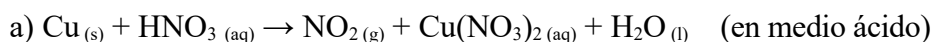


Problema821: O cobre metálico reacciona con ácido nítrico concentrado formando dióxido de nitrógeno, nitrato de cobre(II) e auga.

a) Axusta a reacción iónica e molecular polo método de ión-electrón.

b) Calcula o volume dunha disolución de ácido nítrico comercial do 25,0% en masa e densidade $1,15 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$ que reaccionará con 5,0 g dun mineral que ten un 10% de cobre.



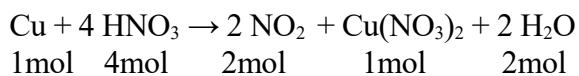
Disociamos e números de oxidación que cambian:	$\overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+5}{\text{H}^+} + \overset{+5}{\text{NO}_3^-} \rightarrow \overset{+4}{\text{NO}_2} + \overset{+2}{\text{Cu}^{2+}} + 2 \overset{+5}{\text{NO}_3^-} + \text{H}_2\text{O}$ $\overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+5}{\text{NO}_3^-} \rightarrow \overset{+4}{\text{NO}_2} + \overset{+2}{\text{Cu}^{2+}}$
Semirreaccións:	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \quad \text{oxidación}$ $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 \quad \text{redución}$
Axustar elementos:	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2$
Axustar osíxeno:	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Axustar hidróxeno:	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+}$ $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Axustar carga:	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $\text{NO}_3^- + 2 \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Igualar e^- :	$\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$ $2 \text{NO}_3^- + 4 \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2 \text{NO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
Sumar e engadir ións de acompañamento:	$\text{Cu} + 4 \text{H}^+ + 2 \text{NO}_3^- \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \text{(Ecuación iónica)}$ $\text{Cu} + 2 \text{H}^+ + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}^{2+} + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} + 4 \text{HNO}_3 \rightarrow 2 \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O} \quad \text{(Ecuación molecular)}$

b)

Calculamos a cantidade de cobre que temos:

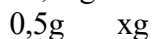
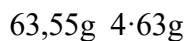
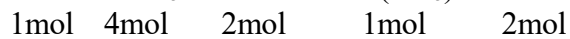
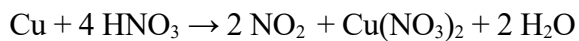
$$5 \text{ g mineral} \cdot \frac{10 \text{ g Cu}}{100 \text{ g mineral}} = 0,5 \text{ g Cu}$$

Calculamos os gramos de soluto que precisamos:



0,5g xg

$$M_m(\text{Cu})=63,55\text{ g} \quad M_m(\text{HNO}_3)=1+14+3\cdot 16=63\text{ g}$$



Establecemos unha proporción:

$$\frac{x\text{g HNO}_3}{0,5\text{g Cu}} = \frac{4\cdot 63\text{g HNO}_3}{63,55\text{g Cu}}$$

$$x\text{g HNO}_3 = \frac{4\cdot 63\text{g HNO}_3 \cdot 0,5\text{g Cu}}{63,55\text{g Cu}} = 1,98\text{g HNO}_3$$

Ou tamén por factores de conversión:

$$0,5\text{g Cu} \cdot \frac{1\text{mol Cu}}{63,55\text{g Cu}} \cdot \frac{4\text{mol HNO}_3}{1\text{mol Cu}} \cdot \frac{63\text{g HNO}_3}{1\text{mol HNO}_3} = 1,98\text{g HNO}_3$$

Calculamos agora o volume de disolución:

$$C(\text{g/L}) = C(\%) \cdot d = \frac{25\text{g}_s}{100\text{g}_D} \cdot \frac{1,15\text{g}_D}{1\text{mL}_D} = 0,288 \frac{\text{g}_s}{\text{mL}_D} \quad C(\text{g/L}) = \frac{m_s}{V_D}$$

$$V_D = \frac{m_s}{C(\text{g/L})} = \frac{1,98\text{g}}{0,288\text{g/mL}} = \underline{6,9\text{mL}}$$