

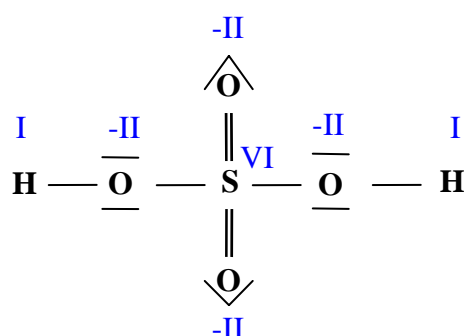
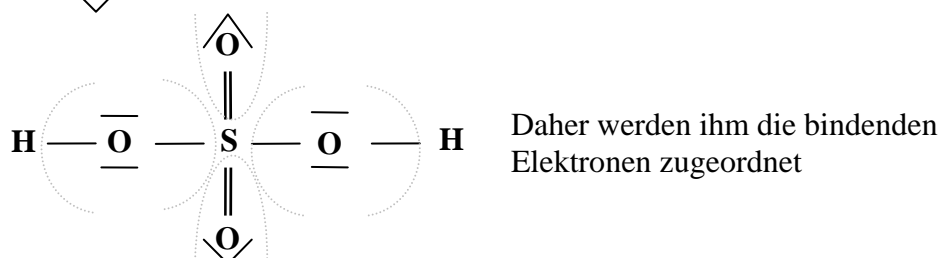
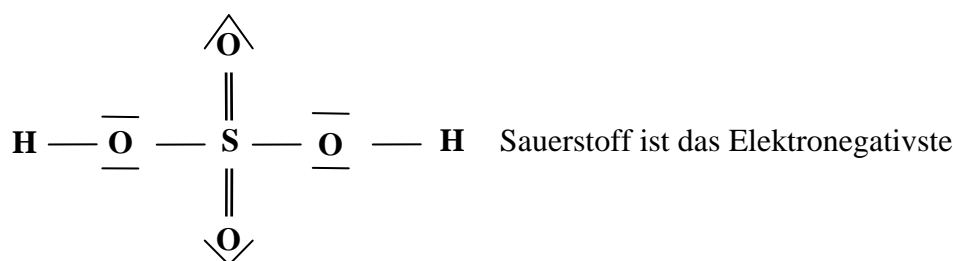
Redoxreaktionen - Oxidationszahlen

Redoxreaktionen stellen einen wichtigen Reaktionstyp dar. Sie sind aber auch in unserem Alltag allgegenwärtig. Die Energiegewinnung durch Verbrennen von fossilen Brennstoffen Zuhause oder auf dem Weg zur Schule im Auto, oder die Verbrennung von Kohlenhydraten zur Energiegewinnung in dir selbst zählt dazu. Auch die Photosynthese – die Umkehrreaktion der Verbrennung von Zucker – also dessen Synthese aus CO_2 und H_2O – ebenso. Solltest du auf dem Weg zur Schule deinen Walkman oder ein Handy bei dir tragen, dann hast du es letztlich einer Redoxreaktion zu verdanken, dass diese Geräte ohne Steckdose verwendbar sind – in Batterien und Akkus laufen Redoxreaktionen ab.

Solltest du zu den Chemie-Freaks unserer Schule gehören, so hier auch erwähnt, dass viele quantitative (mengenmäßige) Bestimmungen in der analytischen Chemie auf diesem Reaktionstyp beruhen – Erfassen von Schwefeldioxid in Wein oder die Bestimmung des Metallanteiles im Erz u.v.m.

Oxidationszahlen:

Die Oxidationszahlen sind gedankliche Ladungszahlen, die ein Atom in einer Verbindung hätte. Man ordnet die bindenden Elektronen dem elektronegativeren Partner zu (also dem, der stärker darin ist, Elektronen an sich zu ziehen)



Es ergeben sich folgende „Ladungen“:

$$\text{H} = +1$$

$$\text{O} = -2$$

$$\text{S} = +6$$

Oxidationszahlen werden in römischen Ziffern angeschrieben.

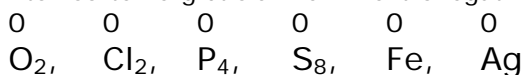
Erklärung: Hypothetisch betrachtet ist es so: Das Sauerstoff-Atom zieht Schwefelsäuremolekül H_2SO_4 alle bindenden Elektronenpaare an sich. Damit nimmt es dem Wasserstoff das einzige Elektron, das es besitzt. Das Wasserstoff-Atom hat nur noch ein Proton im Kern, aber kein Elektron mehr. Dadurch ergibt sich die Ladung +1.

Das Sauerstoff-Atom wiederum gewinnt durch die Elektronegativität 2 Elektronen dazu. Es erhält die gedankliche Ladung -2, denn es hätte dann 8 Protonen und 10 Elektronen!

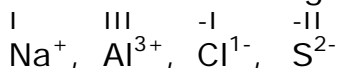
Damit man aber nicht jedes Molekül gedanklich zerpfücken muss, gibt es zur Bestimmung der OXZ (= Oxidationszahlen) **Regeln:**

1. Die Atome in Elementen erhalten immer die Oxidationszahl Null.

Elemente erkennt man daran, dass sie aus nur einer Atomsorte bestehen. In gleichen Atomsorten ergibt sich kein Elektronegativitätsunterschied \rightarrow OXZ = 0



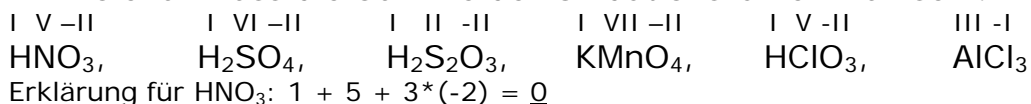
2. In einem einatomigen Ion ist die OXZ gleich der Ladung des Ions.



3. In Molekülen oder Molekül-Ionen werden folgende Bestimmungsregeln angewendet:

- Die Atome von Metallen haben stets positive OXZ, wobei jene der ersten Hauptgruppe stets I und jene der 2. Hauptgruppe stets II erhalten.
- Fluor besitzt immer die OXZ -I.
- Die anderen Halogene erhalten die OXZ -I, außer dann, wenn sie mit Sauerstoff verbunden sind!
- Wasserstoffatome besitzen in der Regel die OXZ I (außer in Metallhydriden wie z.B.: $\text{NaH} \rightarrow$ OXZ von Wasserstoff -I).
- Sauerstoffatome erhalten in der Regel die OXZ -II (außer in Peroxiden wie z.B.: $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow$ OXZ von Sauerstoff -I)

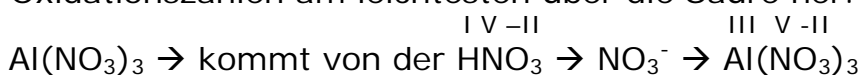
4. Im Molekül muss die Summe der Oxidationszahlen Null sein!



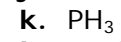
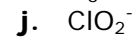
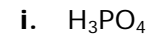
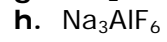
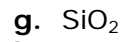
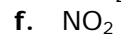
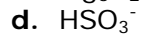
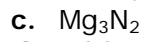
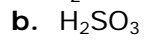
5. In Molekül-Ionen entspricht die Summe der Oxidationszahlen der Ladung des Ions.



6. In Molekülen mit zusammengesetzten Ionen leitet man sich die Oxidationszahlen am leichtesten über die Säure her.



Bestimme die Oxidationszahlen der Atome in folgenden Verbindungen:



Das Ergebnis kannst du mit deinem Lehrer korrigieren!