

ZANICHELLI

James E. Brady
Neil D. Jespersen
Alison Hyslop
Maria Cristina Pignocchino

Chimica.blu

seconda edizione

ZANICHELLI

Capitolo 17

Le reazioni di ossidoriduzione

ZANICHELLI

Sommario

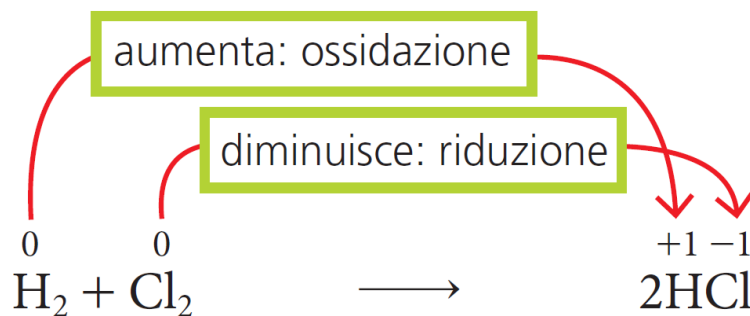
1. Il trasferimento degli elettroni
2. Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni
3. Le redox tra metalli e acidi
4. Le redox tra metalli

Il trasferimento degli elettroni

Reazioni di ossidoriduzione (redox): reazioni in cui variano i numeri di ossidazione di alcuni elementi.

Ossidazione → perdita di elettroni da parte di una sostanza (*reagente riducente*), che aumenta il proprio numero di ossidazione.

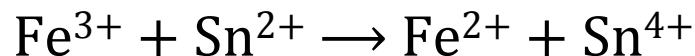
Riduzione → guadagno di elettroni da parte di una sostanza (*reagente ossidante*), che riduce il proprio numero di ossidazione.



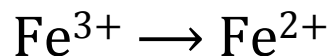
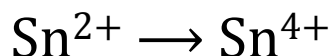
Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni

Con il **metodo delle semireazioni**, i processi di ossidazione e riduzione sono divisi in due equazioni, dette **semireazioni**.

Equazione ionica netta:

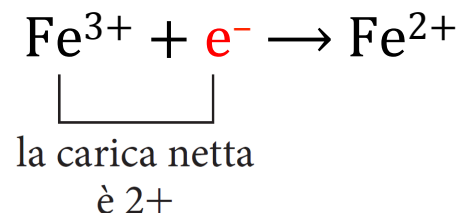
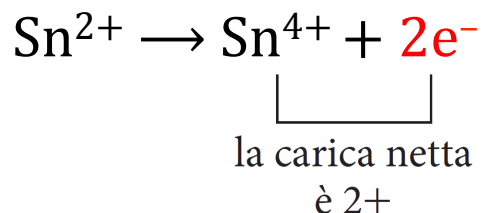


Semireazioni:



Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni

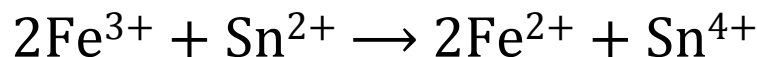
1. Si bilanciano le cariche separatamente;



2. Si eguagliano elettroni acquisiti e ceduti;



3. Combinandole si ottiene l'equazione ionica netta bilanciata.



Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni

In molte reazioni redox condotte in soluzione acquosa, H^+ , OH^- e H_2O sono implicati nella reazione come reagenti.

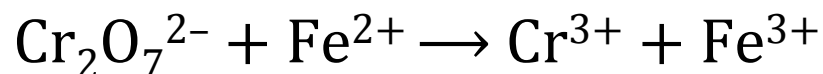
In molti casi, i prodotti (o addirittura i reagenti) di una reazione redox sono diversi a seconda dell'acidità dell'ambiente.

Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni

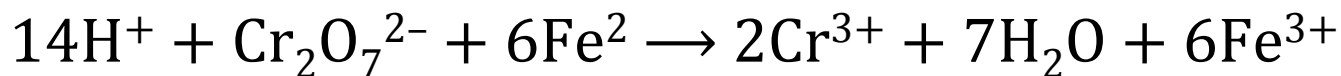
Bilanciare una redox in ambiente acido

1. Dividere l'equazione in due semireazioni.
2. Bilanciare gli atomi diversi da H e O.
3. Bilanciare O aggiungendo H_2O .
4. Bilanciare H aggiungendo H^+ .
5. Bilanciare la carica complessiva aggiungendo e^- .
6. Eguagliare gli elettroni acquisiti e ceduti, poi sommare le semireazioni.
7. Cancellare qualsiasi specie che sia uguale da entrambe le parti.

Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni



- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow \text{Cr}^{3+}$ $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+}$ $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$
- $14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+}$
- $6\text{e}^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}^{2+} \longrightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$
- $6\text{e}^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$ $6\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 6\text{Fe}^{3+} + 6\text{e}^-$
- $6\text{e}^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} \longrightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 6\text{Fe}^{3+} + 6\text{e}^-$



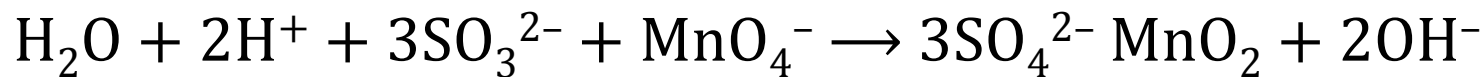
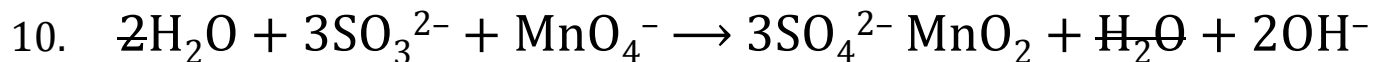
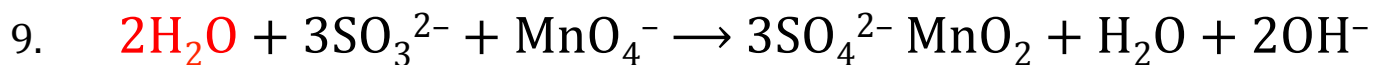
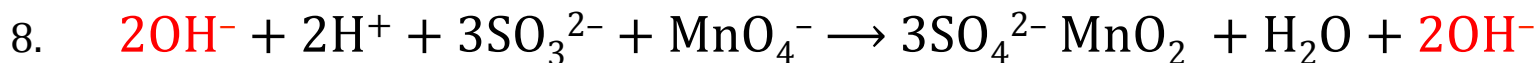
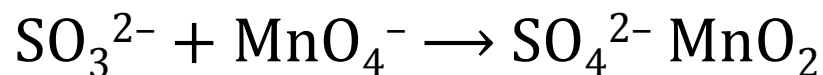
Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni

Bilanciare una redox in ambiente basico

Inizialmente si considerarla come se avvenisse in ambiente acido (passaggi 1-7).

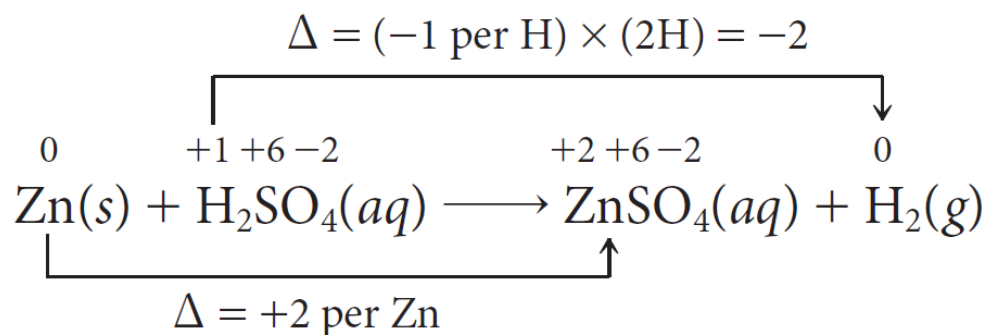
8. Aggiungere a *entrambi* i lati dell'equazione un numero di OH^- pari al numero degli H^+ presenti.
9. Trasformare H^+ e OH^- in H_2O .
10. Eliminare H_2O per quanto è possibile.

Il bilanciamento delle redox con il metodo delle semireazioni



Le redox tra metalli e acidi

Nelle reazioni di un **acido con un metallo**, il metallo si ossida e l'acido si riduce.

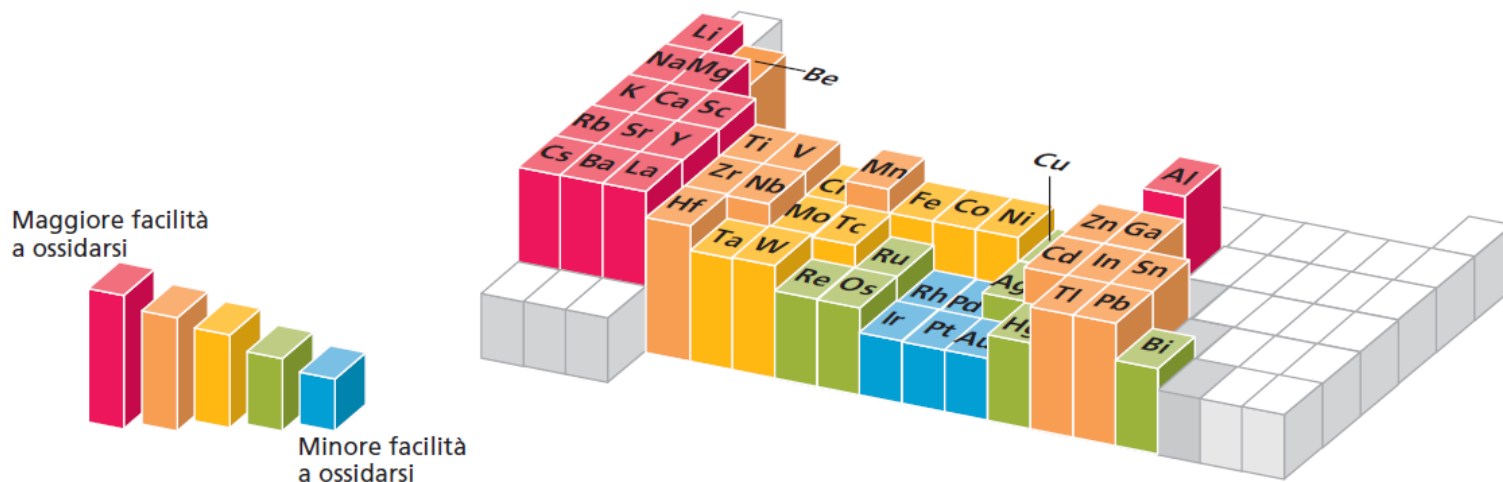


- Zn \rightarrow n. ox. da 0 a +2 \rightarrow si ossida \rightarrow agente riducente;
- H \rightarrow n. ox. da +1 a 0 \rightarrow si riduce \rightarrow agente ossidante.

Le redox tra metalli e acidi

La redox dipende:

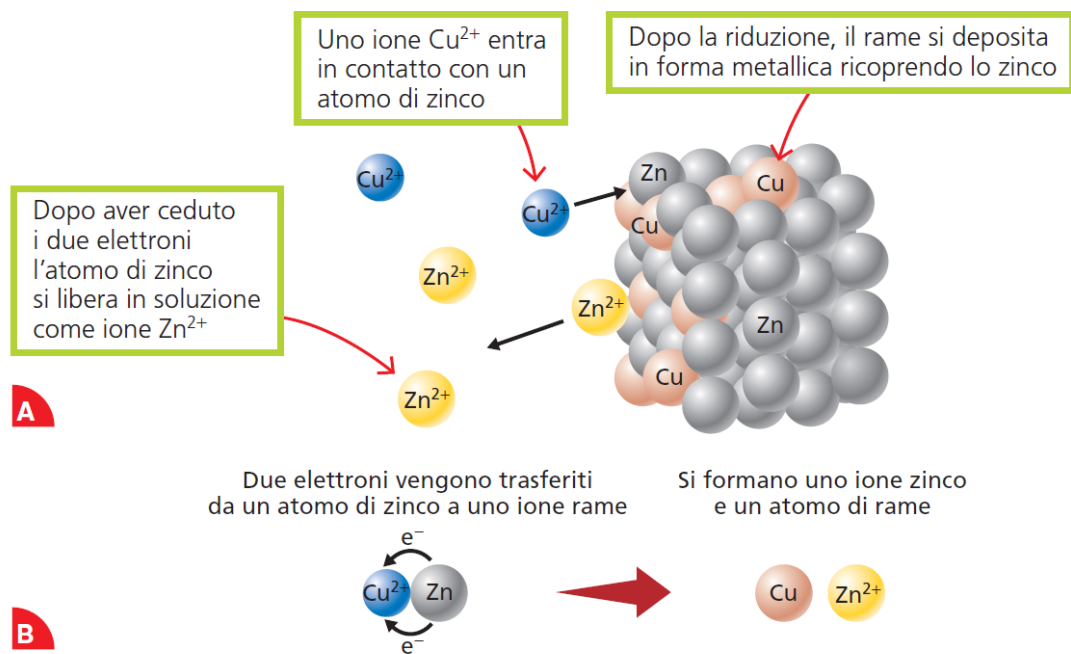
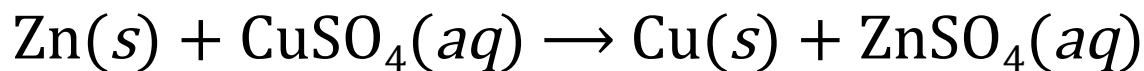
- dal tipo di metallo → in base alla posizione nella tavola;



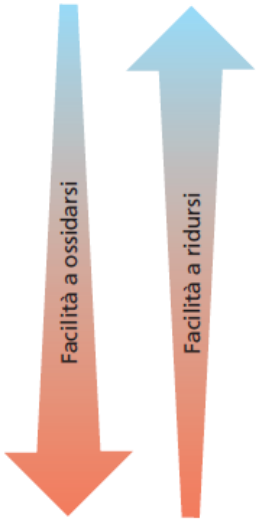
- dal tipo di acido → gli anioni di alcuni acidi, detti **acidi ossidanti**, sono ossidanti più forti di H^+ , e quindi in grado di attaccare metalli meno riducenti.

Le redox tra metalli

Nelle reazioni di un **metallo con un altro metallo**, un metallo viene spostato dai propri composti da un altro elemento più «facilmente ossidabile».



Le redox tra metalli

	Elemento	Prodotto di ossidazione
 <p>Meno attivo</p> <p>Più attivo</p>	oro	Au ³⁺
	mercurio	Hg ²⁺
	argento	Ag ⁺
	rame	Cu ²⁺
	idrogeno	H ⁺
	piombo	Pb ²⁺
	stagno	Sn ²⁺
	cobalto	Co ²⁺
	cadmio	Cd ²⁺
	ferro	Fe ²⁺
	cromo	Cr ³⁺
	zinco	Zn ²⁺
	manganese	Mn ²⁺
	alluminio	Al ³⁺
	magnesio	Mg ²⁺
	sodio	Na ⁺
	calcio	Ca ²⁺
	stronzio	Sr ²⁺
	bario	Ba ²⁺
	potassio	K ⁺
rubidio	Rb ⁺	
cesio	Cs ⁺	

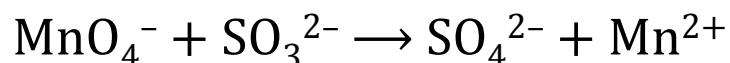
I metalli possono essere disposti secondo un ordine crescente di tendenza a ossidarsi, nella cosiddetta **serie di attività**.

LA CHIMICA CON METODO

- ▶ **Come si individuano ossidante e riducente nelle redox?**
Individua la sostanza che si ossida e quella che si riduce nella reazione:



- ▶ **Metodo delle semireazioni.**
Bilancia l'equazione della reazione di seguito (in soluzione acquosa acida) utilizzando il metodo delle semireazioni:



- ▶ **Come si usa la serie di attività per prevedere le reazioni?**
Che cosa accade se un chiodo di ferro viene immerso in una soluzione contenente solfato di rame? Se la reazione si verifica, scrivi la relativa equazione chimica.



La chimica in Agenda

Il piombo è un metallo che resiste alla corrosione, è malleabile e utilizzabile per saldare elementi di metalli diversi, diventando il materiale perfetto per costruire gli impianti idraulici. Purtroppo, i suoi ioni tendono ad accumularsi nell'organismo e possono causare gravi disturbi. Dal 1960, nuove normative e nuovi materiali sono stati messi in gioco per ridurre l'utilizzo del piombo nelle reti di distribuzione dell'acqua destinata al consumo umano.

Oggi, l'uso di piombo negli impianti idrici è disciplinato per limitare i rischi di contaminazione delle acque.

In Italia il problema dell'inquinamento da piombo è limitato a quartieri storici dove non siano stati fatti interventi di ammodernamento.

Tuttavia, nel mondo è stato responsabile di oltre un milione di morti e numerosissimi casi di invalidità.