

Grundlagen der Chemie

Redox-Reaktionen

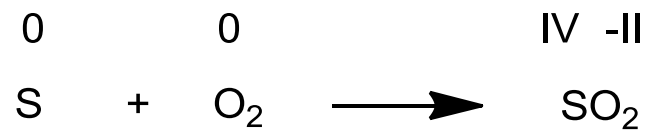
Prof. Annie Powell

Institut für Anorganische Chemie – Grundlagen der Chemie

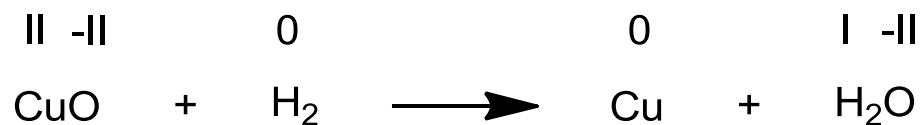
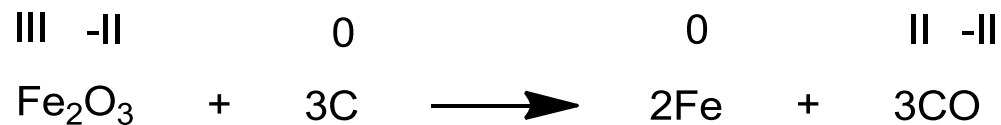


Oxidation und Reduktion

- **Oxidation** – ursprünglich die Aufnahme von Sauerstoff, z.B. die Verbrennung von Magnesium oder Schwefel:



- **Reduktion** – ursprünglich der Entzug von Sauerstoff, z.B. bei der Gewinnung von Eisen und Kupfer aus den Oxiden:



Oxidation und Reduktion

- Die **Oxidationszahlen** der Elemente werden
 - bei der **Aufnahme** von Sauerstoff **größer**,
 - bei der **Abgabe** von Sauerstoff **kleiner**.

- Das Gleiche ergibt sich auch bei der Reaktion mit anderen Nichtmetallen wie Chlor:



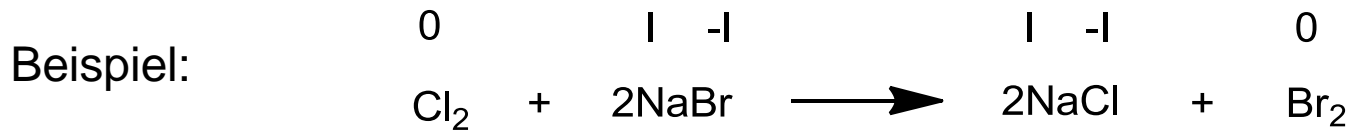
- Magnesium wird auch hier in die Oxidationsstufe II überführt. In beiden Fällen werden die beiden Valenzelektronen des Magnesiums entfernt. Jetzt können wir die Begriffe Oxidation und Reduktion allgemeiner definieren:

Oxidation - Elektronen werden abgegeben, die Oxidationszahl erhöht sich.

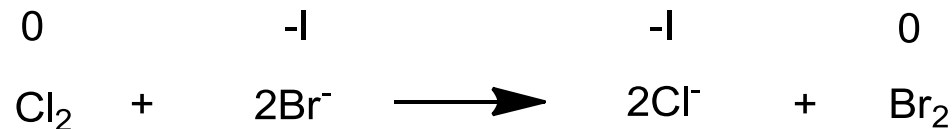
Reduktion - Elektronen werden aufgenommen, die Oxidationszahl erniedrigt sich.

Oxidation und Reduktion

- Chemische Reaktionen, bei denen Oxidationen und Reduktionen stattfinden, sind an der Änderung von Oxidationszahlen zu erkennen.



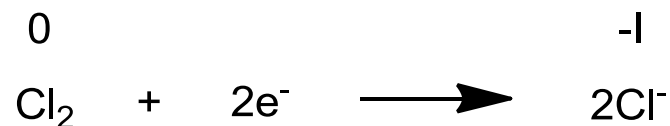
- Ohne das an der Reaktion unbeteiligte Na^+ :



- Hier wird Br^- durch die Abgabe eines Elektrons oxidiert:



- Chlor wird durch die Annahme eines Elektrons reduziert:



Oxidation und Reduktion

- Allgemein gilt:



- Reduzierte und oxidierte Form bilden ein Redoxpaar; $2\text{Cl}^-/\text{Cl}_2$ und $2\text{Br}^-/\text{Br}_2$ sind Redoxpaare.
- Solche Reaktionen, bei denen eine Elektronenübertragung stattfindet, nennt man **Redoxreaktionen**. Hier sind immer zwei **Redoxpaare** beteiligt.

Redoxgleichungen

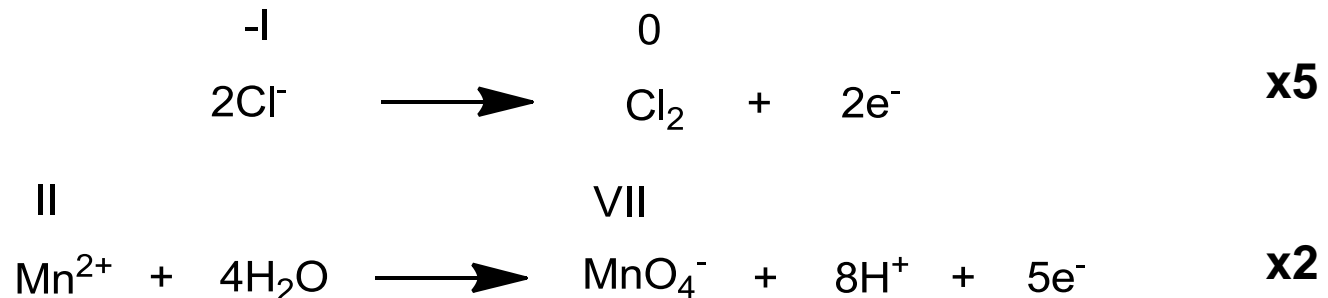
- Es wird für die beiden Redoxpaare getrennt formuliert. Anschließend werden die erhaltenen Teilgleichungen unter Berücksichtigung der Elektronenbilanz verknüpft.

z.B. die Reaktion von Permanganat, MnO_4^- , mit Salzsäure, bei der elementares Chlor und Mangan(II) entsteht:



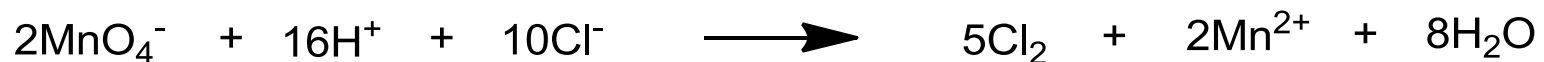
Nach: reduzierte Form \rightleftharpoons oxidierte Form + ne^-

gibt es die zwei Teilgleichungen:



Redoxgleichungen

- Multiplizieren mit den angegebenen Faktoren ergibt zwei Teilgleichungen mit jeweils 10 e⁻; mit der so ausgeglichenen Elektronenbilanz können die Teilgleichungen addiert werden und zwar wird die Summe der Ausgangsstoffe und die Summe der Endstoffe der beiden Gleichungen gebildet:



- Beachte:
 Die **Summe der Ladungen** auf jeder Seite der Gleichung muss gleich sein. Auf die Seite mit überschüssiger negativer Ladung werden im Fall einer sauren Lösung H₃O⁺ -Ionen zugefügt, im Fall einer basischen Lösung werden OH⁻ -Ionen auf die Seite mit geringerer negativer Ladung zugefügt. Die **Zahl der Atome jeder Atomsorte** muss auf beiden Seiten der Gleichung gleich sein; der Ausgleich erfolgt durch Wasser.