

Nützliche Regeln zur Ermittlung von Oxidationszahlen

1. Ein einzelnes Atom oder ein Atom in einem Element hat die Oxidationszahl 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. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines Moleküls (mehratomiges „Ion“ mit Ladung Null) ist Null.
4. Fluor, das elektronegativste Element, hat in allen Verbindungen die Oxidationszahl $-I$.
5. Sauerstoff, das zweit-elektronegativste Element, hat meistens die Oxidationszahl $-II$. Ausnahmen gibt es, wenn O-Atome miteinander verbunden sind:
im Peroxid-Ion $[\underline{O}-\underline{O}]^{2-}$ hat jedes O-Atom die Oxidationszahl $-I$;
im Hyperoxid-Ion (O_2^-) hat jedes O-Atom die Oxidationszahl $-\frac{1}{2}$.
Im OF_2 hat Sauerstoff die Oxidationszahl $+II$ (Regel 4).
6. Wasserstoff hat in Verbindungen mit Nichtmetallen die Oxidationszahl $+I$. In Metallhydriden (z. B. LiH , MgH_2) hat Wasserstoff die Oxidationszahl $-I$.
7. 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 (PCl_3) hat Chlor zum Beispiel die Oxidationszahl $-I$.