CAPITOLO 20 Le reazioni di ossido-riduzione

Un elemento **si ossida** se, a seguito della perdita di elettroni, il suo numero di ossidazione aumenta. La sostanza a cui appartiene è detta **riducente**.
Un elemento **si riduce** se, a seguito dell'acquisto di elettroni, il suo numero di ossidazione **diminuisce**. La sostanza a cui appartiene è detta ossidante.

ossidazione: il n.o. aumenta

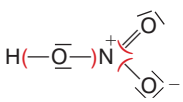
$$\overset{(0)}{2Mg_{(s)}} + \overset{(0)}{O_{2(g)}} \rightarrow \overset{(+2)\ (-2)}{2MgO_{(s)}} + \text{energia}$$

riduzione: il n.o. diminuisce

Il **numero di ossidazione** (n.o.) di un elemento in una certa sostanza è la carica formale che si ottiene assegnando, per convenzione, gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo. In pratica, ai fini della determinazione del n.o. si assume che tutti i legami siano ionici.

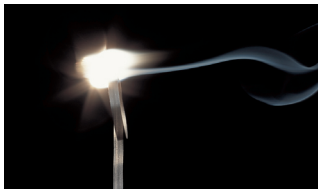
Per assegnare il n.o. agli atomi si possono applicare le seguenti regole.

1) Allo stato elementare tutti gli atomi hanno n.o = 0.
2) La somma algebrica dei n.o. degli atomi presenti in un composto deve essere zero nelle molecole neutre e uguale alla carica nel caso di uno ione poliatomico.
3) Il n.o. di uno ione monoatomico è uguale alla carica.
4) In un legame covalente si attribuiscono formalmente i due elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.

Attribuzione dei doppietti	Numeri di ossidazione
H(— O —)H	$\overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}$
	HNO_3

5) L'idrogeno ha sempre n.o. +1, tranne che negli idruri metallici (−1).
6) L'ossigeno ha sempre n.o. −2, tranne che nei perossidi (−1) e in OF_2 (+2).

Le **reazioni di ossido-riduzione** (redox) sono fondamentali da un punto di vista energetico: l'energia ottenuta dai cibi e la combustione ne sono esempi.



In queste reazioni almeno un elemento presente in una sostanza elementare o composta si ossida, e almeno lo stesso o un altro elemento presente nella stessa o in un'altra sostanza elementare o composta si riduce.
In alcuni casi, (per esempio la riduzione di MnO_4^-), il prodotto della trasformazione dipende dal pH.

La **dismutazione** è una reazione redox in cui una stessa specie chimica in parte si ossida e in parte si riduce.

Per bilanciare una redox si possono utilizzare due metodi diversi.

Il metodo della variazione del numero di ossidazione: conviene quando si conoscono già i numeri di ossidazione degli atomi coinvolti.

Il metodo ionico-elettronico: conviene quando le reazioni avvengono in soluzione acquosa (anche in ambiente acido o basico) e sono scritte in forma ionica netta.

1 **equivalente** (eq) di agente ossidante è la quantità di sostanza che acquista 1 mol di elettroni; 1 eq di agente riducente è la quantità di sostanza che cede 1 mol di elettroni.

Amb.	Semireaz.	Relazione mole-equivalente	Massa equivalente (g)
acido	$MnO_4^- + 5e^- \rightarrow Mn^{2+}$	1 mol ↔ 5 eq	$M/5 = 23{,}8$
neutro	$MnO_4^- + 3e^- \rightarrow MnO_2$	1 mol ↔ 3 eq	$M/3 = 39{,}6$