Nach einer erweiterten Definition ist Oxidation nicht mehr nur die Aufnahme von Sauerstoff, sondern es werden alle Reaktionen erfasst, bei denen Elektronen abgegeben werden.
Oxidation bedeutet nun: **Abgabe von Elektronen** - leichter : Oxidation ist Erhöhung der Oxidationszahl.
Reduktion ist **Aufnahme von Elektronen** – leichter: Reduktion ist Erniedrigung der Oxidationszahl.
Jeder Oxidationsvorgang muss mit einem Reduktionvorgang gekoppelt sein. Man spricht von **REDOX-Reaktionen.**
Zur Vermeidung von Missverständnissen werden wir ab jetzt die Oxidationszahlen mit römischen Ziffern darstellen:
Regeln zu den Oxidationszahlen:

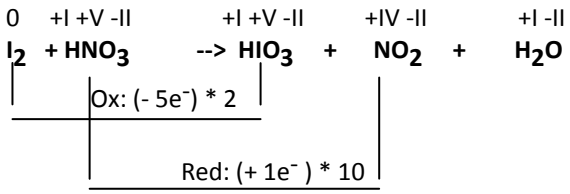
1. Die Oxidationszahlen aller Elemente sind Null.
2. Die Summe aller Oxidationszahlen in einer Verbindung ist Null.
3. Die Oxidationszahl einatomiger Ionen entspricht ihrer Ionenladung
5. Die Summe der Oxidationszahlen bei mehratomigen Ionen ist gleich der Ionenladung.

Faustregeln:

a) Die Oxidationszahlen sind häufig identisch mit den bevorzugten Ladungszahlen. (Hauptgruppennummer oder Hauptgruppennummer -8)
b) Viele Elemente haben in chemischen Verbindungen mit wenigen Ausnahmen immer die gleichen Oxidationszahlen:
1) Alkalimetalle + I
2) Erdalkalimetalle + II
3) J, Br, Cl - I (außer in Verbindungen mit 0)
4) O - II (außer in Peroxiden : - I)
5) H + I (außer in Hydriden : - I)
6) F - I

Regeln zur vollständigen Aufstellung von Redoxgleichungen:

1. Korrekte Formeln der Ausgangs-und Endprodukte schreiben. Die Atome ermitteln deren Oxidationszahlen sich ändern, und Oxidationszahlen über die Symbole schreiben!
2. Oxidation bzw. Reduktion suchen und mit einer "Klammer" festlegen.
3. Gesamtzunahme und Gesamtabnahme der Oxidationszahlen der Reaktionspartner ermitteln, die Koeffizienten so wählen, dass zunächst die Zahl der aufgenommenen Elektronen gleich der der abgegebenen ist.
   Beispiel: Es geht auch mit komplizierten Reaktionen:

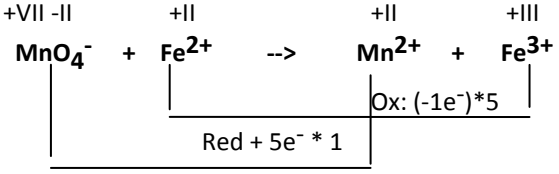


$I_2 + 10\ HNO_3 \rightarrow 2\ HIO_3 + 10\ NO_2 + 4\ H_2O$

Für Reaktionen, bei denen der pH-Wert eine Rolle spielt

4. Ionenladungen in saurer Lösung durch H^+ in alkalischer Lösung durch OH^- ausgleichen.
5. H-Atome durch Zufügen von H_2O Molekülen auf der entsprechenden Seite der Gleichung ausgleichen. Überprüfung der Anzahl der O Atome, die bei richtiger Ausführung der einzelnen Schritte stimmen muss.

Beispiel:



3. **$1\ MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} \rightarrow 1\ Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+}$**

4. $(-1) + 5*(+2) + x = (+2) + 5*(+3) \Rightarrow x = 8$

5. **$1\ MnO_4^- + 5\ Fe^{2+} + 8\ H^+ \rightarrow 1\ Mn^{2+} + 5\ Fe^{3+} + 4\ H_2O$**