

Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen

1. Die Oxidationszahl eines Atoms im elementaren Zustand ist Null.
2. Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist identisch mit seiner Ionenladung.
3. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions.
4. Die Oxidationszahlen der Atome in Molekülen werden durch Heterolyse ermittelt.
5. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines neutralen Moleküls (mehratomiges „Ion“ mit Ladung Null) ist Null.
6. Fluor hat als elektronegativstes Element in allen Verbindungen die Oxidationszahl $-I$.
7. Sauerstoff, das zweit-elektronegativste Element, hat meistens die Oxidationszahl $-II$. Ausnahmen liegen vor, wenn Sauerstoffatome miteinander verbunden oder an Fluor gebunden sind: KO_2 , Na_2O_2 , OF_2
8. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl $+I$. In Metallhydriden (z.B. LiH , MgH_2) hat Wasserstoff die Oxidationszahl $-I$.
9. In Verbindungen der Nichtmetalle ist die Oxidationszahl des elektronegativeren Elements negativ und entspricht der Ionenladung, die für Ionenverbindungen dieses Elements gilt. Im Phosphor(III)-chlorid hat Chlor zum Beispiel die Oxidationszahl $-I$.
10. Bei schweren Hauptgruppenelementen ab der dritten Hauptgruppe zählt die Oxidationszahl, welches der Nummer der Hauptgruppe minus zwei („inert pair effect“) entspricht, zu den stabilen Oxidationszahlen dieses Elements (z.B. Sn^{2+} , Sn^{4+}).