



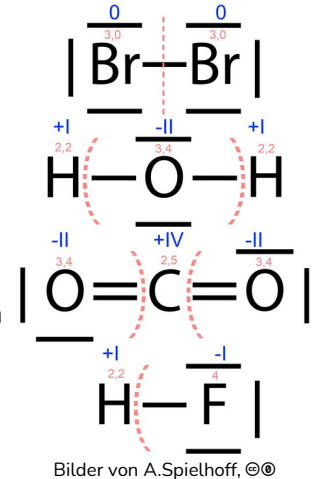
Oxidationszahlen sind eine Möglichkeit, die elektrische Ladung eines Atoms in einem Molekül oder einer Verbindung zu beschreiben.

Bei den Oxidationszahlen geht man davon aus, dass alle Stoffe (also auch die kovalenten Bindungen) aus Ionen aufgebaut sind.

Eine Oxidationszahl ist eine hypothetische Ladung, die ein Atom hätte, wenn es alle seine Bindungselektronen mit dem elektronegativeren Atom in einer chemischen Bindung teilen würde. Man kann hierfür die Lewis-Schreibweise aufstellen und in Gedanken die Elektronen mit der höchsten Elektronegativität (EN) zuordnen.

Bindungspartner mit gleicher Elektronegativität teilen sich die Bindungselektronen gleichmäßig.

Die Oxidationszahlen ist eine ganze Zahl, die positiv, negativ oder null sein kann. Man schreibt diese mit römischen Ziffern über die Atome.



Regeln zum aufstellen der Oxidationszahlen:

Achtung: Diese Regeln müssen in der angegebenen Reihenfolge (von oben nach unten) angewendet werden!

① Atome im elementaren Zustand haben immer die Oxidationszahl 0. z.B. $\text{Br}_2=0$ $\text{I}_2=0$ $\text{C}=0$ $\text{O}_2=0$ $\text{H}_2=0$	$\overset{0}{\text{Br}}_2$
② Bei einatomigen Ionen entspricht die Oxidationszahl der Ionenladung. z.B. $\text{Cu}^{2+}=+II$ $\text{O}^{2-}=-II$ $\text{Na}^{+}=+I$ $\text{Al}^{3+}=+III$ $\text{Cl}^{-}=I$	$\overset{+I}{\text{Na}}^{+}$
③ Fluor (F) bekommt in Verbindungen immer die Oxidationszahl -I. $\text{F} = -I$	$\overset{+I}{\text{H}}\overset{-I}{\text{F}}$
④ Alkalimetalle (1. Hauptgruppe) haben stets die Oxidationszahl +I. z.B. $\text{Li} = +I$ $\text{Na} = +I$ $\text{K} = +I$	$\overset{+I}{\text{Na}}\overset{-I}{\text{Cl}}$
⑤ Erdalkalimetalle (2. Hauptgruppe) haben stets die Oxidationszahl +II. z.B. $\text{Be} = +II$ $\text{Mg} = +II$ $\text{Ca} = +II$	$\overset{+II}{\text{Mg}}\overset{-II}{\text{O}}$
⑥ • Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl +I. • In Metallhydriden (LiH , MgH_2) hat Wasserstoff die Oxidationszahl -I.	$\overset{+I}{\text{H}}_2\overset{-II}{\text{O}}_2$
⑦ Sauerstoff (O) bekommen in Verbindungen die Oxidationszahl -II. $\text{O} = -II$	$\overset{+IV}{\text{C}}\overset{-II}{\text{O}}_2$
⑧ Halogenatome (VII. Hauptgruppe) haben meistens die Oxidationszahl -I. z.B. $\text{Cl} = -I$ $\text{Br} = -I$ $\text{I} = -I$	$\overset{+I}{\text{H}}_3\overset{-II}{\text{C}}\overset{-I}{\text{Br}}$
⑨ Die anderen Oxidationszahl in einer Bindung werden <u>berechnet</u> . Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome in einer mehratomigen neutralen Verbindung ist gleich 0.	

Beispiele:

Moleküle mit Oxidationszahlen		Rechnung Grau sind berechnete Werte.
Wasserstoffperoxid	$\overset{+I}{\text{H}}_2\overset{-I}{\text{O}}_2$	$2 \cdot +I + 2 \cdot -I = 0$ Wasserstoff hat +I (Regel ④) Deshalb muss Sauerstoff -I sein.
Kohlenstoffdioxid	$\overset{+IV}{\text{C}}\overset{-II}{\text{O}}_2$	$+IV + 2 \cdot -II = 0$ Jedes Sauerstoff hat -II (Regel ⑤) Deshalb hat Kohlenstoff +IV