

REAZIONI REDOX E LORO BILANCIAMENTO

Par. 4.9 e 19.2
del TRO, Edises

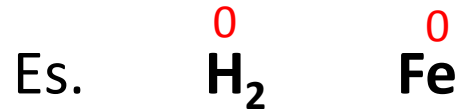
Numero di ossidazione

È la carica che un elemento assumerebbe in un composto se si assegnassero tutti gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo.

Il numero di ossidazione è di grande utilità per scrivere le formule dei composti e dare loro il nome, nonché per prevedere la direzione dello scambio di elettroni fra specie chimiche diverse in **reazioni di OSSIDORIDUZIONE** (o **REDOX**)

Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

- Il numero di ossidazione di una sostanza allo stato elementare è zero



- Il numero di ossidazione di uno ione monoatomico è pari alla sua carica

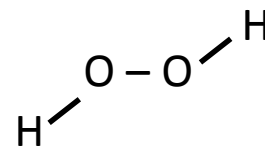
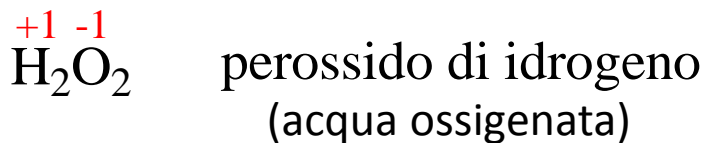


- La somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi in una molecola neutra è uguale a zero

- In uno ione, la somma algebrica dei numeri di ossidazione di tutti gli elementi dello ione è uguale alla carica dello ione

Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

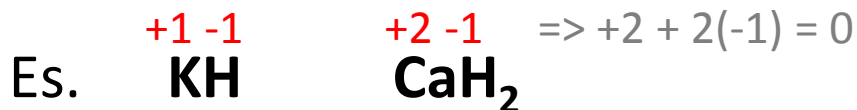
- ❑ Nei loro composti, i metalli hanno numeri di ossidazione positivi che corrispondono alla carica del metallo nel composto.
I metalli alcalini (gruppo 1A) sempre +1;
I metalli alcalino terrosi (gruppo 2A) sempre +2.
- ❑ Il fluoro (F), che è l'elemento più elettronegativo della tavola periodica, ha sempre numero di ossidazione -1
- ❑ L'ossigeno ha numero di ossidazione -2 nella stragrande maggioranza dei composti.
Fanno eccezione: i perossidi (dove il numero di ossidazione è -1) e i composti in cui O è combinato con F (es. OF_2 dove vale +2, dato che F è -1)



Regole per assegnare i numeri di ossidazione agli elementi nei composti

- L'idrogeno ha numero di ossidazione +1 nella stragrande maggioranza dei composti.

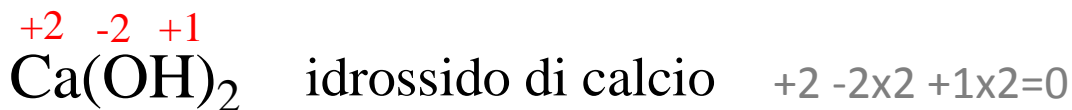
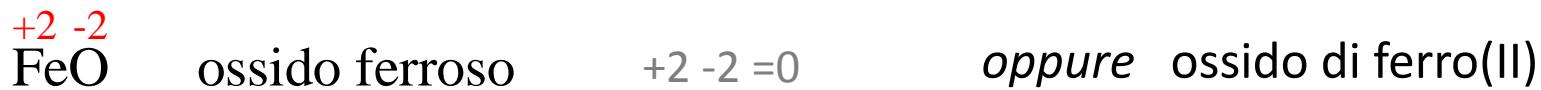
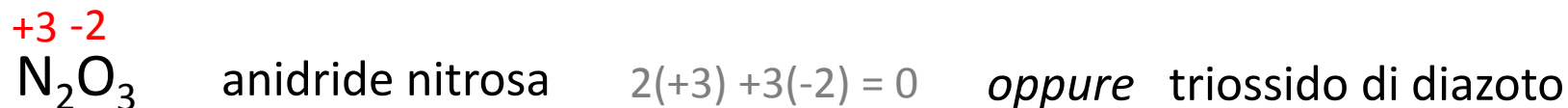
Fanno eccezione gli idruri, composti tra metallo e idrogeno, dove vale -1



- Alogeni (ad eccezione del fluoro) e non metalli (S, N, P) possono avere numeri di ossidazione positivi quando sono combinati con l'ossigeno (che è più elettronegativo).

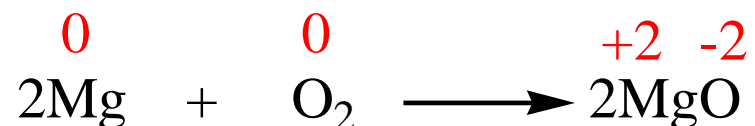
Es. **Anidridi** **Ossiacidi**

Esempi riepilogativi:



REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE (O REDOX)

Almeno due elementi che si trovano tra i reagenti cambiano il loro stato di ossidazione nel passare a prodotti => **TRASFERIMENTO DI ELETTRONI!**



Mg passa da 0 a +2 → perde due elettroni.

Ogni O passa da 0 a -2 → ogni O acquista due elettroni

L'elemento che **perde elettroni si ossida.**
L'elemento che **acquista elettroni si riduce.**

L'elemento che si ossida è un agente RIDUCENTE.
L'elemento che si riduce è un agente OSSIDANTE.

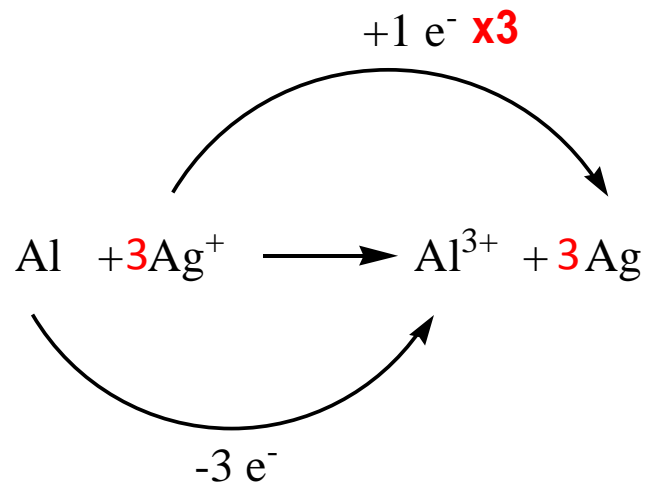
Il numero di elettroni ceduti da una specie in una reazione redox DEVE essere uguale al numero di elettroni acquistati dall'altra specie

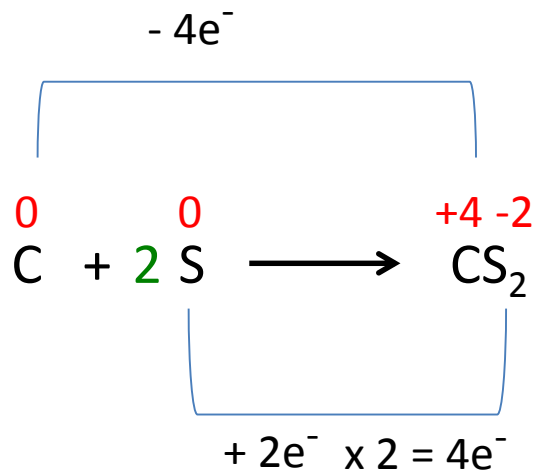
Mg passa da 0 a +2 → perde due elettroni. Ha subito ossidazione. È l'agente riducente

Ogni O passa da 0 a -2 → ogni O acquista due elettroni, subendo riduzione. O₂ è l'agente ossidante

Bilanciamento di una redox

1. Si identificano la specie che si ossida e quella che si riduce mettendo i numeri di ossidazione nei reagenti e nei prodotti.
2. Si controlla il **bilanciamento degli elementi coinvolti** nei processi di ossidazione e riduzione.
3. Si segnalano gli scambi elettronici su due linee.
4. Si **bilancia lo scambio elettronico** moltiplicando tutte le specie per fattori che assicurino l'uguaglianza degli elettroni scambiati
5. Se necessario si **bilanciano le cariche** utilizzando H^+ o OH^- a seconda che la reazione avvenga in ambiente acido o basico





- Identificazione numeri di ossidazione
- Bilanciamento elementi coinvolti nei processi di ossidazione e riduzione

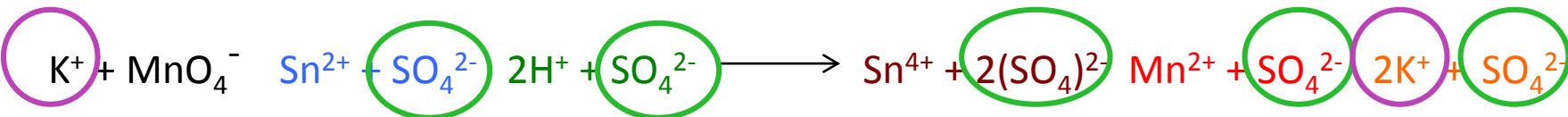
C passa da 0 a +4. Perde 4 elettroni e si ossida

S passa da 0 a -2, acquistando 2 elettroni (si riduce).

Per la stechiometria del processo, ho 2 S che diventano 1 CS₂!

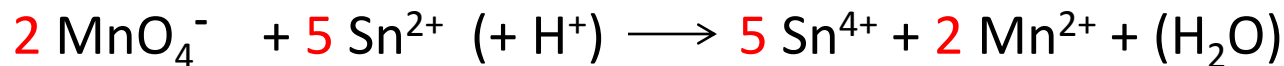
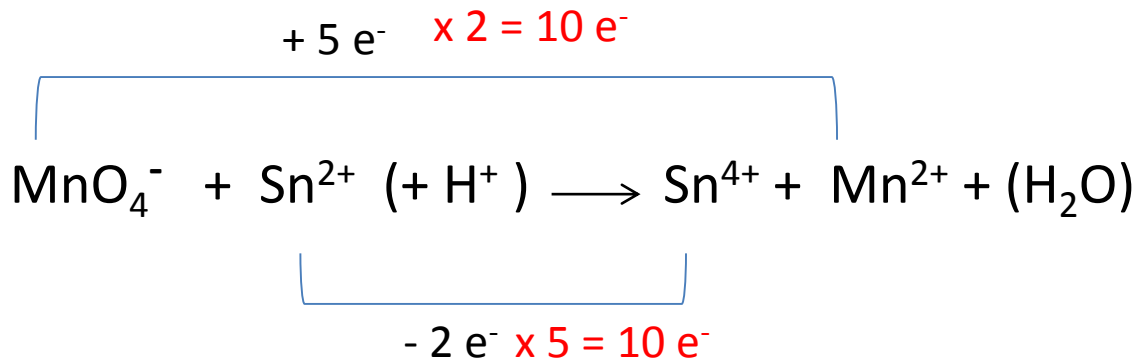
Gli elettroni coinvolti risultano bilanciati

Le cariche risultano bilanciate

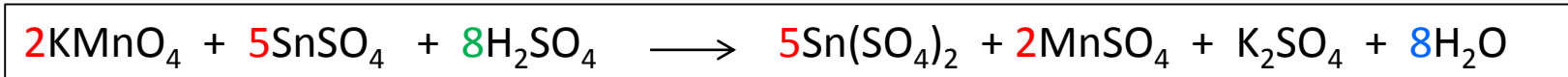
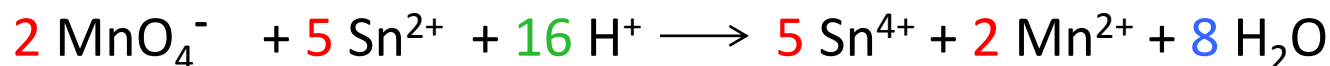


Cerchiamo gli ioni spettatori

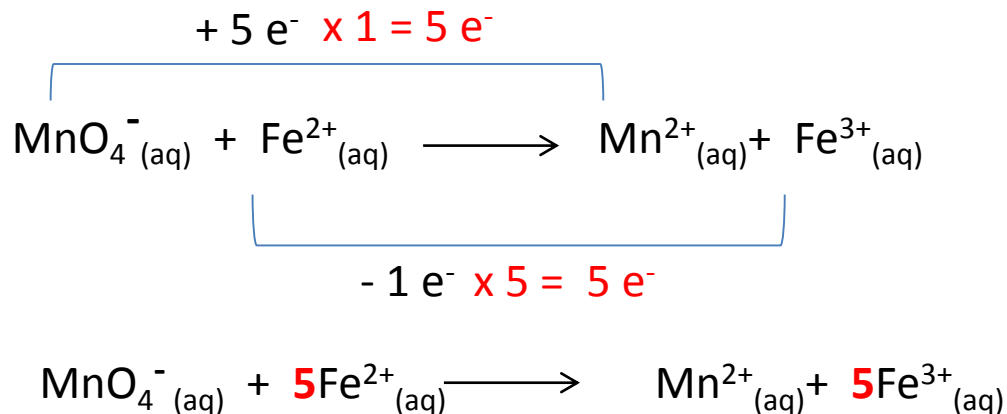
Gli altri ioni sono quelli direttamente coinvolti nella redox



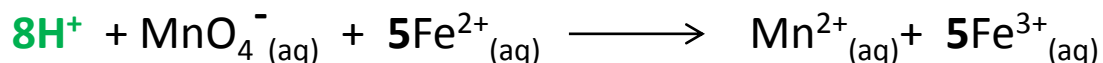
Bilancio cariche con H^+ e masse con H_2O



Bilanciare una reazione redox **in ambiente acido**



Bilancio le cariche, **determinando il coefficiente della specie H⁺**



Bilancio le masse, **determinando il coefficiente della specie H₂O**

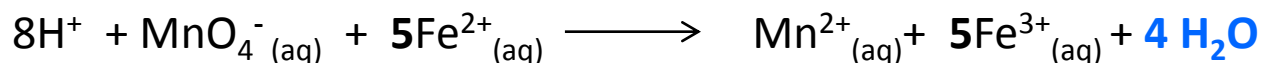
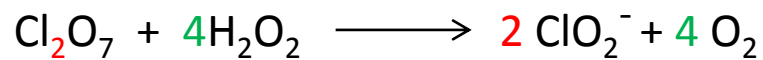
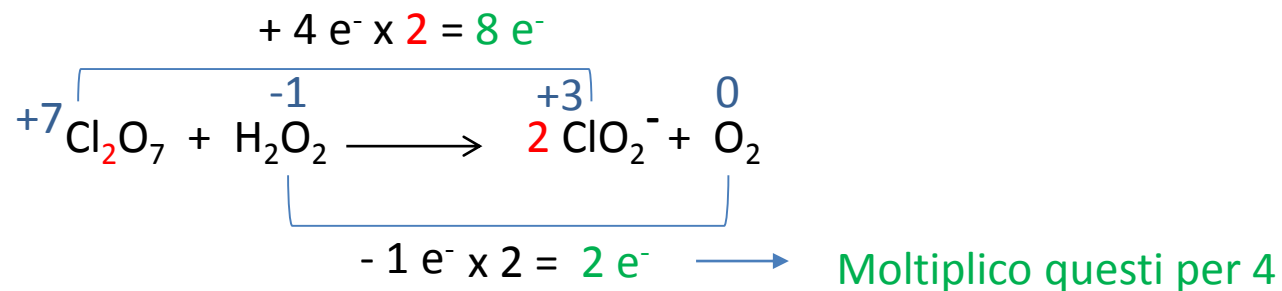


FIGURA 20.4 La reazione dello ione permanganato (MnO_4^-) con ione ferro(II) in soluzione acida. La reazione porta alla formazione di ioni Mn^{2+} pressoché incolore, e Fe^{3+} .

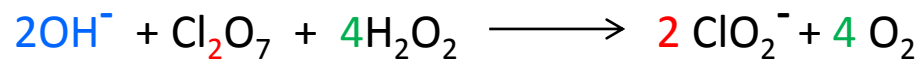


Kotz, Treichel, Townsend
Chimica
Edises

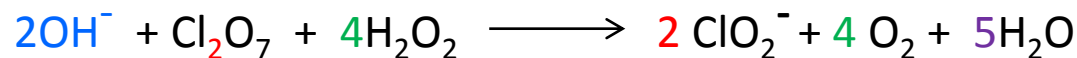
Bilanciare una reazione redox in ambiente basico

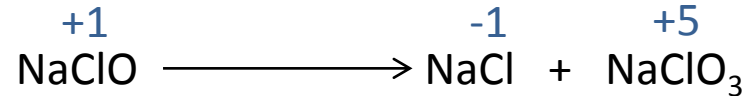


Bilancio le cariche in ambiente basico, usando OH^-

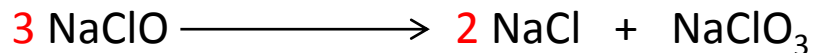
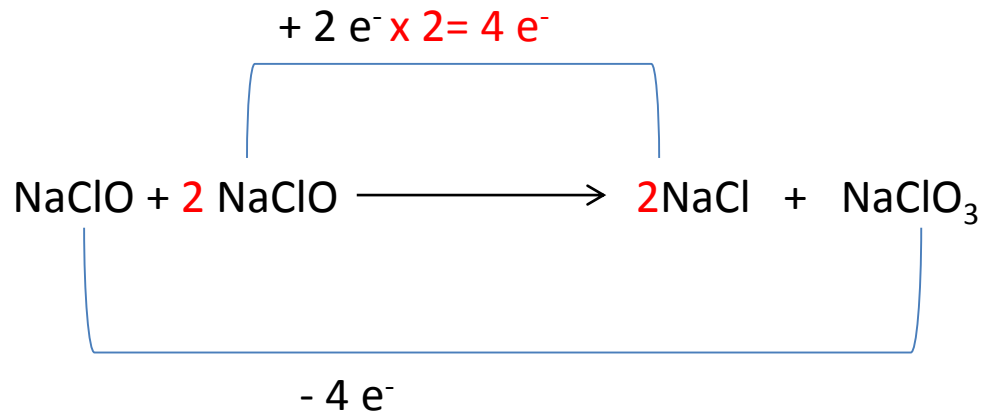


Bilancio le masse con acqua





Qui il reagente subisce sia ossidazione che riduzione.
 In questi casi, la reazione redox prende il nome di ***dismutazione***
 o ***disproporzionazione***.



Una reazione redox comporta un movimento di elettroni. Sia il movimento lungo un filo conduttore sia il movimento di ioni all'interno di una soluzione costituiscono un esempio di corrente elettrica

Una reazione redox spontanea: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+}$

► **FIGURA 19.1** Una reazione di ossido-riduzione spontanea. Quando lo zinco è immerso in una soluzione contenente ioni Cu^{2+} , gli atomi di zinco trasferiscono elettroni agli ioni Cu^{2+} . Gli atomi di zinco sono ossidati e si sciolgono nella soluzione. Gli ioni Cu^{2+} sono ridotti e si depositano sull'elettrodo.

