

A yellow starburst graphic with a black outline, containing the text 'Esercitazione 6' in blue. The starburst has multiple points of varying lengths, creating a jagged, energetic shape.

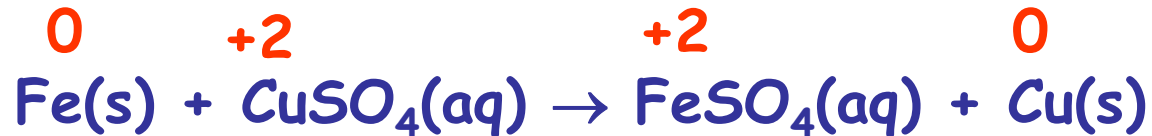
Esercitazione 6

Le ossidoriduzioni

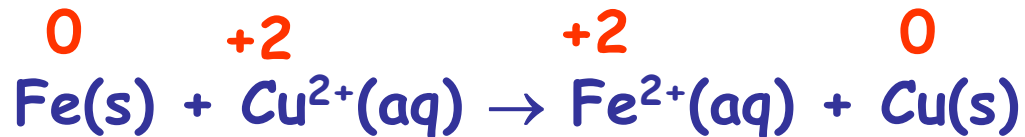
REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE

In generale una reazione di ossido-riduzione è definita come una reazione in cui si ha trasferimento di elettroni fra le specie reagenti o in cui gli atomi variano il loro numero di ossidazione.

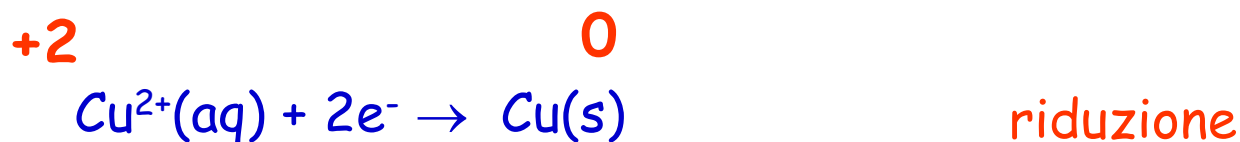
In alcuni casi il trasferimento elettronico è evidente solo quando la reazione è scritta in forma ionica netta. Ad esempio la reazione:



in forma ionica diventa:



Una reazione di ossido-riduzione può essere separata in due semireazioni una delle quali implica una perdita di elettroni (**ossidazione**) mentre l'altra implica un acquisto di elettroni (**riduzione**).
Ad esempio per la reazione precedente:

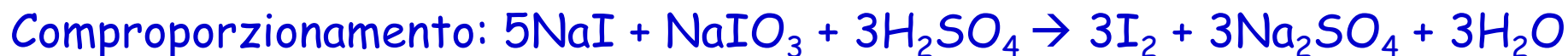
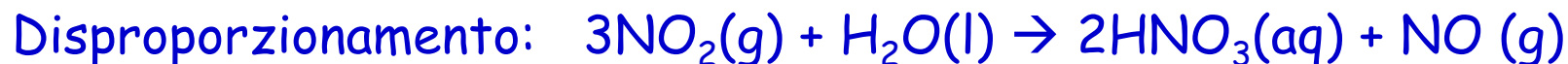
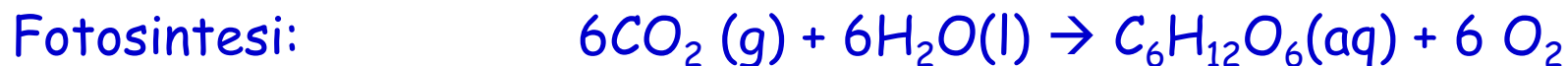


In generale nell'ossidazione si ha un aumento del numero di ossidazione, mentre nella riduzione si ha una diminuzione del numero di ossidazione.

Si definisce **ossidante** una specie che ossida altre specie e che perciò nella reazione si riduce (Cu^{2+}).

Si definisce **riducente** una specie che riduce altre specie e che perciò nella reazione si ossida (Fe).

Esempi di reazioni di ossido-riduzione

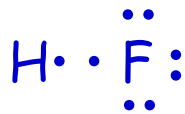


Numero di Ossidazione

Il numero di ossidazione rappresenta "la carica che assumerebbe un elemento in un composto, se si assegnassero gli elettroni di legame all'elemento più elettronegativo".

$$\text{n.o.} = [\text{e}^- \text{ di valenza di A}] - [\text{e}^- \text{ attribuiti ad A}]$$

Es. nel caso di
HF



$$\text{n.o.}_F = 7 - 8 = -1$$

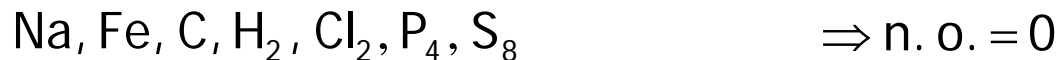
$$\text{n.o.}_H = 1 - 0 = +1$$

Stabilire il numero di ossidazione del C in queste molecole:



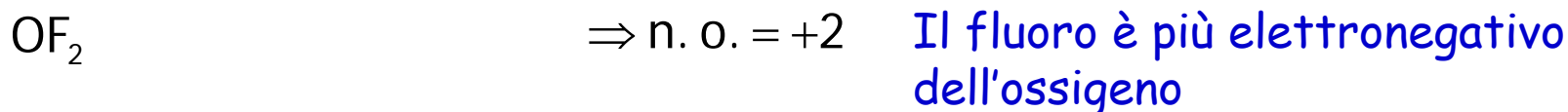
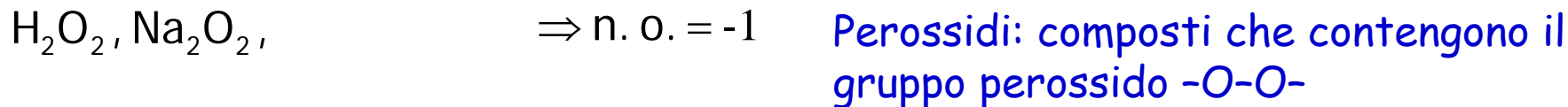
Alcune regole pratiche per determinare rapidamente il n° di ossidazione

1. Ogni elemento allo stato elementare ha numero di ossidazione ZERO



2. Il fluoro ha sempre numero di ossidazione -1.

3. L'ossigeno ha n. d. o. -2, tranne che nei perossidi (-1) e nei composti con il fluoro (+2).*



* ILn.d.o. dell'ossigeno nei superossidi (O_2^-) è -1/2 e negli ozonuri (O_3^-) è -1/3.

4. L'idrogeno ha sempre no. di ox +1, tranne che negli idruri (-1)



idruri: Composti binari contenenti H e un metallo

5. Gli elementi dei gruppi Ia, IIa, IIIa del sistema periodico nei loro composti hanno sempre n.o. positivo che si identifica con il numero di appartenenza del gruppo.

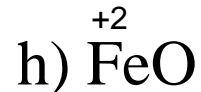
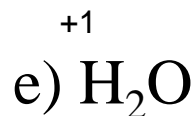
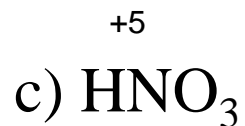
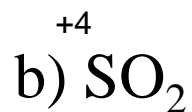
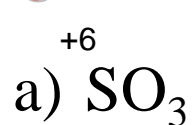
GRUPPO	Ia	IIa	IIIa
n.o.	+1	+2	+3

6. Il n.o. massimo di un atomo di un elemento non può essere superiore al numero del gruppo di appartenenza

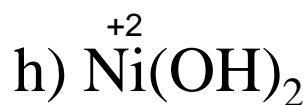
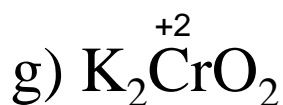
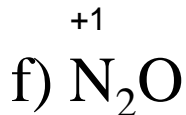
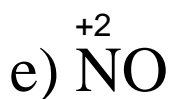
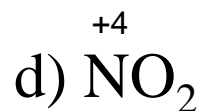
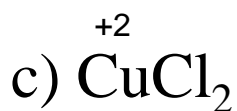
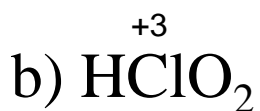
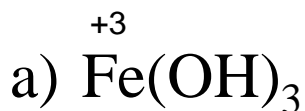
GRUPPO	IVa	Va	VIa	VIIa
n.o.(max)	+4	+5	+6	+7

7. La somma algebrica dei n. di ossidazione in un composto è pari alla carica del composto. (E' ZERO se il composto è neutro)

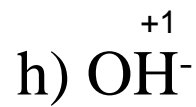
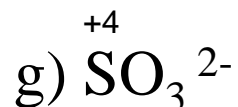
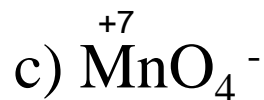
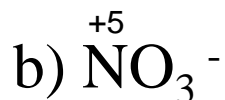
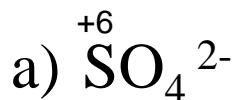
Esercizio 1: Assegnare il numero di ossidazione a ciascun elemento nei seguenti composti:



Esercizio 2: Assegnare il numero di ossidazione a ciascun elemento nei seguenti composti:



Esercizio 3: Assegnare il numero di ossidazione a ciascun elemento nei seguenti ioni:



Stabilire i numeri di ossidazione nei seguenti composti



ESERCIZIO



Bilanciamento delle Equazioni di ossido-riduzione

Le equazioni di ossido-riduzione sono spesso troppo difficili da bilanciare per tentativi e per il loro bilanciamento si fa uso di metodi sistematici.

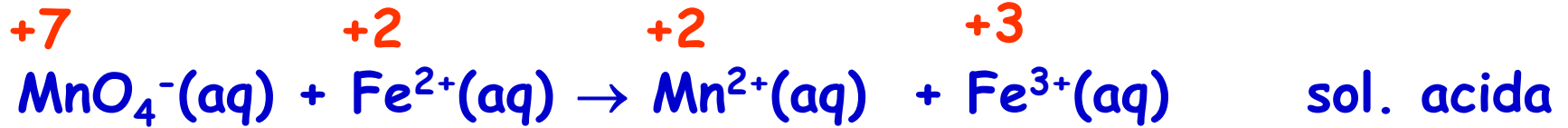
Noi vedremo in dettaglio il metodo delle semireazioni che è particolarmente utile per le equazioni in forma ionica.

Tale metodo è basato su quattro stadi:

- 1- Identificare le specie che si sono ossidate e ridotte
- 2- Scrivere le due semireazioni di ossidazione e riduzione in forma incompleta. Qui si bilanciano le specie di cui varia il numero di ossidazione e si scrivono esplicitamente gli elettroni
- 3- Bilanciare le semireazioni rispetto alla carica elettrica e poi rispetto alla massa (agli atomi) usando H^+/H_2O in soluzione acida o OH^-/H_2O in soluzione basica
- 4- Combinare le semireazioni bilanciate in modo da eliminare gli elettroni

METODO INDIRETTO o delle SEMIREAZIONI

Esempio:



Le due semireazioni incomplete sono:



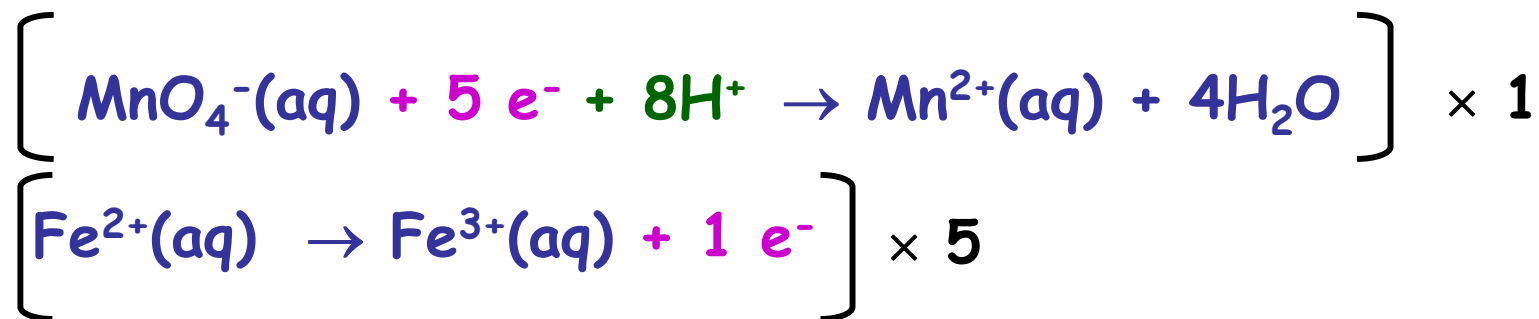
Controlliamo il bilancio di carica. La seconda semireazione è già bilanciata sia per la carica che per la massa. Il bilancio di carica per la prima, poiché siamo in ambiente acido, va effettuato con ioni H^+ (x ioni)



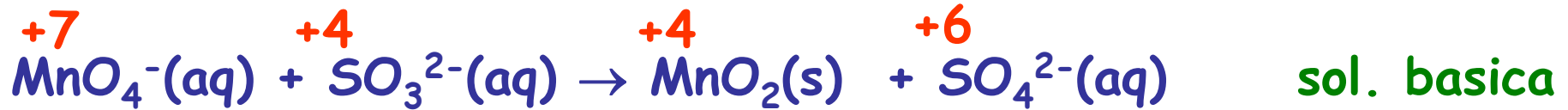
Il bilancio di massa va effettuato con H_2O



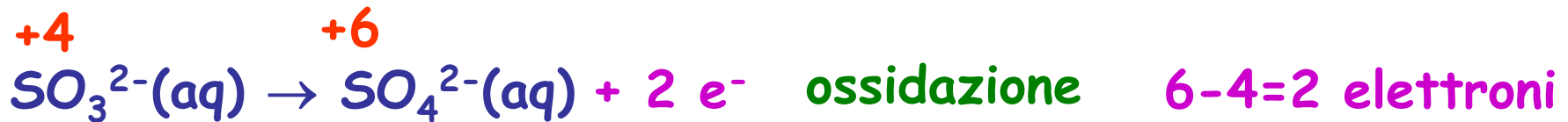
A questo punto le due semireazioni vanno moltiplicate per dei fattori tali che quando esse vengono sommate gli elettroni si eliminino:



Esempio:



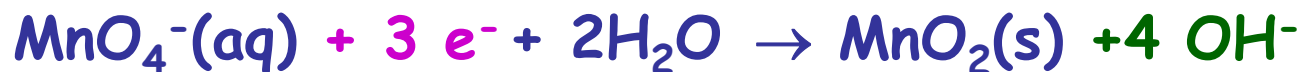
Le due semireazioni incomplete sono:



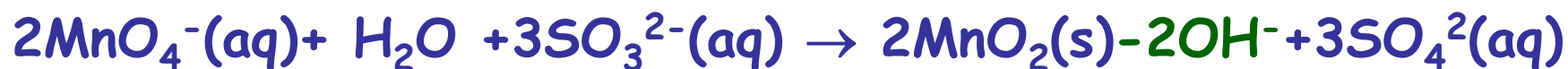
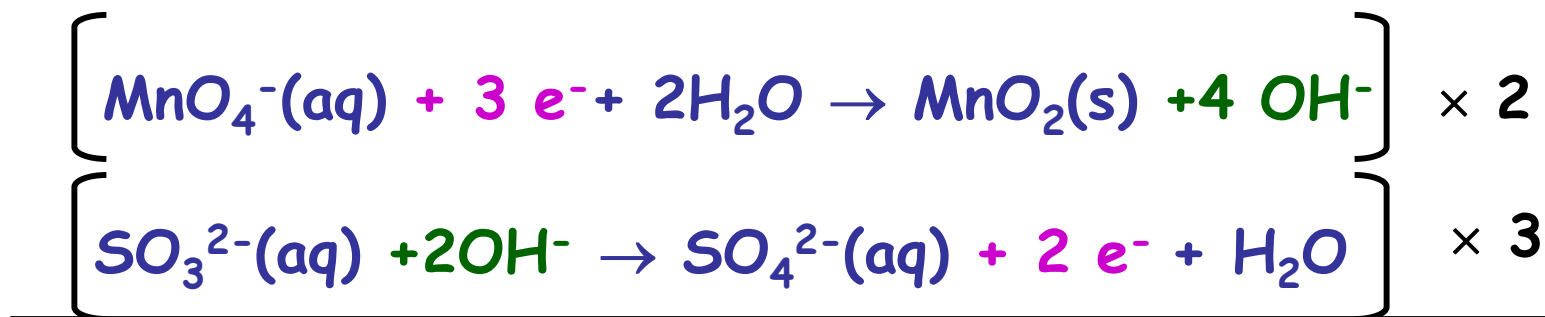
Il bilancio di carica, poiché siamo in ambiente basico, va effettuato con ioni OH^-



Il bilancio di massa va effettuato con H_2O



A questo punto le due semireazioni vanno moltiplicate per dei fattori tali che quando esse vengono sommate gli elettroni si eliminino:

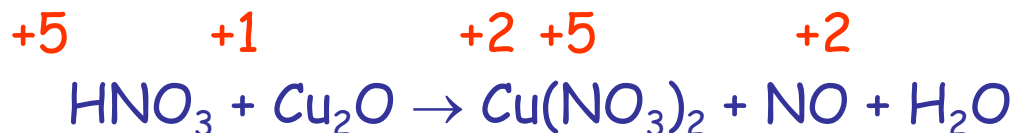


METODO DIRETTO

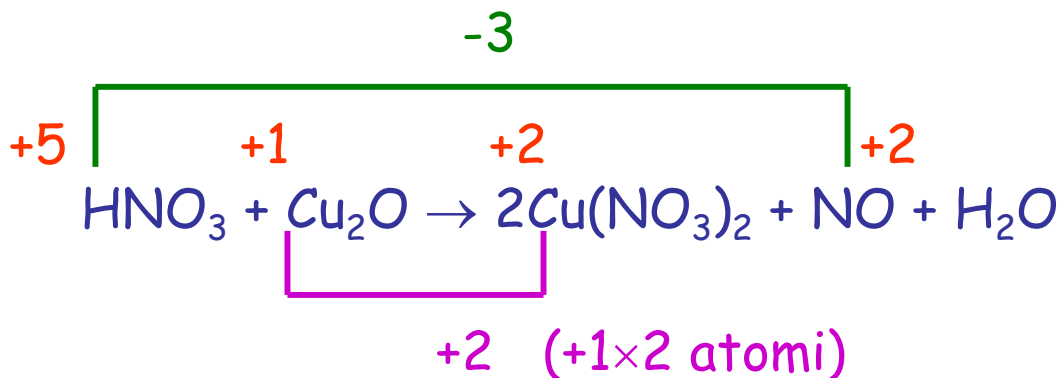
Per il bilanciamento delle reazioni molecolari a volte può essere utile usare un metodo semplificato noto come metodo del numero di **ossidazione**.

Questo metodo si basa sul fatto che la variazione del numero di ossidazione della specie che si ossida deve essere uguale in valore assoluto alla variazione della specie che si riduce.

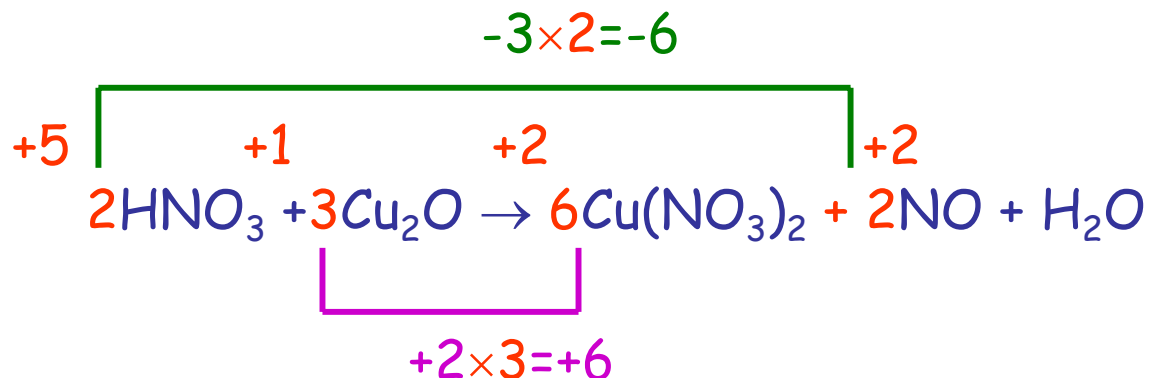
Esempio:



Prima si identificano le semireazioni indicandole con delle frecce esterne fra gli atomi che cambiano numero d'ossidazione, si bilanciano tali atomi e sulle frecce si scrive la variazione totale del numero d'ossidazione



Si rendono uguali i valori assoluti delle variazioni moltiplicando per opportuni fattori le specie implicate (3 e 2)

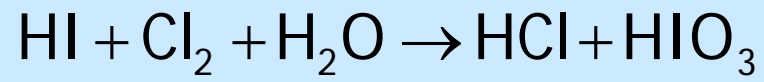


Gli atomi rimanenti vanno bilanciati mediante verifica:



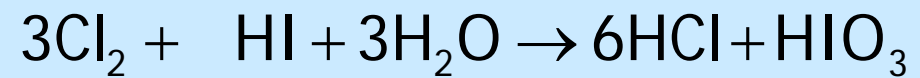
Nel bilanciamento degli atomi di N si aggiungono a sinistra 12 HNO₃ con l'azoto nello stesso stato di ossidazione dei 12 ioni NO₃⁻ a destra.

Il metodo è inadeguato per reazioni ioniche, specie in soluzione basica.

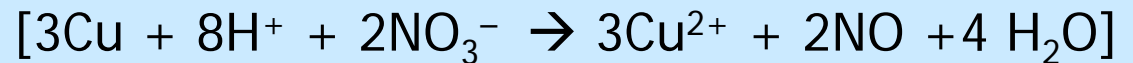
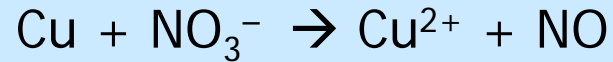


Metodo diretto

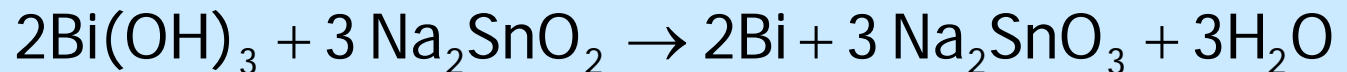
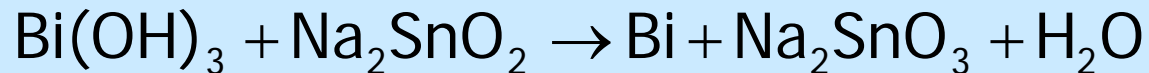
Metodo semireazioni



Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente acido



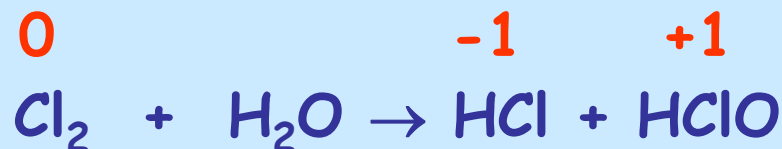
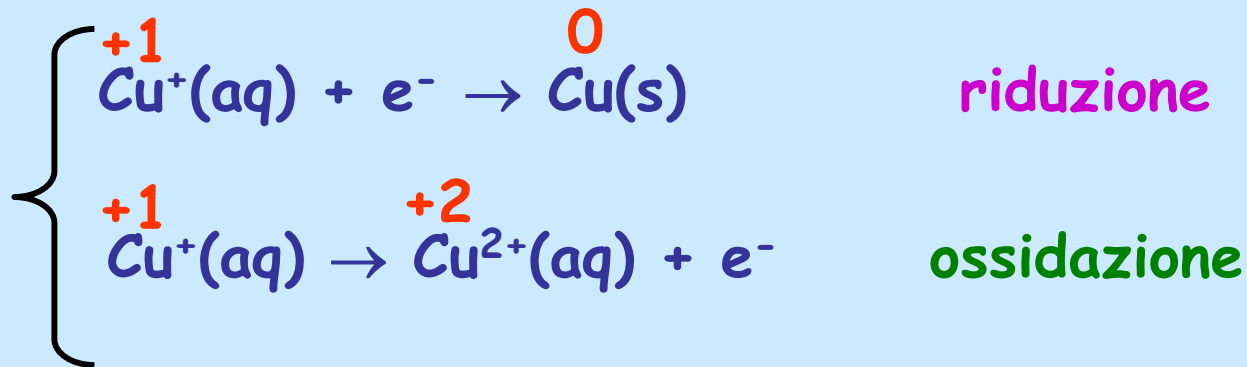
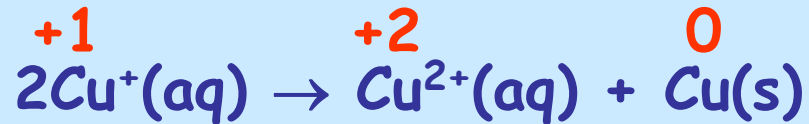
Bilanciare la seguente reazione che avviene in ambiente alcalino



Reazioni di disproporzionamento o dismutazione

Sono una classe particolare di reazioni di ossido-riduzione in cui una stessa specie si ossida e si riduce.

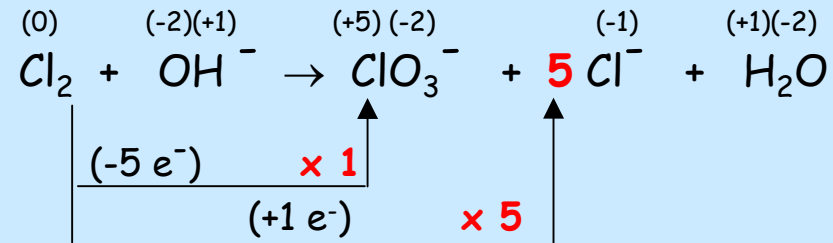
Ad esempio:





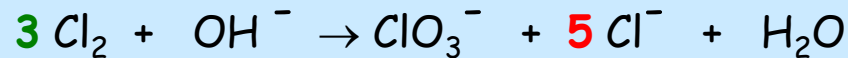
Questa è una reazione di **disproporzione** o **dismutazione**: una specie chimica si comporta contemporaneamente da ossidante e da riducente.

BILANCIAMENTO ELETTRONICO:



NOTA: in questo caso, i due numeri, per i quali vanno moltiplicate le due semi-reazioni in modo che il numero di elettroni in esse coinvolto sia uguale, diventano i coefficienti stechiometrici dei corrispondenti prodotti.

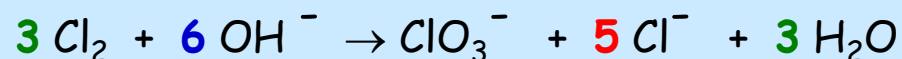
* si procede al **bilanciamento di massa** per le specie diverse da ossigeno ed idrogeno:



* si procede al **bilanciamento di carica**:



* si procede al **bilanciamento di massa** per H e O:

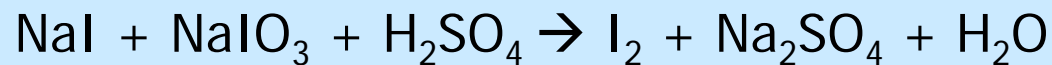


Bilanciare la seguente reazione di disproporzionamento



[3, 2, 4 → 1, 2, 4]

Bilanciare la seguente reazione di comproporzionamento



[5, 1, 3 → 3, 3, 3]

Bilanciare la seguente reazione con entrambi i metodi



Metodo diretto

Metodo semireazioni



