

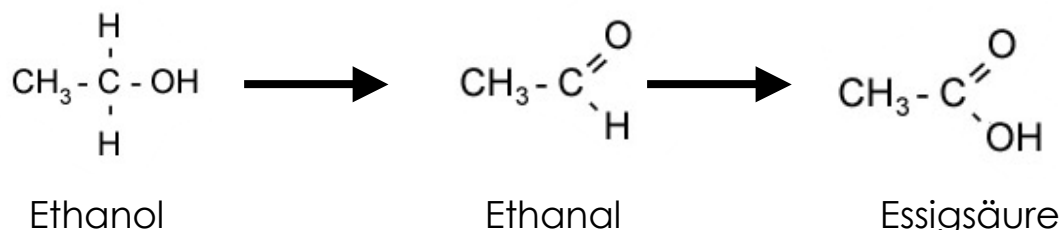
Redox-Reaktionen

1. Definitionen

Neben den Säure/Basen-Reaktionen, bei der man sich die Protonenübertragungen anschaut, ist der zweite wichtige Reaktionstyp in der Chemie die sog. **Reduktions-Oxidations-Reaktion** (abgekürzt: **Redox**-Reaktion).

	Oxidation	Reduktion
„alte“ Definition	Sauerstoff-Aufnahme	Sauerstoff-Abgabe
„neue“ Definition	Elektronenabgabe	Elektronenaufnahme

Für Biologen ist die alte Definition meist ausreichend, da alle organische Moleküle aus Wasserstoff- oder Sauerstoff bestehen und man leicht anhand einer Reaktionsgleichung erkennen kann, welcher Stoff oxidiert oder reduziert wurde – beispielsweise die Oxidation von Ethanol zu Essigsäure über Ethanal mit Hilfe von Bakterien:



Bei der Umwandlung von Ethanol zu Ethanal wird z.B. ein Wasserstoffatom abgegeben (Oxidation), bei der Umwandlung von Ethanal zu Essigsäure wird ein Sauerstoffatom aufgenommen (Oxidation).

Die neue Definition ist jedoch die exaktere, denn letztendlich geht es um die Übertragung der Elektronen. Bei dem obigen Beispiel wird z.B. letztendlich das Kohlenstoffatom, an dem die funktionellen Gruppen gebunden sind, oxidiert. Die Sauerstoff- und Wasserstoffatome spielen letztendlich somit nicht die entscheidende Rolle.

Hinzu kommt, dass bei vielen Redoxreaktionen die Elemente Sauerstoff und Wasserstoff gar nicht vorkommen. Um trotzdem leicht erkennen zu können, welches Atom reduziert oder oxidiert wurde, wurden die Oxidationszahlen als Hilfsmittel eingeführt

2. Oxidationszahlen:

Oxidationszahlen sind Ladungen oder fiktive Ladungen, die den Atomen einer Verbindung nach bestimmten Regeln zugewiesen werden. Bestimmt man die Oxidationszahlen einer Verbindung, erkennt man sehr leicht, welches Atom reduziert bzw. oxidiert wurde.

Damit die Oxidationszahlen nicht mit den Ladungszahlen verwechselt werden, schreibt man sich in römischer Schreibweise (+/- 0, I, II, III u.s.w.). Dabei gilt:

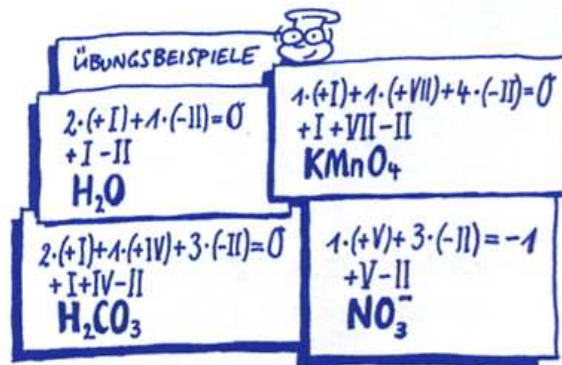
Oxidation = Erhöhung der Oxidationszahl (Entzug von Elektronen)
Reduktion = Erniedrigung der Oxidationszahl (Zufuhr von Elektronen)



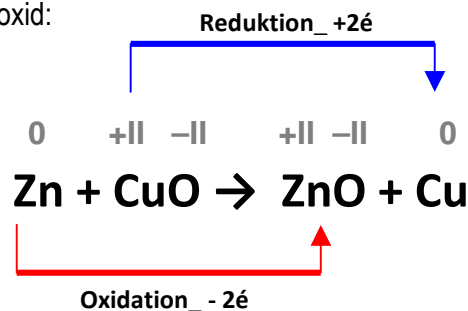
Nützliche Regeln zur Ermittlung der Oxidationszahlen:

1. Ein einzelnes Atom in einem Element hat die Oxidationszahl **0** (z.B. alle elementare Metalle, Iod I₂...)
2. Die Oxidationszahl eines einatomigen Ions ist identisch mit seiner Ionenladung (z.B. Zn²⁺: Oxidationszahl **+II**, Chlorid Cl⁻-Ion: Oxidationszahl **-I**.)
3. **Sauerstoff** hat die Oxidationszahl **-II** (Ausnahme: in Wasserstoffperoxid H₂O₂ hat der Sauerstoff **-I**)
4. **Wasserstoff** hat die Oxidationszahl **+I**
5. Die Summe aller Oxidationszahlen aller Atome eines mehratomigen Ions ist gleich der Ladung dieses Ions. Die Summe aller Oxidationszahlen aller Atome eines Moleküls ist Null.

Beispiele zum Bestimmen der Oxidationszahlen verschiedener Verbindungen:



Beispiel: Reaktion von Zink mit Kupferoxid:



Man erkennt anhand der Oxidationszahlen das Zink oxidiert wurde und Kupfer reduziert. Ein weiterer Vorteil ist, dass man mit Hilfe der Oxidationszahlen auch exakt bestimmen kann, wie viele Elektronen aufgenommen und abgegeben werden. Das ist insbesondere für das Ausgleichen der Redoxreaktionen wichtig.

Da ein Stoff übrigens nur dann Elektronen abgeben kann, wenn diese von anderen Teilchen aufgenommen werden, ist eine Oxidation immer mit einer Reduktion gekoppelt und umgekehrt! Beide Vorgänge laufen somit immer gleichzeitig ab.

3. Reduktions- und Oxidationsmittel:

Betrachtet man eine solche Redox-Reaktion, kann man noch zwischen Reduktions- und Oxidationsmittel unterscheiden:

Oxidationsmittel ist eine „Elektronenfänger“ – wird selbst reduziert, da es Elektronen aufnimmt

Reduktionsmittel ist ein „Elektronenspender“ – wird also selbst oxidiert, da es Elektronen abgibt.

Bei der Reaktion von Zink mit Kupferoxid ist demnach das Zink das Reduktionsmittel und fördert die Reduktion des anderen Stoffes, Kupferoxid ist dagegen das Oxidationsmittel, da es die Elektronen aufnimmt.

Das bekannteste Oxidationsmittel ist der Sauerstoff, z.B. bei Verbrennungen oder bei der Zellatmung. Bekannte Reduktionsmittel sind z.B. Wasserstoffgas (H₂), Alkali- und Erdalkalimetalle.

4. Spannungsreihe

Doch wann gibt nun ein Stoff seine Elektronen bevorzugt ab und wann nimmt er lieber welche auf?

Um diese Frage zu beantworten, hat man experimentell verschiedene Versuche durchgeführt und folgende Tendenzen fest gestellt.

1. **Unedle Metalle** – wie z.B. Kalium, Natrium, Aluminium – geben ihre Elektronen leicht ab und werden somit leicht oxidiert. In der Natur liegen sie daher meist als Oxide Sulfide oder Chloride vor (z.B. Kupferoxid CuO, Eisenoxid Fe₂O₃, Zinksulfid ZnS)
2. **Edle Metalle** – wie z.B. Gold, Silber, Platin - geben dagegen ihre Elektronen nur schwer ab, werden also selten oxidiert und liegen daher in der Natur meist metallisch vor.



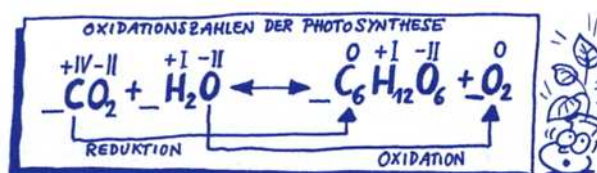
Die Ergebnisse der Versuche nennt man auch „**elektrochemische Spannungsreihe**“ – Dies ist eine ausführliche Tabelle mit verschiedenen Werten. Anhand der Werte lässt sich leicht ablesen, welcher Stoff als Reduktions- bzw. als Oxidationsmittel wirkt.

Für Biologen ist das Wissen über diese Spannungsreihen insbesondere bei der Atmungskette der Zellatmung wichtig. Die Elektronentransportkette ist eine Reihe hintereinander geschalteter Redox-Moleküle, die in der Lage sind Elektronen aufzunehmen bzw. abzugeben. Über diese Kette werden Elektronen weitergegeben, sie fallen sozusagen in Stufen bergab, wobei die einzelnen Redox-Moleküle ein zunehmend niedriges Energieniveau haben.

5. Redoxreaktionen im Alltag

Redoxreaktionen findet man im Zusammenhang mit Batterien, Akkus oder Brennstoffzellen. Dabei werden letztendlich Oxidation und Reduktion räumlich voneinander getrennt, so dass die übertragenen Elektronen durch den Verbraucher (Handy, mp3-Player, Laptop) fließen können. Meist werden dabei Metalle oxidiert (z.B. Zink in der Zink-Kohle-Batterie, Blei in der Autobatterie, Nickel oder Cadmium in Akkus)

Nahe zu alle wichtigen stoffwechselphysiologischen Reaktionen innerhalb einer Zelle beruhen ebenfalls auf Elektronenübertragungen! Die komplexen und mehrstufigen Prozesse der Photosynthese als auch der Zellatmung beruhen auf der schrittweisen Übertragung von Elektronen.



Ein wichtiges Oxidationsmittel der Zelle ist zum Beispiel NAD⁺ (=Nicotinsäureamid-Adenin-Dinukleotid).