

Redoxreaktionen*

Patrick Bucher

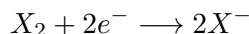
25. Juli 2011

1 Einfache Redox-Reaktion

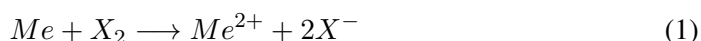
- Eine Redox-Reaktion beschreibt den Vorgang einer *Reduktion* und einer *Oxidation*.
 - Bei der Reduktion gibt ein Reduktionsmittel (RM) seine Elektronen an seinen Reaktionspartner ab, es ist ein *Elektronendonator* (Elektronenspender). Das RM *reduziert* seinen Partner. Die Oxidationszahl des RM steigt.



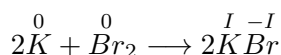
- Bei der Oxidation nimmt ein Oxidationsmittel (OM) die freigewordenen Elektronen von seinem Reaktionspartner auf. Es ist ein *Elektronenakzeptor* (Elektronenempfänger). Das OM *oxidiert* seinen Partner. Die Oxidationszahl des OM sinkt.



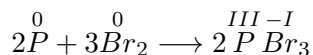
- Die Redox-Gleichung (1) – die Summe der Reduktions- und der Oxidationsgleichung – und die Stoffgleichung (2) lauten:



- Bei der Salzbildung ist das Metall RM und das Nichtmetall OM. Metall-Atome werden zu Kationen oxidiert, Nichtmetall-Atome zu Anionen reduziert. Dazu ein Beispiel:

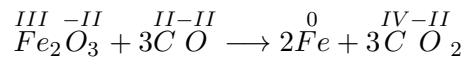


- Reagieren zwei verschiedene Nichtmetalle miteinander, ist das elektronegativere Edukt das OM (und somit der Elektronenempfänger) und das weniger elektronegative Edukt das RM (und somit der Elektronenspender). Dabei entstehen meist polare Atombindungen. Auch dazu ein Beispiel:



* AKAD-Reihe CH 108, ISBN: 3-7155-2028-0

- Die meisten Metalle kommen in der Erdkruste nicht *gediegen* (d.h. als Element) vor, sondern nur in Verbindungen. Das elementare Metall kann aber durch Reduktion aus der Verbindung gewonnen werden. Als RM dienen dabei Kohlenstoff, Wasserstoff oder unedle Metalle. Eisen wird im Hochofen mithilfe von Steinkohlekoks aus Eisenoxid gewonnen:



2 Verbrennung und langsame Oxidation

- Eine Oxidation kann auf zwei Arten erfolgen:
 - Eine *Verbrennung* ist eine rasch ablaufende Redoxreaktion. Dabei treten meist Flamme, Glut und Rauch auf. Die Verbrennung beginnt mit der Entzündung beim Erreichen der *Entzündungstemperatur* («Selbstentzündung») oder bei der Entflammung mit der wesentlich tieferen *Flammentemperatur*. Das Oxidationsmittel ist meistens Sauerstoff (O_2).
 - Eine *langsame Oxidation* ist eine Reaktion mit Sauerstoff, die ohne Lichterscheinung verläuft. Beispiele dafür sind Korrosion von Metallen («rosten») oder die Zellatmung, die den Lebewesen die nötige Betriebsenergie liefert.
- Fossile Brennstoffe (Erdöl, Erdgas, Stein- und Braunkohle) liefern fast 90% der weltweit technisch genutzten Energie. Mit der Ausnahme von Kohle, die auch elementaren Kohlenstoff enthält, bestehen fossile Brennstoffe aus Kohlenwasserstoffen. Bei der Verbrennung entstehen Kohlenstoffdioxid (CO_2) und Wasser(dampf) (H_2O). Diese beiden Produkte sind deutlich energieärmer als die Kohlenwasserstoffe – die Reaktion verläuft stark exotherm. Das liegt daran, dass die Spaltung der schwach polaren ($C-H$) und der unpolaren ($O=O, C-C$) Bindungen weniger Energie erfordert, als bei der Bildung stark polarer Bindungen ($C=O, O-H$) freigesetzt wird.

3 Umweltbelastung durch Verbrennungsvorgänge

- Die Abgabe von Stoffen, Strahlen, Lärm bezeichnet man als *Emission* an die Umwelt; das Einwirken auf Lebewesen oder Gegenstände als *Immission*. Die Höchstkonzentrationen von Schadstoffen, der ein Mensch während einer bestimmten Zeitperiode ausgesetzt sein darf, ohne dadurch geschädigt zu werden, werden als *Immissionsgrenzwerte* (MIK: Maximale Immissionskonzentration, MAK: Maximal zulässige Arbeitsplatz-Konzentration) festgelegt. Für technische Anlagen und Prozesse legt man Emissionsgrenzwerte fest.
- Die Verbrennung fossiler Brennstoffe verursacht schädliche Emissionen:
 - Kohlendioxid trägt zum anthropogenen (menschgemachten) Treibhauseffekt bei.
 - Kohlenstoffmonooxid wirkt giftig auf Menschen und Tiere.
 - Stickoxide und Kohlenwasserstoffe tragen zur Bildung von Sommersmog bei.
 - Schwefeldioxid und Stickoxide führen zu saurem Regen.