

**ZANICHELLI**

Valitutti, Falasca, Tifi, Gentile

# Chimica

## concetti e modelli.blu

**ZANICHELLI**

# Capitolo 23

# Le reazioni di ossido-riduzione

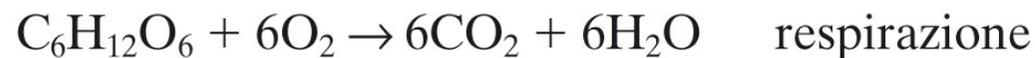
**ZANICHELLI**

# Sommario

1. L'importanza delle reazioni di ossido-riduzione
2. Ossidazione e riduzione: che cosa sono e come si riconoscono
3. Reazioni redox molto particolari
4. Come si bilanciano le reazioni redox
5. Equivalenti e normalità nelle reazioni redox

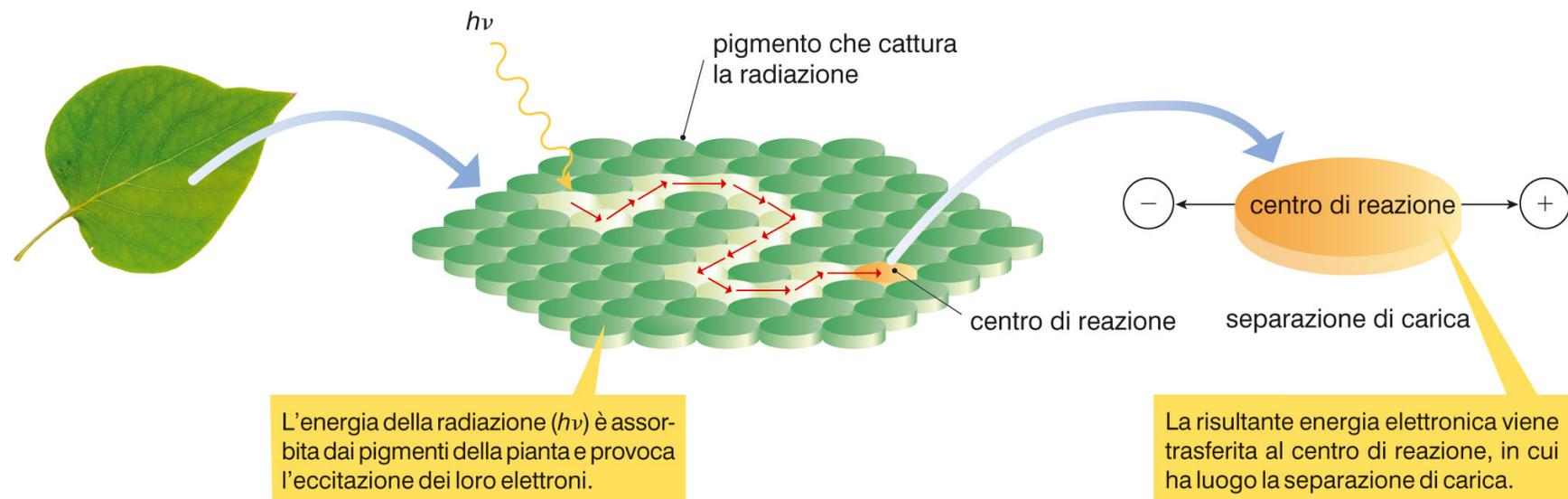
# L'importanza delle reazioni di ossido-riduzione (I)

Gli organismi viventi possono immagazzinare o consumare energia attraverso, rispettivamente, la fotosintesi e la respirazione cellulare secondo le reazioni:



# L'importanza delle reazioni di ossido-riduzione (II)

L'energia in gioco in queste due reazioni dipende dall'attrazione che l'ossigeno esercita sugli elettroni di legame.



# L'importanza delle reazioni di ossido-riduzione (III)

Tutte le reazioni in cui gli elettroni di legame si avvicinano all'atomo più elettronegativo dei due, allontanandosi dall'altro, si definiscono **reazioni di ossido-riduzione** o *redox*.

# L'importanza delle reazioni di ossido-riduzione (IV)

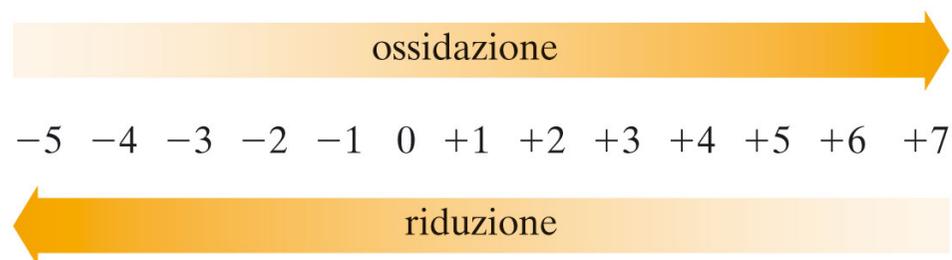
Il **numero di ossidazione** (*n.o.*) è la carica formale (cioè convenzionale) che viene attribuita a un atomo all'interno di una molecola o di uno ione poliatomico, assegnando gli elettroni di legame all'atomo più elettronegativo.

| Molecola                       | Attribuzione dei doppietti  | Ioni formali                                 | Numeri di ossidazione   |
|--------------------------------|---|--|---|
| HCl                            | $\text{H}(\text{---}\overline{\text{Cl}})$  | $\text{H}^+, \text{Cl}^-$                    | $\overset{+1}{\text{H}} \overset{-1}{\text{Cl}}$  |
| H <sub>2</sub> O               | $\text{H}(\text{---}\overline{\text{O}}\text{---})\text{H}$   | $\text{H}^+, \text{O}^{2-}, \text{H}^+$      | $\overset{+1}{\text{H}} \overset{-2}{\text{O}} \overset{+1}{\text{H}}$                        |
| H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>  | $\text{H}(\text{---}\overline{\text{O}})(\text{---}\overline{\text{O}}\text{---})\text{H}$          | $2\text{H}^+, 2\text{O}^-$                   | $\overset{+1}{\text{H}} \overset{-1}{\text{O}} \overset{-1}{\text{O}} \overset{+1}{\text{H}}$ |
| SF <sub>6</sub>                |   | $\text{S}^{6+}, 6\text{F}^-$                 | $\overset{+6}{\text{S}} \overset{-1}{\text{F}_6}$   |
| HNO <sub>2</sub>               | $\text{H}(\text{---}\overline{\text{O}}\text{---})\overline{\text{N}}(\text{=}\overline{\text{O}})$ | $\text{H}^+, \text{N}^{3+}, 2\text{O}^{2-}$  | $\overset{+1}{\text{H}} \overset{+3}{\text{N}} \overset{-2}{\text{O}_2}$                      |
| K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> |   | $2\text{K}^+, \text{S}^{6+}, 4\text{O}^{2-}$ | $\overset{+1}{\text{K}_2} \overset{+6}{\text{S}} \overset{-2}{\text{O}_4}$                    |

# Ossidazione e riduzione: che cosa sono e come si riconoscono (I)

L'**ossidazione** provoca un aumento del numero di ossidazione di una specie.

La **riduzione** provoca la diminuzione del numero di ossidazione di una specie.



# Ossidazione e riduzione: che cosa sono e come si riconoscono (II)

La specie che si ossida è un **agente riducente**, perché ossidandosi induce la riduzione dell'altra specie.

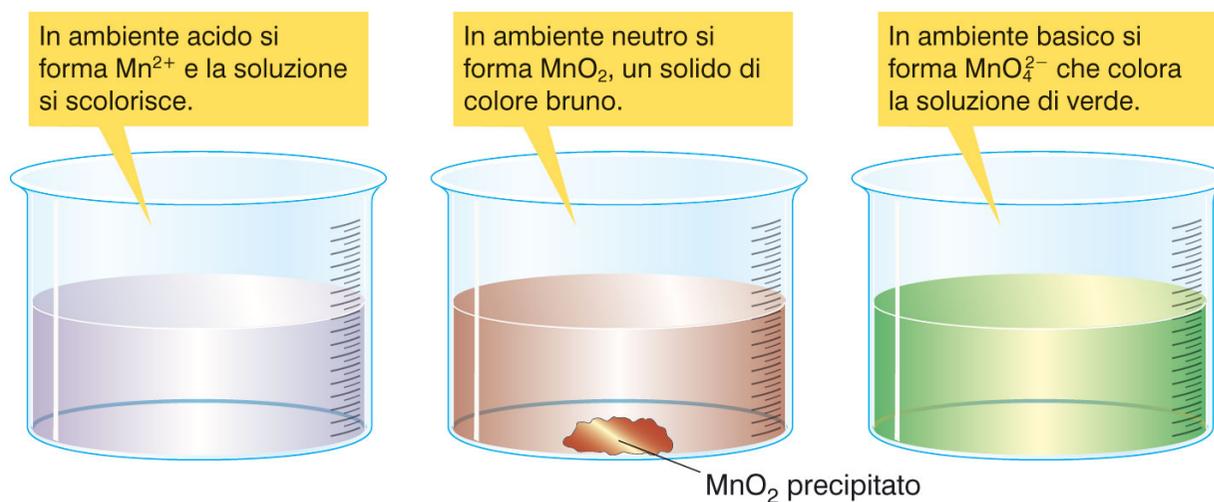
La specie che si riduce è un **agente ossidante**, perché riducendosi induce l'ossidazione dell'altra specie.

# Ossidazione e riduzione: che cosa sono e come si riconoscono (III)

| Reazioni redox: $2\text{Mg}_{(s)}^{(0)} + \text{O}_{2(g)}^{(0)} \rightarrow 2\text{MgO}_{(s)}^{(+2)(-2)}$ |  |  |
|---|--|--|
| Elemento  | $\text{Mg}^{(0)}$                                    | $\text{O}_2^{(0)}$                                   |
| Che cosa fa?  | ... si ossida a $\text{Mg}^{(+2)}$                   | ... si riduce a $\text{O}^{(-2)}$                    |
|   | ... riduce $\text{O}_2$                              | ... ossida Mg  |
| Che cosa rappresenta?   | ... l'agente riducente                               | ... l'agente ossidante                               |
|   | ... la forma ridotta coniugata di $\text{Mg}^{(+2)}$ | ... la forma ossidata coniugata di $\text{O}^{(-2)}$ |
| Come varia il suo n.o.?   | aumenta  | diminuisce   |

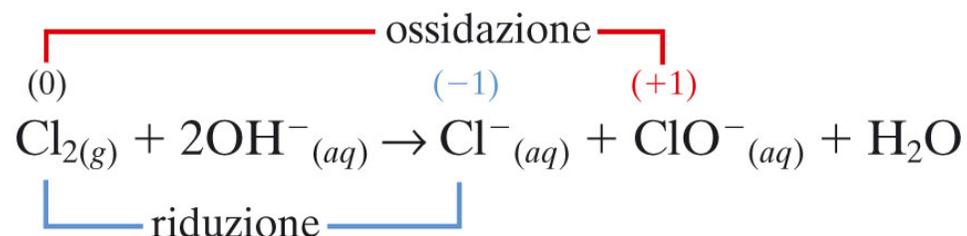
# Reazioni redox molto particolari (I)

Alcune reazioni redox avvengono solo in determinati ambienti e sono **regolate dal pH**.



# Reazioni redox molto particolari (II)

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



# Come si bilanciano le reazioni redox (I)

A seconda che la redox presa in esame venga o meno influenzata dalle variazioni di pH, si possono utilizzare due metodiche di bilanciamento per la reazione:

- metodo della variazione del numero di ossidazione;
- metodo ionico-elettronico.

# Come si bilanciano le reazioni redox (II)

Seguendo il **metodo della variazione del n.o.**,  
i passaggi sono i seguenti:

1. Riconoscimento della specie che si ossida e di quella che si riduce.
2. Si scrivono le semireazioni per ciascuna specie, bilanciando, se necessario le masse.

# Come si bilanciano le reazioni redox (III)

3. Si calcola il m.c.m delle variazioni di n.o., riportando i coefficienti davanti ai rispettivi elementi.
4. Si riportano i coefficienti così determinati nella reazione completa, davanti alle formule dell'ossidante e del riducente.
5. Si opera il normale bilanciamento della reazione, bilanciando per ultimi idrogeno e ossigeno.

# Come si bilanciano le reazioni redox (IV)

Seguendo il **metodo ionico-elettronico**, invece:

1. Si individuano la specie che si ossida e la specie che si riduce.
2. Si scrivono le semireazioni.
3. Si bilanciano le masse tenendo conto che in ambiente acido (basico) gli atomi di ossigeno si bilanciano con molecole di  $\text{H}_2\text{O}$  ( $\text{OH}^-$ ) e gli atomi di idrogeno con gli ioni  $\text{H}^+$  (molecole di  $\text{H}_2\text{O}$ ).

# Come si bilanciano le reazioni redox (V)

4. Si bilanciano le cariche elettriche delle semireazioni, aggiungendo o togliendo elettroni a seconda che le specie si riducano o si ossidino.
5. Si sommano membro a membro le specie delle semireazioni.

# Come si bilanciano le reazioni redox (VI)

Bilancia la reazione  $\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$



**ZANICHELLI**

# Equivalenti e normalità nelle reazioni redox (I)

Un **equivalente di agente ossidante** è la quantità di sostanza che acquista una mole di elettroni.

Un **equivalente di agente riducente** è la quantità di sostanza che cede una mole di elettroni.

In qualsiasi reazione redox, un equivalente di ossidante reagisce sempre con un equivalente di riducente.

# Equivalenti e normalità nelle reazioni redox (II)

In una reazione redox, la **massa equivalente** di ossidante o di riducente è pari al rapporto fra la sua massa molare e il numero di elettroni scambiati.

$$m_{\text{eq}} = \frac{M}{\text{n}^\circ \text{ elettroni scambiati}}$$

# Equivalenti e normalità nelle reazioni redox (III)

Per gli ossidanti e per i riducenti la normalità  $N$  corrisponde alla molarità moltiplicata per il numero di elettroni scambiati

$$N = n_e \cdot M$$

| Ambiente | Semireazione                                       | Relazione mole-equivalente   | $M$ (g/mol) | Massa equivalente (g) | Relazione tra $N$ e $M$ |
|----------|--|------------------------------|-------------|-----------------------|-------------------------|
| acido    | $\text{MnO}_4^- + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ | 1 mol $\leftrightarrow$ 5 eq | 118,9       | $M/5 = 23,8$          | $N = 5M$                |
| neutro   | $\text{MnO}_4^- + 3e^- \rightarrow \text{MnO}_2$   | 1 mol $\leftrightarrow$ 3 eq | 118,9       | $M/3 = 39,6$          | $N = 3M$                |
| acido    | $\text{NO}_3^- + 3e^- \rightarrow \text{NO}$       | 1 mol $\leftrightarrow$ 3 eq | 62,0        | $M/3 = 20,7$          | $N = 3M$                |
| neutro   | $\text{NO}_3^- + 1e^- \rightarrow \text{NO}_2$     | 1 mol $\leftrightarrow$ 1 eq | 62,0        | $M/1 = 62,0$          | $N = M$                 |