

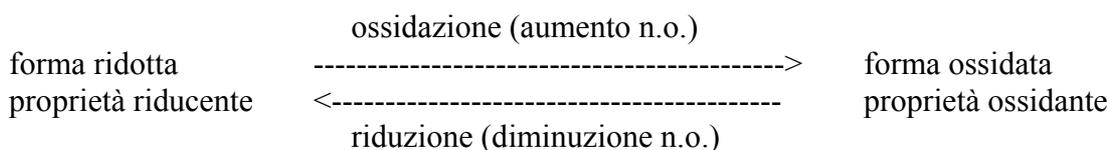
Reazioni redox.

Oltre alle reazioni acido base, (ovvero quelle in cui si ha scambio di protoni), esiste una classe di reazioni comuni in cui formalmente o realmente vengono scambiati tra i reagenti gli elettroni. Queste reazioni si chiamano reazioni di ossido-riduzione o reazioni redox. N.B. scambio di elettroni significa una variazione dello stato di ossidazione, di conseguenza le reazioni redox comportano una variazione dello stato di ossidazione!!

Per distinguere quindi una reazione acido-base o affine da una reazione redox è necessario verificare se tra i prodotti e reagenti vi sia una variazione dello stato di ossidazione.

Si definisce il processo di riduzione, acquisto formale o effettivo di elettroni da parte di una specie chimica. Di conseguenza la riduzione comporta un abbassamento del numero di ossidazione!!

Si definisce un'ossidazione una perdita formale o effettiva di elettroni, di conseguenza il numero di ossidazione aumenta.

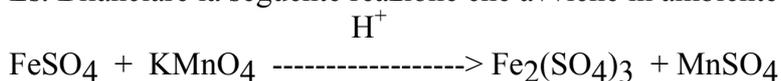


N.B. In ogni reazione redox vi deve necessariamente essere almeno una specie che si riduce ed almeno una specie che si ossida. Infatti tanti elettroni vengono acquistati dalle specie che si riducono e tanti devono essere ceduti dalle specie che si ossidano.

Inoltre, la forma ridotta si ossida facilmente ovvero perde elettroni e quindi è un riducente, mentre la forma ossidata si riduce facilmente ovvero acquista elettroni e quindi è un ossidante.

Bilancio di reazioni redox: poiché le reazioni redox sono in genere piuttosto complicate è preferibile utilizzare un procedimento consequenziale descritto in seguito. Si raccomanda di eseguire il procedimento seguendo pari passo l'ordine in quanto esso è ragionato e solo l'ordine delle operazioni corretto garantisce un bilanciamento della reazione corretto.

Es. Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido:



N.B. scrivere ambiente acido (H^+) = sopra la freccia

Risoluzione:

1. Osservare se vi sono variazioni dello stato di ossidazione (=reazione redox).
2. Scrivere in forma ionica (è più corretto in quanto in acqua le specie sono dissociate), trascurando le specie che non variano il n.o. (non sono coinvolte nella redox).
3. Bilanciare le masse degli elementi coinvolti nella redox.
4. Tracciare le semi-reazioni di riduzione e di ossidazione, indicando il numero di elettroni scambiati.
5. Bilanciare il numero degli elettroni scambiati con opportuni coefficienti e trascrivere gli stessi davanti agli elementi interessati.
6. Bilanciare le cariche aggiungendo le specie H^+ oppure OH^- a seconda che si operi in ambiente acido oppure basico.
7. Bilanciare H con acqua (da notare che se tutto è stato fatto correttamente gli O sono bilanciati automaticamente).
8. Trascrivere in forma molecolare (bilanciare anioni/cationi con specie che non interagiscono nella redox, i.e. SO_4^{2-} , Na^+ , K^+).

Il formalismo del numero di ossidazione consiste nel assegnare gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo. Analogamente a quanto abbiamo visto nel caso della teoria VSEPR, il numero di ossidazione è un assegnazione puramente formale degli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo che non descrive assolutamente il modo in cui sono distribuiti gli elettroni, ovvero se è presente un legame ionico.

Pertanto in base alla definizione risulta chiaro che vi sono alcune regole semplici che possiamo utilizzare per definire il numero di ossidazione (n.o.) di un elemento in un composto:

1. il numero di ossidazione di un elemento allo stato elementare è 0.
2. il numero di ossidazione di O è -2 ad eccezione dei perossidi (n.o. = -1 : -O-O-); superossidi (n.o. = -1/2 : O_2^-) ed infine OF_2 (n.o. = +2).
3. il numero di ossidazione di H è -1 ad eccezione degli idruri metallici in cui è -1.
4. il numero di ossidazione di metalli alcalini (1° gruppo) è +1, mentre quello dei metalli alcalino terrosi (2° gruppo) è +2.
5. nella molecola o negli ioni la somma degli numeri di ossidazione è pari alla carica.