

Come si bilanciano le reazioni di ossidoriduzione

I numeri di ossidazione

Bilanciare una reazione di ossidoriduzione spesso non è un'operazione facile. Utile a questo scopo è attribuire a ogni elemento il suo corretto *numero di ossidazione* (n.o.). I numeri di ossidazione possono essere positivi o negativi e ci aiutano a descrivere le reazioni redox e a bilanciarle, ma non vanno confusi con concetti come carica ionica o valenza.

Per attribuire i corretti numeri di ossidazione bisogna utilizzare alcune regole elencate qui di seguito.

- Il numero di ossidazione di un elemento nel suo stato elementare, cioè non combinato con altri elementi come ad esempio Fe, H₂, O₂, P₄, S₈, è zero.
- Il numero di ossidazione dell'ossigeno nei suoi composti è - 2 (eccetto che nei perossidi come H₂O₂, dove è - 1).
- Il numero di ossidazione dell'idrogeno nei suoi composti è + 1 (eccetto che negli idruri metallici come NaH, dove è - 1).
- I seguenti elementi hanno di solito sempre lo stesso numero di ossidazione nei loro composti:
 - + 1 per i metalli alcalini Li, Na, K, Rb, Cs;
 - + 2 per i metalli alcalino terrosi Be, Mg, Ca, Sr, Ba;
 - 1 per gli alogeni F, Cl, Br, I eccetto quando formano composti con l'ossigeno.
- Gli ioni monoatomici hanno numero di ossidazione uguale alla loro carica: Cl⁻ ha numero di ossidazione - 1, Ca²⁺ ha numero di ossidazione + 2.
- La somma dei numeri di ossidazione di tutti gli atomi di un composto è uguale a zero per le molecole neutre e uguale alla carica complessiva dello ione nel caso di ioni poliatomici. Per esempio la somma dei numeri di ossidazione di idrogeno e ossigeno nella molecola H₂O è uguale a zero, nello ione OH⁻ invece è uguale a - 1. Questa regola permette di calcolare il numero di ossidazione degli atomi che possono avere diversi numeri di ossidazione.

ESEMPIO 1 H₂SO₄ è una molecola neutra quindi la carica complessiva è zero. Ci sono 2 atomi di idrogeno, 1 di zolfo e 4 di ossigeno.

Il numero di ossidazione dell'idrogeno è + 1, quello dell'ossigeno è - 2. Quindi se y è il numero di ossidazione dello zolfo possiamo scrivere:

$$2 \times (+ 1) + (1 \times y) + [4 \times (- 2)] = 0$$
$$y = 8 - 2 = 6$$

Se in una reazione un elemento aumenta il suo n.o. significa che si è ossidato cioè ha perso elettroni, se invece il suo n.o. diminuisce l'elemento si è ridotto cioè ha acquistato elettroni.

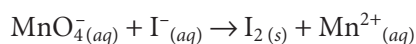
Bilanciamo una reazione di ossidoriduzione

Il metodo più efficace per bilanciare una reazione di ossidoriduzione è il metodo *ionico-elettronico*.

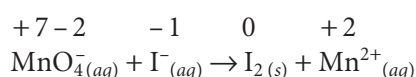
Prendiamo in esame una reazione che avviene in ambiente acido come quella fra permanganato di potassio KMnO₄ [► figura 1] e acido iodidrico HI:



◀ **Figura 1**
Il permanganato di potassio è un sale viola dal forte potere ossidante.



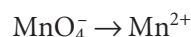
Mettiamo su ogni elemento il suo numero di ossidazione:



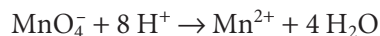
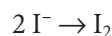
Il manganese è passato da +7 a +2, quindi si è ridotto: ogni atomo di manganese ha acquistato 5 elettroni.

Lo iodio è passato da -1 a 0, quindi si è ossidato: ogni atomo di iodio ha ceduto 1 elettrone.

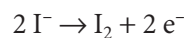
Separiamo le due semireazioni:



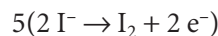
Bilanciamo gli atomi di ogni semireazione, aggiungendo, visto che siamo in ambiente acido, ioni H^+ , per formare H_2O con gli atomi di ossigeno. In una soluzione basica aggiungerebbero ioni OH^- .



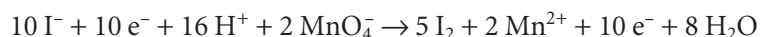
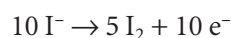
Ora aggiungiamo gli elettroni persi dallo iodio (1 per ogni atomo) e acquistati dal manganese (5)



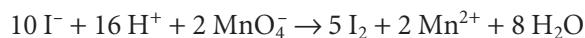
Il numero degli elettroni persi nella reazione di ossidazione deve essere uguale a quello guadagnato nella reazione di riduzione. Quindi bisogna aggiustare il numero di elettroni moltiplicando entrambe le due semireazioni in modo da ottenere il minimo comune multiplo (in questo caso fra 2 e 5 il m.c.m. è 10).



Sommiamo le due semireazioni.



Cancelliamo gli elettroni che compaiono sempre in numero uguale a sinistra e a destra. Cancelliamo inoltre tutti gli ioni H^+ , OH^- e le molecole di H_2O che compaiono uguali a destra e a sinistra (situazione che non si presenta nel caso in esame).



Controlliamo se tutti gli atomi e le cariche sono bilanciate.