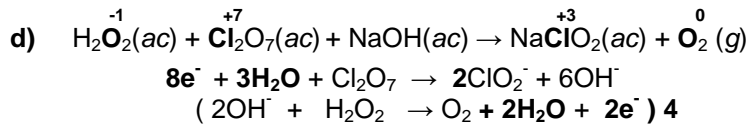


Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección (notar que se agrega una molécula de agua en reactivos que resulta de la igualación).

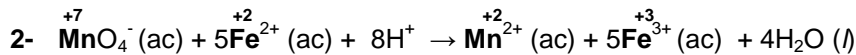
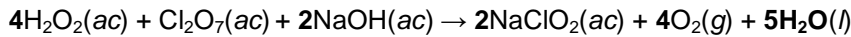


El agente reductor es el  $\text{KBr}(\text{ac})$  y el agente oxidante es el  $\text{KMnO}_4(\text{ac})$

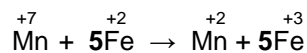
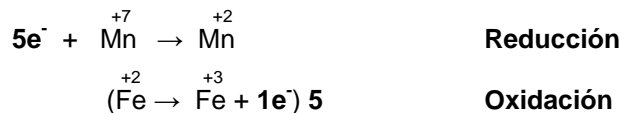
**Curso de Química General/Química I**  
**Redox**



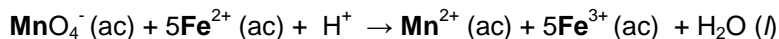
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



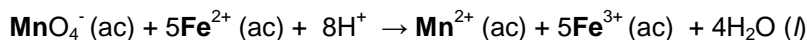
Cambio de número de oxidación:



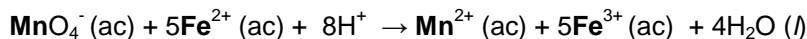
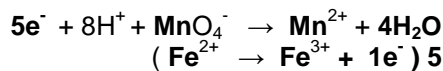
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original



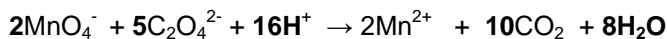
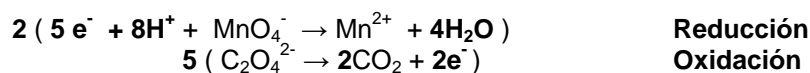
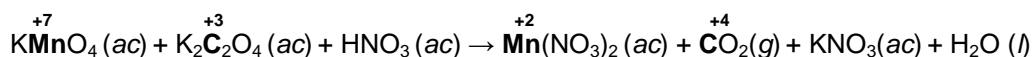
Por último, comprobar por inspección que toda la ecuación quede igualada y en caso contrario agregar  $\text{H}^+$  y  $\text{H}_2\text{O}$  (en productos faltan 2 oxígenos, al igualar con el agua se deberá luego igualar los hidrógenos)



Ión-electrón:



3- a)

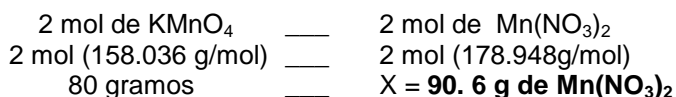


Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección (queda por igualar el  $\text{KNO}_3$  que aparece en reactivos).



b) En esta parte lo primero que debemos hacer es calcular el reactivo limitante, aquel que se consume totalmente en la reacción.

Partiendo de la posibilidad de que el  $\text{KMnO}_4$  fuera el reactivo limitante:



**Curso de Química General/Química I**  
**Redox**

Por lo tanto, si se consume totalmente el permanganato de potasio se produciría 90.6 g de  $Mn(NO_3)_2$ .

Partiendo de la posibilidad de que el oxalato de potasio fuera el reactivo limitante:

$$\begin{array}{lll} 30 \text{ g de } K_2C_2O_4 \text{ impuro} & \text{---} & 100\% \text{ masa} \\ 27 \text{ g de } K_2C_2O_4 = X & \text{---} & 93\% \\ \\ 5 \text{ mol de } K_2C_2O_4 & \text{---} & 2 \text{ mol de } Mn(NO_3)_2 \\ 5 \text{ mol (166.204 g/mol)} & \text{---} & 2 \text{ mol (178.938 g/mol)} \\ 27.9 \text{ g de } K_2C_2O_4 & \text{---} & X = \mathbf{12.015 \text{ g de } Mn(NO_3)_2} \end{array}$$

Entonces si se consumiera por completo el oxalato de potasio se producirían 12.015 g de  $Mn(NO_3)_2$ .

Dado que se obtiene menor cantidad de nitrato de manganeso (II) cuando se consume todo el oxalato de potasio, éste es el reactivo que limita la producción de  $Mn(NO_3)_2$ .

$$\begin{array}{lll} 12.015 \text{ g de } Mn(NO_3)_2 & \text{---} & 100\% \text{ de rendimiento} \\ 10 \text{ g de } Mn(NO_3)_2 & \text{---} & X = \mathbf{83.2\% \text{ de rendimiento}} \end{array}$$

c) Si en la letra se indica que el permanganato es adicionado bajo una disolución de 19%(m/m), lo que se debe interpretar es que la misma posee 19 g de  $KMnO_4$  en 100 g de disolución. Por lo tanto,

$$d_{\text{solución}} = m_{\text{solución}} / V_{\text{solución}} \rightarrow V_{\text{solución}} = m_{\text{solución}} / d_{\text{solución}}$$

$$V_{\text{solución}} = 100 \text{ g de solución} / 1.167 \text{ g/mL} = 85.69 \text{ mL de disolución}$$

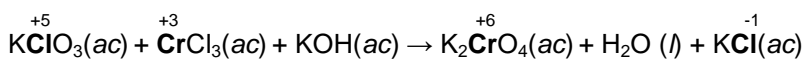
Por lo tanto,

$$\begin{array}{lll} 19 \text{ g de } KMnO_4 & \text{---} & 85.69 \text{ mL de disolución} \\ 80 \text{ g de } KMnO_4 & \text{---} & X = \mathbf{360.8 \text{ mL de disolución}} \end{array}$$

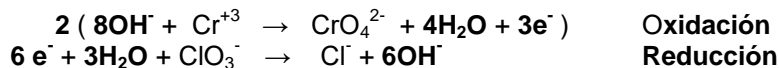
**En la reacción se agregó 360.8 mL de disolución de  $KMnO_4$ .**

**Resolución de ejercicios complementarios**

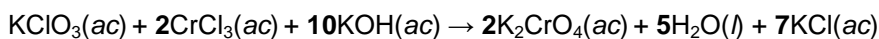
4- a)



Esta reacción ocurre en disolución acuosa básica (KOH), por lo que para su igualación utilizaremos el método del ión electrón en medio básico.



Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección:



$$b) M_{\text{final}} = \frac{\text{moles aportados por cada solución}}{\text{Volumen total (L)}}$$

$$M_{\text{final}} = \frac{(2M \cdot V) + (3M \cdot 2V)}{(V + 2V)} = \frac{(2M + 6M) \cdot V}{3V} = \frac{(8M)}{3} = \mathbf{2.67M}$$

Por lo tanto la molaridad de la disolución resultante es de **2.67 M**

$$c) n_{KClO_3} = M_{\text{del } KClO_3} \cdot V \text{ (L) solución de } KClO_3 = 2.67 \text{ M} \cdot 0.050 \text{ L} = 0.134 \text{ mol de } KClO_3$$

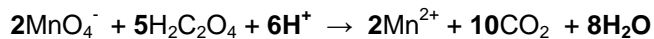
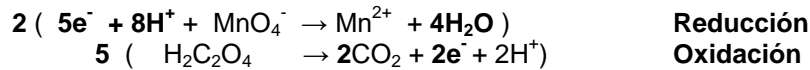
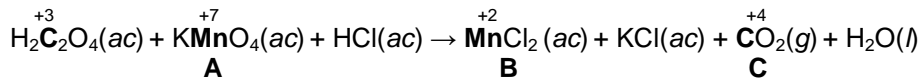
**Curso de Química General/Química I**  
**Redox**

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol de KClO}_3 \quad \underline{\quad} \quad 7 \text{ mol de KCl} \\ 0.134 \text{ mol de KClO}_3 \quad \underline{\quad} \quad X = \mathbf{0.934 \text{ mol de KCl teóricos}} \end{array}$$

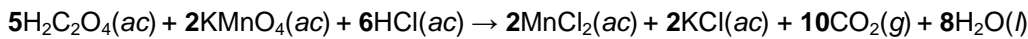
$$\begin{array}{l} \mathbf{0.934 \text{ mol de KCl teóricos}} \quad \underline{\quad} \quad 100\% \text{ de rendimiento} \\ \mathbf{0.841 \text{ mol de KCl reales}} = X \quad \underline{\quad} \quad 90\% \text{ de rendimiento} \end{array}$$

Por lo tanto, realmente se obtendrán **0.841 moles de KCl**

5- a)



Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección



b) El nombre de A es Permanganato de Potasio, B es el Cloruro de Manganeso (II) y C es el Dióxido de Carbono.

El Acido Oxálico es el agente reductor ya que cede electrones y el Permanganato de Potasio es el agente oxidante ya que acepta electrones en la reacción.

$$\begin{array}{l} \text{c) } \quad \quad \quad \mathbf{0.97 \text{ g de MnCl}_2} \quad \underline{\quad} \quad 75\% \text{ de rendimiento} \\ \mathbf{1.293 \text{ g de MnCl}_2 \text{ teóricos}} = X \quad \underline{\quad} \quad 100\% \text{ de rendimiento} \\ \text{Teóricamente se generan 1.293 g de MnCl}_2 \end{array}$$

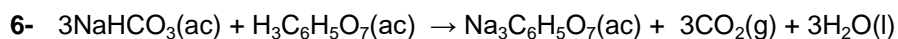
$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles de MnCl}_2 \quad \underline{\quad} \quad 5 \text{ moles de H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \\ 2 (125.844 \text{ g/mol}) \text{ de MnCl}_2 \quad \underline{\quad} \quad 5 (90.04 \text{ g/mol}) \text{ de H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \\ 1.293 \text{ g de MnCl}_2 \quad \underline{\quad} \quad X = \mathbf{2.312 \text{ g de H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \end{array}$$

Por lo tanto, se consumieron **2.312 g de H<sub>2</sub>C<sub>2</sub>O<sub>4</sub>**

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles de MnCl}_2 \quad \underline{\quad} \quad 2 \text{ moles de KMnO}_4 \\ 2 (125.844 \text{ g/mol}) \text{ de MnCl}_2 \quad \underline{\quad} \quad 2 (158.036 \text{ g/mol}) \text{ de KMnO}_4 \\ 1.293 \text{ g de MnCl}_2 \quad \underline{\quad} \quad X = \mathbf{1.624 \text{ g de KMnO}_4} \end{array}$$

Por lo tanto, se consumieron **1.624 g de KMnO<sub>4</sub>** y como el reactivo que se utilizó es 90 % de pureza, resta ver de qué masa de dicho KMnO<sub>4</sub> se parte:

$$\begin{array}{l} \mathbf{1.624 \text{ g de KMnO}_4} \quad \underline{\quad} \quad 90\% \text{ puro} \\ \mathbf{1.804 \text{ g de KMnO}_4} = X \quad \underline{\quad} \quad 100\% \text{ impuros} \end{array}$$



a) Número de moles de NaHCO<sub>3</sub>

$$\text{Masa real NaHCO}_3 = 10 \text{ g} \times 0.85 = 8.5 \text{ g} \rightarrow n = 8.5 \text{ g} / 84 \text{ g/mol} = 0.10 \text{ mol de NaHCO}_3$$

Número de moles de H<sub>3</sub>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>

$$M = n / V \rightarrow n = M \cdot V = 1.5 \text{ M} \times 6 \times 10^{-2} \text{ L} = 0.09 \text{ mol}$$



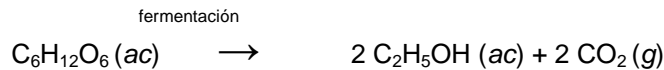
El **NaHCO<sub>3</sub>** es el reactivo limitante, ya que es el reactivo que produce el menor número de moles de Na<sub>3</sub>C<sub>6</sub>H<sub>5</sub>O<sub>7</sub>

$$\begin{array}{l} \text{b) Si Rendimiento es del } 100\% \quad \underline{\quad} \quad 0.03 \text{ mol Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 \\ \text{Si Rendimiento es del } 72\% \quad \underline{\quad} \quad 0.024 \text{ mol Na}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 \end{array}$$

**Curso de Química General/Química I**  
**Redox**

$$m = 0.024 \text{ mol} \times 258.08 \text{ g/mol} = \mathbf{6.25 \text{ g de citrato de sodio}}$$

7-



a) Debido a que la reacción ocurre con una 120 g de glucosa 70 % pura, primero debemos determinar la masa real de glucosa que se puso a reaccionar, por lo tanto

$$\begin{array}{l} 100 \% \text{ masa} \quad \underline{\quad} \quad 120 \text{ g glucosa impura} \\ 70 \% \text{ masa} \quad \underline{\quad} \quad X = 84 \text{ g glucosa} \end{array}$$

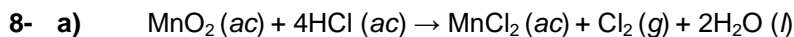
A partir de la ecuación balanceada sabemos que por cada mol de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  se producen 2 mol  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ .

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \underline{\quad} \quad 2 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \\ 1 \text{ mol } (180.15 \text{ g/mol}) \quad \underline{\quad} \quad 2 \text{ mol } (46.07 \text{ g/mol}) \\ 84 \text{ g } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \quad \underline{\quad} \quad X = 42.96 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \end{array}$$

Se obtendrían 42.96 g  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  si el rendimiento fuese del 100%, pero como el rendimiento de la reacción es del 90 %, entonces  $m \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 42.96 \text{ g} \times 0.90 = \mathbf{38.7 \text{ g}}$

$$\mathbf{b)} \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 38.7 \text{ g} / 46.07 \text{ g/mol} = 0.84 \text{ mol}$$

$$\mathbf{M \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 0.84 \text{ mol} / 0.150 \text{ L} = \mathbf{5.6 \text{ M}}}$$



Para resolver este problema debemos primero conocer cuántos moles representan 25 g de  $\text{MnO}_2$

$$n \text{MnO}_2 = 25 \text{ g} / 86.94 \text{ g/mol} = 0.287 \text{ mol}$$

De la ecuación balanceada sabemos que 1 mol  $\text{MnO}_2$  reacciona con 4 mol de HCl, por lo tanto

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{MnO}_2 \quad \underline{\quad} \quad 4 \text{ mol HCl} \\ 0.287 \text{ mol } \text{MnO}_2 \quad \underline{\quad} \quad X = 1.15 \text{ mol HCl} \end{array}$$

A continuación realizamos la conversión a masa

$$m \text{HCl} = 1.15 \text{ mol} \times 36.46 \text{ g/mol} = 41.9 \text{ g}$$

Sabemos que se dispone de HCl con las siguientes características, densidad =  $1.38 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$  y 37 % (m/m))

$$\begin{array}{l} 37 \text{ g HCl} \quad \underline{\quad} \quad 100 \text{ g solución} \\ 41.9 \text{ g HCl} \quad \underline{\quad} \quad X = 113 \text{ g solución} \end{array}$$

El volumen en mL de HCl que serán necesarios para reaccionar se determina conociendo la densidad del mismo

$$d = m/V \rightarrow V = m / d = 113 \text{ g} / 1.38 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1} = \mathbf{82 \text{ mL HCl}}$$

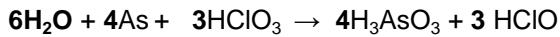
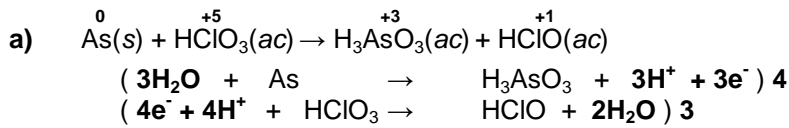
b) Por cada mol de  $\text{MnO}_2$  se genera un mol de  $\text{Cl}_2$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{MnO}_2 \quad \underline{\quad} \quad 1 \text{ mol } \text{Cl}_2 \\ 1 \text{ mol } (86.94 \text{ g/mol}) \quad \underline{\quad} \quad 1 \text{ mol } (70.906 \text{ g/mol}) \\ 25 \text{ g } \text{MnO}_2 \quad \underline{\quad} \quad X = 20.4 \text{ g } \text{Cl}_2 \end{array}$$

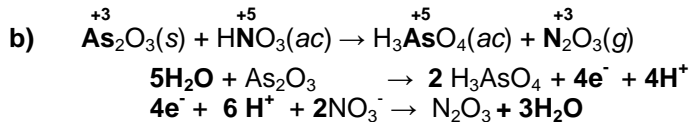
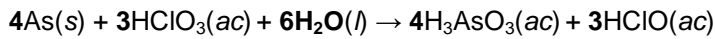
Se producen 20.4 g de  $\text{Cl}_2$  para un rendimiento de reacción del 100%, entonces para una reacción con 80 % de rendimiento

$$\begin{array}{l} 100 \% \text{ Rendimiento} \quad \underline{\quad} \quad 20.4 \text{ g } \text{Cl}_2 \\ 80\% \text{ Rendimiento} \quad \underline{\quad} \quad \mathbf{X = 16.3 \text{ g } \text{Cl}_2} \end{array}$$

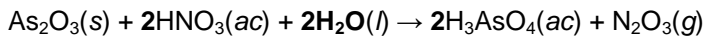
9-



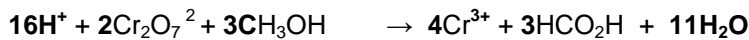
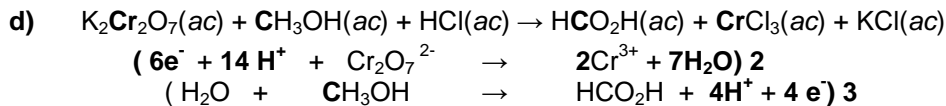
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



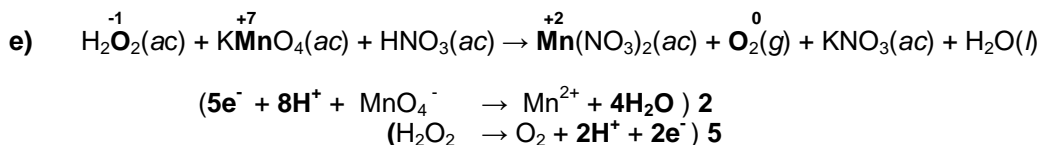
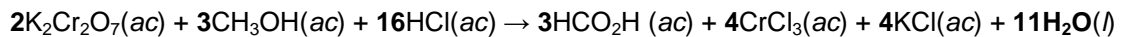
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



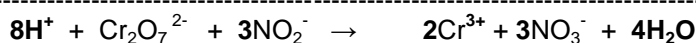
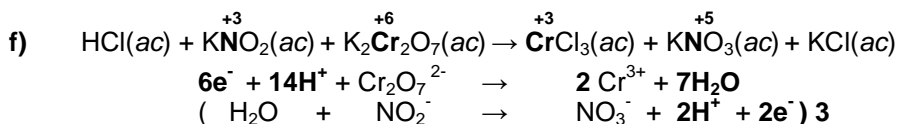
c) Ver ejercicio 1d)



Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección (resta igualar el KCl).



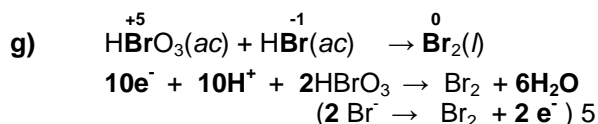
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección (resta igualar el KNO<sub>3</sub>).



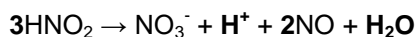
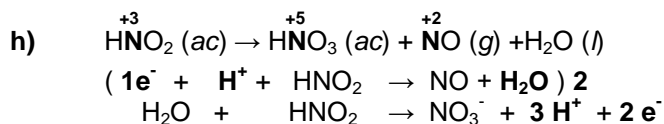
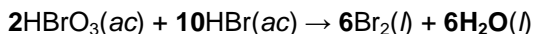
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección (resta igualar el KCl).



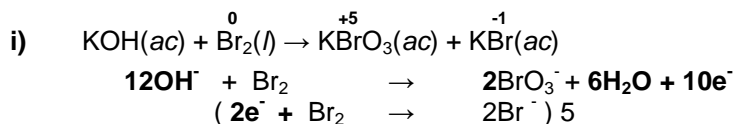
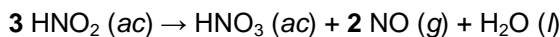
**Curso de Química General/Química I**  
**Redox**



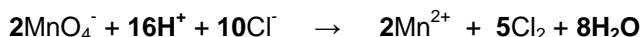
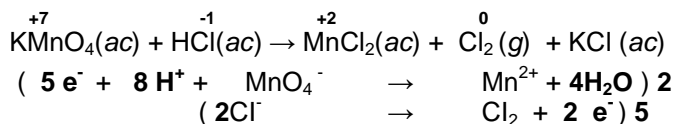
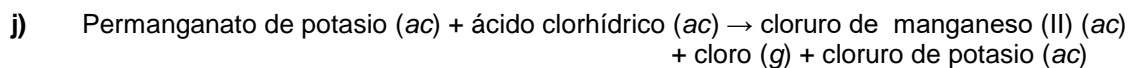
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



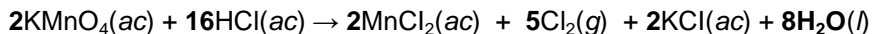
Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.



Transferir los coeficientes hallados a la ecuación original y comprobar por inspección.




---

**Por favor no imprima si no es necesario. Cuidar el medioambiente es responsabilidad de TODOS.**