



Guida sul bilanciamento di reazioni redox

Una reazione **redox** o di **ossido-riduzione** è una delle 4 tipologie di reazioni chimiche possibili insieme alle reazioni acido-base, di precipitazione e di complessamento.

Quando si parla di reazione redox implicitamente si considerano sempre due semireazioni: la **semireazione di riduzione** e la **semireazione di ossidazione**.

Prima di darvi qualche spunto sulle modalità per bilanciare una reazione redox è d'obbligo riprendere il concetto di ossidazione e di riduzione.

Una reazione redox implica un **movimento di elettroni tra specie chimiche diverse** che aumentano o diminuiscono il loro numero di ossidazione (NO):

- un elemento chimico che si ossida aumenta il suo NO andando a cedere elettroni ad un'altra specie.
- un elemento chimico che riduce il suo NO acquista elettroni.

Utilizzando queste due definizioni possiamo inoltre definire l'agente OSSIDANTE come l'agente chimico che permette l'ossidazione di un composto riducendosi a sua volta (acquistando elettroni). L'agente RIDUCENTE è dunque invece quel composto che permette la riduzione di un'altra sostanza ossidandosi a sua volta.

La definizione di numero di ossidazione che vi consiglio di tenere a mente è la seguente:

si definisce **numero di ossidazione** di un elemento la carica teorica che esso assumerebbe se tutti gli elettroni di legame fossero assegnati all'atomo più elettronegativo.

In una molecola i vari atomi, a seconda della loro elettronegatività, tendono ad attrarre maggiormente verso di sé gli elettroni di legame. Portando alle estreme conseguenze questa tendenza, come numero di ossidazione si intende la carica che assumerebbe un atomo se il legame venisse effettivamente rotto. Seguendo questa definizione possiamo dedurre che **il numero di ossidazione di uno ione coincide proprio con la sua carica effettiva**.

Bilanciamento redox

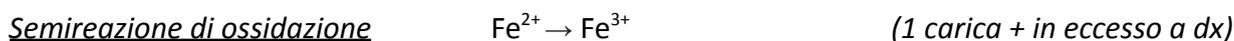
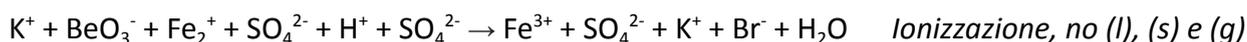
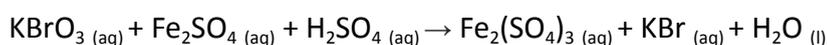
Una reazione redox per essere bilanciata richiede una maggiore attenzione rispetto al bilanciamento di una qualsiasi reazione acido base o di precipitazione, in quanto sono presenti vari flussi di elettroni. Per bilanciare correttamente una redox è fondamentale tenere in considerazione anche il bilancio di carica oltre a quello di massa.

1. Prima di bilanciare una redox bisogna sapere se questa avviene in **ambiente acido** o in **ambiente basico**. Potete verificare queste condizioni semplicemente controllando se tra i reagenti sono presenti delle sostanze acide (Es. H_2SO_4 , HCl , HNO_3) o delle sostanze basiche (NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$). Il motivo di questo controllo sarà spiegato più avanti.
2. Per individuare le specie ossidanti e riducenti si procede ionizzando le varie molecole tralasciando tutti i solidi, gas e liquidi puri in quanto la loro attività chimica non va considerata (Es. H_2O). Per fare ciò vi basterà verificare quello che viene indicato come pedice a fianco di ogni specie chimica: (aq), (s), (l) (g). S
NB: solo i composti indicati come in soluzione acquosa (aq) possono essere ionizzati per un corretto bilanciamento.
3. Esplicitare le due semireazioni di ossidazione e di riduzione preparandosi a bilanciarle una alla volta.

- Bilanciare i vari elementi modificando il loro coefficiente stechiometrico. Si presti attenzione a bilanciare l'ossigeno aggiungendo molecole di H₂O e di compensare questa aggiunta di atomi di idrogeno con ioni H⁺. Solo nel caso di redox in ambiente basico bisogna neutralizzare nuovamente l'aggiunta di ioni H⁺ tramite l'utilizzo di ioni OH⁻ da entrambi i lati dell'equazione.
- Sommare le cariche di ogni singola semireazione e tenere conto degli eventuali eccessi di carica.
- Moltiplicare tutti i membri delle due semireazioni per il minimo comune multiplo trovato tra i valori rappresentanti i vari eccessi di carica del punto 5.
- Riportare l'equazione nella sua forma completa redox ed eventualmente bilanciare anche gli atomi non propriamente interessati dal processo ossido-riduttivo.

Esempi pratici

1) Reazione in ambiente acido per acido solforico



Bilanciamento Ossigeno tramite aggiunta di H₂O



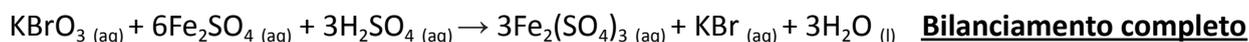
Bilanciamento Idrogeno tramite aggiunta di H⁺



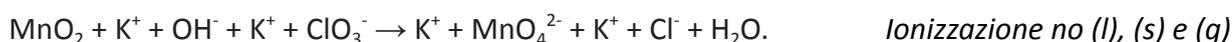
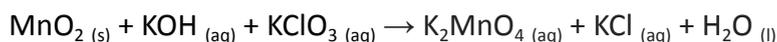
A questo punto per bilanciare correttamente le cariche moltiplichiamo tutti i membri della prima semireazione di ossidazione per 6.



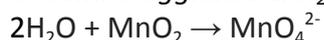
Si può ora procedere a ricomporre l'equazione e ad effettuare eventuali riduzioni di coefficienti per ottenere le varie formule minime.



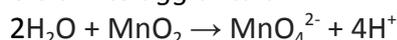
2) *Reazione in ambiente basico per idrossido di potassio*



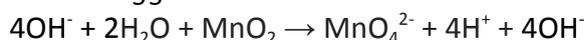
Bilanciamento Ossigeno tramite aggiunta di H₂O



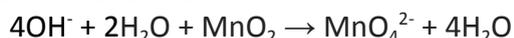
Bilanciamento Idrogeno tramite aggiunta di H⁺



Bilanciamento ione H⁺ tramite aggiunta di ioni OH⁻ essendo in ambiente basico



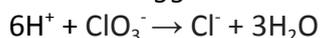
Formazione di acqua e riduzione a formula minima



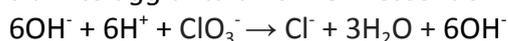
Bilanciamento Ossigeno tramite aggiunta di H₂O



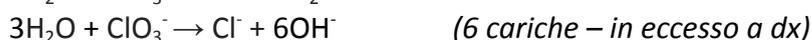
Bilanciamento Idrogeno tramite aggiunta di H⁺



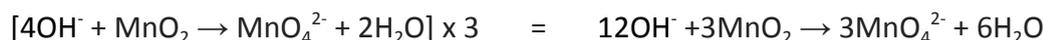
Bilanciamento ione H⁺ tramite aggiunta di ioni OH⁻ essendo in ambiente basico



Formazione di acqua e riduzione a formula minima



A questo punto per bilanciare correttamente le cariche moltiplichiamo tutti i membri della prima semireazione di ossidazione per 3:



Si può ora procedere a ricomporre l'equazione e ad effettuare eventuali riduzioni di coefficienti per ottenere le varie formule minime.

