

Oxidationszahl

Die Oxidationszahl gibt an, wieviele Elektronen ein neutrales Atom innerhalb einer Verbindung formal aufgenommen (negative Werte) beziehungsweise abgegeben (positive Werte) hat.

Eine andere Definition lautet: Die Oxidationszahl eines Atoms in einer chemischen Verbindung ist formal ein Maß zur Angabe der Verhältnisse der Elektronendichten um dieses Atom. Eine positive Oxidationszahl zeigt an, dass die Elektronendichte gegenüber seinem Normalzustand erniedrigt ist, eine negative zeigt an, dass die Elektronendichte um das Atom erhöht ist.

Nutzen

Die Oxidationszahlen dienen bei Redoxreaktionen dazu, die Vorgänge besser zu erkennen. Die Übertragung der Elektronen von einem Atom auf ein anderes zeigt sich daran, dass sich die Oxidationszahl des einen (der Elektronen abgibt) erhöht, die des anderen (der Elektronen aufnimmt) erniedrigt.

Oft wird erst durch die Bestimmung der Oxidationszahlen einzelner Atome klar, welche chemische Reaktion abläuft.

Angabe der Oxidationszahl

Oxidationszahlen werden in Verbindungen in römischen Ziffern über die Atomsymbole geschrieben. (Bsp. O^{-II}) Steht das Elementsymbol alleine, so werden sie häufig als arabische Ziffern, wie bei Ionen geschrieben.

Bestimmung der Oxidationszahl

Die Oxidationszahl lässt sich leicht mit Hilfe folgender Regeln herleiten:

1. Atome im elementaren Zustand haben die Oxidationszahl Null.
2. Bei Ionenverbindungen ist die Oxidationszahl eines Elementes identisch mit seiner Ionenladung.
3. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome einer mehratomigen Verbindung ist gleich Null.
4. Die Summe der Oxidationszahlen aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Gesamtladung dieses Ions.
5. Bei kovalent formulierten Verbindungen (sogenannten Strichformeln, Lewis-Formeln) wird die Verbindung formal in Ionen aufgeteilt. Dabei wird angenommen, dass die an einer Bindung beteiligten Elektronen vom elektronegativeren Atom vollständig übernommen werden.
6. Die meisten Elemente treten in mehreren Oxidationsstufen auf.

Hilfsregeln

In der Praxis hat es sich als hilfreich erwiesen, für die Bestimmung der Oxidationszahlen einige Regeln zu formulieren:

1. Metallatome bekommen in Verbindungen und als Ionen immer eine positive Oxidationszahl, das Fluoratom (F) bekommt in Verbindungen außer mit sich selbst immer die Oxidationszahl -I
2. Ein Wasserstoffatom hat im Allgemeinen die Oxidationszahl +I
3. Ein Sauerstoffatom hat im Allgemeinen die Oxidationszahl -II
4. Halogenatome (Fluor, Chlor, Brom, Iod) haben im Allgemeinen die Oxidationszahl -I, außer in Verbindung mit Sauerstoff oder einem Halogen, das im Periodensystem höher steht.
5. elementarer Zustand: Oxidationszahl ist Null (z.B. I_2 , C, O_2 , P_4 , S_8)
6. Ionenverbindung: Summe der Oxidationszahlen ist identisch mit der Ionenladung
7. kovalente Bindung: Bindungselektronen werden dem elektronegativeren Bindungspartner zugeteilt, gleiche Bindungspartner erhalten je die Hälfte der Bindungselektronen; die Oxidationszahl entspricht den zugeteilten Bindungselektronen im Vergleich zu der Anzahl der normalerweise vorhandenen Außenelektronen.

Regeln 1,6,7 gelten immer,

Regel 2 gilt nicht, wenn Wasserstoff mit „elektropositiveren“ Atomen wie Metallen (Hydride) oder sich selbst direkt verbunden ist.

Regel 3 gilt nicht in Verbindungen, in denen Sauerstoff direkt mit sich selbst oder mit Fluor verbunden ist.

Höchste Oxidationsstufen

Die höchsten bisher beobachteten Oxidationstufen sind +8 in OsO_4 und -5 in Verbindungen mit Gruppe-13-Elementen; Bor und Gallium). Die grösste Spanne von Oxidationszahlen ist bisher mit 10 bei schwereren Übergangsmetallen wie Os (Os^{2-} bis Os^{8+}) gefunden worden.