

# Le reazioni di ossidoriduzione

Sono reazioni chimiche in cui si ha una forte variazione di carica nell'intorno di alcuni atomi passando dai reagenti ai prodotti, generalmente dovuta ad una variazione del tipo di legame:



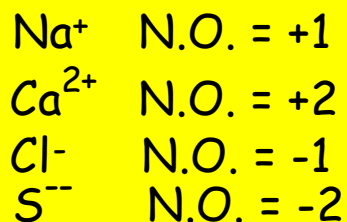
Numero o grado di ossidazione: rappresenta la carica reale o formale che acquista un atomo quando si attribuiscono gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo

*Valenza  $\neq$  Numero di ossidazione*

<b>Elemento</b>	<b>Valenza</b>	<b>N.O.</b>
C nel composto CO	2	+2
C nel composto CO <sub>2</sub>	4	+4
C nel composto CH <sub>4</sub>	4	-4
C nel composto CH <sub>3</sub> OH	4	-2
O nel composto H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	2	-1

## Regole per il calcolo del N.O.

1-il grado di ossidazione degli ioni monoatomici nelle sostanze di tipo ionico è uguale alla carica elettrica dello ione:



2-il numero di ossidazione di una sostanza (molecola, metallo) allo stato elementare è pari a 0:



Nei composti:

1- l'ossigeno ha generalmente N.O. pari a  $-2$ : soltanto nei perossidi ha N.O. pari a  $-1$  e N.O.  $+2$  nel fluoruro di ossigeno ( $\text{OF}_2$ ).



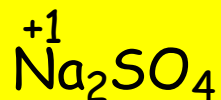
2- l'idrogeno ha N.O.  $+1$ ; soltanto negli idruri ha N.O. pari a  $-1$ :



3- il fluoro ha sempre N.O. pari a  $-1$ :



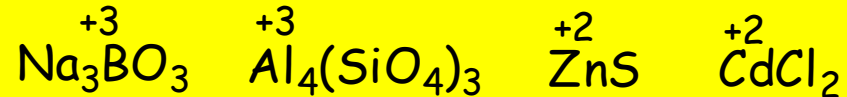
4- il N.O. dei metalli alcalini vale sempre  $+1$ :



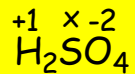
5- il N.O. dei metalli alcalino-terrosi vale sempre +2:



6- B e Al hanno N.O. +3; Zn e Cd hanno N.O. +2:

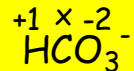


7- In una molecola neutra la somma algebrica dei gradi di ossidazione deve avere valore nullo.



$$\text{pertanto } 2 \cdot (+1) + x + 4 \cdot (-2) = 0 \quad \Rightarrow \quad x = +6 = \text{N.O. dello zolfo}$$

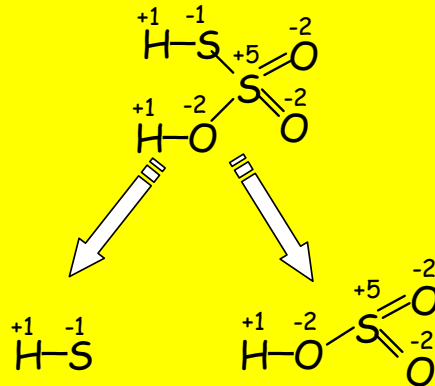
8- Negli ioni pluriatomici la somma algebrica dei numeri di ossidazione degli atomi deve assumere valore uguale alla carica elettrica dello ione.



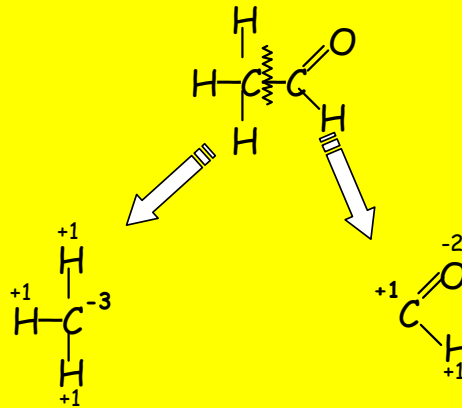
$$\text{pertanto } 1 \cdot (+1) + x + 3 \cdot (-2) = -1 \quad \Rightarrow \quad x = +4 = \text{N.O. del carbonio}$$

9- Per il calcolo del numero di ossidazione non devono essere considerati i legami tra atomi uguali:

- acido tiosolforico:



- aldeide acetica:

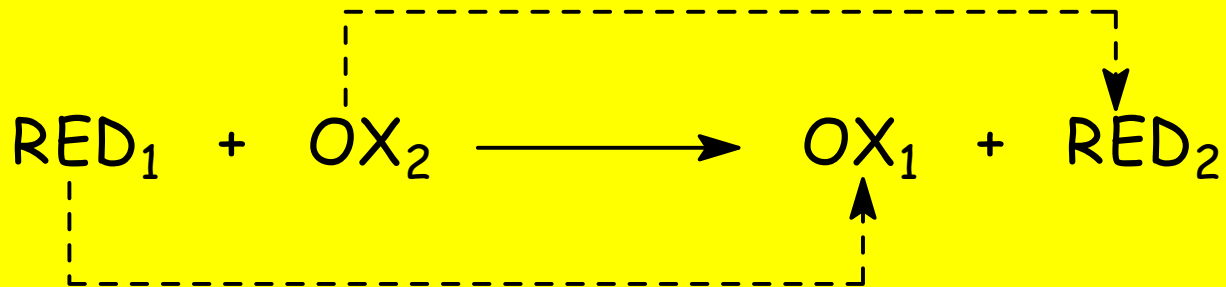


- un elemento si ossida quando il suo grado di ossidazione aumenta
- un elemento si riduce quando il suo grado di ossidazione diminuisce



- ossidazione = *perdita di elettroni*
- riduzione = *acquisto di elettroni*

Schema di reazione redox:



RED = forma ridotta della sostanza  
OX = forma ossidata della sostanza

Riducente: la sostanza che causa la riduzione di un'altra specie chimica e si ossida (perdendo elettroni)      RED<sub>1</sub>

Ossidante: la sostanza che fa ossidare un'altra specie chimica e si riduce (acquistando elettroni da quest'ultima)      OX<sub>2</sub>

***Il numero di unità di grado di ossidazione acquistate dall'elemento che si ossida deve essere uguale al numero di unità di grado di ossidazione perdute dall'elemento che si riduce.***

*⇒ gli elettroni ceduti dalla specie chimica che si è ossidata devono essere acquistati dalla specie chimica che si è ridotta*



Metodi di bilanciamento:

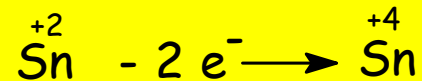
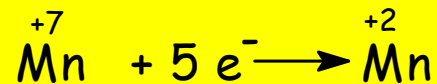
*il metodo diretto*  
*il metodo delle semireazioni*

Metodo diretto



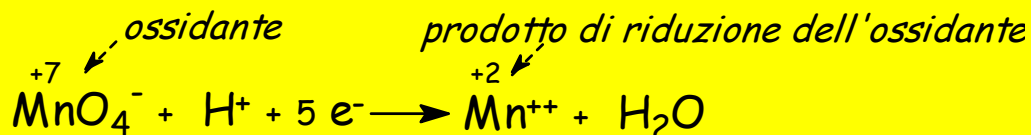
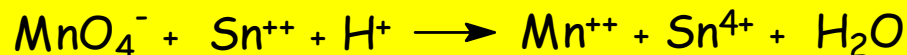
manganese: specie ossidante

stagno: specie riducente

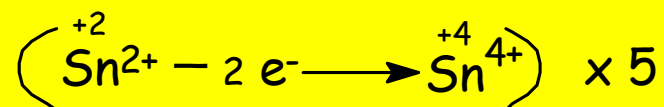
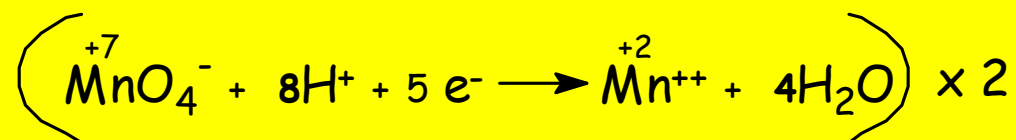
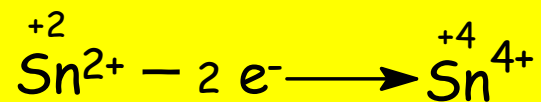
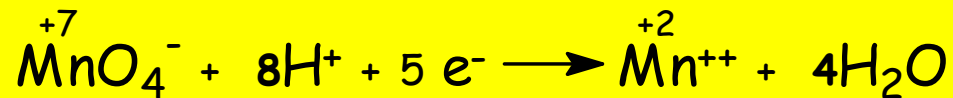


## metodo delle semireazioni

Occorre scrivere i vari composti in forma ionica e, dopo aver eliminato gli ioni comuni ai due membri di reazione, scomporre la reazione redox in due semireazioni:



Si esegue un bilancio di carica e di massa:



# Reazioni di dismutazione o disproporzionamento

Lo stesso elemento in parte si ossida e in parte si riduce

