

## Introduzione agli stati di ossidazione degli elementi



2 ore

*Si effettua una serie di reazioni di ossidoriduzione a partire dagli stati di ossidazione +2 e +7 del manganese. I colori dei prodotti delle reazioni sono indicativi dei diversi stati di ossidazione (► Cap. 4, p. 72) che coprono tutto l'intervallo tra i due stati di partenza.*

Alcuni elementi chimici presentano diversi stati di ossidazione: in particolare, i metalli di transizione, per la loro configurazione elettronica, possono assumere diversi valori del numero di ossidazione, spesso associati a specie di colore caratteristico. Nel caso del manganese, gli stati più comuni nella pratica di laboratorio sono il +2 e il +7.



### STRUMENTI DI LAVORO

- provette
- contagocce
- pinze
- pipetta graduata o cilindro graduato
- bacchette di vetro

### MATERIALI E SOSTANZE

- $\text{KMnO}_4$  0,1 g/100 mL
- $\text{MnSO}_4$  2 g/100 mL
- $\text{Na}_2\text{SO}_3$  2 g/100 mL
- $\text{H}_2\text{SO}_4$  6 M
- NaOH 6 M
- NaOH al 50%



### PROCEDIMENTO

- Preparare sei provette, contrassegnate dai valori: +2, +3, +4, +5, +6, +7.
- Per comodità, tracciare su ognuna di esse, con un pennarello vetrografico, il segno corrispondente a un volume di 4-5 mL di acqua.
- Eseguire i saggi indicati nella tabella LAB 49.1, ciascuno relativo alla formazione di un particolare stato di ossidazione.



Lavorare indossando guanti e occhiali.

TABELLA LAB 49.1

**Stati di ossidazione del manganese**

+2	È la soluzione di $\text{MnSO}_4$ tal quale: essa appare incolore, anche se in effetti il sale è rosa chiaro. Per rendere più evidente il colore di $\text{Mn}^{2+}$ si può preparare una soluzione più concentrata del sale, sciogliendone una punta di spatola in 1-2 mL di acqua.
+3	Versare 5 mL di soluzione di $\text{MnSO}_4$ e 1-2 mL di $\text{H}_2\text{SO}_4$ 6 M. Aggiungere goccia a goccia la soluzione di $\text{KMnO}_4$ , agitando dopo ogni aggiunta, finché la soluzione assume un colore rossastro, dovuto a $\text{Mn}^{3+}$ . Per apprezzare meglio la tonalità del colore, si può confrontarlo con quello di una provetta in cui si sia aggiunta la stessa quantità di $\text{KMnO}_4$ in 6-7 mL di acqua. Proseguendo nelle aggiunte di $\text{KMnO}_4$ , la soluzione si intorbida a causa della formazione di $\text{MnO}_2$ , di colore marrone.
+4	Versare 4-5 mL di soluzione di $\text{MnSO}_4$ e, senza mescolare, 2-3 gocce di soluzione di $\text{KMnO}_4$ . Si forma subito una sospensione di colore marrone dovuta a $\text{MnO}_2$ , che è insolubile.
+5	Versare 4-5 mL di soluzione di $\text{KMnO}_4$ e un uguale volume di $\text{NaOH}$ al 50%. Agitare rapidamente, finché la soluzione assume un colore blu, dovuto allo ione $\text{MnO}_4^{3-}$ , corrispondente allo stato di ossidazione +5. Se si aggiunge un eccesso di $\text{NaOH}$ , il colore della soluzione diventa progressivamente verde. È interessante notare che, acidificando a questo punto la soluzione con $\text{H}_2\text{SO}_4$ 6 M, essa assume un colore rosso intenso.
+6	Versare 4-5 mL di soluzione di $\text{KMnO}_4$ e 2-3 mL di $\text{NaOH}$ 6 M. Aggiungere poi altri 2-3 mL di soluzione di $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . La soluzione diventa verde in seguito alla formazione dello ione $\text{MnO}_4^{2-}$ , corrispondente allo stato di ossidazione +6.
+7	Si tratta della soluzione di permanganato, $\text{MnO}_4^-$ , viola.

**... PER CONCLUDERE**

Associare a ciascuno stato di ossidazione del manganese la formula della corrispondente specie chimica, il suo colore e l'ambiente acido-base in cui è più stabile.

**BIBLIOGRAFIA**

D. Kolb, *Oxidation States of Manganese*, JCE, Vol. 65, n. 11, Nov. 1988, p. 1005.