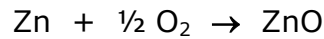


Cap.12

Reazioni di ossido-riduzione

Secondo Bronsted-Lowry le reazioni acido/base comportano un trasferimento di protoni H^+ . Le reazioni di ossido-riduzione (redox) sono un'altra importante classe di reazioni chimiche nelle quali sono coinvolti trasferimenti di elettroni (e^-).

Ognuno ha familiarità con il termine "ossidazione" relativo ad un metallo; ad esempio, la reazione



è una tipica reazione di ossidazione, in cui lo Zn si ossida a Zn^{2+} , perdendo 2 elettroni, e per analogia vengono definite:

reazioni di ossidazione

reazioni che comportano una perdita di e^-

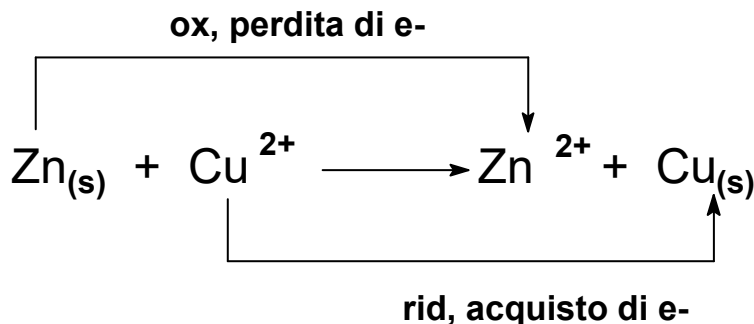
reazioni di riduzione

reazioni che comportano un acquisto di e^-

La perdita di e^- da parte di una specie deve essere accompagnata dall'acquisto di e^- da un'altra specie.

Le sostanze che causano la riduzione si dicono **riducenti**, quelle che provocano una ossidazione, **ossidanti**.

Nella seguente reazione tra lo zinco e gli ioni rame(II)



lo Zn si ossida, il Cu^{2+} si riduce

lo Zn è l'agente **riducente**, il Cu^{2+} è l'agente **ossidante**.

Si è verificato un passaggio di elettroni dal riducente all'ossidante.

Una sostanza si comporta da riducente solo in presenza di un ossidante e viceversa.

OSSIDAZIONE	➡	perdita di e^-	➡	aumento del N° di ox
RIDUZIONE	➡	acquisto di e^-	➡	riduzione del N° di ox

Numero di ossidazione

Il concetto di numero di ossidazione venne introdotto per il bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione per semplificare il calcolo degli elettroni.

Si può assegnare in modo arbitrario il numero di ossidazione come la carica che quell'atomo avrebbe (tenuto conto della elettronegatività) se tutti i legami fossero ionici.

Vengono ottenuti attraverso una serie di regole:

1. Una sostanza elementare O_2 , Cl_2 , S_8 , ecc., ha numero di ossidazione = **0**
2. Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è uguale alla carica dello ione: $Na^+ = +1$, $Al^{3+} = +3$, $Fe^{2+} = +2$, $S^{2-} = -2$.
3. All'ossigeno si assegna numero di ossidazione = -2

tranne nei perossidi (H_2O_2) in cui vale -1 , e nei superossidi (KO_2) in cui vale $-1/2$; solamente nel OF_2 vale $+2$

4. L'idrogeno ha numero di ossidazione = $+1$

tranne negli idruri (composti dell'idrogeno con i metalli, CaH_2 , LiH , ecc. in cui è -1).

5. La somma dei numeri di ossidazione in una specie è uguale alla carica della specie (0 se la specie è neutra).

Esempi:

MnO_4^- numero di ox Mn = $+7$
4 ossigeni $\times (-2) + 7 = -1$ (carica dello ione permanganato)

NO_3^- numero di ox N = $+5$
3 ossigeni $\times (-2) + 5 = -1$ (carica dello ione nitrato)

ClO^- numero di ox Cl = $+1$
ossigeno $(-2) + 1 = -1$ (carica dello ione ipoclorito)

CrO_4^{2-} numero di ox Cr = $+6$
4 ossigeni $\times (-2) + 6 = -2$ (carica dello ione cromato)

$Cr_2O_7^{2-}$ numero di ox Cr = $+6$
7 ossigeni $\times (-2) + 2 \times (+6) = -2$ (carica dello ione cromato)

N_2O_3 numero di ox N = $+3$
3 ossigeni $\times (-2) = 2 \times (+3)$ azoto

Bilanciamento di reazioni redox

Metodo delle semireazioni

Occorrerà prima di tutto identificare le due semireazioni, quella di ossidazione (cessione di e^-) e quella di riduzione (acquisto di e^-).

Esempio 1

Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido:



Semi-reazione di riduzione:



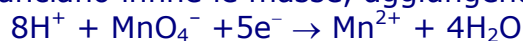
-si bilancia il numero di elettroni e^- scambiato



-si bilanciano le cariche (in ambiente acido con H^+ , basico con OH^-)



-si bilanciano infine le masse, aggiungendo molecole d'acqua



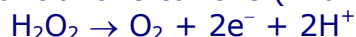
Semi-reazione di ossidazione:



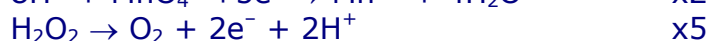
-si bilancia il numero di elettroni e^- scambiato



-si bilanciano le cariche (in ambiente acido con H^+ , basico con OH^-)



Nelle due semireazioni il numero di e^- persi dalla specie che si ossida deve essere uguale al numero di e^- acquistato dalla specie che si riduce.



Si otterrà la reazione bilanciata:



e semplificando infine i protoni:



Riepilogando: Dopo aver separato le due semireazioni

- (1) bilanciare gli atomi dell'elemento che viene ossidato/ridotto
- (2) bilanciare il numero di ossidazione (+ ne^-)
- (3) bilanciare la carica con protoni o ioni idrossido (+ H^+ , + OH^-)
- (4) bilanciare le masse, usualmente aggiungendo molecole di acqua
- (5) si combinano le semireazioni in modo da eliminare gli elettroni

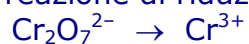
Negli esempi che seguono si seguirà la traccia indicata, seguendo i passaggi (1), (2), (3), ecc., come indicato sopra.

Esempio 2.

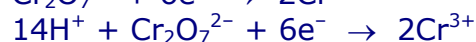
Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido:



Semi-reazione di riduzione:



N° ox da +6 → +3 (x2 atomi)

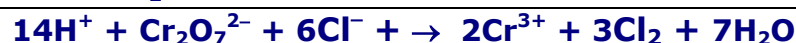


Semi-reazione di ossidazione:



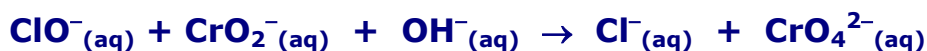
N° ox da -1 → 0 (x2 atomi)

globalmente



Esempio 3

Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido:



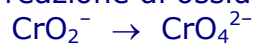
Semi-reazione di riduzione:



N° ox da +1 → -1



Semi-reazione di ossidazione:



N° ox da +3 → +6



globalmente



Esempio 4.

Reazione di dismutazione, la stessa specie si ossida e si riduce



Semi-reazione di riduzione:



N° ox da 0 → -1 (x2 atomi)

Semi-reazione di ossidazione:



N° ox da 0 → +1 (x2 atomi)



Ora è sufficiente sommare le due semireazioni:



semplificando



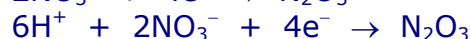
Esempio 5



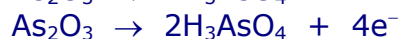
Semi-reazione di riduzione:



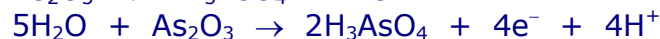
N° ox da +5 → +3 (x2 atomi)



Semi-reazione di ossidazione:



N° ox da +3 → +5 (x2 atomi)



globalmente

