

Reazioni di ossido riduzione: bilanciamento

A cura di Ersilia Conte

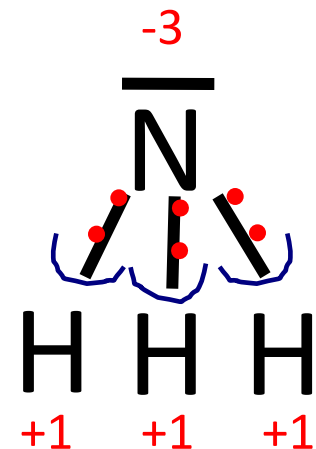
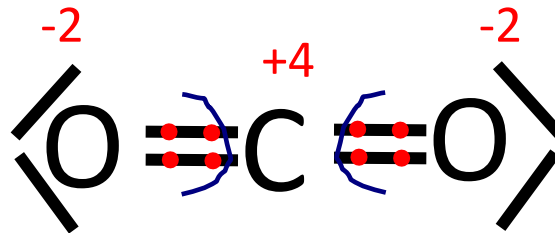
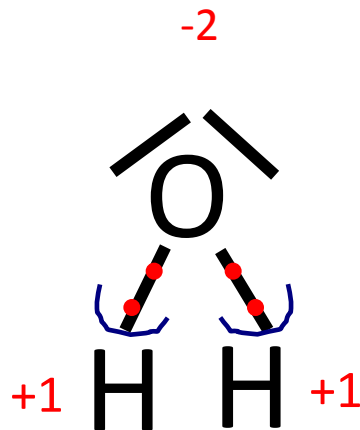
Reazioni di Ossido Riduzione

- Le reazioni di ossido riduzione (RED-OX) sono reazioni nelle quali si ha variazione del numero di ossidazione di ioni e atomi.
- Ovvero sono reazioni in cui si verifica un passaggio di elettroni da una specie chimica a un'altra.



Numero di Ossidazione:

è una carica positiva o negativa che un atomo assumerebbe se gli elettroni di legame venissero assegnati all'elemento più elettronegativo.



approfondimento

Determinazione del n° di ossidazione

Dopo aver individuato l'elemento più elettronegativo, gli si attribuiscono tutti gli elettroni di legame, la carica assunta dagli atomi dopo questa fittizia attribuzione è il n° di ox.

SE NE DEDUCONO LE SEGUENTI REGOLE PER IL CALCOLO DEL N° DI OSSIDAZIONE:

1. Tutte le sostanze allo stato elementare hanno numero di ossidazione zero.
2. Negli ioni monoatomici gli elementi hanno numero di ossidazione uguale alla carica ionica.
3. La somma algebrica dei n° di ox di tutti gli atomi presenti in un composto neutro è uguale a zero, se il composto è uno ione è uguale alla carica ionica.
4. L'elemento più elettronegativo di tutti ha sempre numero di ossidazione negativo, mentre tutti gli altri elementi hanno numero di ossidazione positivo.

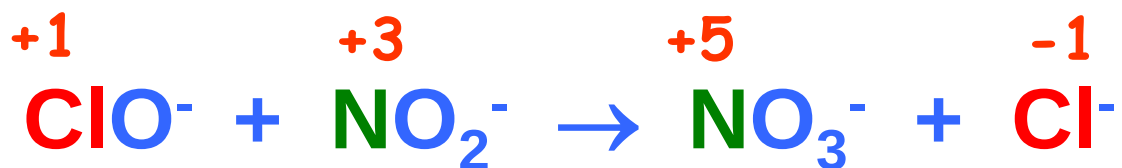
APPROFONDIMENTO

Ossidante - riducente

- I processi di ossidazione e riduzione avvengono contemporaneamente in una reazione di red-ox.
- La specie che si riduce, è ossidante e diminuisce il suo numero di ossidazione.
- La specie che si ossida, è riducente e aumenta il suo numero di ossidazione.

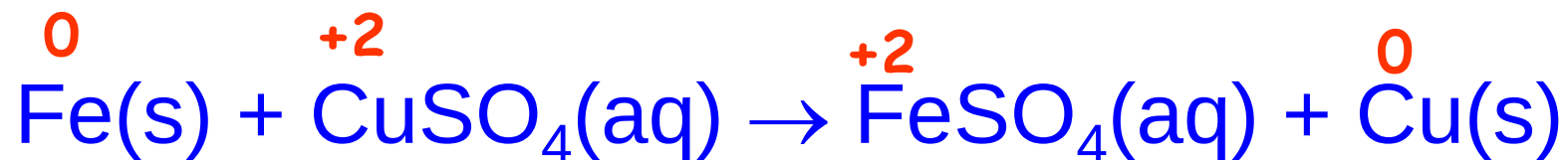
Come individuare se c'è red-ox

- Per identificare se una reazione è di ossido-riduzione bisogna osservare se si ha variazione dei numeri di ossidazione.

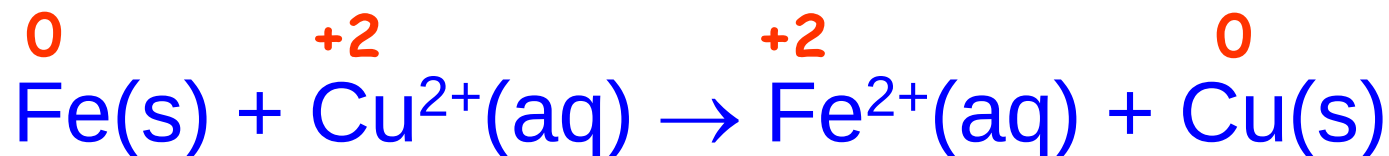


Si vede così che **Cl** passa dallo stato di ossidazione +1 a -1 mentre **N** passa da +3 a +5: si ha quindi un trasferimento formale di due elettroni dall'azoto al cloro.

Esempio



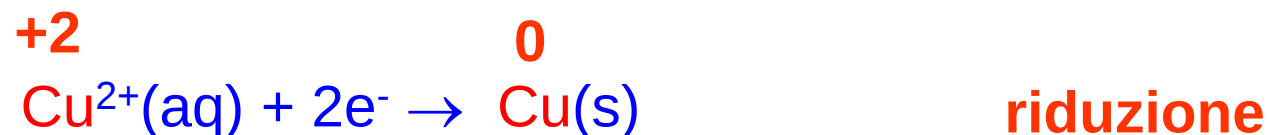
in forma ionica diventa:



Semi-reazioni

Una reazione di ossido-riduzione può essere separata in due semireazioni una delle quali implica una perdita di elettroni (**ossidazione**) mentre l'altra implica un acquisto di elettroni (**riduzione**).

Per la reazione precedente:



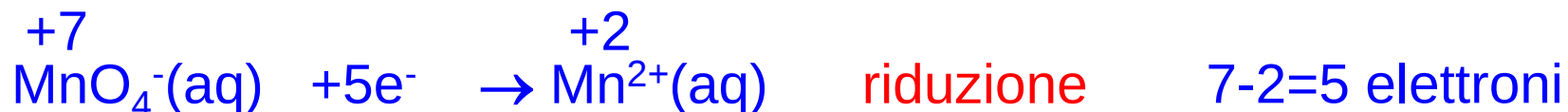
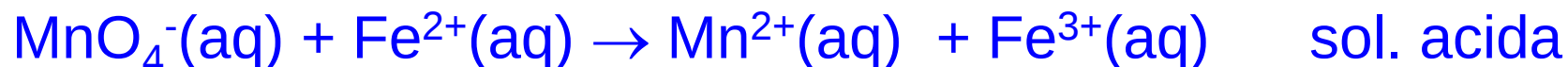
Bilanciamento delle red-ox

Metodo ionico-elettronico

1. Identificare le specie che si sono ossidate e ridotte
2. Scrivere le due semireazioni di ossidazione e riduzione in forma incompleta. Qui si bilanciano le specie di cui varia il numero di ossidazione e si scrivono esplicitamente gli elettroni.
3. Bilanciare le semireazioni rispetto alla carica elettrica e poi rispetto alla massa (agli atomi) usando $\text{H}^+/\text{H}_2\text{O}$ in soluzione acida o $\text{OH}^-/\text{H}_2\text{O}$ in soluzione basica
4. Combinare le semireazioni bilanciate in modo da eliminare gli elettroni

Esempio

Esempio:



Bilancio di carica

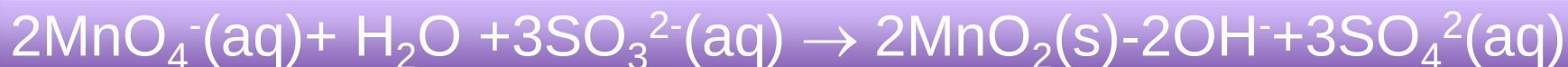
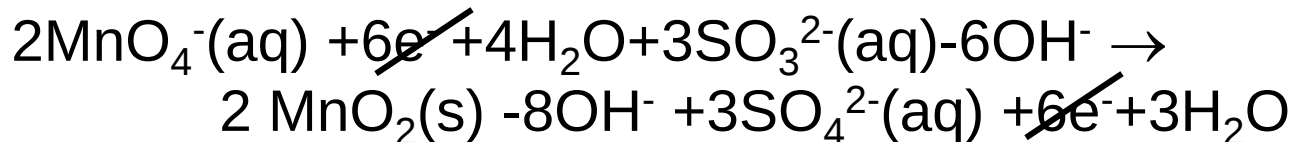
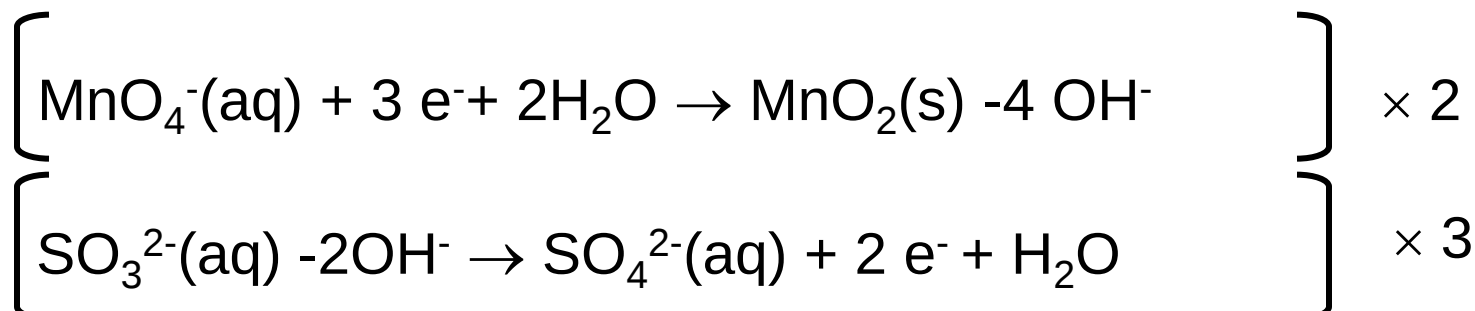
La seconda semi-reazione è già bilanciata sia per la carica che per la massa.

Il bilancio di carica per la prima, poiché siamo in ambiente acido, va effettuato con ioni H^+ (x ioni)



Esempio segue

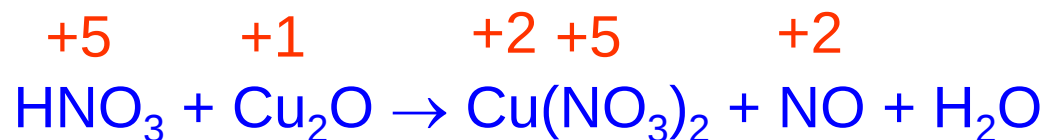
Il **bilancio di massa** va effettuato con H_2O



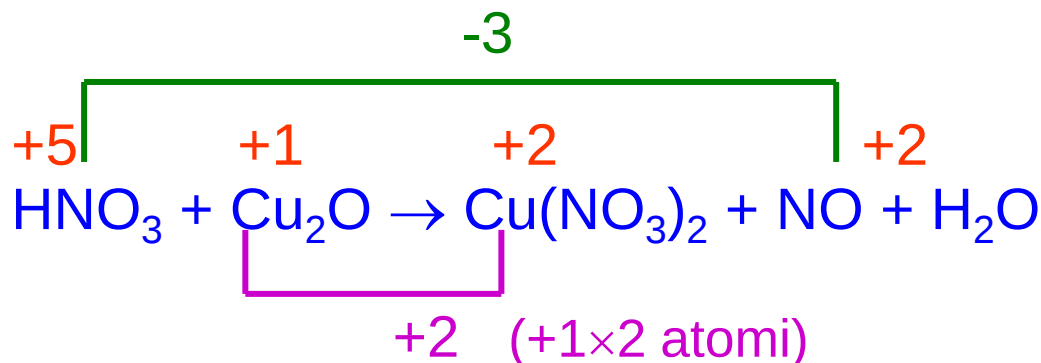
Bilanciamento reazioni molecolari: metodo del numero di ossidazione

La variazione del numero di ossidazione della specie che si ossida deve essere uguale in valore assoluto alla variazione della specie che si riduce.

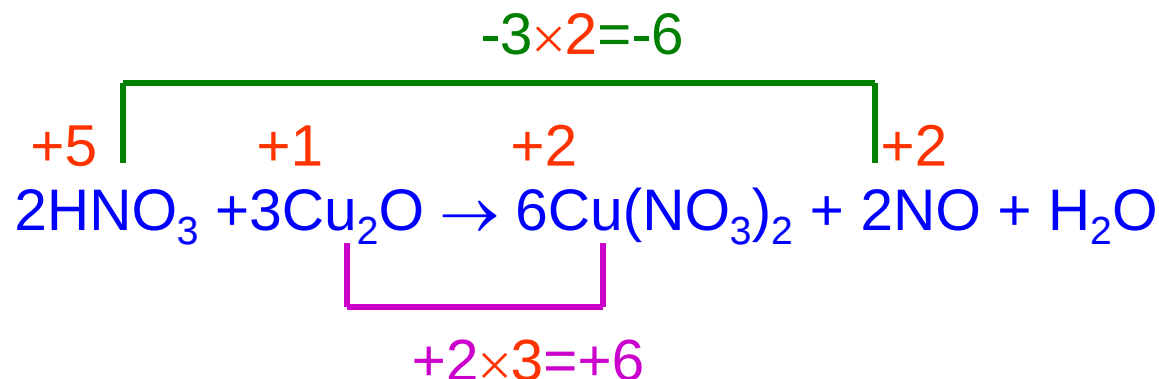
Esempio:



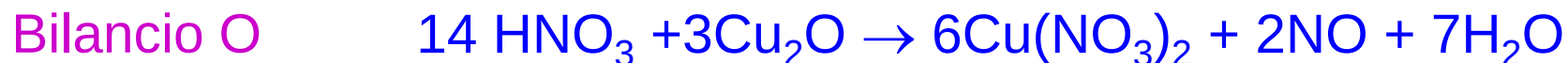
Prima si identificano le semireazioni, si bilanciano tali atomi e sulle frecce si scrive la variazione totale del numero d'ossidazione



Si moltiplica per opportuni fattori le specie implicate (3 e 2)



Gli atomi rimanenti vanno bilanciati mediante verifica:



Nel bilanciamento degli atomi di N si aggiungono a sinistra 12 HNO_3 con l'azoto nello stesso stato di ossidazione dei 12 ioni NO_3^- a destra.
Il metodo è inadeguato per reazioni ioniche, specie in soluzione basica.