

Redoxreaktionen

Redoxreaktionen = Elektronenübertragungen, untergliedert in
Reduktion = Elektronenaufnahme und **Oxidation** = Elektronenabgabe

Reduktionsmittel = Elektronendonator
Oxidationsmittel = Elektronenakzeptor

Das Reduktionsmittel gibt dabei Elektronen ab und vermindert (reduziert) die Oxidationszahl des Oxidationsmittels, während das Oxidationsmittel die Elektronen aufnimmt und somit seinen Reaktionspartner oxidiert (die Oxidationszahl wird erhöht). Die beiden Reaktionen laufen **immer** gemeinsam ab.

Oxidationszahl

Die Oxidationszahl ist eine gedanklich konstruierte Größe, mit deren Hilfe sich Elektronenübergänge für alle Redoxreaktionen erfassen lassen.

Sie ist eine Zahl mit positivem oder negativem Vorzeichen und gibt die Ladung an, die das Atom haben würde, wenn man sich ein Molekül aus Ionen aufgebaut denkt.

Sie wird als **römische Ziffer** über das Elementsymbol geschrieben, das Ladungszeichen steht **vor** der Ziffer.

Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahl (OZ)

- Atome in Elementen, auch in molekularer Form, haben stets die OZ 0

Die Bindungselektronenpaare von Atombindungen werden stets dem Partner mit der höheren Elektronegativität zugeordnet. So ergibt sich für

- **Sauerstoff (O)** immer die OZ - II, Ausnahme Peroxide wie H_2O_2 und Verbindungen mit Fluor OZ - I
- **Wasserstoff (H)** immer OZ + I, Ausnahme Hydride wie NaH OZ - I
- Metalle erhalten stets positive OZ
- Die Summe der OZ in einer Verbindung muss 0 ergeben.
- Bei einatomigen Ionen ist die OZ gleich der Ionenladung.
- Bei Molekülionen ist die Summe der OZ gleich der Ionenladung.

Beispiele:

