

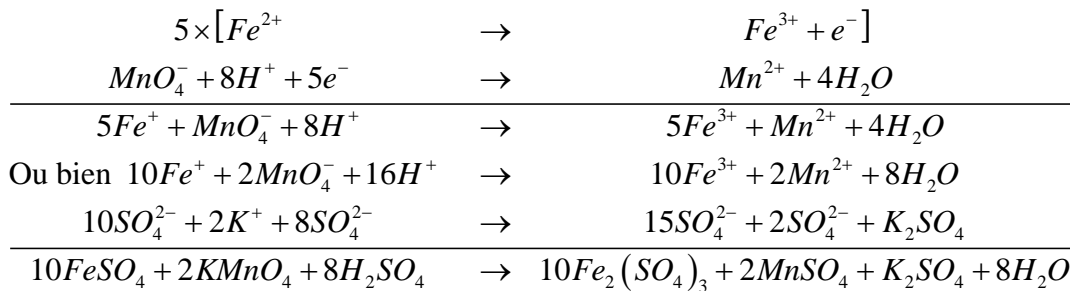
On attaque 15 g de minerai de fer par H_2SO_4 . La solution obtenue a un volume de 750 ml.

- 50 ml de cette solution sont oxydés par 10 ml de $KMnO_4$ 0.25 mol/l. Quelle est la pureté de ce minerai ?
- Quel volume de $K_2Cr_2O_7$ 0.06 N aurait-il fallu utiliser pour oxyder 25 ml de la solution de $FeSO_4$?

A)

- Attaque du minerai : $Fe + H_2SO_4 \rightarrow FeSO_4 + H_2$
 $Fe + 2H^+ \rightarrow Fe^{2+} + H_2$

- Oxydation de la solution de $FeSO_4$



- MnO_4^- : $n_{MnO_4^-} = V.C = 10 \times 0.25 = 2.5$ m mole

4)

Fe^{2+} : il faut 5 moles de Fe^{2+} pour une mole de MnO_4^-

$$n_{Fe^{2+}} = 5 \times 2.5 = 12.5 \text{ m mole}$$

$$\text{Concentration de } Fe^{2+} : C_{Fe^{2+}} = \frac{12.5}{50} = 0.25 \text{ mol/l}$$

5)

Nombre de mole de Fe contenu dans 750 ml :

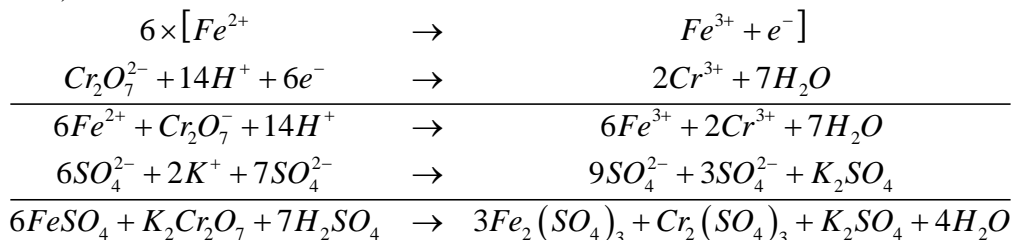
$$n_{Fe^{2+}} = n_{Fe} = 0.25 \times 750 = 187.5 \text{ m mole.}$$

$$\text{Soit une masse de } m_{Fe} = n_{Fe} \cdot M_{Fe} = 187.5 \times 55.9 = 10.481 \text{ g}$$

- Pureté du minerai : $\frac{10.481}{15} = 69.9 \%$

B)

1)



2)

$$\text{Concentration en } K_2Cr_2O_7 : 0.06 \text{ N} \Rightarrow C = \frac{0.06}{6} = 0.01 \text{ mol/l}$$

Parce que on échange $6e^-$
par molécule de $K_2Cr_2O_7$

3) Nombre de mole de $FeSO_4$ dans 25 ml : $n_{FeSO_4} = 25 \times 0.25 = 6.25$ m mole

4) Nombre de mole de $K_2Cr_2O_7$ nécessaire : $n_{Cr_2O_7^{2-}} = \frac{n_{Fe^{2+}}}{6} = \frac{6.25}{6} = 1.0417$ m mole

5) Volume de $K_2Cr_2O_7$: $V_{K_2Cr_2O_7} = \frac{n}{C} = \frac{1.0417}{0.1} = 104.17$ ml

Résolution en utilisant les équivalents

25 ml de $FeSO_4$ contient : $25 \times 0.25 = 6.25$ m mole = 6.25 m Equiv

Car $FeSO_4$ échange 1 e^- donc 1 mole = 1 Equivalent

On doit donc avoir 6.25 m Equiv de $K_2Cr_2O_7$.

C'est-à-dire une volume de : $V = \frac{6.25}{0.06} = 104.17$ ml

La résolution utilisant les normalités est plus rapide, mais cette méthode est beaucoup moins intuitive.