

Il bilanciamento delle reazioni di ossido-riduzione

Le reazioni di ossido-riduzione possono essere scritte in **forma molecolare**, indicando le molecole in forma indissociata, o in **forma ionica**, scrivendo gli ioni e, in forma indissociata, solo le molecole in cui cambia il numero di ossidazione. In una qualsiasi reazione redox il bilanciamento delle cariche in gioco deve essere uguale a zero.

In ogni caso si tende, preferibilmente, a esprimere in forma ionica queste reazioni che, potendo avvenire sia in ambiente acido sia basico, vedranno tra i loro prodotti anche ioni H^+ e OH^- , a seconda dei casi. Per il loro bilanciamento, che si presenta spesso un po' complesso, esistono diversi procedimenti; quello più usato, per la sua razionalità, è il **metodo delle semireazioni**, che illustreremo qui di seguito.

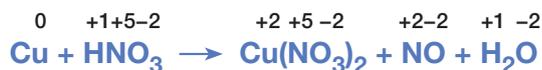
Metodo delle semireazioni

Le operazioni di bilanciamento di una reazione redox possono risultare più semplici se si procede secondo l'ordine che suggeriamo, che consiste nel considerare e bilanciare separatamente le due reazioni di ossidazione e di riduzione, e infine sommarle, membro a membro, ottenendo il bilanciamento della reazione complessiva.

Supponiamo di voler bilanciare la reazione:



1. Bisogna accertarsi che sia una reazione redox: a ogni elemento dei composti coinvolti si assegna il n.o., evidenziando così per quali di essi è variato il numero di ossidazione.



La nostra reazione è una redox perché il rame **Cu** si ossida, passando da 0 a +2, mentre l'azoto **N** si riduce passando da +5 a +2.

In questo particolare caso l'azoto compare in due prodotti, ma solo in uno di questi cambia il n.o.

2. Rappresentiamo i composti (acidi, basi, sali) in cui sono avvenute le variazioni del n.o. in forma ionica (dissociata).

N.B. La dissociazione non riguarderà mai: ossidi, molecole biatomiche di gas e alcuni composti binari come PH_3 e NH_3 .



3. A questo punto si eliminano gli **ioni spettatori**, come NO_3^- presente al secondo membro della reazione, ed eventuali specie chimiche ripetute o presenti sia tra i reagenti che tra i prodotti, che nel nostro esempio non ce ne sono.



La nostra reazione in **forma ionica** netta sarà:



4. Scriviamo ora le due semireazioni, riportando, per il momento, solo le specie che si ossidano e che si riducono e bilanciando le cariche degli ioni aggiungendo, dove opportuno, degli elettroni.

Nella reazione di ossidazione il rame passa da n.o. 0 a +2, perde due elettroni che quindi dovranno comparire tra i prodotti, mentre in quella di riduzione l'azoto N passerà da n.o. +5 a +2, acquistando tre elettroni che dovranno, quindi, comparire tra i reagenti:



5. Dovremo ora bilanciare le **cariche** e le **masse** nelle due semireazioni. Nella semireazione di ossidazione dell'esempio sono già bilanciate sia le cariche (le 2 cariche positive sono neutralizzate dai due elettroni, cariche negative) sia le masse (Cu compare con 1 atomo sia a sinistra che a destra della freccia):



Nella semireazione di riduzione, invece, abbiamo 4 cariche negative a sinistra e nessuna a destra: aggiungeremo 4 ioni H^+ (cariche positive che neutralizzano quelle negative) a sinistra, per bilanciare le cariche:



A questo punto bilanciamo le masse (gli atomi) della semireazione di riduzione: a sinistra abbiamo 3 atomi di ossigeno e 4 di idrogeno e a destra un solo atomo di ossigeno e nessuno di idrogeno. Dobbiamo aggiungere 4 atomi di H e due atomi di O, ossia 2 molecole di acqua:



Le due semireazioni sono pertanto:



6. Dobbiamo ora controllare che il numero di elettroni ceduti (nell'ossidazione) sia uguale al numero di elettroni acquistati (nella riduzione). In alcuni casi, come il nostro, risulta necessario moltiplicare ogni semireazione per un numero, facendo in modo che risultino uguali il numero di elettroni ceduti e acquistati, nell'intero processo (in pratica come per le frazioni, si applica qui il minimo comune multiplo). Nel nostro esempio, i coefficienti dei termini della semireazione di riduzione dovranno essere moltiplicati **per 2** e quelli della semireazione di ossidazione **per 3**.



7. Si sommano le semireazioni, membro a membro, eliminando quei termini che compaiono sia tra i reagenti che tra i prodotti.



Avremo così bilanciata la nostra reazione di ossido-riduzione, che sarà rappresentata dalla seguente equazione:

