

Reazioni di ossidoriduzione

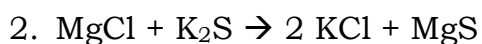
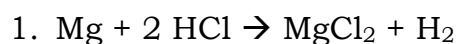
Le reazioni di ossidoriduzione, o più semplicemente **reazioni redox**, implicano un trasferimento elettronico con variazione del numero di ossidazione degli atomi e dei composti. La specie chimica che perde elettroni si ossida e quindi aumenta il suo numero di ossidazione. La specie chimica che acquista elettroni si riduce e quindi diminuisce il suo numero di ossidazione.

In generale, il meccanismo della reazione di semplice scambio $A + BC \rightarrow B + AC$ è il seguente:

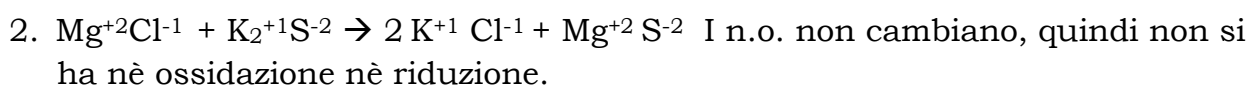
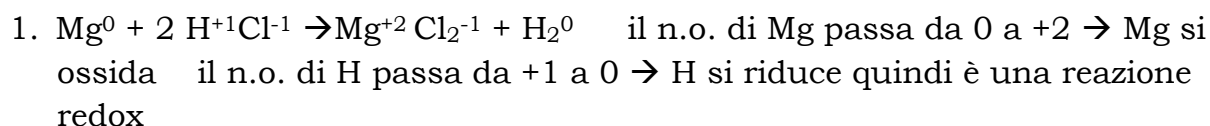
- A è presente come metallo, B come ione positivo metallico, legato a C, ione negativo;
- A cede elettroni a B e si trasforma in ione positivo che si lega a C; B acquista gli elettroni ceduti da A fino a neutralizzare la propria carica positiva.

Ogni reazione redox si può scomporre in due semireazioni; una di ossidazione e una di riduzione. Quando si scrive una reazione chimica, senza utilizzare la forma ionica, gli elettroni non compaiono nell'equazione; per riconoscere tra le tante reazioni, quelle che sono redox, si ricorre al numero di ossidazione: se variano i numeri di ossidazione di almeno due elementi, si può dire che si tratta di una reazione redox.

Esempio: stabilisci se le equazioni seguenti rappresentano o meno una reazione di ossidoriduzione.



Scriviamo i numeri di ossidazione in alto:



Per bilanciare una reazione redox, bisogna tener presente la **legge di conservazione della carica**, per cui gli elettroni non vengono dispersi o creati dal nulla, ma semplicemente passano da un atomo all'altro e pertanto: il numero totale di elettroni ceduti dagli atomi che partecipano alla reazione deve essere uguale al numero complessivo degli elettroni acquistati:

$$e^-_{\text{ceduti}} = e^-_{\text{acquistati}}$$

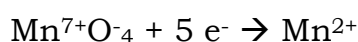
Per quanto riguarda tutti gli atomi o gli ioni che non partecipano attivamente alla reazione di ossidoriduzione, ma fungono da spettatori all'interno della reazione, vale la **legge di conservazione della massa**. Le fasi in cui procedere sono le seguenti:

- Scrittura della reazione non bilanciata;
- Ricerca dei numeri di ossidazione;
- Scrittura delle due semireazioni;
- Bilanciamento degli elettroni in base alla legge di conservazione della carica, usando H^+ e H_2O in soluzione acida o OH^- e H_2O in soluzione basica.
- Bilanciamento complessivo in base alla legge di conservazione della massa.

Esempio: bilancia la seguente reazione ionica che avviene in ambiente acido: $Mn^{7+}O_4^- + Fe^{2+} \rightarrow Mn^{2+} + Fe^{3+}$

Le due semireazioni incomplete sono:

$MnO_4^- \rightarrow Mn^{2+}$ $Mn^{7+}O_4^-$ si riduce a Mn^{2+} , quindi $7-2=5$, ovvero il Mn deve acquistare 5 elettroni, cioè:



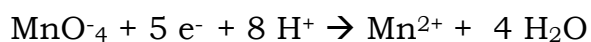
$Fe^{2+} \rightarrow Fe^{3+}$ Fe^{2+} si ossida a Fe^{3+} , quindi $3-2=1$, ovvero Fe deve perdere un elettrone, cioè:



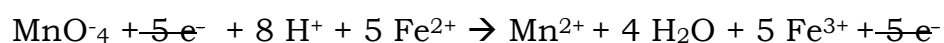
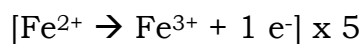
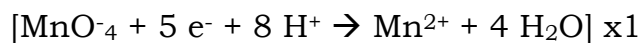
Controlliamo il bilanciamento della carica: la seconda semireazione è bilanciata sia per la carica che per la massa. Il bilancio di carica per la prima, poiché siamo in ambiente acido, va effettuato con ioni H^+ .

La carica è $-1-5=-6$ nella parte sinistra della reazione, mentre nella parte destra è 2, quindi $-6 + x = +2$ da cui $x = 8$ per cui $MnO_4^- + 5 e^- + 8 H^+ \rightarrow Mn^{2+}$

Il bilancio della massa va effettuato con H₂O



A questo punto le due semireazioni vanno moltiplicate per dei fattori che eguagliano gli elettroni, in modo tale che quando esse vengono sommate gli elettroni si eliminino:



La reazione finale è:

