

Ich kapiere einfach nicht, wie man Oxidationszahlen bildet. Kann mir jemand helfen?

Wenn man ein Molekül hat, das irgendwie oxidiert wird, ist es oft sehr schwer zu erkennen, wo und wie denn die Oxidation (Elektronenabgabe; bei der Reduktion Elektronenaufnahme) stattfindet. Deshalb zerlegt man "im Kopf" (also rein theoretisch) das Molekül in Ionen. Man tut also so, als sei es aus Ionen aufgebaut. Aber welche "Ionen" sind das dann?

Um das zu klären, schaut man einfach bei jeder Bindung, welcher Partner "stärker" ist, also was kräftiger an den gemeinsamen Bindungselektronen zieht. Diesem "stärkeren" Partner, den man an der höheren Elektronegativität erkennt, "gibt" man jetzt einfach die gemeinsamen Elektronen (rein theoretisch!) und schaut dann, welche "Ladung" er jetzt hat. Dem anderen Partner "fehlen" diese Elektronen, da schaut man auch, welche "Ladung" er jetzt hat. Und diese "Ladungen" sind die Oxidationszahlen.

Beispiel: C hat die Elektronegativität (EN) 2,5; H hat 2,1; O hat 3,5. Nehmen wir jetzt Methan, CH_4 . Es gibt vier gemeinsame Bindungspaare, die vom C weggehen. C ist der elektronegativere Partner, also schlägt man ihm alle Bindungselektronen zu. C "hat" jetzt also 8 Elektronen. Von Haus aus hat C aber nur 4 Außenelektronen! Also "hat" C jetzt die "Ladung" 4- oder eben die Oxidationszahl 4-.

Wenn aber ein O-Atom auch noch am C hängt, wie bei Methanol, CH_3OH , dann "bekommt" C nur noch die drei Bindungselektronenpaare zu den H-Atomen. Das macht 6 Elektronen. Das Paar zum O-Atom "bekommt" das O-Atom, es "hat" also statt vorher 6 jetzt 8

Außenelektronen. Also ist C jetzt nur noch zweifach negativ "geladen", das O-Atom ebenfalls die "Ladung" 2-. Das sind jetzt die Oxidationszahlen. Und die H-Atome? Nun, denen "fehlt" jetzt auch noch ihr einziges Elektron. Sie sind also 1+ "geladen", also sie haben die Ox.-Zahl +1.