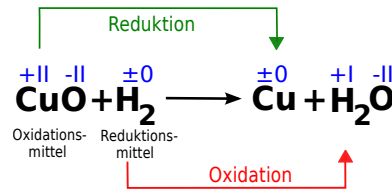


Warum Oxidationszahlen ermitteln?

Die **Oxidationszahl (OZ)** gibt die Zahl der Elektronen an, die ein einzelnes neutrales Atom beim Eingehen von chemischen Bindungen aufgenommen bzw. abgegeben hat. Verändert sich die Oxidationszahlen während einer Reaktion, so handelt es sich um eine **Redoxreaktion**, also eine Elektronenübertragungsreaktion.

- **Oxidation (Elektronenabgabe):** Die Oxidationszahl nimmt zu (Beispiele: 0 → + III oder - II → +V)



- **Reduktion (Elektronenaufnahme):**

Oxidationszahl nimmt an (Beispiele: 0 → -II oder + IV → +II)

Oxidationszahlen! (Quelle: wikibooks.org., Sundance Raphael)

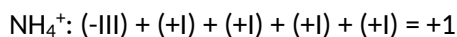
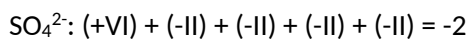
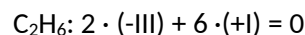
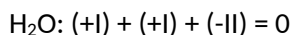
Oxidationszahlen helfen also zu erkennen, ob eine Redoxreaktion vorliegt. Sie nutzen auch beim Einrichten der Reaktionsgleichung, denn die Anzahl der abgegeben und aufgenommenen Elektronen muss gleich sein.

Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahl eines Elements

Zur Ermittlung der Oxidationszahlen gelten folgende Regeln nach absteigendem Rang: Rangniedere Regeln können zur Erfüllung höherrangiger Regeln gebrochen werden. Die Regeln sind deshalb von oben nach unten anzuwenden.

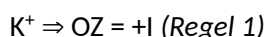
Tipp: Ist bekannt, dass es sich bei einer Verbindung um ein Salz handelt, so ist es einfacher die Oxidationszahlen für die einzelnen Teilchen getrennt ermittelt werden. Beispiele: NaCl = Na⁺ und Cl⁻ oder K₂SO₄ = K⁺ und SO₄²⁻

- **Regel 1.** Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome (Z) entspricht immer der Teilchenladung. Bei neutralen Verbindungen ergibt die Summe der Oxidationszahlen aller Atome also immer Z = 0. Beispiele:



- **Regel 2.** Das Fluor hat in Verbindungen die Oxidationszahl - I.
- **Regel 3.** Metalle haben positive Oxidationszahlen. Bei Metallen der 1., 2. und 3. Hauptgruppe entspricht sie der Hauptgruppennummer.
- **Regel 4.** Wasserstoff hat in Verbindungen die Oxidationszahl: + I.
- **Regel 5.** Sauerstoff hat in Verbindungen die Oxidationszahl - II.
- **Regel 6.** Halogene haben in Verbindungen die Oxidationszahl - I.
- **Regel 7.** Bei Mehrdeutigkeit der oberen Regeln bekommt das elektronegativere Element die kleinstmögliche, das elektropositive die größtmögliche OZ. Sie ergeben sich aus der Stellung im PSE und der Oktettregel.

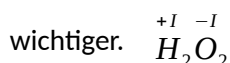
Beispiel 1: Kaliumnitrat (KNO₃): Trennung in Ionen: K⁺, NO₃⁻



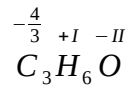
NO₃⁻ ⇒ O hat -II (Regel 5). Damit haben alle 3 O-Atome zusammen als Summe -VI. Da das Nitrat-Ion (NO₃⁻) einfach negativ geladen ist, muss die Summe aller OZ der Wert -1 ergeben (Regel 1). Da die drei O-

Atome zusammen -VI besitzen, muss dann das N-Atom +V haben, denn (-VI) + (V) = -1: $\begin{matrix} +I & +V & -II \\ \text{K} & \text{N} & \text{O}_3 \end{matrix}$

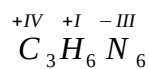
Beispiel 2: Wasserstoffperoxid (H₂O₂): Die erste Regel die hier relevant ist, ist Regel 4 ⇒ H hat die OZ = +I. Somit besitzen beide H-Atome zusammen als Summe +2. Damit die Verbindung neutral ist, müssen die beiden O-Atome zusammen als Summe den Wert -2 besitzen (Regel 1). Folglich hat jedes O-Atom die OZ = -I. Zwar widerspricht dies Regel 5, aber diese Regel hat die kleinere Priorität, d.h. die Erfüllung von Regel 4 ist



Beispiel 3: Aceton (C₃H₆O). Sauerstoff und die 6 Wasserstoffe besitzen in der Summe der Oxidationszahlen: 6 · (+I) + (-II) = + 4. Da die Verbindung neutral ist, müssen die 3 C-Atome zusammen die Oxidationsstufe (-IV) ergeben. Daraus folgt, dass jedes C-Atom im Mittel die OZ -4/3 besitzt. Schlussfolgerung: Ermittelt man anhand von Summenformeln die Oxidationszahlen, so können sich auch gebrochene Werte ergeben! Diese gebrochenen Werte entsprechen der mittleren OZ des Elements. Hinweis: Beim Aceton (C₃H₆O): zwei C-Atome: (-III). ein C-Atom: (+II). Im Mittel also -4/3



Beispiel 4: Melamin C₃H₆N₆: Nach Regel 4 bekommt H die OZ + I. Der Molekülbestandteil C₃N₆ muss deshalb zusammen die Ladung -6 besitzen, damit Regel 1 erfüllt ist, denn die 6 H-Atome besitzen zusammen die Ladung +6. Nach Regel 7 ist das N-Atom elektronegativer als C und bekommt die kleinstmögliche Oxidationszahl: -III. Das Element C bekommt größtmögliche Oxidationszahl + IV.



1.1 Üben Sie die Regeln, indem Sie in folgenden Verbindungen jedem Element anhand der Summenformeln eine OZ zuordnen: AlF₃, CaH₂, C₂H₄, CCl₄, HCHO, CO₃²⁻, HClO, H₂S, HSO₃⁻, NH₃, H₃PO₄, C₃H₈, K₂O, KO₂, K₂O₂, Ethanol (C₂H₆O), Harnstoff (CH₄N₂O).

1.2 Welche der folgenden Reaktionen ist eine Redoxreaktion, welche eine Protolyse (Säure-Base-Reaktion)?

Vervollständigen sie ggf. die Reaktionsgleichung. Kennzeichnen Sie *Reduktion* und *Oxidation*, *Reduktionsmittel* und *Oxidationsmittel* oder *Säure* und *Base*.

- a) Wasserstoff verbrennt in Chlor zu Chlorwasserstoff (HCl)
- b) Chlorwasserstoff wird in Wasser eingeleitet.
- c) Wasserstoff explodiert mit Sauerstoff in der Knallgasreaktion.
- d) Methan (CH₄) verbrennt in Sauerstoff zu Kohlenstoffdioxid und Wasser.
- e) Ammoniak (NH₃), das ist eine Base, wird in Wasser *eingeleitet*.
- f) Aus Natronlauge und Phosphorsäure lässt sich Natriumhydrogenphosphat (Na₂HPO₄) herstellen.
- g) Aluminium und Brom reagieren zu Aluminiumbromid.
- h) Bringt man Natrium in Wasser ein, so entsteht Natronlauge (NaOH_{aq}) und Wasserstoff.
- i) Träufelt man Salzsäure auf Calciumcarbonat (Kalk, CaCO₃), so entsteht primär Kohlensäure (H₂CO₃). Diese zerfällt jedoch sofort in Kohlenstoffdioxid und Wasser.
- j) (*) Gibt man Natriumhydrid (NaH) in Wasser, steigt Wasserstoff auf und Natronlauge entsteht.