

# Regeln für das Ermitteln von Oxidationszahlen in anorganischen Stoffen und Ionen

Oxidationszahlen sind Hilfsmittel zur Analyse von Redoxreaktionen. Die Oxidationszahl (oder Oxidationsstufe) ist die Ladung, die ein Atom in einem Teilchen besitzen würde, wenn dieses nur aus Atomionen bestünde. Dabei werden auch bei polaren Atombindungen dem elektronegativeren der beteiligten Elemente alle gemeinsamen Bindungselektronen zugeordnet.

Für anorganische Stoffe und Ionen können zur Bestimmung der Oxidationszahlen folgende Regeln genutzt werden:

## Allgemeingültige Regeln

Diese Regeln gelten immer!

- Atome in Elementsubstanzen bekommen immer die Oxidationszahl  $\pm 0$

Beispiele:  $\overset{\pm 0}{\text{Fe}}$ ;  $\overset{\pm 0}{\text{Mg}}$ ;  $\overset{\pm 0}{\text{Cl}}_2$ ;  $\overset{\pm 0}{\text{O}}_2$ ;  $\overset{\pm 0}{\text{N}}_2$

- Die Summe der Oxidationszahlen der Atome in einer Verbindung ist  $\pm 0$  bzw.:  
die Summe der Oxidationszahlen der Atome in einem Ion ist gleich der Gesamtladung des Ions

Beispiele:  $\overset{+1}{\text{Na}}_2\overset{-2}{\text{O}}$  [ $2 \cdot (+1) + 1 \cdot (-2) = 0$ ];  $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4$  [ $2 \cdot (+1) + 1 \cdot (+6) + 4 \cdot (-2) = 0$ ];

$\overset{+2}{\text{Mg}}^{2+}$ ;  $\overset{-2}{\text{S}}^{2-}$ ;  $\overset{-1}{\text{Cl}}^-$ ;  $\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4^{2-}$  [ $1 \cdot (+6) + 4 \cdot (-2) = \overset{-2}{\text{Ionenladung } 2^-}$ ];

$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_3^-$  [ $1 \cdot (+1) + 1 \cdot (+4) + 3 \cdot (-2) = \overset{-1}{\text{Ionenladung } 1^-}$ ]

## Hierarchische Regeln

Bei diesen Regeln kann eine Regel eine nachfolgende außer Kraft setzen, falls ansonsten eine allgemeingültige Regel nicht eingehalten werden könnte.

1. Metalle in Verbindungen haben immer eine positive Oxidationszahl. Diese entspricht bei Hauptgruppenmetallen (v. a. Li, Na, K, Mg, Ca, Al) der Hauptgruppennummer; bei Zinn und Blei ist neben +4 (HG-Nr.) auch +2 möglich; für Nebengruppenmetalle gibt es keine allgemeingültigen Regeln

Beispiele:  $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ ;  $\overset{+3}{\text{Al}}\overset{-1}{\text{Cl}}_3$ ;  $\overset{+2}{\text{Pb}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+4}{\text{Pb}}\overset{-2}{\text{O}}_2$

2. Wasserstoff in Verbindungen hat die Oxidationszahl +1

Beispiele:  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$ ;  $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_3$ ;  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}}$ ;  $\overset{-4}{\text{C}}\overset{+1}{\text{H}}_4$

Beispiele für Vorrang der 1. Regel (Metalle mit pos. OZ):  $\overset{+1}{\text{Li}}\overset{-1}{\text{H}}$ ;  $\overset{+2}{\text{Ca}}\overset{-1}{\text{H}}_2$

3. Sauerstoff in Verbindungen hat die Oxidationszahl -2

Beispiele:  $\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ ;  $\overset{+1}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+3}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+4}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+5}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$ ;  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4$

Beispiel für den Vorrang der 2. Regel (Wasserstoff +1):  $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{O}}_2$

Auf die eigentlich vorrangigste „0. Regel“ (Fluor in Verbindungen immer mit -1, da Fluor das elektronegativste Element ist) kann man in der Schulchemie verzichten, da sie nur bei den äußerst gefährlichen Sauerstofffluoriden ( $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ ;  $\overset{+1}{\text{O}}_2\overset{-1}{\text{F}}_2$  – Vorrang vor Regel 3: Sauerstoff bekommt eine positive OZ) benötigt wird.