

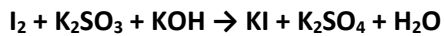
## Percorso 10

1) Determinare la percentuale di ferro ( $MA_{Fe} = 55,485 \text{ g/mol}$ ) presente in un campione della massa di **0,4216 g**, sapendo che una titolazione con una soluzione di bicromato di potassio ( $K_2Cr_2O_7$ ) **0,05 M** ha richiesto 43,16 ml di titolante. Attenzione il ferro passa da **0** a **+3** nell'ossidazione.

2) Bilanciare la seguente redox:



3) Bilanciare la seguente redox:



4) Bilanciare la seguente redox:



5) Bilanciare la seguente redox:

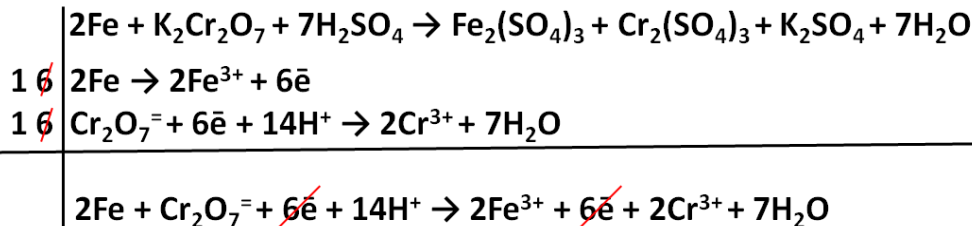


6) Bilanciare la seguente redox:



## Soluzioni

1) La redox dell'esercizio è la seguente:



Pertanto reagiscono le seguenti moli di titolante bicromato di potassio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ):

$$n_{\text{TIT}} = (0,05 \text{ mol/l} \cdot 43,16 \text{ ml}) / 1.000 \text{ ml/l} = 2,158 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

Dalla stechiometria della reazione abbiamo:

$$n_{\text{Fe}} = n_{\text{TIT}} \cdot 2 = 2,158 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 2 = 4,316 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

La massa del ferro ( $M_{\text{Fe}}$ ) che ha reagito è data dalla seguente relazione:

$$M_{\text{Fe}} = n_{\text{Fe}} \cdot M_{\text{Fe}} = 4,316 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot 55,845 \text{ g/mol} = 0,2395 \text{ g}$$

La percentuale del ferro (%Fe) nel campione sarà:

$$\% \text{Fe} = (0,2395 \text{ g} \cdot 100) / 0,4216 \text{ g} = 56,80 \%$$

