REAZIONI DI OSSIDO-RIDUZIONE

DEFINIZIONE

Reazioni in cui avviene uno scambio di elettroni tra due specie chimiche.

OSSIDAZIONE

Perdita di uno o più elettroni.

Aumento del numero di ossidazione.

Perdita e^-

La specie si ossida ed è **l'AGENTE RIDUCENTE** (riduce l'altra specie).

OSSIDAZIONE E RIDUZIONE AVVENGONO SEMPRE INSIEME

Gli elettroni ceduti sono sempre uguali a quelli acquistati.

RIDUZIONE

Acquisto di uno o più elettroni.

Diminuzione del numero di ossidazione.

Acquisto e^-

La specie si riduce ed è **l'AGENTE OSSIDANTE** (ossida l'altra specie).

SEMI-REAZIONI

Una reazione redox si scompone in:

- semi-reazione di ossidazione
- semi-reazione di riduzione

La reazione complessiva è la loro somma.

ESEMPIO: Na e Cl_2

Ossidazione (Na):

$2\,Na \rightarrow 2\,Na^+ + 2\,e^-$

Riduzione (Cl_2):

$Cl_2 + 2\,e^- \rightarrow 2\,Cl^-$

Reazione complessiva:

$2\,Na + Cl_2 \rightarrow 2\,NaCl$

COME RICONOSCERE UNA REAZIONE REDOX

Una reazione è redox se almeno un elemento cambia numero di ossidazione tra reagenti e prodotti.

ESEMPIO: combustione del metano

$CH_4 + 2\,O_2 \rightarrow CO_2 + 2\,H_2O$

C: da −4 a +4 → ossidazione

O: da 0 a −2 → riduzione

NUMERO DI OSSIDAZIONE (N.O.)

Assegnato agli atomi secondo regole precise.

- Elemento libero: N.O. = 0
- Ione monoatomico: N.O. = carica dell'ione
- Somma dei N.O. in una molecola neutra = 0
- Somma dei N.O. in uno ione poliatomico = carica dello ione
- H: +1 (con non metalli), −1 (negli idruri metallici)
- O: −2 (nei perossidi −1, in OF_2 +2)
- F: −1 (sempre)
- Metalli alcalini: +1; alcalino-terrosi: +2
- Alluminio: +3

TIPI DI REAZIONI REDOX

SINTESI (COMBINAZIONE)

Due o più sostanze si combinano formando un unico prodotto.

Esempio:

$2\,Mg + O_2 \rightarrow 2\,MgO$

DECOMPOSIZIONE

Un composto si rompe in sostanze più semplici.

Esempio:

$2\,H_2O_2 \rightarrow 2\,H_2O + O_2$

SCAMBIO (SOSTITUZIONE)

Un elemento sposta un altro da un composto.

Esempio:

$Zn + Cu^{2+} \rightarrow Zn^{2+} + Cu$

DISMUTAZIONE (AUTOREDAZIONE)

La stessa specie si ossida e si riduce.

Esempio:

$2\,H_2O_2 \rightarrow 2\,H_2O + O_2$

COMPLESSAZIONE REDOX

Variazione del numero di ossidazione all'interno di complessi.

Esempio:

$[Fe(H_2O)_6]^{2+} \rightarrow [Fe(H_2O)_6]^{2+} + e^-$

OSSIDAZIONE E RIDUZIONE NEI SISTEMI BIOLOGICI

OSSIDAZIONE

Nei sistemi biologici può avvenire tramite:

- perdita di elettroni
- perdita di idrogeno (deidrogenazione)
- acquisto di ossigeno

Deidrogenazione

$R{-}CH_2{-}OH \xrightarrow{-\,H_2} R{-}C{=}O$

(alcol) (ossidazione) (chetone/aldeide)

Le reazioni redox nei processi metabolici permettono il rilascio e la conservazione dell'energia.

RIDUZIONE

Nei sistemi biologici può avvenire tramite:

- acquisto di elettroni
- acquisto di idrogeno (idrogenazione)
- perdita di ossigeno

Idrogenazione

$R{-}C{=}O \xrightarrow{+\,H_2} R{-}CH_2{-}OH$

(chetone/aldeide) (riduzione) (alcol)

COENZIMI REDOX IMPORTANTI

NAD^+ / NADH + H^+

NAD^+ accetta 2 e^- e 1 H^+ → NADH + H^+ (si riduce)

NADH + H^+ cede 2 e^- → NAD^+ (si ossida)

FAD / $FADH_2$

FAD accetta 2 e^- e 2 H^+ → $FADH_2$ (si riduce)

$FADH_2$ cede 2 e^- → FAD (si ossida)

Ruolo nella catena respiratoria

Trasporto di elettroni e protoni → generazione di gradienti e sintesi di ATP.

IMPORTANZA BIOLOGICA

Produzione di energia

Ossidazione di carboidrati, lipidi e proteine → ATP, calore e lavoro cellulare.

ATP

Trasporto degli elettroni

Catena respiratoria nei mitocondri e nei cloroplasti.

Metalli di transizione

Fe, Cu, Mn, Zn agiscono come centri redox in enzimi e proteine.

Fe Cu Mn Zn

Funzioni fisiologiche

Emoglobina (Fe^{2+}), mioglobina, citocromi, enzimi ossidoreduttasi.

Ruolo nella segnalazione e detossificazione

Specie reattive dell'ossigeno, antiossidanti (glutatione, SOD, catalasi).

$\cdot O_2^-$ H_2O_2 $\cdot OH$