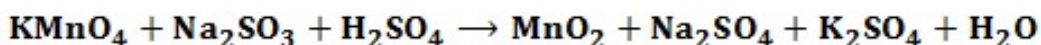
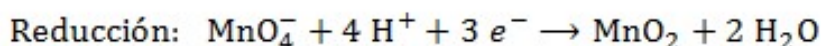
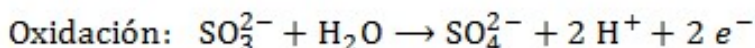


Dada la siguiente reacción redox:

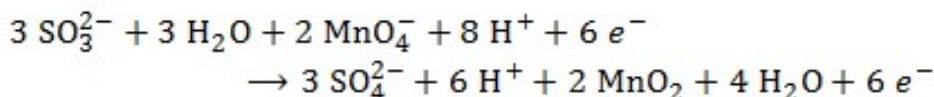


- Ajústala por el método del ion - electrón.
- Calcula cuántos gramos de óxido de manganeso (IV) se obtiene con un kilogramo de reductor.

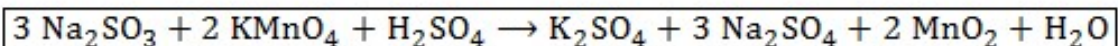
Las especies están disociadas en iones cuando están en disolución. En el MnO_4^- el manganeso tiene un número de oxidación de +7 y se reduce al número de oxidación +4 en el MnO_2 . El azufre se oxida al pasar de un estado de oxidación +4 en el SO_3^{2-} a +6 en el SO_4^{2-} . Ajustamos las semirreacciones en medio ácido:



Multiplicamos por 3 a la primera reacción y por 2 a la segunda para igualar el número de electrones y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada:



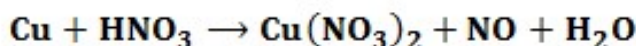
Simplificamos y completamos con los iones correspondientes para obtener la reacción molecular:



Con 1 kg de reductor, es decir, de Na_2SO_3 , se obtienen:

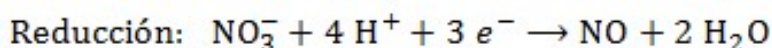
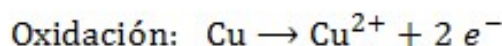
$$\begin{aligned} 1.000 \text{ g Na}_2\text{SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3}{126'05 \text{ g Na}_2\text{SO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol MnO}_2}{3 \text{ mol Na}_2\text{SO}_3} \cdot \frac{86'94 \text{ g MnO}_2}{1 \text{ mol MnO}_2} \rightarrow \\ \rightarrow \boxed{459'8 \text{ g MnO}_2} \end{aligned}$$

El monóxido de nitrógeno se puede obtener según la siguiente reacción:

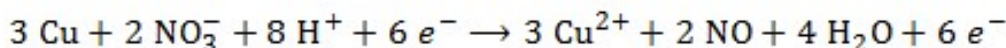


- Ajusta por el método del ion - electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.**
- Calcula la masa del cobre que se necesita para obtener 5 L de NO medidos a 750 mm de Hg y 40 °C**

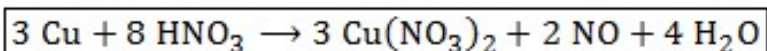
El Cu^0 se oxida a Cu^{2+} , mientras que el NO_3^- se reduce a NO. Escribimos las dos semirreacciones y las ajustamos (en medio ácido):



Multiplicamos por 3 a la primera reacción y por 2 a la segunda para igualar el número de electrones y sumamos para obtener la ecuación iónica ajustada:



Simplificamos y completamos con los iones correspondientes para obtener la reacción molecular:



Para obtener 5 L de NO, suponiendo un comportamiento ideal:

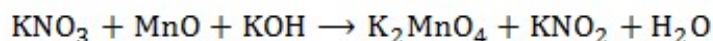
$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{\frac{750}{760} \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 313 \text{ K}} = 0'192 \text{ mol NO}$$

Teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción y la masa atómica del Cu:

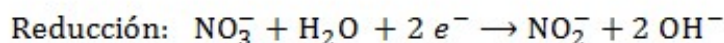
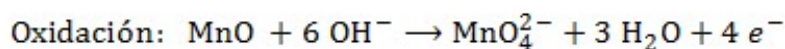
$$0'192 \text{ mol NO} \cdot \frac{3 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ mol NO}} \cdot \frac{63'55 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = \boxed{18'33 \text{ g de Cu}}$$

El nitrato de potasio [trioxonitrato (V) de potasio] reacciona con el monóxido de manganeso, en medio básico de hidróxido de potasio, para dar manganato potásico [tetraoxomangano (VI) de dipotasio], nitrito de potasio [dioxonitrato (III) de potasio] y agua.

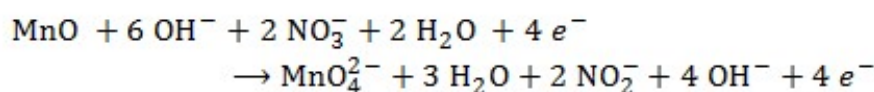
- Ajusta la ecuación iónica y molecular por el método del ion - electrón
- Calcula la cantidad de nitrato de potasio necesario para obtener 170 gramos de nitrito de potasio si la reacción tiene un rendimiento del 75 %.



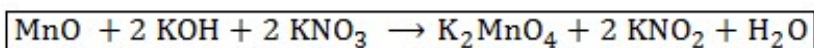
Todas las especies, salvo los óxidos, se disocian en sus iones en disolución. El nitrógeno se reduce, pues su número de oxidación disminuye de +5 en el NO_3^- a +3 en el NO_2^- . El manganeso se oxida al aumentar su número de oxidación de -2 en el MnO a +6 en el MnO_4^{2-} . Las semirreacciones ajustadas son:



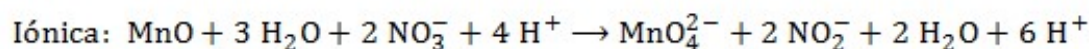
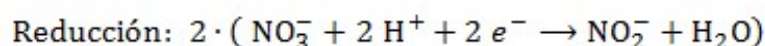
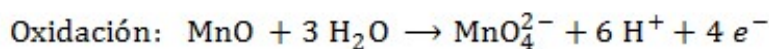
Multipliquemos por dos a la segunda y sumamos:



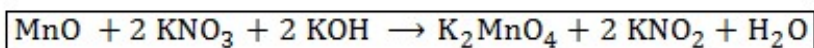
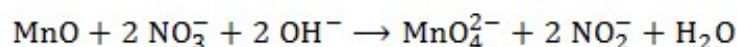
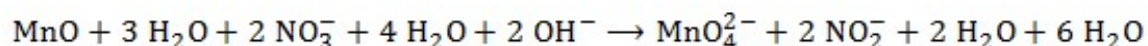
Simplificamos y completamos la ecuación iónica para obtener la molecular:



Otra opción es ajustarla en medio ácido y añadir a ambos lados los OH^- necesarios para contrarrestar los H^+ :



Añadiendo 6 OH^- a ambos lados, los protones se transforman en H_2O :

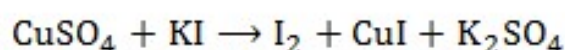


Según la estequiometría de la reacción, con un rendimiento del 75 %:

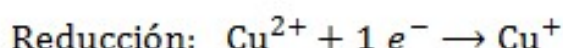
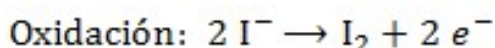
$$170 \text{ g KNO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_2}{85,11 \text{ g KNO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol KNO}_3}{2 \text{ mol KNO}_2} \cdot \frac{100}{75} = \boxed{2,66 \text{ mol KNO}_3}$$

Al reaccionar 20 g de sulfato de cobre (II) con 30 g de yoduro potásico se obtiene yodo, yoduro de cobre (I) y sulfato de potasio. Se pide:

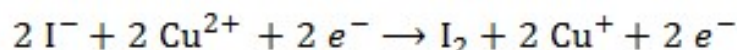
- Ajustar la reacción correspondiente por el método ion - electrón.
- La masa de yoduro de cobre (I) que se formará.



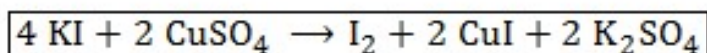
En disolución nos encontramos con todas las especies disociadas en iones. El cobre se reduce, pues su número de oxidación disminuye de +2 en el CuSO_4 a +1 en el CuI . Una parte del yodo se oxida al aumentar su número de oxidación de -1 en el KI a 0 en el I_2 . Las semirreacciones ajustadas son:



Multiplicamos por dos a la segunda y sumamos:



Simplificamos y completamos la ecuación iónica para obtener la molecular:



La masa de CuI que se forma se calcula a partir del reactivo limitante:

$$20 \text{ g CuSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4}{159,62 \text{ g CuSO}_4} = 0,1253 \text{ mol CuSO}_4$$

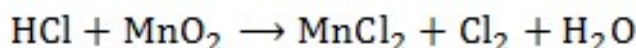
$$30 \text{ g KI} \cdot \frac{1 \text{ mol KI}}{166 \text{ g KI}} = 0,1807 \text{ mol KI}$$

Según la estequiometría de la reacción necesitamos el doble de moles de KI que de CuSO_4 : el CuSO_4 está en exceso y el KI es el reactivo limitante.

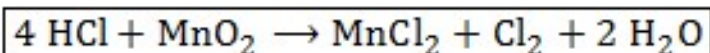
$$0,1807 \text{ mol KI} \cdot \frac{2 \text{ mol CuI}}{4 \text{ mol KI}} \cdot \frac{190,45 \text{ g CuI}}{1 \text{ mol CuI}} = \boxed{17,21 \text{ g de CuI}}$$

La reacción del ácido clorhídrico con dióxido de manganeso produce cloruro de manganeso (II), cloro y agua.

- a. Escribe la reacción molecular redox ajustada.
- b. ¿Qué volumen de cloro, medido a 0'92 atm y 30 °C, se obtiene al reaccionar 150 mL de ácido clorhídrico del 35 % en masa y densidad 1'17 g/mL, con la cantidad necesaria de dióxido de manganeso?



Una vez ajustada:



Calculamos los moles de ácido clorhídrico presentes en 150 mL de disolución:

$$\rho = \frac{m}{V} \rightarrow m = 150 \text{ mL} \cdot 1'17 \frac{\text{g}}{\text{mL}} = 175'5 \text{ g HCl}$$

$$\% = \frac{m_{\text{HCl}}}{m} \cdot 100 \rightarrow 35 = \frac{m_{\text{HCl}}}{175'5} \cdot 100 \rightarrow m_{\text{HCl}} = 61'425 \text{ g}$$

$$61'425 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36'458 \text{ g HCl}} = 1'685 \text{ mol HCl}$$

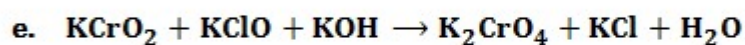
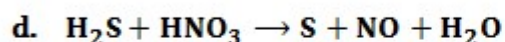
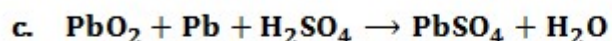
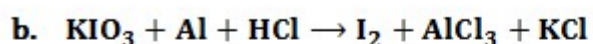
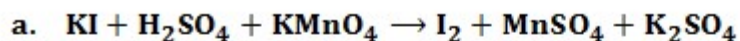
Según la estequiometría de la reacción:

$$1'685 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} = 0'421 \text{ mol Cl}_2$$

Suponiendo un comportamiento ideal:

$$PV = nRT \rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{0'421 \cdot 0'082 \cdot 303}{0'92} = \boxed{11'38 \text{ L de Cl}_2}$$

Ajusta las siguientes reacciones redox:



Soluciones:

