

Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen

Die Oxidationszahlen sind formale **Hilfsgrößen** zur Formulierung von Redoxvorgängen. Sie sind nichts anderes als ein Hilfsmittel zur „Buchführung“ der Elektronen bei komplizierteren Redoxreaktionen (v.a. zwischen Molekülen und Molekülonen mit Atombindungen).

Definition: Die Oxidationszahl (OZ) ist definiert als die hypothetische Ladung, die jedes an einer Verbindung beteiligte Atome hätte, wenn diese Verbindung nur aus Atomionen aufgebaut wäre.

Die OZ wird in Formeln über das entsprechende Elementsymbol gesetzt. Die Elektronen einer polaren Atombindung werden dabei ganz dem elektronegativeren Partner zugeordnet.

→ - bzw. + Vorzeichen vor der OZ.

Regeln:

1. **Atome im elementaren Zustand** bzw. **gleichatomige Molekülen** erhalten die **OZ = 0**.

z.B.

2. Bei **Atomionen** (und **Molekülonen** bzw. **Komplexionen**) entspricht die (Summe der) Oxidationszahl(en) der Ladung.
3. Aufgrund der Elektronegativitätswerte der Atome ergeben sich für die Festlegung der **Oxidationszahlen in Verbindungen** einige einfache Regeln, die in der nachfolgend angeführten Reihenfolge anzuwenden sind.

a) **Metalle** stets **positive OZ** (Bei Elementen der Hauptgruppen I-III entspricht die OZ der Ionenwertigkeit).

b) **Fluor** hat als elektronegativstes Element stets die **OZ = -1**.

c) **Wasserstoff** hat die **OZ = +1**. (**Ausnahme:** in Verbindung mit Metallen:
z.B. LiH; CaH₂. **Hydride: OZ = -1**)

d) **Sauerstoff** hat die **OZ = -2**. (**Ausnahme: OF₂: OZ = + 2; H₂O₂: OZ = -1**)

e) **Halogene** haben die **OZ = - 1**. (**Ausnahme: in Verbindungen mit Fluor OZ = +1**)

Übungsbeispiele:

NH₃; Au; H₃PO₄; NaOH; C₆H₁₂O₆; K₂Cr₂O₇; MnO₄⁻; Br₂; KClO₃; Fe;

Mn(OH)₂; MgH₂; Na₂B₄O₇; Cu²⁺; N³⁻; NH₄Cl; H₂C₂O₄; N₂O; OF₂;

[Cu(NH₃)₄]²⁺; [Ag(NH₃)₂]Cl; Mg₃N₂; V₂O₅; HSO₃⁻; AlF₃; H₂S;

HCOOH; CO₃²⁻; CCl₄; Cl₂; MnO₂; [Fe(H₂O)₆]³⁺; HNO₂; CH₃OH;

HSO₄⁻; CrO₄²⁻; K₂MnO₄; K₂S₂O₇; H₃NO₄; P₄O₆; NaClO₄; H₂O₂;